Fronts Quimica 1 Feltre LA 10/06/2005 16:12 Page 1

Ricardo Feltre

Engenheiro Químico pela Escola Politécnica da Universidade de São Paulo.
Doutor em Engenharia Química pela Escola Politécnica da Universidade de São Paulo.
Professor de Química em cursos pré-vestibulares e em cursos superiores.

QUÍMICA

Volume 1

Química Geral



JOHN WILLIAM BANAGAN / THE IMAGE BANK – GETTY IMAGES

Livro não-consumível

Componente curricular: Química

Ilustrações: Adilson Secco, Nelson Matsuda

CÓPIA NÃO AUTORIZADA É CRIME
ABDR
ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA DE DIREITOS REPROGRÁFICOS
RESPEITE O DIREITO AUTORAL

6ª edição
São Paulo, 2004

Moderna

Composite

Título original: *QUÍMICA*

© Ricardo Feltre, 2004

Moderna

Coordenação editorial: José Luiz Carvalho da Cruz
Edição de texto: Alexandre da Silva Sanchez, Flávia Schiavo, Márcio Costa
Colaboradora: Soraya Saadeh (Manual do Professor)
Revisão técnica: Francisco Benedito Teixeira Pessini, Soraya Saadeh
Revisão editorial: Maria Aiko Nishijima
Preparação de texto: Morissawa Casa de Edição ME
Assistência editorial: Joel de Jesus Paulo, Rosane Cristina Thahira, Regiane de Cássia Thahira
Coordenação de *design* e projetos visuais: Sandra Botelho de Carvalho Homma
Projeto gráfico: Marta Cerqueira Leite, Sandra Botelho de Carvalho Homma
Capa: Luiz Fernando Rubio
Foto: Mulher trabalhando nas salinas, Vietnã
©John William Banagan/The Image Bank-Getty Images
Coordenação de produção gráfica: André Monteiro, Maria de Lourdes Rodrigues
Coordenação de revisão: Estevam Vieira Lédo Jr.
Revisão: Daniela Bessa Puccini, José Alessandre S. Neto
Coordenação de arte: Wilson Gazzoni Agostinho
Edição de arte: Wilson Gazzoni Agostinho
Editoração eletrônica: Setup Bureau Editoração Eletrônica
Coordenação de pesquisa iconográfica: Ana Lucia Soares
Pesquisa iconográfica: Vera Lucia da Silva Barrionuevo
As imagens identificadas com a sigla CID foram fornecidas pelo Centro de Informação e Documentação da Editora Moderna.
Coordenação de tratamento de imagens: Américo Jesus
Tratamento de imagens: Américo Jesus, Fabio N. Precendo e Rubens M. Rodrigues
Saída de filmes: Helio P. de Souza Filho, Marcio H. Kamoto
Coordenação de produção industrial: Wilson Aparecido Troque
Impressão e acabamento:

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Feltre, Ricardo, 1928- .
Química / Ricardo Feltre. — 6. ed. —
São Paulo : Moderna, 2004.

Obra em 3 v.
Conteúdo: V. 1. Química geral — v. 2.
Físico-química — v. 3. Química orgânica
Bibliografia.

1. Química (Ensino médio) 2. Físico-química
(Ensino médio) — Problemas, exercícios etc.
I. Título.

04-2879 CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:
1. Química : Ensino médio 540.7

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.
Todos os direitos reservados

EDITORA MODERNA LTDA.
Rua Padre Adelino, 758 - Belenzinho
São Paulo - SP - Brasil - CEP 03303-904
Vendas e Atendimento: Tel. (0_ _11) 6090-1500
Fax (0_ _11) 6090-1501
www.moderna.com.br
2005
Impresso no Brasil
1 3 5 7 9 10 8 6 4 2

APRESENTAÇÃO

Em seus três volumes, esta obra procura contribuir para o ensino da Química entre os alunos do Ensino Médio. Nela são apresentados os conhecimentos básicos da Química e suas aplicações mais importantes. Continuamos nos guiando para a simplificação da teoria, na articulação desta com os fatos do cotidiano e na diversificação dos exercícios.

Para atingir essa finalidade, cada capítulo da obra foi dividido em tópicos que visam tornar a exposição teórica gradual e didática. No final de cada tópico, propusemos algumas perguntas cuja finalidade é a revisão das idéias principais aí desenvolvidas, seguindo-se também uma série de exercícios sobre o que foi discutido.

Em todos os capítulos foram colocados, em muitas oportunidades, boxes com curiosidades e aplicações da Química, pequenas biografias de cientistas, sugestões de atividades práticas e leituras. A intenção dessas seções foi proporcionar maior articulação dessa ciência com outras, como a Matemática, a Física e a Biologia, e também com os avanços tecnológicos.

Agradecemos aos professores e aos alunos que prestigiam nossa obra e reiteramos que críticas e sugestões serão sempre bem recebidas.

O autor

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

VOLUME 1

SUMÁRIO

Capítulo 1 PRIMEIRA VISÃO DA QUÍMICA



1. Observando a natureza, 2
2. As transformações da matéria, 3
3. A energia que acompanha as transformações da matéria, 5
   - *Box*: Veja o que a falta de energia pode provocar, 7
4. Conceito de Química, 7
5. A Química em nosso cotidiano, 7
   - Atividades práticas — pesquisa 8
   - Revisão, 9
   - Exercícios, 9
   - Leitura, 10 Questões sobre a leitura, 10

Capítulo 2 CONHECENDO A MATÉRIA E SUAS TRANSFORMAÇÕES



1. Como a matéria se apresenta: Homogênea? Heterogênea?, 12
2. Fases de um sistema, 12
3. Como a matéria se apresenta: Pura? Misturada?, 13
   - Atividades práticas, 14
   - Revisão, 14
   - Exercícios, 15 Exercícios complementares, 15
4. Transformações da água, 15
   - Revisão, 18
   - Exercícios, 18 Exercícios complementares, 19
5. As observações e as experiências na ciência, 20
   - **5.1.** Medições: o cotidiano e o científico, 20
   - **5.2.** Uma medição importante: a densidade, 23
   - **5.3.** A importância dos gráficos no dia-a-dia, 24
   - Atividades práticas, 26
   - Revisão, 26
   - Exercícios, 26 Exercícios complementares, 28
6. Substância pura (ou espécie química), 29
   - Revisão, 30
   - Exercícios, 30
7. Processos de separação de misturas, 31
   - **7.1.** Filtração, 32
   - **7.2.** Decantação, 33
   - **7.3.** Destilação, 35
   - *Box*: Destilação do ar líquido, 36

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

7.4. Cristalização, 36
7.5. Outros processos de desdobramento de misturas, 36

8. Aprendendo mais sobre o laboratório de Química, 37

9. A segurança nos laboratórios de Química, 39
Atividades práticas, 40
Revisão, 40
Exercícios, 41 Exercícios complementares, 42
Leitura, 43 Questões sobre a leitura, 44
Desafio, 45

Capítulo 3 EXPLICANDO A MATÉRIA E SUAS TRANSFORMAÇÕES



1. Vale a pena explicar (entender) os fatos do cotidiano (e da ciência)?, 49
Box: Conhecimento e poder, 49

2. As tentativas de explicar a matéria e suas transformações, 49

3. O nascimento da Química, 50
3.1. A lei de Lavoisier, 50
3.2. A lei de Proust, 51
Atividades práticas, 52
Revisão, 52
Exercícios, 52

4. A hipótese de Dalton, 53

5. Os elementos químicos e seus símbolos, 54
Revisão, 55
Exercícios, 55

6. Explicando a matéria — As substâncias químicas, 55
6.1. Substâncias simples, 57
6.2. Substâncias compostas ou compostos químicos, 58

7. Explicando a matéria — As misturas, 58
Atividades práticas — pesquisa 59
Revisão, 59
Exercícios, 60 Exercícios complementares, 60

8. Explicando as transformações dos materiais, 61
8.1 As transformações físicas, 61
8.2 As transformações químicas, 61
- É fácil reconhecer uma transformação química?, 62
- Misturar ou reagir?, 63

9. As propriedades das substâncias, 64
Atividades práticas, 64
Revisão, 65
Exercícios, 65 Exercícios complementares, 65

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

10. Explicando as variações de energia que acompanham as transformações materiais, 66

11. Segunda visão da Química, 66

12. Como a ciência progride, 67

Atividades práticas, 69

Revisão, 69

Exercícios, 69

Leitura, 70 Questões sobre a leitura, 71

Desafio, 72

Capítulo 4 A EVOLUÇÃO DOS MODELOS ATÔMICOS



1. O modelo atômico de Thomson, 75

2. A descoberta da radioatividade, 77

3. O modelo atômico de Rutherford, 78

Atividades práticas, 80

Revisão, 80

Exercícios, 81 Exercícios complementares, 81

4. A identificação dos átomos, 81

4.1. Número atômico, 82

4.2. Número de massa, 82

4.3. Elemento químico, 82

4.4. Íons, 82

4.5. Isótopos, isóbaros e isótonos, 83

Revisão, 84

Exercícios, 85 Exercícios complementares, 86

5. O modelo atômico de Rutherford-Bohr, 86

5.1 Introdução, 86

5.2 Um breve estudo das ondas, 87

5.3 As ondas eletromagnéticas, 88

5.4 O modelo de Rutherford-Bohr, 90

Atividades práticas, 92

Revisão, 92

Exercícios, 93 Exercícios complementares, 93

6. O modelo dos orbitais atômicos, 94

Box: Pode-se ver o átomo?, 95

7. Os estados energéticos dos elétrons, 96

7.1 Níveis energéticos, 96

7.2 Subníveis energéticos, 96

7.3 Orbitais, 96

7.4 *Spin*, 97

7.5 A identificação dos elétrons, 98

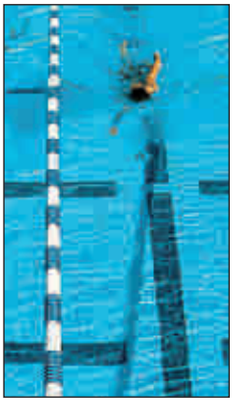
Revisão, 99

Exercícios, 100 Exercícios complementares, 101

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

8. A distribuição eletrônica, 101
8.1 Distribuição eletrônica em átomos neutros, 101
8.2 Distribuição eletrônica nos íons, 102
Exercícios, 103 Exercícios complementares, 104
Leitura, 105 Questões sobre a leitura, 107
Desafio, 108

Capítulo 5 A CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS



1. Histórico, 111

2. A classificação periódica moderna, 113
Classificação periódica dos elementos, 114
2.1. Períodos, 115
2.2. Colunas, grupos ou famílias, 115
2.3. Os nomes dos elementos químicos, 117
Revisão, 118
Exercícios, 118 Exercícios complementares, 119

3. Configurações eletrônicas dos elementos ao longo da classificação periódica, 119
Revisão, 121
Exercícios, 121 Exercícios complementares, 123

4. Propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos químicos, 123
4.1 Introdução, 123
4.2 Raio atômico, 124
4.3 Volume atômico, 126
4.4 Densidade absoluta, 127
4.5 Ponto de fusão e de ebulição, 127
4.6 Potencial de ionização, 127
4.7 Eletroafinidade ou afinidade eletrônica, 127
Atividades práticas, 128
Revisão, 128
Exercícios, 128 Exercícios complementares, 130
Leitura, 131 Questões sobre a leitura, 132
Desafio, 133

Capítulo 6 AS LIGAÇÕES QUÍMICAS



1. Introdução, 136

2. Ligação iônica, eletrovalente ou heteropolar, 137
2.1. Conceitos gerais, 137
2.2. A ligação iônica e a Tabela Periódica, 139
2.3. O tamanho do íon, 140
Revisão, 141
Exercícios, 141 Exercícios complementares, 142

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3. Ligação covalente, molecular ou homopolar, 143
3.1. Ligação covalente, 143
3.2. Caso particular da ligação covalente, 145
3.3. Fórmulas de compostos covalentes, 146
3.4. Compostos moleculares e compostos iônicos, 147
3.5. Exceções à regra do octeto, 148
Revisão, 149
Exercícios, 149 Exercícios complementares, 150
4. Ligação metálica, 151
4.1. Estrutura dos metais, 151
4.2. A ligação metálica, 152
4.3. Propriedades dos metais, 152
Revisão, 153
Exercícios, 153
Leitura, 154 Questões sobre a leitura, 154
Desafio, 155

Capítulo 7 A GEOMETRIA MOLECULAR



1. A estrutura espacial das moléculas, 157
1.1. Conceitos gerais, 157
1.2. Moléculas com pares eletrônicos ligantes e não-ligantes, 158
1.3. Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência, 158
1.4. Macromoléculas covalentes, 159
1.5. Alotropia, 159
• A alotropia do carbono, 159
• A alotropia do fósforo, 160
• A alotropia do enxofre, 161
Revisão, 161
Exercícios, 162 Exercícios complementares, 163
2. Eletronegatividade/polaridade das ligações e das moléculas, 164
2.1. Conceitos gerais, 164
2.2. Ligações polares e ligações apolares, 165
2.3. Momento dipolar, 166
2.4. Moléculas polares e moléculas apolares, 167
Revisão, 168
Exercícios, 169 Exercícios complementares, 170
3. Oxidação e redução, 171
3.1. Conceitos de oxidação e redução, 171
3.2. Conceito de número de oxidação, 172
3.3. Números de oxidação usuais, 173
3.4. Cálculo dos números de oxidação, 173
Box: A explosão do foguete brasileiro VLS-1 (Veículo Lançador de Satélites-1), 174
Revisão, 174
Exercícios, 175 Exercícios complementares, 176
4. Forças (ou ligações) intermoleculares, 176
4.1. Forças (ou ligações) dipolo-dipolo, 176

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.2. Ligações por pontes de hidrogênio, 176
4.3. Forças (ou ligações) de Van der Waals (ou de London), 178
4.4. Relação entre as ligações e as propriedades das substâncias, 179
Atividades práticas, 179
Revisão, 180
Exercícios, 180 Exercícios complementares, 182
Leitura, 183 Questões sobre a leitura, 184
Desafio, 184

Capítulo 8 ÁCIDOS, BASES E SAIS INORGÂNICOS



1. Introdução, 188
1.1. Dissociação e ionização, 189
1.2. Grau de ionização, 189
Revisão, 190
Exercícios, 190

2. Ácidos, 191
2.1. A definição de ácido de Arrhenius, 191
2.2. Classificação dos ácidos, 191
a) De acordo com o número de hidrogênios ionizáveis, 191
b) De acordo com a presença ou não de oxigênio na molécula, 192
c) De acordo com o grau de ionização, 192
2.3. Fórmulas dos ácidos, 192
2.4. Nomenclatura dos ácidos, 193
a) Hidrácidos, 193
b) Oxiácidos, 193
2.5. Ácidos importantes, 194
a) Ácido sulfúrico — H_2SO_4, 194
b) Ácido clorídrico — $HC\ell$, 195
c) Ácido nítrico — HNO_3, 195
d) Ácido fluorídrico — HF, 195
Revisão, 196
Exercícios, 196 Exercícios complementares, 197

3. Bases ou hidróxidos, 198
3.1. Definição de base de Arrhenius, 198
3.2. Classificações das bases, 199
a) De acordo com o número de hidroxilas (OH^-), 199
b) De acordo com o grau de dissociação, 199
c) De acordo com a solubilidade em água, 199
3.3. Fórmulas das bases, 199
3.4. Nomenclatura das bases, 199
a) Quando o elemento forma apenas uma base, 199
b) Quando o elemento forma duas bases, 199
3.5. Bases importantes, 200
a) Hidróxido de sódio — NaOH, 200
b) Hidróxido de cálcio — $Ca(OH)_2$, 200
c) Hidróxido de amônio — NH_4OH, 201
Revisão, 201
Exercícios, 201

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4. Comparação entre ácidos e bases, 202
4.1. Propriedades funcionais, 202
4.2. A medida do caráter ácido e do básico, 203
Box: Acidez do solo, 204
Atividades práticas, 204
Revisão, 205
Exercícios, 205 Exercícios complementares, 205

5. Sais, 206
Box: Império do sal, 206
5.1. Conceituação dos sais, 207
5.2. Reação de neutralização total/Sais normais ou neutros, 207
a) Fórmula geral dos sais normais, 208
b) Nomenclatura dos sais normais, 208
c) Solubilidade dos sais normais, 209
5.3. Outros tipos de sais, 209
a) Sais ácidos ou hidrogeno-sais, 209
b) Sais básicos ou hidroxi-sais, 209
c) Sais duplos ou mistos, 210
d) Sais hidratados ou hidratos, 210
e) Sais complexos, 210
Box: O galo do tempo, 210
5.4. Sais importantes, 210
a) Cloreto de sódio — NaCℓ, 210
b) Carbonato de sódio — Na_2CO_3, 211
c) Hipoclorito de sódio — NaOCℓ, 211
d) Carbonato de cálcio — $CaCO_3$, 211
Atividades práticas, 211
Revisão, 212
Exercícios, 212 Exercícios complementares, 213
Leitura, 214 Questões sobre a leitura, 215
Desafio, 216

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capítulo 9 ÓXIDOS INORGÂNICOS



1. Definição de óxido, 219
2. Fórmula geral dos óxidos, 219
3. Óxidos básicos, 220
3.1. Nomenclatura dos óxidos básicos, 220
4. Óxidos ácidos ou anidridos, 221
4.1. Nomenclatura dos óxidos ácidos, 222
5. Óxidos anfóteros, 222
6. Óxidos indiferentes ou neutros, 223
7. Óxidos duplos, mistos ou salinos, 224
8. Peróxidos, 224
Box: Água oxigenada, 225

9. Óxidos importantes, 225
9.1. Óxido de cálcio — CaO, 225
9.2. Dióxido de carbono — CO_2, 226
Revisão, 226
Exercícios, 227 Exercícios complementares, 228

10. As funções inorgânicas e a classificação periódica, 228
Revisão, 231
Exercícios, 231 Exercícios complementares, 232
Leitura, 233 Questões sobre a leitura, 235
Desafio, 235

Capítulo 10 AS REAÇÕES QUÍMICAS



1. Introdução, 238
1.1. Equações iônicas, 239

2. Balanceamento das equações químicas, 240
Revisão, 241
Exercícios, 241

3. Classificações das reações químicas, 242
3.1. Reações de síntese ou de adição, 242
3.2. Reações de análise ou de decomposição, 243
3.3. Reações de deslocamento ou de substituição ou de simples troca, 243
3.4. Reações de dupla troca ou de dupla substituição, 244
Revisão, 244
Exercícios, 244 Exercícios complementares, 245

4. Quando ocorre uma reação química?, 246
4.1. Reações de oxirredução, 246
a) Comportamento dos metais, 246
b) Comportamento dos não-metais, 247
4.2. Reações que não são de oxirredução, 248
a) Quando um dos produtos for menos solúvel que os reagentes, 248
b) Quando um dos produtos for mais volátil que os reagentes, 248
c) Quando um dos produtos for menos ionizado que os reagentes, 249
Revisão, 249
Exercícios, 250 Exercícios complementares, 251

5. Resumo das principais reações envolvendo as funções inorgânicas, 252
5.1. Reações entre os opostos, 252
5.2. Outros tipos de reação, 253
a) Reações com o oxigênio, 253
b) Reações com o hidrogênio, 253
c) Reações com a água, 253
d) Comportamento diante do calor, 254
Atividades práticas, 255
Revisão, 255
Exercícios, 255 Exercícios complementares, 256
Leitura, 258 Questões sobre a leitura, 258
Desafio, 259

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capítulo 11 MASSA ATÔMICA E MASSA MOLECULAR



1. Unidade de massa atômica (u), 263
2. Massa atômica, 263
   - 2.1. Massa atômica dos elementos químicos, 264
   - 2.2. Determinação moderna das massas atômicas, 264
   - 2.3. Regra de Dulong-Petit, 265
   - Revisão, 265
   - Exercícios, 265
3. Massa molecular, 266
   - Revisão, 267
   - Exercícios, 267
4. Conceito de mol, 268
5. Massa molar (*M*), 269
   - Revisão, 270
   - Exercícios, 270 Exercícios complementares, 273
   - Leitura, 274 Questões sobre a leitura, 276
   - Desafio, 276

Capítulo 12 ESTUDO DOS GASES



1. Introdução, 278
2. O estado gasoso, 278
3. O volume dos gases, 278
4. A pressão dos gases, 279
5. A temperatura dos gases, 280
   - *Box*: Zero absoluto, 281
   - Revisão, 281
   - Exercícios, 281
6. As leis físicas dos gases, 282
   - 6.1. Lei de Boyle-Mariotte, 282
   - *Box*: As leis da ciência só valem dentro de certos limites, 283
   - 6.2. Lei de Gay-Lussac, 283
   - 6.3. Lei de Charles, 284
7. Equação geral dos gases, 286
8. Condições normais de pressão e temperatura (CNPT), 286
9. Teoria cinética dos gases, 286
10. Gás perfeito e gás real, 287
    - Atividades práticas, 287
    - Revisão, 288
    - Exercícios, 288 Exercícios complementares, 290
11. Leis volumétricas das reações químicas (leis químicas dos gases), 291
    - 11.1. Leis volumétricas de Gay-Lussac, 291

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

11.2. Hipótese ou lei de Avogadro, 291
Revisão, 293
Exercícios, 293 Exercícios complementares, 294

12. Volume molar, 294

13. Equação de Clapeyron, 295
Revisão, 297
Exercícios, 297 Exercícios complementares, 300

14. Misturas gasosas, 301
14.1. Conceitos gerais, 301
a) Relação entre os gases iniciais e a mistura final, 302
b) Situação dentro da mistura final, 302
Box: As pressões parciais em nosso organismo, 302
c) Relacionando valores parciais com o valor total, 303
Box: Medidas da poluição, 304
14.2. Massa molar aparente de uma mistura gasosa, 304
Revisão, 304
Exercícios, 305 Exercícios complementares, 310

15. Densidade dos gases, 311
15.1. Densidade absoluta, 311
15.2. Densidade relativa, 312
Atividades práticas, 313
Revisão, 313
Exercícios, 314 Exercícios complementares, 315

16. Difusão e efusão dos gases, 316
Atividades práticas, 317
Revisão, 317
Exercícios, 317
Leitura, 318 Questões sobre a leitura, 320
Desafio, 320

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capítulo 13 CÁLCULO DE FÓRMULAS



1. As fórmulas na Química, 323

2. Cálculo da fórmula centesimal, 323
Revisão, 325
Exercícios, 325 Exercícios complementares, 326

3. Cálculo da fórmula mínima, 326
Revisão, 328
Exercícios, 328 Exercícios complementares, 328

4. Cálculo da fórmula molecular, 328
4.1. Cálculo da fórmula molecular a partir da fórmula mínima, 329
4.2. Cálculo direto da fórmula molecular, 330
Revisão, 330
Exercícios, 330 Exercícios complementares, 331
Leitura, 331 Questões sobre a leitura, 334
Desafio, 335

Capítulo 14 CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO



1. Introdução, 337

2. Casos gerais de cálculo estequiométrico, 339

2.1. Quando o dado e a pergunta são expressos em massa, 339
Exercícios, 339 Exercícios complementares, 340

2.2. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em volume (ou vice-versa), 341
Exercícios, 341 Exercícios complementares, 343

2.3. Quando o dado e a pergunta são expressos em volume, 343
Exercícios, 344

2.4. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em mols (ou vice-versa), 344
Exercícios, 344 Exercícios complementares, 345

2.5. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em números de partículas (ou vice-versa), 345
Exercícios, 346

2.6. Havendo duas ou mais perguntas, 346
Exercícios, 347

3. Casos particulares de cálculo estequiométrico, 347

3.1. Quando aparecem reações consecutivas, 347
Exercícios, 348 Exercícios complementares, 349

3.2. Quando são dadas as quantidades de dois (ou mais) reagentes, 350
Exercícios, 351 Exercícios complementares, 352

3.3. Quando os reagentes são substâncias impuras, 353
Exercícios, 355 Exercícios complementares, 356

3.4. Quando o rendimento da reação não é total, 356
Exercícios, 358 Exercícios complementares, 358

3.5. Quando há participação do ar nas reações químicas, 359
a) Cálculo do volume do ar necessário à combustão, 359
b) Cálculo do volume total dos gases no final da reação, 359
Exercícios, 360

3.6. Quando os reagentes são misturas, 360
Exercícios, 362
Leitura, 362 Questões sobre a leitura, 365
Desafio, 365

Respostas, 369

Lista de siglas, 376

Tabelas auxiliares, 378

Sugestões de leitura para os alunos, 381

Museus brasileiros ligados à Ciência, 382

Referências bibliográficas, 384

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ÍNDICE DAS LEITURAS

- O planeta Terra (capítulo 1), 10
- O ciclo da água na Terra (capítulo 2), 43
- O meio ambiente em perigo (capítulo 3), 70
- Usos das radiações eletromagnéticas (capítulo 4), 105
- Três famílias importantes (capítulo 5), 131
- Ligas metálicas (capítulo 6), 154
- Semicondutores (capítulo 7), 183
- O tratamento da água (capítulo 8), 214
- A chuva ácida (capítulo 9), 233
- O vidro e o cimento (capítulo 10), 258
- História das medições (capítulo 11), 274
- A camada de ozônio (capítulo 12), 318
- O efeito estufa (capítulo 13), 331
- Produção do ferro e do aço (capítulo 14), 362

ÍNDICE DAS BIOGRAFIAS

- Antoine Laurent de Lavoisier (capítulo 3), 50
- Joseph Louis Proust (capítulo 3), 51
- John Dalton (capítulo 3), 53
- Joseph John Thomson (capítulo 4), 77
- Ernest Rutherford (capítulo 4), 78
- Niels Henrik David Bohr (capítulo 4), 91
- Linus Carl Pauling (capítulo 4), 101
- Dimitri Ivanovitch Mendeleyev (capítulo 5), 112
- Gilbert Newton Lewis (capítulo 6), 144
- Svante August Arrhenius (capítulo 8), 188
- Evangelista Torricelli (capítulo 12), 279
- William Thomson – *Lord Kelvin of Largs* (capítulo 12), 280
- Robert Boyle e Edme Mariotte (capítulo 12), 282
- Joseph Louis Gay-Lussac (capítulo 12), 283
- Jacques Alexandre César Charles (capítulo 12), 284
- Amedeo Avogadro (capítulo 12), 291
- Benoit Pierre Émile Clapeyron (capítulo 12), 295
- Thomas Graham (capítulo 12), 316

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ELEMENTOS QUÍMICOS

(As massas atômicas entre parênteses são dos isótopos mais estáveis dos elementos radioativos.)
(De acordo com as últimas recomendações da IUPAC.)

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Actínio	Ac	89	(227)
Alumínio	Aℓ	13	26,9815
Amerício	Am	95	(243)
Antimônio	Sb	51	121,75
Argônio	Ar	18	39,948
Arsênio	As	33	74,9216
Astato	At	85	(210)
Bário	Ba	56	137,34
Berquélio	Bk	97	(247)
Berílio	Be	4	9,0122
Bismuto	Bi	83	209
Bóhrio	Bh	107	(262,1)
Boro	B	5	10,811
Bromo	Br	35	79,909
Cádmio	Cd	48	112,40
Cálcio	Ca	20	40,08
Califórnio	Cf	98	(251)
Carbono	C	6	12,01115
Cério	Ce	58	140,12
Césio	Cs	55	132,905
Chumbo	Pb	82	207,19
Cloro	Cℓ	17	35,453
Cobalto	Co	27	58,93
Cobre	Cu	29	63,55
Criptônio	Kr	36	83,80
Cromo	Cr	24	51,996
Cúrio	Cm	96	(247)
Darmstácio	Ds	110	(269)
Disprósio	Dy	66	162,50
Dúbnio	Db	105	(262)
Einstêinio	Es	99	(252)
Enxofre	S	16	32,064
Érbio	Er	68	167,26
Escândio	Sc	21	44,956
Estanho	Sn	50	118,69
Estrôncio	Sr	38	87,62
Európio	Eu	63	151,96
Férmio	Fm	100	(257)
Ferro	Fe	26	55,847
Flúor	F	9	18,9984
Fósforo	P	15	30,9738
Frâncio	Fr	87	(223)
Gadolínio	Gd	64	157,25
Gálio	Ga	31	69,72
Germânio	Ge	32	72,59
Háfnio	Hf	72	178,49
Hássio	Hs	108	(265)
Hélio	He	2	4,0026
Hidrogênio	H	1	1,00797
Hólmio	Ho	67	164,930
Índio	In	49	114,82
Iodo	I	53	126,9044
Irídio	Ir	77	192,2
Itérbio	Yb	70	173,04
Ítrio	Y	39	88,905
Lantânio	La	57	138,91

Elemento	Símbolo	Número atômico	Massa atômica
Laurêncio	Lr	103	(260)
Lítio	Li	3	6,941
Lutécio	Lu	71	174,97
Magnésio	Mg	12	24,312
Meitnério	Mt	109	(269)
Manganês	Mn	25	54,9380
Mendelévio	Md	101	(258)
Mercúrio	Hg	80	200,59
Molibdênio	Mo	42	95,94
Neodímio	Nd	60	144,24
Neônio	Ne	10	20,183
Netúnio	Np	93	(237)
Nióbio	Nb	41	92,906
Níquel	Ni	28	58,69
Nitrogênio	N	7	14,0067
Nobélio	No	102	(259)
Ósmio	Os	76	190,2
Ouro	Au	79	196,967
Oxigênio	O	8	15,9994
Paládio	Pd	46	106,4
Platina	Pt	78	195,09
Plutônio	Pu	94	(244)
Polônio	Po	84	(209)
Potássio	K	19	39,098
Praseodímio	Pr	59	140,907
Prata	Ag	47	107,870
Promécio	Pm	61	(145)
Protactínio	Pa	91	(231)
Rádio	Ra	88	(226)
Radônio	Rn	86	(222)
Rênio	Re	75	186,2
Ródio	Rh	45	102,905
Roentgênio	Rg	111	(272)
Rubídio	Rb	37	85,47
Rutênio	Ru	44	101,07
Rutherfórdio	Rf	104	(261)
Samário	Sm	62	150,35
Seabórgio	Sg	106	(263,1)
Selênio	Se	34	78,96
Silício	Si	14	28,086
Sódio	Na	11	22,9898
Tálio	Tℓ	81	204,37
Tantálio	Ta	73	180,948
Tecnécio	Tc	43	(98)
Telúrio	Te	52	127,60
Térbio	Tb	65	158,924
Titânio	Ti	22	47,90
Tório	Th	90	232,0
Túlio	Tm	69	168,934
Tungstênio	W	74	183,85
Urânio	U	92	238
Vanádio	V	23	50,942
Xenônio	Xe	54	131,38
Zinco	Zn	30	65,38
Zircônio	Zr	40	91,22

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capítulo 1

PRIMEIRA VISÃO DA QUÍMICA

01/Out/13



NATIONAL GALLERY COLLECTION; BY KIND PERMISSION OF THE TRUSTEES OF THE NATIONAL GALLERY, LONDON / CORBIS-STOCK PHOTOS

Un alquimista, obra de Adriaen van Ostade, 1661.

Tópicos do capítulo

1 Observando a natureza

2 As transformações da matéria

3 A energia que acompanha as transformações da matéria

4 Conceito de Química

5 A Química em nosso cotidiano

Leitura: *O planeta Terra*

Apresentação do capítulo

Imaginemos um filme sobre a evolução da humanidade, desde o ser humano mais primitivo até os dias atuais. Notaríamos que o desenvolvimento material da humanidade ocorreu graças ao melhor aproveitamento e ao desenvolvimento das técnicas de transformação dos recursos disponíveis na natureza.

Com o advento da Revolução Industrial, o trabalho artesanal foi, em grande parte, substituído por técnicas cada vez mais sofisticadas de produção em série. Do mesmo modo, as observações sobre os acontecimentos do cotidiano foram dando origem a teorias científicas crescentemente avançadas.

Nesse contexto, como todo ramo do conhecimento humano, a Química também tem acompanhado a evolução histórica da humanidade. Com relação ao título deste capítulo — "Primeira visão da Química" —, devemos esclarecer que a "visão" aqui apresentada é, por enquanto, bastante simplificada e incompleta.

O objetivo deste capítulo é exatamente o de dar algumas idéias de matéria, suas transformações, e da energia que estas envolvem.

17/04/13

1 OBSERVANDO A NATUREZA

Desde o início da civilização até hoje, a humanidade pôde observar que a natureza é formada por materiais muito diferentes entre si. O solo em que pisamos pode ser de: terra vermelha, terra preta, areia, pedras etc. Os vegetais também apresentam enorme variedade: existem desde os minúsculos musgos até árvores gigantescas; a madeira pode ser mais mole ou mais dura; as flores têm cores muito diversificadas; há grandes diferenças entre os frutos, e assim por diante. O mesmo ocorre com os animais: existem aves, mamíferos, peixes etc. de formas, tamanhos e constituições muito diferentes entre si.

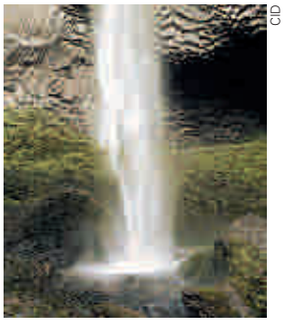
Todos esses materiais que nos rodeiam (a terra, as pedras, a água e os seres vivos) constituem o que chamamos **matéria**. Daí dizemos que:

> **Matéria** é tudo que tem massa e ocupa lugar no espaço (isto é, tem volume).

Massa e **volume** são então **propriedades gerais da matéria**. É bom lembrar também que a matéria pode se apresentar **sólida** (por exemplo, as pedras), **líquida** (por exemplo, a água) ou **gasosa** (por exemplo, o ar que respiramos).


CID

As pedras se apresentam na forma sólida.


CID

A água se apresenta na forma líquida.


CID

O ar se apresenta na forma gasosa.

O trabalho de **separação** dos diferentes materiais encontrados na natureza foi uma atividade muito importante para a humanidade. Um primeiro cuidado do homem primitivo deve ter sido o de reconhecer os alimentos comestíveis e os venenosos, bem como o de encontrar as plantas que podiam curar suas enfermidades.

Com o passar dos séculos, os seres humanos foram aperfeiçoando as técnicas de extração e separação de materiais úteis ao seu dia-a-dia. Assim, por exemplo: dos vegetais extraíram as tintas para pintar seus corpos e seus utensílios; da terra separaram metais, como a prata e o ouro; do leite, a gordura para fabricar a manteiga, e assim por diante.

Podemos então dizer que:

> **Separações** são os processos que visam isolar os diferentes materiais encontrados numa mistura.


EDUARDO SANTALIESTRA

A cozinheira "cata" o feijão, separando os grãos de má qualidade.


RUIZ RUIZ DE VELASCO / CID

O garimpeiro, com sua peneira, separa diamantes do cascalho existente no fundo do rio.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 AS TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

Ao longo do tempo, a humanidade tem observado que, sob certas condições, a matéria se transforma. A própria natureza se encarrega de muitas transformações. Assim, por exemplo: o frio intenso transforma a água em gelo; o fogo transforma uma árvore em cinzas; com o tempo, os frutos apodrecem; o ferro se enferruja; e até nosso corpo envelhece. Dizemos então que:

Transformação material é toda e qualquer alteração sofrida pela matéria.

As transformações da matéria são também chamadas de **fenômenos materiais** (ou simplesmente **fenômenos**), sendo que, nessa expressão, a palavra "fenômeno" significa apenas **transformação**, não significando nada de extraordinário, fantástico ou sobrenatural.

Exemplos de transformações ou fenômenos materiais


CID

A explosão de fogos de artifício.


ESGUEVA / CID

A água se transformando em vapor ao ser aquecida em um béquer.


CID

A ferrugem formada em tambores.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

É muito importante lembrar também que os seres humanos têm provocado transformações na matéria, em seu próprio interesse. Assim, por exemplo, com o fogo conseguiu:

- assar a carne dos animais para melhorar sua alimentação;
- cozer vasos de barro para guardar água ou alimentos;
- cozer blocos de barro, transformando-os em tijolos, para construir suas casas; etc.

A.C. **johnny hart**



2003 TRIBUNE MEDIA/ INTERCONTINENTAL PRESS

Capitulo 01-QF1-PNLEM 3 29/5/05, 18:08

Usando técnicas cada vez mais avançadas, os seres humanos conseguiram, com o passar dos séculos, transformar, por exemplo:

- fibras vegetais ou pêlos de animais em tecidos para se abrigarem;
- produtos vegetais em corantes para colorir seus tecidos;
- minérios em metais, como o cobre, o ferro, o chumbo etc.

Atualmente a Química está presente em todas as situações de nosso cotidiano. De fato, grande parte dos avanços tecnológicos obtidos pela civilização ocorreu graças à curiosidade e ao esforço em desenvolver novas técnicas para separar e transformar os materiais encontrados na natureza. Do mesmo modo que, ao longo do tempo, os cozinheiros procuraram transformar os alimentos em pratos cada vez mais saborosos, os técnicos e os cientistas experimentaram novos caminhos para transformar os materiais da natureza em produtos que permitem melhorar a qualidade de vida das pessoas. Podemos então dizer que um dos conceitos de **experiência** em Química refere-se às tentativas de separar e reconhecer alguns materiais e, em seguida, tentar transformá-los em novos produtos.



ANTONIO VIÑAS VALCARCEL / CID

Cozinha industrial



MICHAEL ROSENFELD / STONE-GETTY IMAGES

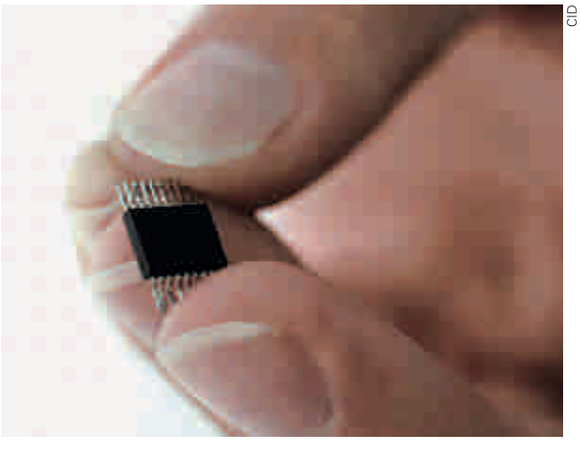
Laboratório químico moderno

Por meio dessas técnicas podemos fabricar:

- adubos, inseticidas e diversos insumos que aumentam a produção agrícola;
- produtos que permitem conservar os alimentos por mais tempo;
- fibras e tecidos para produzir desde roupas delicadas até coletes à prova de balas;
- cosméticos e perfumes para embelezar as pessoas;
- medicamentos específicos para o tratamento de inúmeras doenças;
- materias variados para a construção de casas e edifícios;
- veículos (carros, ônibus, aviões, navios etc.) para o transporte de pessoas e cargas;
- *chips* de computadores que revolucionaram a vida moderna, pois armazenam milhares de informações.



CID



CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



3 A ENERGIA QUE ACOMPANHA AS TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

A descoberta do fogo foi um dos passos mais importantes na evolução da humanidade. O fogo controlado surgiu quando o ser humano aprendeu a acender uma fogueira, na hora desejada. Nesse caso, a energia se apresenta nas formas de **luz** e **calor**. Com a luz, o homem primitivo iluminou suas noites e afugentou os animais perigosos e, com o calor, aprendeu a assar seus alimentos, a cozer o barro e, muitos séculos depois, a extrair os metais dos minérios.

Atualmente sabemos que algumas transformações são passageiras ou reversíveis, isto é, podem ser desfeitas. Transformações desse tipo recaem, em geral, no que chamamos de **transformações físicas** (ou **fenômenos físicos**). Exemplificando:

- em montanhas muito altas, a água se congela; mas, com um pouco de calor, a neve ou o gelo se derretem facilmente, voltando à forma líquida;
- num termômetro, o mercúrio se dilata com o calor e se contrai com o frio, mas continua sendo sempre o mesmo mercúrio;
- o sal que dissolvemos na água pode ser recuperado, bastando que ocorra a evaporação da água.

Outras transformações são mais profundas e freqüentemente irreversíveis, isto é, torna-se difícil (e, às vezes, impossível) retornar à situação inicial. São, em geral, **transformações**, **fenômenos** ou **reações químicas**. Exemplos:

- depois de se queimar um pedaço de madeira, é impossível juntar as cinzas e a fumaça finais e refazer a madeira inicial;
- depois de se preparar um ovo frito, é impossível fazer o ovo voltar à forma original;
- se um objeto de ferro se enferruja, é muito difícil reverter o processo (raspar o objeto antes de pintá-lo significa apenas "jogar a ferrugem fora", e não recuperar a porção de ferro oxidado).

O progresso da civilização foi também devido à procura de **novas formas de obtenção de energia**. Como exemplo podemos citar que os primeiros seres humanos dependiam de seus músculos para obter energia. Mais tarde, animais foram domesticados e atrelados a moendas, a carroças, passando a ser utilizados como fonte de energia.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 01-QF1-PNLEM 5 29/5/05, 18:08

A **energia proveniente de quedas d'água** foi aproveitada para movimentar as rodas d'água e as turbinas das modernas hidroelétricas, e a **energia proveniente dos ventos**, para acionar os moinhos e as modernas turbinas eólicas.

Evolução no aproveitamento dos ventos


CID


GESTENGA / CID

O mesmo vento que move moinhos em alguns países da Europa move as turbinas eólicas (modernos geradores de eletricidade).

Atualmente o consumo de energia é cada vez maior e sua produção, crescentemente diversificada:

- a queima do carvão e dos derivados de petróleo movimenta caldeiras, automóveis, aviões etc.;
- a energia elétrica ilumina nossas ruas e edifícios e aciona um grande número de aparelhos domésticos e industriais;
- a energia química de pilhas e baterias é fundamental para o funcionamento de aparelhos portáteis (rádios, telefones celulares etc.);
- a energia nuclear, defendida por alguns e combatida por outros, talvez se torne importante no futuro.


DUDU CAVALCANTI / CID

A foto mostra prédios comerciais iluminados no horário em que poucos funcionários estão trabalhando. Assim, concluímos que ocorre desperdício de energia.


DELFIM MARTINS / PULSAR

Usina nuclear Angra I, Angra dos Reis, RJ

E, afinal, o que é energia? É difícil defini-la, por se tratar de algo que não é material, mas nem por isso duvidamos de sua existência. De fato, até hoje ninguém **viu** a energia elétrica passando por um fio, mas, mesmo assim, evitamos o contato direto com fios desencapados.

Costuma-se dizer, de modo geral, que:

Energia é a propriedade de um sistema que lhe permite realizar um trabalho.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 01-QF1-PNLEM 6 29/5/05, 18:08

Enfim, reconhecemos a existência da energia pelo efeito (trabalho) que ela produz. Por exemplo:
- a **energia térmica** (calor) pode realizar o trabalho de dilatar um corpo;
- a **energia elétrica** (eletricidade) pode realizar o trabalho de movimentar um motor elétrico;
- a **energia química** de uma explosão pode realizar o trabalho de demolir um prédio.

VEJA O QUE A FALTA DE ENERGIA PODE PROVOCAR

Em geral, só percebemos a importância de alguma coisa, quando ela nos falta. Na tarde de 14 de agosto de 2003, faltou energia elétrica em Nova York e em grande parte da região leste dos Estados Unidos e do Canadá, durante aproximadamente 24 horas.

O blecaute deixou 50 milhões de norte-americanos às escuras, sem elevadores, sem metrô e trens elétricos, e sem comunicação telefônica. Milhares de pessoas dormiram nas ruas.

Sob forte onda de calor, os aparelhos de ar-condicionado não funcionaram, os alimentos se deterioraram nas geladeiras e muitos incêndios foram provocados pelo uso de velas. O prejuízo foi de milhões de dólares.

4 CONCEITO DE QUÍMICA

Considerando os conceitos vistos nas páginas anteriores, podemos agora dizer que:

Química é o ramo da ciência que estuda:
- a matéria;
- as transformações da matéria;
- e a energia envolvida nessas transformações.

O estudo que iniciamos agora visa detalhar e aprofundar cada um desses tópicos.

5 A QUÍMICA EM NOSSO COTIDIANO

A Química (ou, melhor, a matéria e suas transformações) está sempre presente em nosso dia-a-dia: nos alimentos, no vestuário, nos edifícios, nos medicamentos, e assim por diante. Não têm sentido certas propagandas que anunciam "alimento natural sem Química", pois o próprio alimento em si já é uma mistura química.

Talvez o exemplo mais ligado a nosso cotidiano seja o funcionamento de nosso próprio organismo. O corpo humano é um "laboratório" em que ocorrem, durante todo o tempo, fenômenos químicos muito sofisticados, a saber:
- ingerimos vários **materiais**: alimentos, água, ar (pela respiração) etc.;
- há muitas **transformações** desses materiais, no estômago, nos intestinos etc. auxiliadas por "produtos químicos" específicos existentes no suco gástrico, na bile (do fígado) etc.;
- há produção de **energia**, utilizada nas movimentações de nosso corpo e também para manter a temperatura do organismo em torno de 36-37 °C etc.;
- há recombinação dos alimentos para a manutenção de nossos ossos, tecidos, órgãos etc.;
- após inúmeras transformações, o organismo elimina os produtos residuais, por meio das fezes, urina, suor etc.

Enfim, nesse "processo da vida", notamos ainda um perfeito entrosamento dos fenômenos que são estudados pela Química, Física, Biologia e por novos ramos da ciência.

Uma das críticas mais constantes, na atualidade, é a de que a Química é perigosa, responsável por toda a poluição existente no mundo. Isso não é verdade. Seus produtos são projetados para serem úteis à humanidade. O problema reside no mau uso desses produtos. Assim, por exemplo, o petróleo é útil na produção da gasolina, do diesel etc., mas torna-se nocivo quando derramado nos mares, devido aos acidentes marítimos.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 01-QF1-PNLEM 7 29/5/05, 18:08

O problema não está no **uso**, mas no **abuso** da utilização dos produtos químicos. É o que acontece, por exemplo, com o uso excessivo de carros para satisfazer o conforto da vida moderna, mas que acarreta a poluição do ar das grandes cidades. Enfim, a culpa não é da Química, mas da ignorância, da incompetência ou da ganância das pessoas que a usam.



CID

Em um lixão podem ser encontrados desde restos de comida até materiais tóxicos e infectados.



FÁBIO MOTTA / AE

Praia de Atafona, em São João da Barra, RJ, atingida pelos produtos químicos da fábrica de celulose Cataguazes, de Minas Gerais, em 04/04/2003.

Note como é importante conhecer a Química (e evidentemente outros ramos da ciência) para compreender melhor o mundo em que vivemos. O conhecimento evitará que você seja enganado por produtos e propagandas, tornando-se um cidadão mais consciente, e o levará, sem dúvida, a evitar o consumo excessivo de materiais e de energia. Por fim, o conhecimento irá conscientizá-lo da necessidade de reciclagem de materiais como o papel, o vidro, os metais etc.



MARCOS PERON / KINO

Usina de reciclagem de lixo de Campinas, Estado de São Paulo.

ATIVIDADES PRÁTICAS — PESQUISA

1ª Identifique cinco produtos utilizados em sua casa que contenham componentes químicos.

2ª Procure saber por que há, nos postos, dois ou mais tipos de gasolina com preços diferentes.

3ª Faça uma relação de equipamentos existentes em sua casa que possuam *chips* eletrônicos.

4ª Compare os rótulos de vários cremes dentais. Procure verificar se há componentes químicos em comum.

5ª Imagine uma experiência para provar que o ar tem massa.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 01-QF1-PNLEM 8 6/7/05, 14:11

REVISÃO

Responda em seu caderno



a) O que é matéria?

b) Como pode se apresentar a matéria?

c) O que são separações e para que servem?

d) O que são transformações materiais?

e) O que se costumam realizar, especialmente, os cientistas, na tentativa de separarar e reconhecer alguns materiais e tentar transformá-los em novos produtos?

f) O que é fenômeno físico?

g) O que é fenômeno químico?

h) O que é energia?

i) O que a Química estuda?

J) O que o abuso no uso de matéria e energia pode causar ao planeta?

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

1 Cite três materiais comuns retirados do solo.

2 Costuma-se dizer que a água é um líquido. Isso é sempre verdade?

3 Cite três materiais gasosos que você conhece.

4 Como se costuma retardar o processo de enferrujamento, por exemplo, de um portão de ferro?

5 Antigamente, tubos de ferro eram utilizados em instalações de água nas residências. Hoje preferem-se tubos de plástico. Por quê?

6 Por que são empregados aditivos nos alimentos?

7 De que modo o fogo ajudou os seres humanos primitivos?

8 Cite uma forma de produção de energia e uma de suas aplicações.

9 Cite três produtos normalmente encontrados no lixo domiciliar.

10 Você considera que a Química é responsável por toda a poluição existente no planeta?

11 (Mackenzie-SP) A alternativa que contém um fenômeno físico observado no dia-a-dia é:

a) a queima de um fósforo.
b) o derretimento do gelo.
c) a transformação do leite em coalhada.
d) o desprendimento de gás, quando se coloca sal de frutas em água.
e) o escurecimento de um objeto de cobre.

12 (UFPE) Considere as seguintes tarefas realizadas no dia-a-dia de uma cozinha e indique aquelas que envolvem transformações químicas.

1) Aquecer uma panela de alumínio.
2) Acender um fósforo.
3) Ferver água.
4) Queimar açúcar para fazer caramelo.
5) Fazer gelo.

a) 1, 3 e 4
b) 2 e 4
c) 1, 3 e 5
d) 3 e 5
e) 2 e 3

13 (UFPE) Em quais das passagens grifadas abaixo está ocorrendo transformação química?

1) "O reflexo da luz nas águas onduladas pelos ventos lembrava-lhe os cabelos de seu amado."
2) "A chama da vela confundia-se com o brilho nos seus olhos."
3) "Desolado, observava o gelo derretendo em seu copo e ironicamente comparava-o ao seu coração."
4) "Com o passar dos tempos começou a sentir-se como a velha tesoura enferrujando no fundo da gaveta."

Estão corretas apenas:

a) 1 e 2
b) 2 e 3
c) 3 e 4
d) 2 e 4
e) 1 e 3

Capitulo 01-QF1-PNLEM 9 29/5/05, 18:09

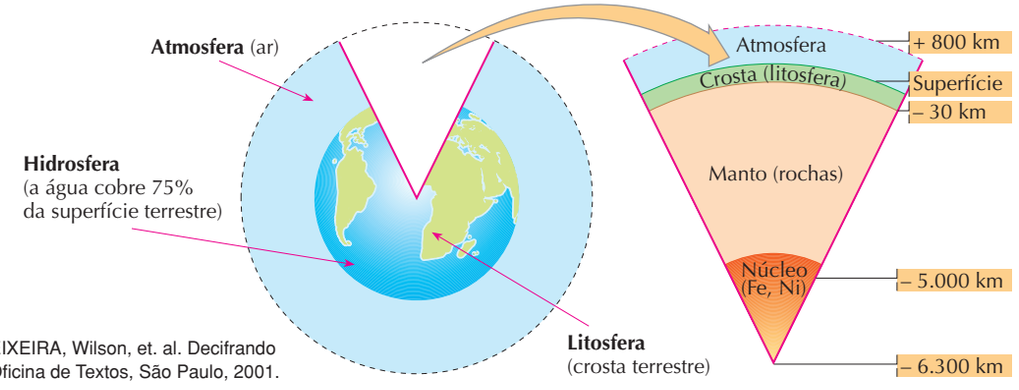
LEITURA

O PLANETA TERRA

A "espaçonave" chamada PLANETA TERRA é uma esfera com cerca de 12.600 km de diâmetro, que pesa cerca de $6 \cdot 10^{21}$ toneladas e se desloca no espaço com uma velocidade de aproximadamente 106.000 km/h. No entanto, na vastidão do universo, nosso planeta é apenas uma "partícula de poeira". Essa espaçonave carrega mais de 6 bilhões de seres humanos e um número enorme de vegetais e animais. Na verdade, todos os seres vivos habitam apenas uma "película" da Terra, que se assemelha, em proporções, à casca de uma maçã. Essa película é uma região denominada **biosfera** (do grego: *bios*, vida; *sphaira*, esfera). É importante também notar que todos os seres vivos só existem à custa do que é retirado do ar (**atmosfera**), da água (**hidrosfera**) e do envoltório sólido (**litosfera**). Do espaço exterior, porém, nos chega a **energia solar**, sem a qual não existiria na Terra a vida tal qual a conhecemos.

A **atmosfera** é formada principalmente por nitrogênio e oxigênio. A **hidrosfera** é a "capa" de água que envolve a Terra. Encontra-se na forma **sólida** (**gelo**, nas altas montanhas, nas geleiras, nos *icebergs* etc.), na forma **líquida** (oceanos, rios, lagos, água subterrânea etc.) ou na forma **gasosa** (como na umidade do ar, por exemplo). A **litosfera** ou crosta terrestre é conhecida, com relativa precisão, somente até poucos quilômetros de profundidade. É formada por rochas, minerais, minérios etc., onde aparecem, em maior quantidade, o oxigênio, o silício, o alumínio e o ferro.

Isso é tudo de que a humanidade dispõe para sobreviver. Portanto, não "gaste" a Terra com consumos excessivos nem a torne uma "lata de lixo" com demasiado desperdício.



Fonte: TEIXEIRA, Wilson, et. al. Decifrando a Terra. Oficina de Textos, São Paulo, 2001.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

14 O que é biosfera?

15 De onde são retirados todos os materiais necessários à vida humana?

16 Qual é a fonte de energia mais importante para a humanidade?

17 (Enem-MEC) Se compararmos a idade do planeta Terra, avaliada em quatro e meio bilhões de anos ($4{,}5 \cdot 10^9$ anos), com a de uma pessoa de 45 anos, então, quando começaram a florescer os primeiros vegetais, a Terra já teria 42 anos. Ela só conviveu com o homem moderno nas últimas quatro horas e, há cerca de uma hora, viu-o começar a plantar e a colher. Há menos de um minuto percebeu o ruído de máquinas e de indústrias e, como denuncia uma ONG de defesa do meio ambiente, foi nesses últimos sessenta segundos que se produziu todo o lixo do planeta!

I. O texto acima, ao estabelecer uma paralelo entre a idade da Terra e a de uma pessoa, pretende mostrar que:

a) a agricultura surgiu logo em seguida aos vegetais, perturbando desde então seu desenvolvimento.
b) o ser humano só se tornou moderno ao dominar a agricultura e a indústria, em suma, ao poluir.
c) desde o surgimento da Terra, são devidas ao ser humano todas as transformações e perturbações.
d) o surgimento do ser humano e da poluição é cerca de dez vezes mais recente que o do nosso planeta.
e) a industrialização tem sido um processo vertiginoso, sem precedentes em termos de dano ambiental.

II. O texto permite concluir que a agricultura começou a ser praticada há cerca de:

a) 365 anos c) 900 anos e) 460.000 anos
b) 460 anos d) 10.000 anos

III. Na teoria do *Big Bang*, o Universo surgiu há cerca de 15 bilhões de anos, a partir da explosão e expansão de uma densíssima gota. De acordo com a escala proposta no texto, essa teoria situaria o início do Universo há cerca de:

a) 100 anos c) 1.000 anos e) 2.000 anos
b) 150 anos d) 1.500 anos

Capítulo 2

CONHECENDO A MATÉRIA E SUAS TRANSFORMAÇÕES

GIUSEPPE GIORCELLI / CID



Erupção do vulcão Etna. Sicília, Itália, 2001.

Tópicos do capítulo

1 Como a matéria se apresenta: homogênea? heterogênea?

2 Fases de um sistema

3 Como a matéria se apresenta: pura? misturada?

4 Transformações da água

5 As observações e as experiências na ciência

6 Substância pura (ou espécie química)

7 Processos de separação de misturas

8 Aprendendo mais sobre o laboratório de Química

9 A segurança nos laboratórios de Química

Leitura: *O ciclo da água na Terra*

Apresentação do capítulo

No capítulo 1, falamos da matéria e de suas transformações, de um modo muito superficial. Neste vamos aprofundar nossos conhecimentos desse assunto. Falaremos sobre como a matéria se apresenta aos nossos olhos — homogênea e heterogênea. É o que chamamos de uma ***visão macroscópica*** *da matéria.*

Estudaremos as chamadas mudanças de estado físico da matéria. Veremos também os processos que permitem separar os diferentes tipos de matéria existentes numa mistura até se chegar a várias substâncias isoladas umas das outras. Falaremos, ainda, da medida de propriedades características das substâncias, como ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade etc., que permitem distinguir uma substância de outra.

1 COMO A MATÉRIA SE APRESENTA: HOMOGÊNEA? HETEROGÊNEA?

Quando observamos e estudamos uma "porção limitada da matéria, passamos a chamá-la de **sistema** em estudo". Veremos então que alguns sistemas se apresentam **uniformes**, como a água límpida, o leite, um fragmento de ouro etc., e outros **não-uniformes**, como uma pedra que possui pontos claros e pontos escuros, um pedaço de madeira com veios de diferentes cores etc. Em decorrência dessas observações, surgiu a seguinte classificação:


JAVIER JAIME / CID

A água límpida é um exemplo de sistema homogêneo.


CID

Tronco de árvore seccionado, no qual se vêem veios de diferentes cores. Exemplo de sistema heterogêneo.

- **sistemas homogêneos**: os que se apresentam *uniformes* e com *características iguais* em todos os seus pontos;
- **sistemas heterogêneos**: os que não se apresentam uniformes nem têm características iguais em todos os seus pontos.

É importante notar que o critério de diferenciação entre **homogêneo** e **heterogêneo** é relativo, pois depende da aparelhagem de que dispomos para nossas observações. Assim, à medida que vão sendo construídos microscópios mais potentes, vamos notando que muitos sistemas que nos pareciam homogêneos são, na realidade, heterogêneos. Agora, você já começa a compreender por que a ciência exige, muitas vezes, o uso de aparelhos sofisticados.

2 FASES DE UM SISTEMA

Considere os exemplos abaixo:


JAVIER JAIME / CID

Óleo de cozinha flutuando sobre água (há duas porções líquidas e homogêneas).


JOSÉ JUAN BALBUENA / CID

Se você observar cuidadosamente um pedaço de granito, verá três porções sólidas e homogêneas.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 12 29/5/05, 18:11

Em um sistema heterogêneo, as porções homogêneas são denominadas **fases**. No exemplo do sistema água/óleo, temos duas fases líquidas; no caso do granito, temos três fases sólidas (o conjunto dos pontos brilhantes, o conjunto dos pontos escuros e a massa acinzentada).

Assim, quanto ao número de fases, os sistemas são classificados como:

- **sistemas monofásicos** — têm uma única fase (logo, são homogêneos);
- **sistemas polifásicos** — possuem mais de uma fase (portanto, sempre heterogêneos).

Os sistemas polifásicos podem ser **bifásicos** (formados por duas fases, como o sistema água/óleo), **trifásicos** (como o granito), e assim por diante.

OBSERVAÇÕES

- É muito importante não confundir as **fases** com os **componentes** existentes em um sistema. Assim, no exemplo ao lado, temos:
  - **a)** **três fases** — uma sólida, que é o gelo; outra fase sólida, que é o sal não-dissolvido; e uma fase líquida, formada pelo sal dissolvido e pela própria água;
  - **b)** **apenas dois componentes** — a água (líquida ou na forma de gelo) e o sal (dissolvido ou depositado no fundo do recipiente).

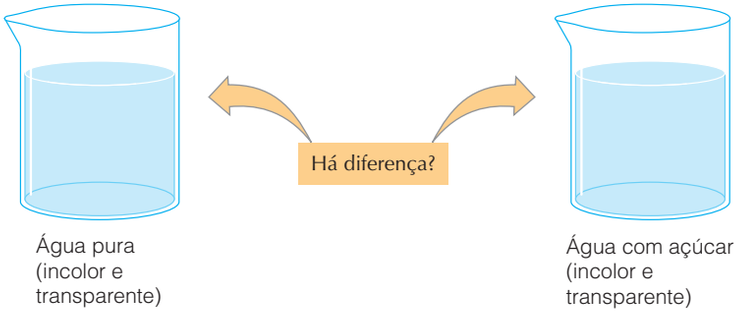


- É também importante notar que **uma fase pode estar subdividida em muitas porções**. Se tivermos, por exemplo, um sistema formado por água líquida e **cinco** pedaços de gelo, teremos, mesmo assim, apenas **duas** fases: uma líquida (a água) e outra sólida (que é o gelo).

3 COMO A MATÉRIA SE APRESENTA: PURA? MISTURADA?

Comparando um copo com água pura (isto é, que não contenha mistura) com um copo com água e açúcar, totalmente dissolvido, nossa visão não irá notar nenhuma diferença, mas, pelo paladar, percebemos a diferença entre uma e outra. Note que:

- pela visão, distinguimos os materiais homogêneos dos heterogêneos;
- pelo paladar, distinguimos salgado, doce, azedo ou amargo;
- pelo olfato, percebemos desde um perfume até um odor extremamente desagradável.



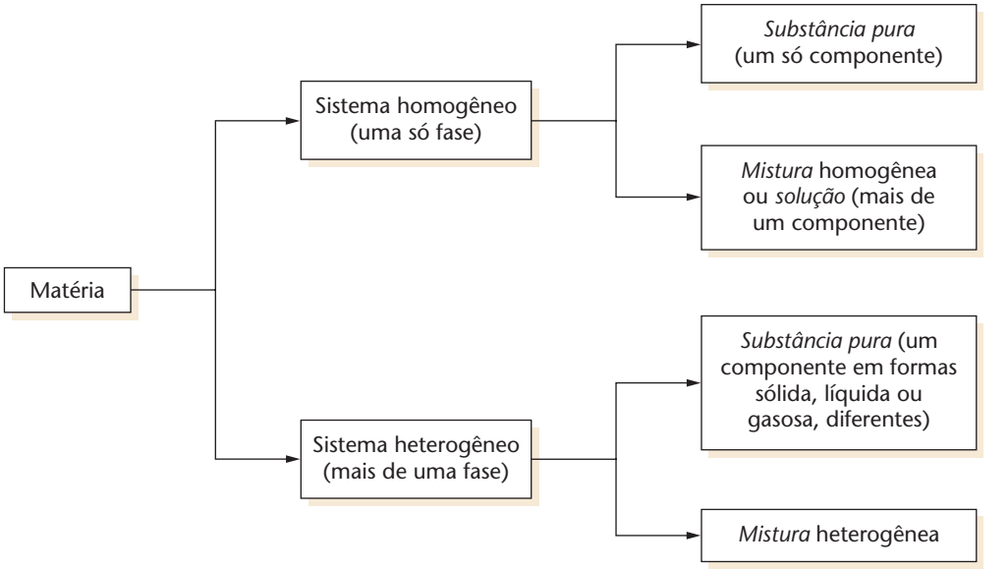
As propriedades que impressionam nossos sentidos são chamadas **propriedades organolépticas**.

Considerando que **nunca** se deve provar ou cheirar substâncias desconhecidas, pois isto pode até representar risco de morte, a Ciência desenvolveu aparelhos e medidas com essa finalidade, como veremos ainda neste capítulo.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 13 6/7/05, 14:13

Resumindo o que foi dito até agora, chegamos ao seguinte esquema:



ATIVIDADES PRÁTICAS

ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

Materiais

- 1 copo de vidro ou de plástico transparente
- 1 colher (de café) de sal de cozinha
- 1 colher (de café) de areia
- 1 colher (de café) de açúcar
- 1 colher (de café) de raspas de giz
- 1 colher (de café) de limalha de ferro
- 1 colher (de café) de tinta guache
- 1 cubo de gelo
- água
- 1 colher de sopa

Procedimento

- Coloque água até a metade do copo e adicione o sal.
- Agite bem.
- Observe o que acontece e anote, em seu caderno, todos os dados observados experimentalmente (número de componentes utilizados, número de fases observadas).
- Repita o procedimento com a areia, o açúcar, as raspas de giz, a limalha de ferro, a tinta guache e o cubo de gelo.
- Analise os dados coletados e classifique os sistemas e as misturas em homogêneos e heterogêneos, apontando o número de fases e de componentes de cada um dos sistemas.

Perguntas

1) Quais sistemas você classificou como homogêneo e quais como heterogêneo?
2) Quais misturas você classificou como homogênea e quais como heterogênea?
3) Se um sistema apresenta duas fases, você pode afirmar que esse sistema é uma mistura heterogênea? Por quê?

REVISÃO

Responda em seu caderno



a) O que é sistema?

b) O que é sistema homogêneo?

c) O que é sistema heterogêneo?

d) O que são fases?

e) Como é denominado um sistema com duas fases? E com três fases?

f) O que são propriedades organolépticas?

g) Quantos componentes uma substância pura apresenta?

h) Quantos componentes formam uma mistura?

i) O que é solução?

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 14 29/5/05, 18:12

EXERCÍCIOS

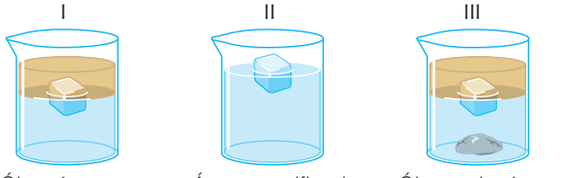
Registre as respostas em seu caderno

1 (Ufac) A mistura de água e álcool é:
a) homogênea gasosa.
b) heterogênea líquida.
c) homogênea líquida.
d) heterogênea sólida-líquida.
e) simples.

2 (UFSM-RS) Considere as misturas:
I. areia e água
II. sangue
III. água e acetona
IV. iodo dissolvido em álcool etílico
Classificam-se como homogêneas:
a) apenas I e II.
b) apenas I e III.
c) apenas II e IV.
d) apenas III e IV.
e) apenas I, II e III.

3 (Ufes) Em um sistema, bem misturado, constituído de areia, sal, açúcar, água e gasolina, o número de fases é:
a) 2 b) 3 c) 4 d) 5 e) 6

4 (Ufes) Observe a representação dos sistemas I, II e III e seus componentes. O número de fases em cada um é, respectivamente:



Óleo, água e gelo | Água gaseificada e gelo | Óleo, gelo, água salgada e granito

a) 3, 2 e 4
b) 3, 3 e 4
c) 2, 2 e 4
d) 3, 2 e 5
e) 3, 3 e 6

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

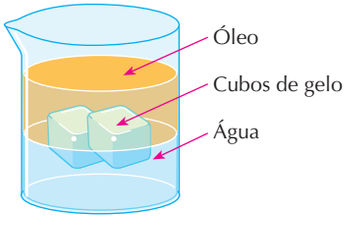
Registre as respostas em seu caderno

5 (UCDB-MS) Em um laboratório de Química foram preparadas as seguintes misturas:
I. água /gasolina
II. água/sal
III. água/areia
IV. gasolina/sal
V. gasolina/areia
Quais dessas misturas são homogêneas?
a) Nenhuma. c) II e III. e) II e IV.
b) Somente II. d) I e II.

6 (Mackenzie-SP) Constitui um sistema heterogêneo a mistura formada de:
a) cubos de gelo e solução aquosa de açúcar (glicose)
b) gases N_2 e CO_2
c) água e acetona
d) água e xarope de groselha
e) querosene e óleo diesel
Observação: Os gases sempre formam misturas homogêneas.

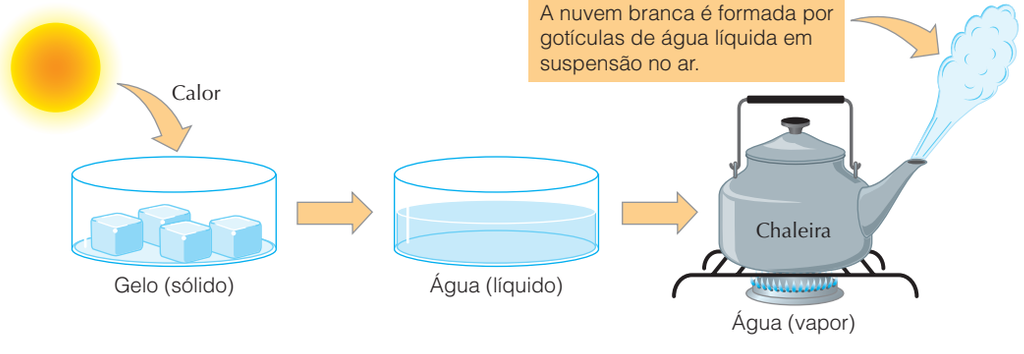
7 Misturando, agitando bem e deixando um certo tempo em repouso, diga quantas fases surgirão em cada um dos sistemas:
a) água e álcool
b) água e éter
c) água, álcool e acetona
d) água, álcool e mercúrio
e) água, gasolina e areia

8 (UGF-GO) No sistema representado pela figura a seguir, os números de fases e componentes são, respectivamente:
a) 2 e 2
b) 2 e 3
c) 3 e 2
d) 3 e 3
e) 3 e 4



4 TRANSFORMAÇÕES DA ÁGUA

Observamos, em nosso cotidiano, que o gelo derrete sob a ação do calor, transformando-se em água, e que a água ferve, sob a ação de calor mais intenso, transformando-se em vapor d'água.

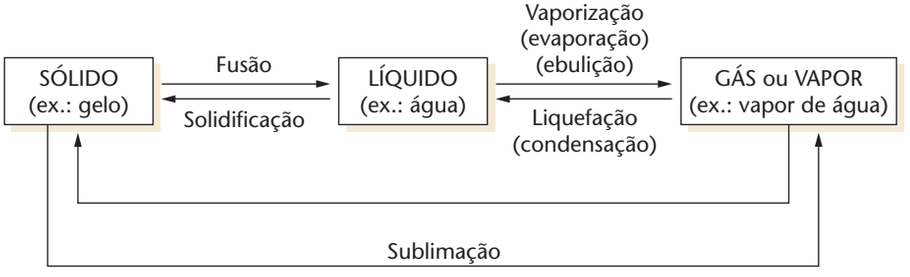


Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 15 6/7/05, 14:13



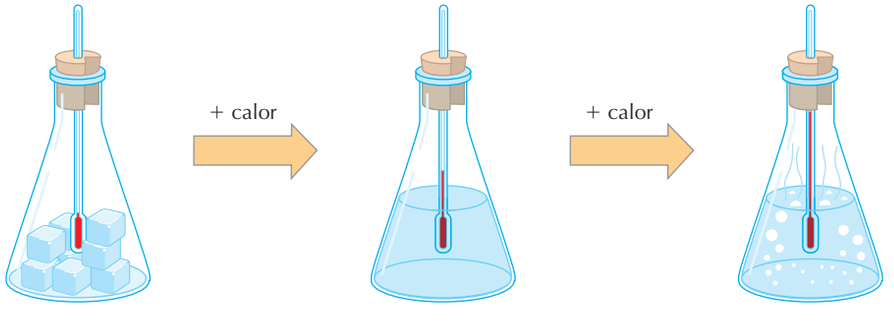
Esses três estados — sólido, líquido e gasoso — são chamadas de **estados físicos** ou **estados de agregação** da matéria, e as transformações de um estado para outro são denominadas **mudanças de estado físico** da matéria. Essas mudanças recebem os nomes gerais mostrados no esquema abaixo.



O esquema resume as seguintes definições:

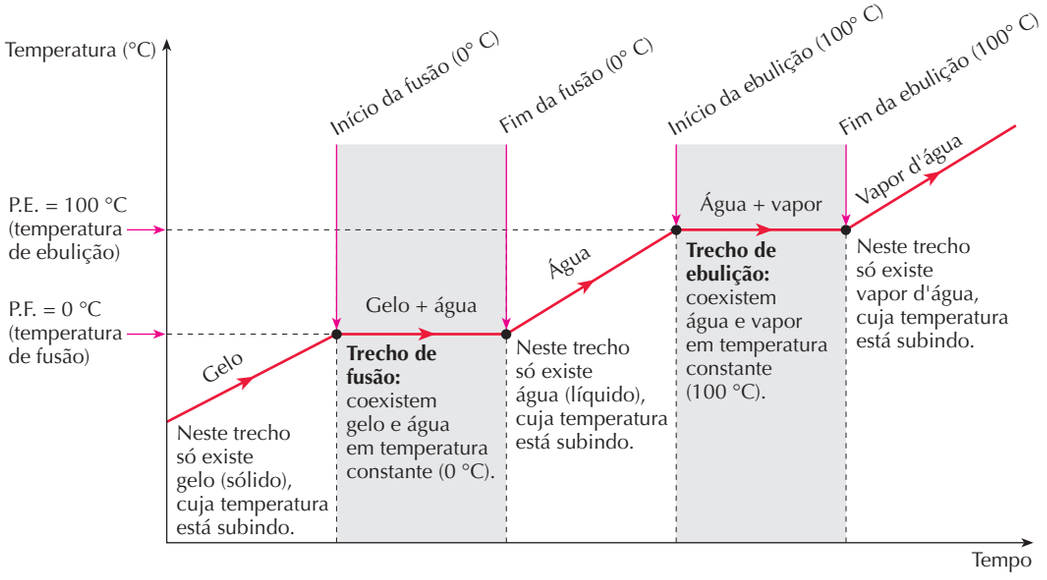
- **Fusão** é a passagem do estado sólido para o líquido. ***Solidificação*** é o inverso.
- **Vaporização** é a passagem do estado líquido para o gasoso (gás ou vapor).
- **Evaporação** é a vaporização lenta, que ocorre na superfície do líquido, sem agitação nem surgimento de bolhas.
- **Ebulição** é a vaporização rápida, com agitação do líquido e aparecimento de bolhas.
- **Calefação** é uma vaporização muito rápida, com gotas do líquido "pulando" em contato com uma superfície ultra-aquecida.
- **Liquefação** ou **Condensação** é a passagem do gás ou vapor para o estado líquido.
- **Sublimação** é a passagem do estado sólido diretamente para o gasoso (e menos freqüentemente usada para a transformação inversa).

Se acompanharmos as mudanças dos estados físicos da água, com um termômetro que permita registrar as temperaturas durante o processo de aquecimento, ao nível do mar, iremos notar que: o gelo puro derrete a 0 °C (temperatura ou ponto de fusão do gelo) e a água pura ferve a 100 °C (temperatura ou ponto de ebulição da água).



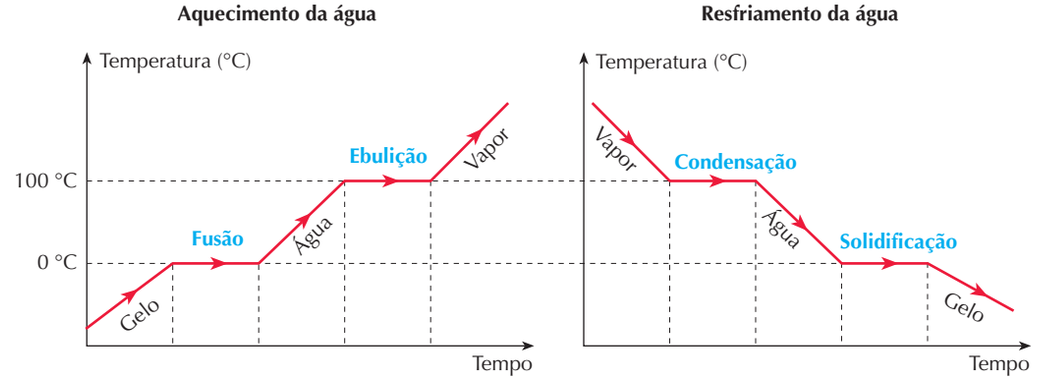
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Se estas observações forem transportadas para um gráfico, teremos o chamado **diagrama de mudança de estados físicos**.

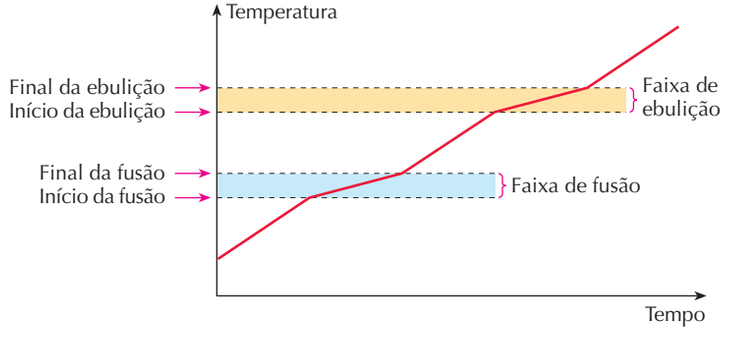


Neste gráfico notamos dois trechos horizontais (dois patamares). O primeiro patamar do gráfico exprime o fato de que a fusão do gelo ocorre à temperatura constante de 0 °C, que é a **temperatura de fusão** ou **ponto de fusão** (**P.F.**) do gelo. Do mesmo modo, o segundo patamar indica que a ebulição da água ocorre à temperatura constante de 100 °C, que é a **temperatura de ebulição** ou **ponto de ebulição** (**P.E.**) da água.

No resfriamento da água, o gráfico será "invertido":



Se tivermos uma **mistura** (ou **substância impura**), os patamares mostrados acima não serão mais encontrados. Assim, por exemplo, uma mistura de água e sal terá um **intervalo** (ou **faixa**) **de fusão** abaixo de 0 °C e um **intervalo** (ou **faixa**) **de ebulição** acima de 100 °C, ao nível do mar, como se vê abaixo.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 17 29/5/05, 18:12

OBSERVAÇÃO

Existem misturas especiais que acabam se comportando como se fossem susbtâncias puras, diante dos fenômenos de fusão/solidificação ou de ebulição/condensação. No primeiro caso, temos uma **mistura eutética** (ou, simplesmente, um **eutético**), que se funde/solidifica em **temperatura constante** (como no caso da liga metálica que contém, em massa, 62% de estanho e 38% de chumbo, que se funde à temperatura constante de 183 °C); no segundo caso, temos uma **mistura azeotrópica** (ou, simplesmente, um **azeótropo**), que ferve/se condensa em **temperatura constante** (como ocorre com a mistura contendo, em volume, 96% de álcool comum e 4% de água, que ferve à temperatura constante de 78,1 °C).

Para finalizar, devemos fazer uma **generalização** importante: tudo o que acabamos de explicar para a **água pura** ocorre também com outros **materiais puros**. De fato, ao nível do mar, cada líquido (álcool, acetona etc.) e também cada sólido (como os metais chumbo, ferro etc.), desde que **puros**, irão se **fundir** e **ferver** em temperaturas bem definidas. Ao nível do mar, por exemplo, temos:

Substância	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Álcool	−114,1	+78,5
Acetona	−94,0	+56,5
Chumbo	+327,0	+1.740,0
Ferro	+1.535,0	+2.750,0

REVISÃO — Responda em seu caderno

a) O que é estado físico (ou de agregação) da matéria? Quais são esses estados?

b) O que é mudança de estado físico (ou de agregação)?

c) O que é fusão?

d) O que é vaporização?

e) O que é liquefação?

f) O que é solidificação?

g) O que é sublimação?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

9 (Univali-SC) Resfriando-se progressivamente água destilada, quando começar a passagem do estado líquido para o sólido, a temperatura:

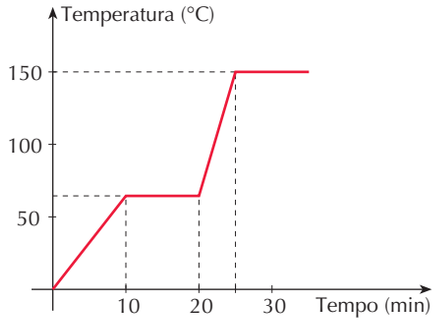
a) permanecerá constante, enquanto houver líquido presente.
b) permanecerá constante, sendo igual ao ponto de condensação da substância.
c) diminuirá gradativamente.
d) permanecerá constante, mesmo depois de todo líquido desaparecer.
e) aumentará gradativamente.

10 (Vunesp) O naftaleno, comercialmente conhecido como naftalina, empregado para evitar baratas em roupas, funde em temperaturas superiores a 80 °C. Sabe-se que bolinhas de naftalina, à temperatura ambiente, têm suas massas constantemente diminuídas, terminando por desaparecer sem deixar resíduo. Essa observação pode ser explicada pelo fenômeno da:

a) fusão.
b) sublimação.
c) solidificação.
d) liquefação.
e) ebulição.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

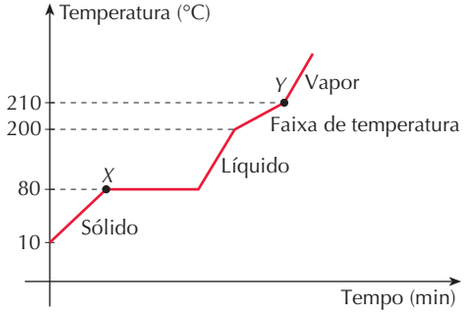
11 (UCDB-MS) Uma substância sólida é aquecida continuamente. O gráfico a seguir mostra a variação da temperatura (ordenada) com o tempo (abscissa):



O ponto de fusão, o ponto de ebulição e o tempo durante o qual a substância permanece no estado líquido são, respectivamente:

a) 150, 65 e 5
b) 65, 150 e 25
c) 150, 65 e 25
d) 65, 150 e 5
e) 65, 150 e 10

12 (UFPA) Dado o diagrama de aquecimento de um material:



A alternativa correta é:

a) o diagrama representa o aquecimento de uma substância pura.
b) a temperatura no tempo zero representa o aquecimento de um líquido.
c) 210 °C é a temperatura de fusão do material.
d) a transformação de *X* para *Y* é um fenômeno químico.
e) 80 °C é a temperatura de fusão do material.

Exercício resolvido

13 (Mackenzie-SP)

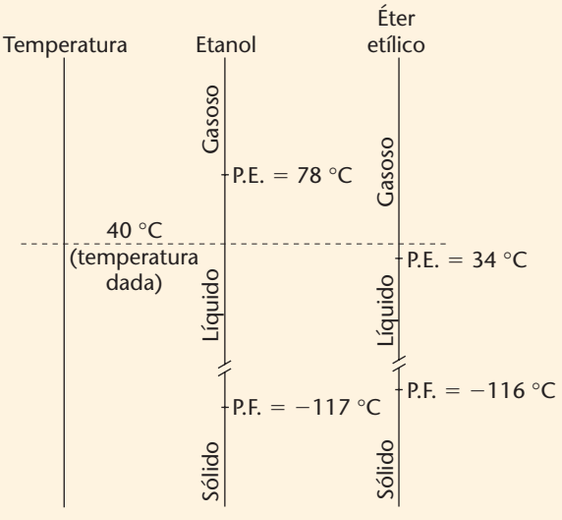
Substância	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Etanol	−117	78
Éter etílico	−116	34

Pela análise dos dados da tabela, medidos a 1 atm, podemos afirmar que, à temperatura de 40 °C e 1 atm:

a) o éter e o etanol encontram-se na fase gasosa.
b) o éter encontra-se na fase gasosa e o etanol na fase líquida.
c) ambos encontram-se na fase líquida.
d) o éter encontra-se na fase líquida e o etanol na fase gasosa.
e) ambos encontram-se na fase sólida.

Resolução

Vamos transportar os dados do problema para um esquema representando a temperatura dada (40 °C) e os pontos de fusão e de ebulição do etanol e do éter etílico.



Veja que a linha tracejada horizontal correspondente a 40 °C corta a linha do etanol na região do líquido e a linha do éter etílico na região do gasoso.

Alternativa b

14 (Fuvest-SP) Considere a tabela a seguir:

	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Oxigênio	−218,4	−183
Fenol	43	182
Pentano	−130	36,1

Qual o estado físico dessas substâncias à temperatura ambiente?

Observação: Considere 20 °C como a temperatura ambiente.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

15 (PUC-MG) Numa praia, em pleno verão, um estudante de Química observou que o carrinho de picolé usava "gelo-seco" para retardar o degelo dos picolés. Pediu à vendedora um pedaço do gelo e colocou-o num copo com água, ocorrendo formação de "fumaças brancas". Observou-se então o fenômeno de:

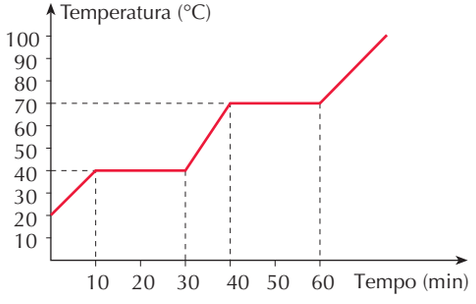
a) evaporação.
b) sublimação.
c) fusão.
d) gaseificação.
e) liquefação.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 19 29/5/05, 18:12

16 (UGF-RJ) O aquecimento global já apresenta sinais visíveis em alguns pontos do planeta. Numa ilha do Alasca, na Aldeia de Shishmaret, por exemplo, as geleiras já demoram mais a congelar, no inverno; descongelam mais rápido, na primavera, e há mais *icebergs*. Desde 1971, a temperatura aumentou, em média, 2 °C.
As mudanças de estados descritas no texto, são, respectivamente:
a) solidificação e fusão.
b) solidificação e condensação.
c) sublimação e solidificação.
d) solidificação e ebulição.
e) fusão e condensação.

17 (Cesgranrio-RJ) Um cientista recebeu uma substância desconhecida, no estado sólido, para ser analisada. O gráfico abaixo representa o processo de aquecimento de uma amostra dessa substância.



Analisando o gráfico, podemos concluir que a amostra apresenta:
a) duração da ebulição de 10 min.
b) duração da fusão de 40 min.
c) ponto de fusão de 40 °C.
d) ponto de fusão de 70 °C.
e) ponto de ebulição de 50 °C.

18 (Mackenzie-SP) As fases de agregação para as substâncias abaixo, quando expostas a uma temperatura de 30 °C, são, respectivamente:

Materiais	Ponto de fusão (°C) (1 atm)	Ponto de ebulição (°C) (1 atm)
mercúrio	−38,87	356,9
amônia	−77,7	−33,4
benzeno	5,5	80,1
naftaleno	80,0	217,0

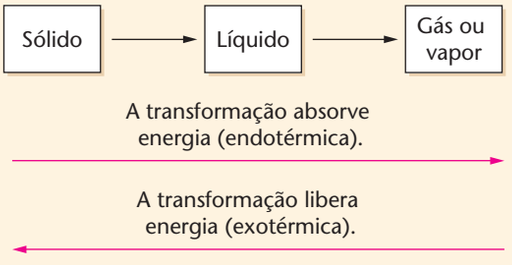
a) sólido, líquido, gasoso e líquido.
b) líquido, sólido, líquido e gasoso.
c) líquido, gasoso, líquido e sólido.
d) gasoso, líquido, gasoso e sólido.
e) sólido, gasoso, líquido e gasoso.

Exercício resolvido

19 (Unifor-CE) Na fusão, uma substância pura passa:
a) de dissolvida para precipitada, absorvendo energia.
b) do estado líquido para o sólido, liberando energia.
c) do estado gasoso para o sólido, liberando energia.
d) do estado sólido para o líquido, liberando energia.
e) do estado sólido para o líquido, absorvendo energia.

Resolução

Lembre-se de que, para derreter ou vaporizar um material, precisamos fornecer calor (energia), que é, então, **absorvido pelo material** (dizemos que a transformação é **endotérmica**). Na seqüência inversa, isto é, na condensação e solidificação, o material nos "**devolve**" a energia que lhe fora fornecida (e a transformação é dita **exotérmica**).
Esquematicamente, temos:



Alternativa e

20 (UFSM-RS) Com relação aos processos de mudança de estado físico de uma substância, pode-se afirmar que são endotérmicos, isto é, absorvem energia:
a) vaporização, solidificação, liquefação.
b) liquefação, fusão, vaporização.
c) solidificação, fusão, sublimação.
d) solidificação, liquefação, sublimação.
e) sublimação, fusão, vaporização.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5 AS OBSERVAÇÕES E AS EXPERIÊNCIAS NA CIÊNCIA

5.1. Medições: o cotidiano e o científico

Como conseqüência do que foi explicado no item anterior, podemos agora dizer que:
- verificar que o gelo derrete e a água ferve, sob a ação do calor, é uma **observação do cotidiano**;
- verificar que, **ao nível do mar**, o **gelo puro** derrete a 0 °C e a **água pura** ferve a 100 °C é uma **observação científica** (feita por meio de uma **experiência controlada**).

Note que, na ciência, tenta-se levar em consideração todos os fatores que podem influir nos resultados da experiência ("ao nível do mar", "gelo puro", "água pura" etc.). Assim, qualquer pessoa pode repetir a experiência e chegar aos mesmos resultados (e acreditar no que foi dito).

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 20 29/5/05, 18:12

Na vida diária usamos várias **medições** para controlar, por exemplo, as relações comerciais de compra e venda, nosso estado de saúde, e assim por diante. Exemplificando: tecidos são vendidos a **metro** (m); refeições são cobradas a **quilogramas** (kg); velocidades são controladas em **quilômetros por hora** (km/h); a massa de nosso corpo é um dos índices de saúde; até o ritmo de nossa vida é controlado em **dias**, **horas**, **minutos** etc.



LÉVY MENDES JR.

Os velocímetros indicam a velocidade escalar instantânea.


CID

Para medir a massa dos corpos, utilizam-se balanças.

No campo da ciência as medições são ainda mais importantes. Medimos massa, volume, temperaturas e inúmeras outras **grandezas**. Aqui definimos:

> **Grandeza** é tudo aquilo que pode ser medido.

Lembre-se também de que, na experiência de fusão do gelo e vaporização da água, as temperaturas foram medidas com o auxílio da **unidade graus Celsius** (°C). Generalizando, dizemos que:

> **Unidade** é uma grandeza escolhida arbitrariamente como padrão.

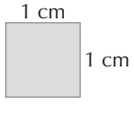
Em ciência são usadas, de preferência, as unidades do chamado **Sistema Internacional de Unidades** (SI).

Veja alguns exemplos do SI:

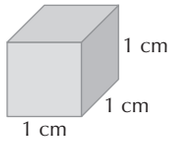
- a unidade de **tempo** é o **segundo** (s): seus múltiplos são o **minuto** (1 minuto = 60 segundos), a **hora** (1 hora = 60 minutos) etc.;
- a unidade de **massa** é o **quilograma** (kg): um múltiplo usual é a **tonelada** (1 tonelada = 1.000 kg); um submúltiplo usual é o **grama** (1 grama = 0,001 ou 10^{-3} kg);
- a unidade de **comprimento** é o **metro** (m): um múltiplo usual é o **quilômetro** (1 km = 1.000 ou 10^3 metros); um submúltiplo usual é o **centímetro** (1 cm = 0,01 ou 10^{-2} metros).

São derivadas do comprimento as unidades de:

— **área**, por exemplo: 1 **centímetro quadrado** (1 cm^2):



— **volume**, por exemplo: 1 **centímetro cúbico** (1 cm^3):



No caso das medidas de volume também usamos o **litro** (1 litro = 1.000 cm^3) e o **mililitro** (1 mililitro = 1 cm^3 = 0,001 ou 10^{-3} litros).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 21 6/7/05, 14:15

O MAGO DE ID **PARKER & HART**

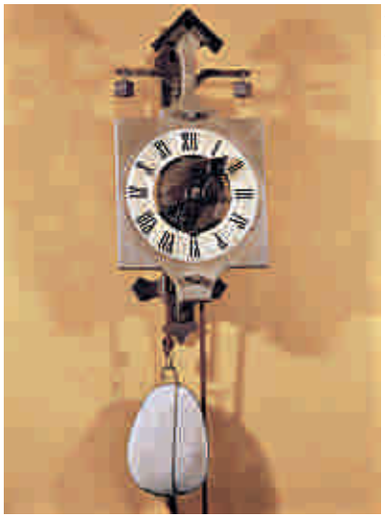


Por fim, devemos lembrar que as medições só são possíveis com o auxílio de aparelhos (instrumentos) convenientes. Tanto no dia-a-dia como na ciência esses instrumentos vêm evoluindo através dos tempos. Assim, usamos:

- relógios cada vez mais precisos para medir o tempo;


GARCIA-PELAYO / CID

Ampulheta.


ORONOZ

Relógio gótico do século XV.


JAVIER JAIME / CID

Relógio digital de pulso.

- balanças cada vez mais precisas para medir as massas.


JAVIER JAIME / CID

Balança romana.


MAITON. BILD, S.L. / CID

Balança de dois pratos.


GARCIA-PELAYO / CID

Balança eletrônica.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 22 6/7/05, 14:16

As medições são tão importantes na ciência que o cientista William Thomson (Lord Kelvin, 1824-1907) disse: "Afirmo muitas vezes que, se você medir aquilo de que está falando e expressar em números, você conhece alguma coisa sobre o assunto; mas, quando você não o pode exprimir em números, seu conhecimento é pobre e insatisfatório."



5.2. Uma medição importante: a densidade

Para satisfazer as exigências da vida diária (e também da ciência), novas medições foram criadas, ao longo do tempo. No cotidiano é comum dizermos, por exemplo, que o chumbo "pesa" mais do que a madeira. No entanto, 1 kg de chumbo afunda, enquanto 1 kg de madeira flutua na água. É fácil perceber, porém, que tal comparação só se torna justa e racional quando feita entre volumes iguais:


1 cm^3 de madeira "pesa" entre 0,60 g e 0,80 g.


1 cm^3 de água "pesa" 1 g.


1 cm^3 de ferro "pesa" 7,86 g.


1 cm^3 de chumbo "pesa" 11,40 g.

Surge dessa comparação o conceito de **densidade** dos materiais, entendida como a massa dos "pedaços" iguais (volumes iguais) dos vários materiais (no exemplo acima, pequenos cubos de volume igual a 1 cm^3). Matematicamente, essa idéia corresponde à seguinte definição:

Densidade é o quociente da massa pelo volume do material (a uma dada temperatura).

Essa definição é expressa pela seguinte fórmula:

$$d = \frac{m}{V}$$ sendo $\begin{cases} m = \text{massa da substância (em g)} \\ V = \text{volume da substância (em } cm^3 \text{ ou mL)} \\ d = \text{densidade (em g/}cm^3 \text{ ou em g/mL)} \end{cases}$


CID


CID

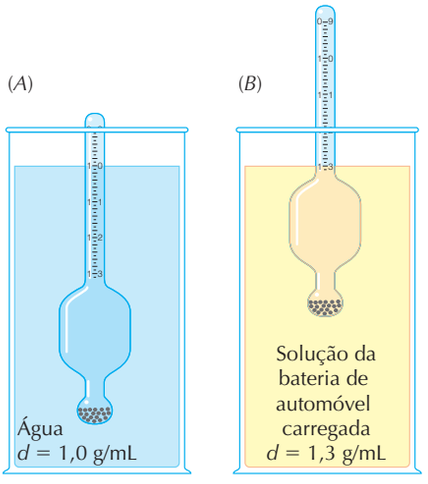
Tanto um *iceberg* quanto um navio (ambos com milhares de toneladas) flutuam na água.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 23 29/5/05, 18:13

Um caso particular importante é o da medição das densidades dos líquidos, que é feita diretamente pelos **densímetros**. Esse instrumento é um tubo de vidro, como mostrado a seguir, cuja parte inferior é mais larga e "pesada" do que a superior, que consiste em uma haste graduada em densidades. Colocado num líquido o densímetro afunda mais ou menos, e a graduação da haste, que coincide com o nível líquido, dá diretamente a densidade do líquido.

Os densímetros são usados, por exemplo, em postos de gasolina, para medir a densidade do álcool vendido; em cooperativas de leite, para comprovar a qualidade do leite negociado, e assim por diante.



O densímetro indicado na figura *A* flutua na água de modo que sua escala marca 1,0 g/mL (densidade da água pura) na superfície do líquido. O densímetro da figura *B* flutua numa solução de bateria de automóvel carregada de modo que sua escala marca 1,3 g/mL (densidade da solução de bateria carregada). O líquido da bateria é uma solução de ácido sulfúrico em água, apresentando densidade maior que a água.



LUIZ ANTONIO DA SILVA / CID

O densímetro (localizado na parte central da foto) confere a densidade do álcool, em um posto de abastecimento.



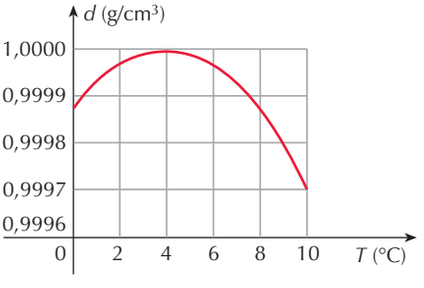
EDUARDO SANTALIESTRA

Lactodensímetro utilizado para medir a densidade do leite.

É importante ainda observar que a densidade varia com a temperatura, pois o volume de um corpo muda de acordo com a temperatura, embora a massa permaneça a mesma. Por isso, é importante que, em informações científicas, se expresse, por exemplo, que a densidade do chumbo é de 11,34 g/cm^3, **a 20 °C**.

5.3. A importância dos gráficos no dia-a-dia

É muito comum e importante expressar o resultado de nossas medições por meio de gráficos. Ao lado, por exemplo, temos o gráfico que mostra a variação da densidade da água com a temperatura.

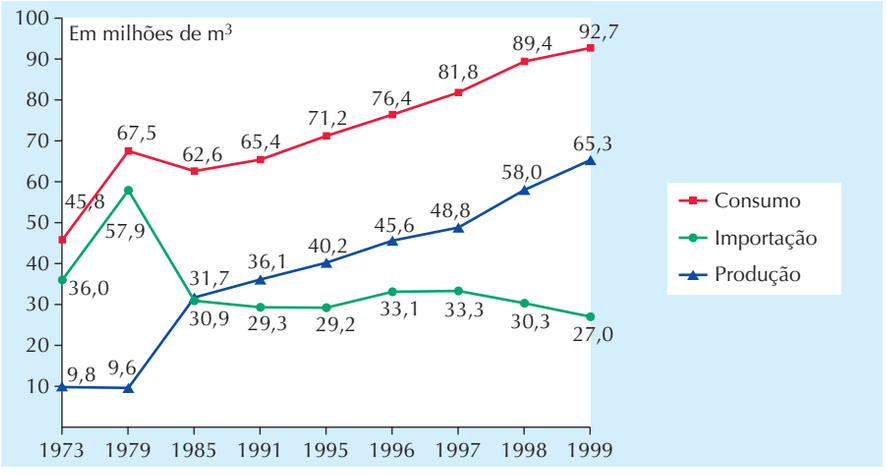


Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Diariamente encontramos, nos jornais e nas revistas, uma série de gráficos mostrando relações entre fatos do nosso cotidiano.

Gráfico de linhas

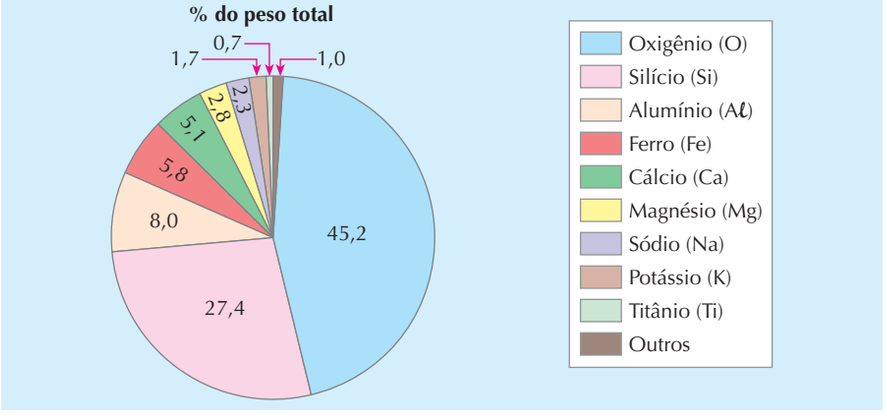
BRASIL: EVOLUÇÃO DO SETOR DE PETRÓLEO — 1973-1999



Fontes: Ministério das Minas e Energia; *Almanaque Abril 2001*. São Paulo: Abril, 2001. p. 83.

Gráfico de setores (ou de pizza)

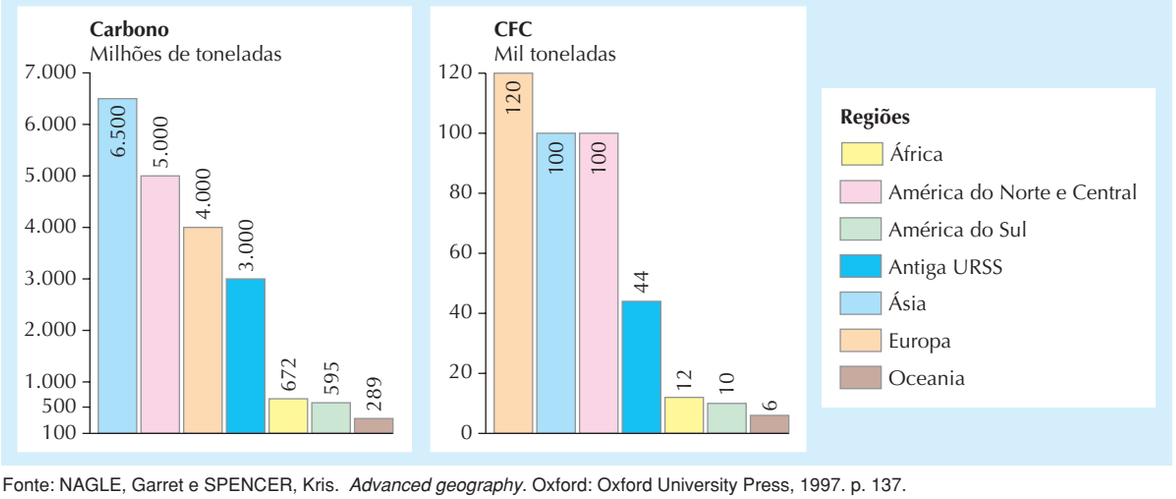
COMPOSIÇÃO QUÍMICA DA CROSTA TERRESTRE



Fonte: THE OPEN UNIVERSITY. *Os recursos físicos da Terra*. Bloco 1 — Recursos, economia e geologia: uma introdução. Campinas: Unicamp, 1994. p. 33. (Série Manuais)

Gráfico de barras (ou de colunas)

EMISSÕES ANUAIS, NA ATMOSFERA, DE CARBONO E CFC



Fonte: NAGLE, Garret e SPENCER, Kris. *Advanced geography*. Oxford: Oxford University Press, 1997. p. 137.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 25 29/5/05, 18:13

ATIVIDADES PRÁTICAS

ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

1ª

Materiais

• 1 copo grande (ou um frasco de vidro), de boca larga ou de plástico transparente, com capacidade para 300 mL ou mais • 1 jarra medidora • 1 colher de sopa de sal de cozinha • 1 ovo • água

Procedimento

• Coloque cerca de 200 mL de água no copo e adicione, cuidadosamente, o ovo. • Observe e faça um desenho, em seu caderno, do que acontece. • Retire o ovo do copo com água com cuidado. • Adicione o sal ao copo com água. • Agite bem e recoloque o ovo no copo. • Observe e faça, em seu caderno, um desenho do que acontece. • Analise as observações e os desenhos feitos.

Perguntas

1) No início, utilizando apenas a água e o ovo, quem apresentou maior densidade?
2) O ovo permaneceu na mesma posição inicial quando foi adicionado sal à água? O que mudou? Por quê?
3) O que poderia ser alterado para que o ovo ficasse no meio da solução?

2ª

Materiais

• 1 canudinho de refrigerante • massa de modelar • 1 copo contendo 100 mL de água • 1 copo contendo 100 mL de óleo • 1 copo contendo 100 mL de vinagre • 1 caneta de retroprojetor ou pedaços de fita adesiva

Procedimento

• Tampe bem a extremidade do canudinho com uma bolinha de massa de modelar (este será o seu densímetro). • Mergulhe seu densímetro no copo contendo água. • Faça uma marca no copo, com a caneta ou a fita adesiva, da posição em que a bolinha se encontra. • Observe e faça um desenho em seu caderno do que acontece. • Repita o mesmo processo para os copos contendo óleo e vinagre. • Analise as observações e os desenhos feitos.

Perguntas

1) As marcações feitas nos copos foram iguais? Por quê?
2) Compare, por meio da leitura de seu densímetro, as densidades da água, do óleo e do vinagre.
3) Poderíamos dizer que o ovo, no experimento anterior, funcionou como um densímetro? Por quê?

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que é grandeza?

b) O que é unidade?

c) Quais são as unidades de tempo, massa e comprimento no Sistema Internacional de Unidades (SI)?

d) Quais são as unidades usuais de volume?

e) O que é densidade?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

21 Uma lata contém 450 gramas (g) de leite em pó. Qual é a massa do produto em quilogramas (kg)?

Resolução

Sabendo que 1 kg equivale a 1.000 g, temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 1.000\ g & \text{———} & 1\ kg \\ 450\ g & \text{———} & x \end{array}\right\} \boxed{x = 0{,}450\ kg}$$

22 Uma cadeira pesa 8,5 kg. Qual é sua massa em gramas?

23 Faça as seguintes transformações:
a) 20 g em quilogramas (kg)
b) 15 g em miligramas (mg)
c) 2,5 toneladas (t) em gramas (g)

24 Quantos gramas de medicamento existem numa caixa contendo 50 comprimidos de 200 mg cada um?

Exercício resolvido

25 A quantos mL (ou cm^3) corresponde o volume de 3,5 litros de água?

Resolução

Sabendo que 1 litro (L) corresponde a 1.000 mL (ou cm^3), temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 1\ L & \text{———} & 1.000\ mL \\ 3{,}5\ L & \text{———} & x \end{array}\right\} \boxed{x = 3.500\ mL}$$

26 Quantos litros de gasolina transporta um caminhão com 4,5 m^3 do combustível? (Dado: 1 m^3 = 1.000 litros.)

27 Faça as seguintes transformações:
a) 1,82 litros em mililitros
b) 250 cm^3 em litros
c) 15 L em m^3

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02A-QF1-PNLEM 26 6/7/05, 14:16

28 (Osec-SP) Densidade é uma propriedade definida pela relação:

a) massa/pressão
b) massa/volume
c) massa/temperatura
d) pressão/temperatura
e) pressão/volume

Exercício resolvido

29 (FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP) Um vidro contém 200 cm^3 de mercúrio de densidade 13,6 g/cm^3. A massa de mercúrio contido no vidro é:

a) 0,80 kg
b) 0,68 kg
c) 2,72 kg
d) 27,2 kg
e) 6,8 kg

Resolução

Dizer que a densidade do mercúrio é 13,6 g/cm^3 significa dizer que 1 cm^3 de mercúrio pesa 13,6 g. Daí surge a relação:

1 cm^3 mercúrio — 13,6 g
200 cm^3 mercúrio — x

$x = 2.720$ g ou 2,72 kg

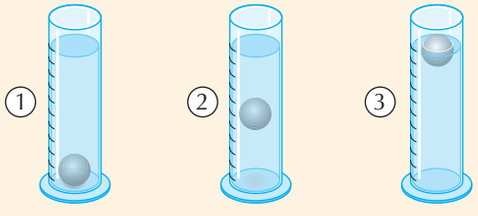
Alternativa c

30 (UFU-MG) Em condições ambientes, a densidade do mercúrio é de aproximadamente 13 g/cm^3. A massa desse metal, da qual um garimpeiro de Poconé (MT) necessita para encher completamente um frasco de meio litro de capacidade, é de:

a) 2.600 g
b) 3.200 g
c) 4.800 g
d) 6.500 g
e) 7.400 g

Exercício resolvido

31 (UFPE) Para identificar três líquidos — de densidades 0,8, 1,0 e 1,2 — o analista dispõe de uma pequena bola de densidade 1,0. Conforme a posição das bolas apresentadas no desenho a seguir, podemos afirmar que:



a) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 0,8, 1,0 e 1,2.
b) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 0,8 e 1,0.
c) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 0,8 e 1,2.
d) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 1,0 e 0,8.
e) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 1,2 e 0,8.

Resolução

Na proveta 1, a bola é mais densa que o líquido, pois afundou. Conseqüentemente, o líquido é menos denso que a bola (densidade = 1). Na proveta 2, a bola não afunda nem flutua, provando que o líquido e a bola têm a mesma densidade ($d = 1$). Na proveta 3, a bola flutua, provando que o líquido é mais denso que a bola ($d = 1$).

Alternativa a

32 (Mackenzie-SP) No preparo de uma limonada em duas etapas, foram feitas as seguintes observações:

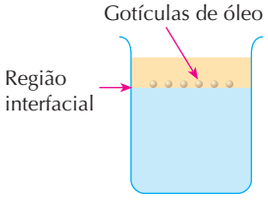
1ª etapa → mistura I	1ª observação
Ao se espremer o limão sobre a água, uma semente escapou e caiu no copo.	A semente imediatamente afundou na mistura.

2ª etapa → mistura II	2ª observação
Na mistura obtida, dissolveram-se três colheres de açúcar.	A semente subiu para a superfície do líquido.

Das observações 1 e 2, pode-se concluir que a densidade da semente é:

a) menor que a densidade do suco de limão mais água.
b) menor que a densidade do suco de limão mais água e açúcar.
c) igual à densidade do suco de limão.
d) maior que a densidade do suco de limão mais água e açúcar.
e) igual à densidade da água mais açúcar.

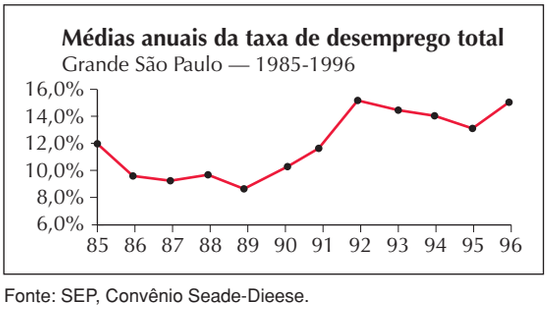
33 (UFMG) Em um frasco de vidro transparente, um estudante colocou 500 mL de água e, sobre ela, escorreu vagarosamente, pelas paredes internas do recipiente, 500 mL de etanol. Em seguida, ele gotejou óleo vegetal sobre esse sistema. As gotículas formadas posicionaram-se na região interfacial, conforme mostrado nesta figura:



Considerando-se esse experimento, é **correto** afirmar que:

a) a densidade do óleo é menor que a da água.
b) a massa de água, no sistema, é 10 vezes maior que a de etanol.
c) a densidade do etanol é maior que a do óleo.
d) a densidade da água é menor que a do etanol.

34 (Enem-MEC) Um estudo sobre o problema do desemprego na Grande São Paulo, no período 1985-1996, realizado pelo Seade-Dieese, apresentou o seguinte gráfico sobre taxa de desemprego:



Fonte: SEP, Convênio Seade-Dieese.

Pela análise do gráfico, é correto afirmar que, no período considerado:

a) a maior taxa de desemprego foi de 14%.
b) a taxa de desemprego no ano de 1995 foi a menor do período.
c) a partir de 1992, a taxa de desemprego foi decrescente.
d) no período 1985-1996, a taxa de desemprego esteve entre 8% e 16%.
e) a taxa de desemprego foi crescente no período compreendido entre 1988 e 1991.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

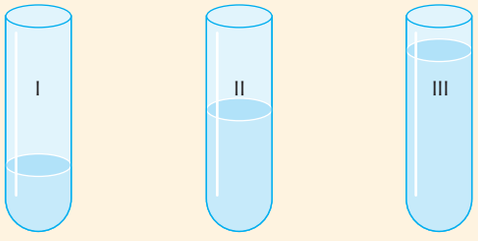
Capitulo 02A-QF1-PNLEM 27 29/5/05, 18:13

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

35 (FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP) O esquema representa três tubos de ensaio de mesmo diâmetro, contendo cada um a mesma massa dos seguintes líquidos incolores: água, acetona e clorofórmio.



Dadas as densidades: $d_{água} = 1{,}00\ g/cm^3$; $d_{acetona} = 0{,}80\ g/cm^3$; $d_{clorofórmio} = 1{,}4\ g/cm^3$, podemos afirmar que os tubos I, II e III contêm, respectivamente:

a) acetona, água e clorofórmio.
b) acetona, clorofórmio e água.
c) água, clorofórmio e acetona.
d) clorofórmio, água e acetona.
e) clorofórmio, acetona e água.

Resolução

De acordo com a definição de densidade $\left(d = \frac{m}{V}\right)$, conclui-se matematicamente que, para massas iguais, a densidade será tanto menor quanto maior for o volume do líquido. Considerando que os volumes vão crescendo na ordem das figuras I, II e III, concluiremos que as densidades irão decrescer nessa mesma ordem.

Alternativa d

36 (UFPE) Em um béquer com 100 mL de água, são colocados 20 mL de óleo vegetal, um cubo de gelo e uma barra retangular de alumínio.

Qual das figuras melhor representa a aparência dessa mistura?

a) b) c) d) e)



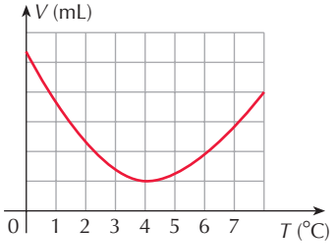
37 (UFPI) Em uma cena de um filme, um indivíduo corre carregando uma maleta tipo 007 (volume de 20 dm^3) cheia de barras de um certo metal. Considerando que um adulto de massa média (70 kg) pode deslocar, com uma certa velocidade, no máximo o equivalente à sua própria massa, indique qual o metal contido na maleta, observando os dados da tabela.

Densidade em g/cm^3	
Alumínio	2,7
Zinco	7,1
Prata	10,5
Chumbo	11,4
Ouro	19,3

(Dado: 1 dm^3 = 1 L = 1.000 cm^3)

a) Alumínio
b) Zinco
c) Prata
d) Chumbo
e) Ouro

38 (Fatec-SP) O volume ocupado por qualquer amostra de água depende da temperatura da amostra. O gráfico a seguir representa a variação do volume de certa amostra de água em função da sua temperatura.



Analisando-se o gráfico, pode-se concluir que a densidade da água:

a) cresce com o aumento do volume.
b) varia linearmente com a temperatura.
c) não varia com a temperatura.
d) é mínima a 0 °C.
e) é máxima a 4 °C.

39 (Enem-MEC) Para convencer a população local da ineficiência da Companhia Telefônica Vilatel na expansão da oferta de linhas, um político publicou no jornal local o gráfico I, abaixo representado. A companhia Vilatel respondeu publicando dias depois o gráfico II, em que pretende justificar um grande aumento na oferta de linhas. O fato é que, no período considerado, foram instaladas, efetivamente, 200 novas linhas telefônicas.

Gráfico I

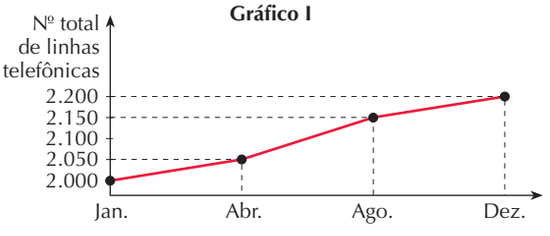


Gráfico II

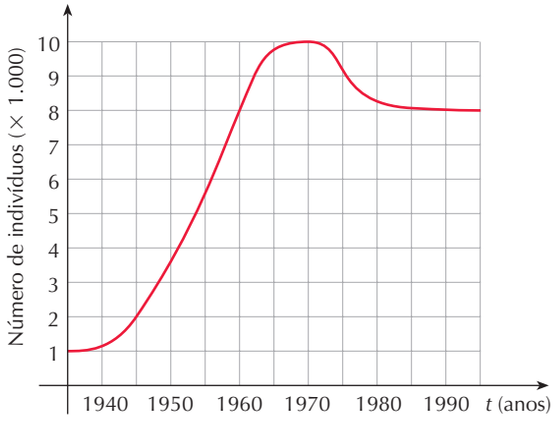


Analisando os gráficos, pode-se concluir que:

a) o gráfico II representa um crescimento real maior do que o do gráfico I.
b) o gráfico I apresenta o crescimento real, sendo o II incorreto.
c) o gráfico II apresenta o crescimento real, sendo o gráfico I incorreto.
d) a aparente diferença de crescimento nos dois gráficos decorre da escolha das diferentes escalas.
e) os dois gráficos são incomparáveis, pois usam escalas diferentes.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

40 (Enem-MEC) O número de indivíduos de certa população é representado pelo gráfico ao lado.
Em 1975, a população tinha um tamanho aproximadamente igual ao de:
a) 1960
b) 1963
c) 1967
d) 1970
e) 1980



6 SUBSTÂNCIA PURA (OU ESPÉCIE QUÍMICA)



CID


CID

Uma pessoa é reconhecida por suas características físicas: fisionomia, massa, altura, cor da pele, cor dos olhos etc. Considerando que a população de um país é muito grande, o governo criou a cédula de identidade para facilitar a identificação das pessoas.

Lembre-se também de que, para melhorar a identificação das pessoas, foram criados vários outros sistemas de identificação. Por exemplo:

- CPF (Cadastro de Pessoas Físicas) — foi criado pela Secretaria da Fazenda para identificar os contribuintes do Imposto de Renda;
- CRM (Conselho Regional de Medicina) — dá a cada médico seu número de identificação;
- OAB (Ordem dos Advogados do Brasil) — dá a cada advogado seu número de identificação.

Pois bem, a quantidade de materiais diferentes existente no mundo é também enorme. É obrigação da Química reconhecer e identificar cada um desses materiais. As **propriedades gerais** da matéria (massa e volume), sendo comuns a todo e qualquer material, não se prestam a essa identificação. As **propriedades organolépticas** (cor, sabor, odor etc.) também não, pois são de aplicação perigosa. Deve-se, então, recorrer às chamadas **propriedades específicas**, que são particulares e exclusivas de cada material. Já falamos, em páginas anteriores, no ponto de fusão (P.F.), no ponto de ebulição (P.E.) e na densidade dos materiais. Todas essas medidas, como têm valores fixos e constantes para cada material, são denominadas **constantes físicas** dos materiais. Muitas outras constantes físicas nos ajudam a identificar, com maior precisão, cada material, como, por exemplo:

- **calor específico** — a quantidade de calor necessária para aumentar em 1 °C a temperatura de 1 g do material (1 g de água, por exemplo, necessita de 1 caloria para ter sua temperatura aumentada de 1 °C; dizemos, então, que o calor específico da água é 1 cal/g · °C);
- **solubilidade** — a maior massa (por exemplo, em gramas) do material que podemos dissolver em dada quantidade de um líquido (geralmente expressa em litros), a dada temperatura (por exemplo, podemos dissolver, no máximo, 365 g de sal comum em 1 L de água a 20 °C).

Quando um material apresenta constantes físicas bem definidas e invariáveis, concluímos que se trata de matéria isenta de outros materiais e a denominamos **substância pura**. Assim, temos a seguinte definição:

> **Substância pura** (ou simplesmente **substância**, ou, ainda, **espécie química**) é um material único, isento de outros materiais e que apresenta constantes físicas bem definidas.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 29 6/7/05, 14:18

Por exemplo:

Identificação da água
Líquido incolor
Ponto de fusão = 0 °C
Ponto de ebulição = 100 °C ao nível do mar
Densidade = 1 g/cm^3 a 4 °C ao nível do mar
Calor específico = 1 cal/g · °C

Identificação do sal comum (cloreto de sódio)
Sólido branco
Ponto de fusão = 801 °C
Ponto de ebulição = 1.460 °C
Densidade = 2,18 g/cm^3
Solubilidade = 365 g do sal por litro de água a 20 °C

As constantes físicas são catalogadas em livros e tabelas especiais. Os químicos se baseiam nelas tanto para identificar as substâncias como também para constatar sua pureza. Por esse motivo, dizemos que as constantes físicas são utilizadas como **critérios de pureza** das substâncias químicas.

Sempre que uma substância é extraída da natureza ou é produzida num laboratório, determinam-se suas constantes físicas. Desse modo, ficamos sabendo se ela é uma substância nova ou já conhecida. Sendo conhecida, temos também uma idéia de sua pureza.

Ao contrário das substâncias puras, as misturas não apresentam constantes físicas definidas.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que é propriedade específica?

b) O que é constante física?

c) O que é calor específico?

d) O que é solubilidade?

e) O que é substância pura?

f) Como são denominadas as constantes físicas quando testamos a pureza de uma substância?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

41 (UFMG) Uma amostra de uma substância pura *X* teve algumas de suas propriedades determinadas. Todas as alternativas apresentam propriedades que são úteis para identificar essa substância, exceto:
a) densidade.
b) massa da amostra.
c) solubilidade em água.
d) temperatura de ebulição.
e) temperatura de fusão.

42 (Fuvest-SP) Quais das propriedades a seguir são as mais indicadas para verificar se é pura uma certa amostra sólida de uma substância conhecida?
a) cor e densidade
b) cor e dureza
c) ponto de fusão e densidade
d) cor e ponto de fusão
e) densidade e dureza

43 (Mackenzie-SP) O valor do ponto de ebulição determinado experimentalmente numa amostra de uma certa substância mostrou-se maior do que o valor encontrado em tabelas. Essa diferença pode ser atribuída ao fato de que, no experimento, usou-se:
a) um combustível de alto poder calorífico.
b) uma quantidade de substância muito grande.
c) uma quantidade de substância muito pequena.
d) uma substância composta.
e) uma substância contendo impurezas.

44 (Vunesp) O rótulo de uma garrafa de água mineral está reproduzido a seguir.

Composição química provável:	
Sulfato de cálcio	0,0038 mg/L
Bicarbonato de cálcio	0,0167 mg/L

Com base nessas informações, podemos classificar a água mineral como:
a) substância pura.
b) substância simples.
c) mistura heterogênea.
d) mistura homogênea.
e) suspensão coloidal.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 30 6/7/05, 14:19

45 (Mackenzie-SP) A dureza de um mineral reflete a resistência deste ao risco. Uma das escalas utilizadas para verificar a dureza de um mineral é a escala de Mohs.

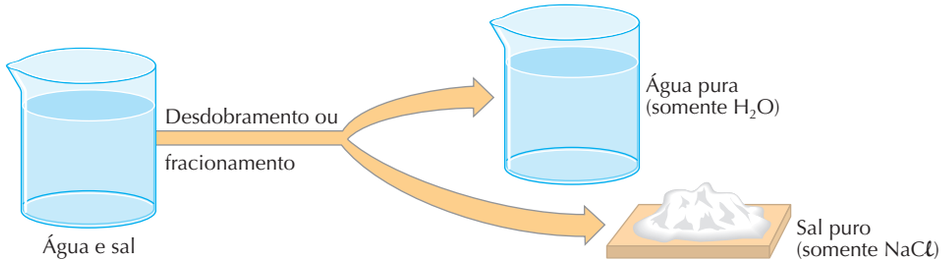
Escala de Mohs
(minerais em ordem crescente de dureza)

1 – talco	3 – calcita	5 – apatita	7 – quartzo	9 – coríndon
2 – gesso	4 – fluorita	6 – ortoclásio	8 – topázio	10 – diamante

De acordo com essa escala, é **incorreto** afirmar que:
a) o diamante é o mineral mais duro.
b) apenas o coríndon risca o diamante.
c) a apatita é riscada pelo quartzo.
d) o topázio e a fluorita riscam a calcita.
e) o mineral menos duro é o talco.

7 PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Os materiais encontrados na natureza são, em geral, misturas de várias substâncias. Mesmo em laboratório, quando tentamos preparar uma só substância, acabamos, normalmente, chegando a uma **mistura de substâncias**. Torna-se então importante, nos laboratórios e também nas indústrias químicas, separar os componentes das misturas até que cada substância pura fique totalmente isolada das demais. Essa separação chama-se **desdobramento** (ou **fracionamento**, ou **resolução**, ou, ainda, **análise imediata da mistura**). Por exemplo:



No final do desdobramento, devemos verificar se as substâncias foram realmente bem separadas. Para essa verificação, usamos as constantes físicas, como já foi explicado na página 30. No exemplo acima, se a água ficou realmente pura, ela deverá, ao nível do mar, congelar a 0 °C, ferver a 100 °C etc.

É interessante lembrar que, no cotidiano, são usados vários métodos de separação, como já explicamos na página 2 e como ainda exemplificamos abaixo:


JUCA MARTINS / PULSAR

Quando preparamos café (ou chá), a água quente faz a **extração** de componentes do pó de café (ou das folhas do chá), dando origem à bebida, e em seguida fazemos uma **filtração** para separar o pó do líquido.


JUCA MARTINS / PULSAR

Quando lança para cima a mistura de arroz e palha de arroz, a lavradora deixa que a corrente de ar arraste a palha. Ela está fazendo uma **ventilação**.


EDUARDO SANTALIESTRA

Ao passar a areia pela peneira, separando-a de pedregulhos e outros materiais grosseiros, o pedreiro está fazendo uma **peneiração** ou **tamisação**.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 31 29/5/05, 18:17

Nas páginas seguintes, resumiremos os principais processos de separação de misturas usados no dia-a-dia, nos laboratórios e nas indústrias químicas.

7.1. Filtração

É um processo mecânico que serve para desdobrar misturas heterogêneas de um sólido disperso em um líquido ou em um gás, como nos exemplos práticos mostrados ao lado.



CID

O aspirador de pó filtra o ar, retendo a poeira.

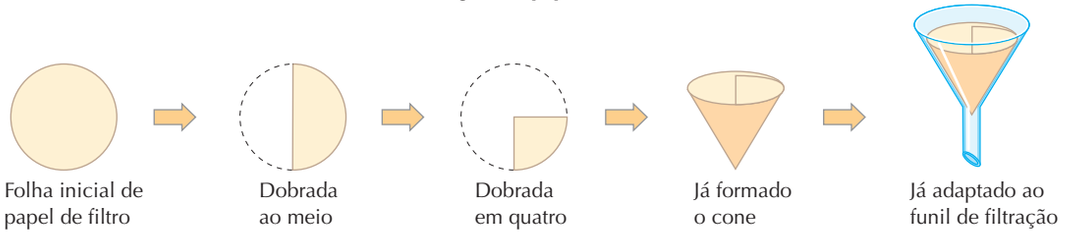


JUCA MARTINS / PULSAR

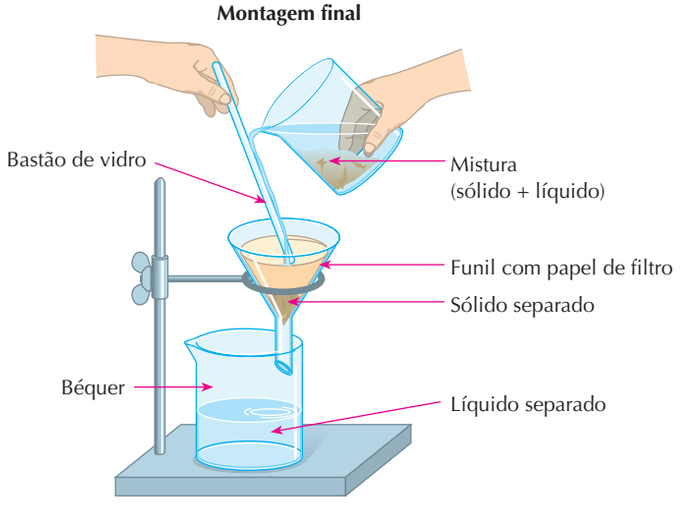
O coador retém as partículas sólidas do café.

Em laboratório, a filtração mais simples é feita com um funil do tipo comum, em geral de vidro, no qual é colocada uma folha de papel de filtro convenientemente dobrada.

Dobragem do papel de filtro



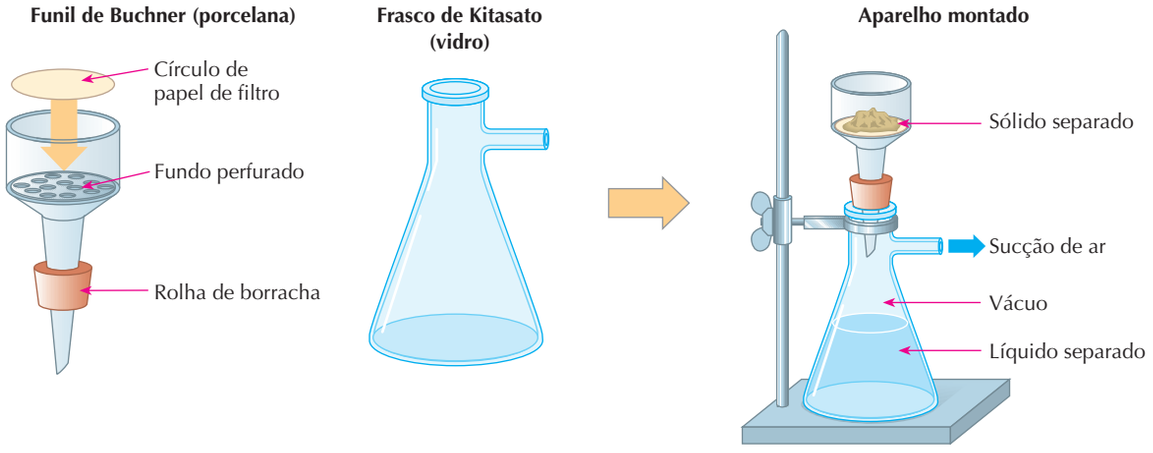
Montagem final



Na indústria, filtrações também são muito utilizadas. Um exemplo é o dos filtros adaptados às chaminés das fábricas, para evitar que a poeira que acompanha os gases industriais seja lançada à atmosfera. Outro exemplo importante é a filtração da água, antes de ser distribuída pelas canalizações de uma cidade; essa filtração é feita, em geral, obrigando-se a água a atravessar os chamados "filtros de areia", nos quais camadas de areia conseguem reter as partículas sólidas presentes na água.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Há casos em que a filtração é muito demorada. Para apressá-la, usa-se a filtração a "vácuo" ou, melhor dizendo, a **filtração à pressão reduzida**:



Em processos industriais, é comum acelerar a filtração comprimindo-se a mistura líquida que passa pelo filtro. Assim, em fábricas de cerâmicas e porcelanas, por exemplo, mói-se a argila (barro) em suspensão na água e, a seguir, filtra-se a "pasta" por compressão para eliminar o excesso de água. Nessas operações são usados os chamados **filtros-prensa**.



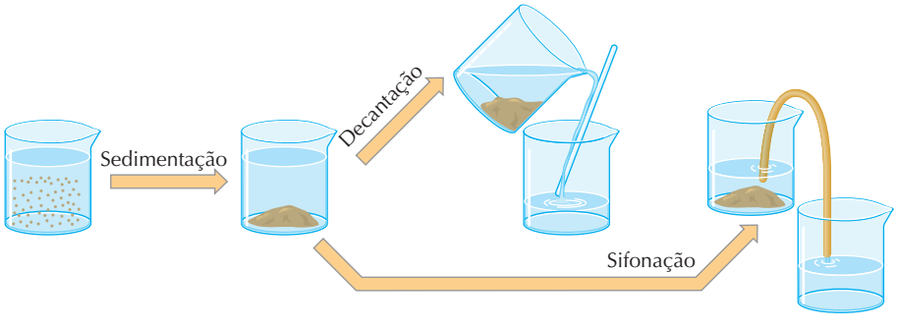
CORTESIA DA NETZSCH DO BRASIL IND. COM. LTDA.

Filtro-prensa.

7.2. Decantação

É também um processo mecânico que serve para desdobrar misturas heterogêneas de um sólido num líquido ou de dois líquidos imiscíveis entre si.

Por exemplo, a areia que está em suspensão na água vai, lentamente, se depositando no fundo do recipiente (processo chamado **sedimentação**); no final, a água pode ser separada ou por inclinação cuidadosa do recipiente (processo de **decantação**) ou, então, por aspiração com auxílio de um sifão (processo de **sifonação**).



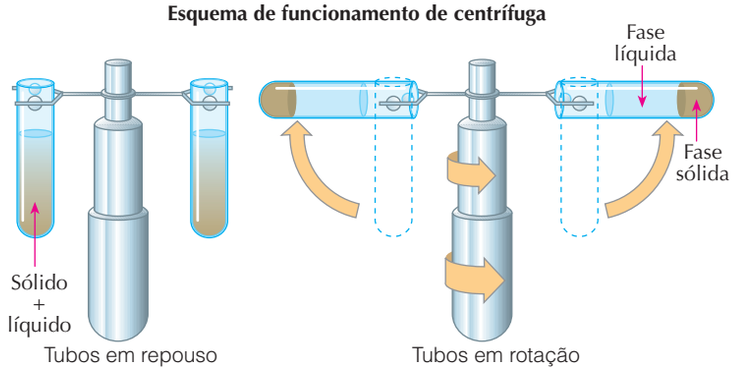
Evidentemente, se colocarmos uma mistura de areia e serragem em água, a areia irá ao fundo e a serragem flutuará na água. Temos então uma **sedimentação fracionada**, que nos permitirá separar a serragem da areia.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 33 29/5/05, 18:17

Pode-se também acelerar o processo da sedimentação com o uso da **centrifugação**; uma centrífuga imprime rotação rápida ao recipiente em que está o sistema de um sólido em suspensão em um líquido; com a aceleração provocada pela rotação, as partículas sólidas sedimentam mais depressa.

Esquema de funcionamento de centrífuga

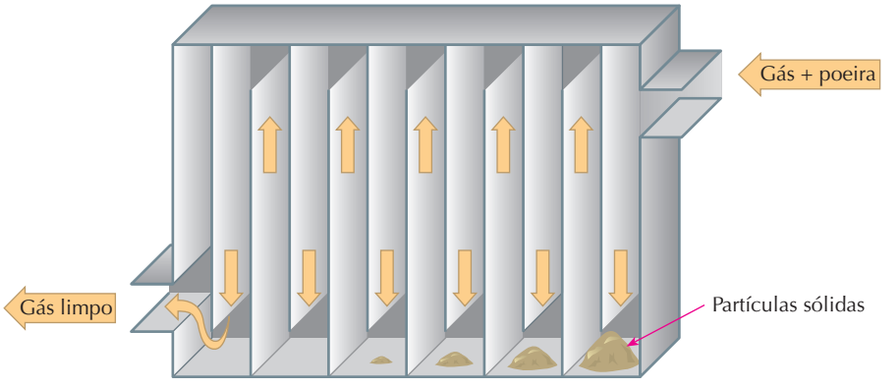




CID

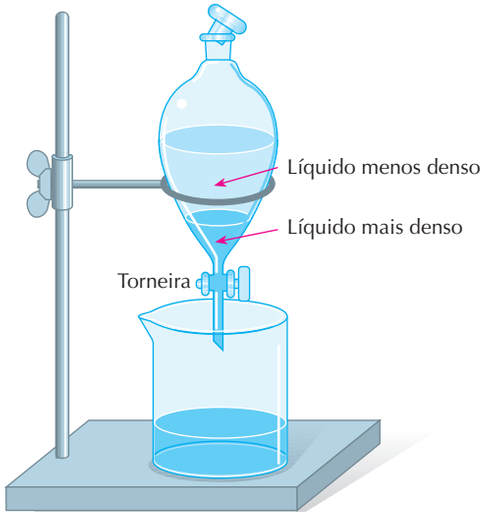
Centrífuga de laboratório.

Em certas indústrias químicas, existem "câmaras de poeira"; em um circuito em ziguezague, as partículas sólidas perdem velocidade e se depositam.



Nos laboratórios, empregam-se os **funis de separação** (ou **de decantação**, ou **de bromo**) para separar líquidos imiscíveis de densidades diferentes; após a separação espontânea, abre-se a torneira e escoa-se apenas o líquido mais denso.

Funil de decantação

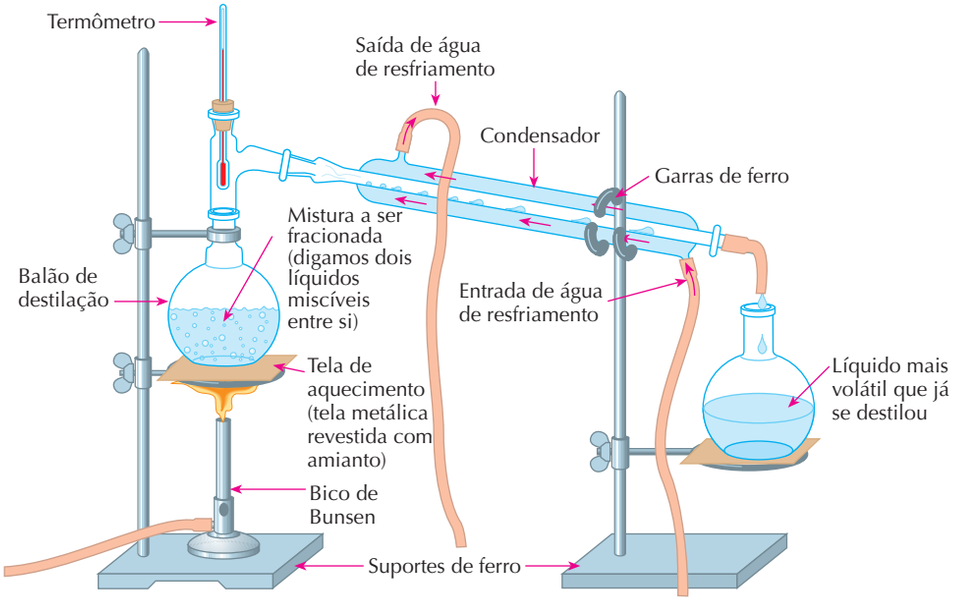


Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

7.3. Destilação

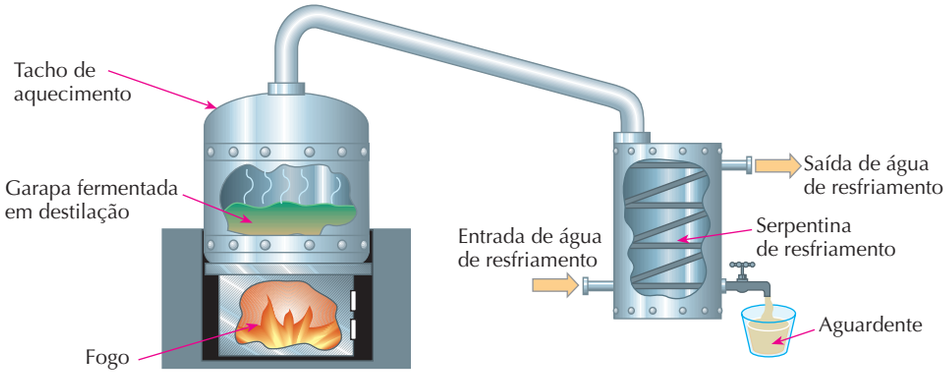
É um processo físico que serve para desdobrar as misturas homogêneas, como as soluções de sólidos em líquidos (**destilação simples**) ou as soluções de dois ou mais líquidos (**destilação fracionada**).

Em laboratório, a aparelhagem normalmente utilizada é a seguinte:



Quando destilamos dois líquidos miscíveis entre si, a separação tende a ser melhor quanto maior for a diferença entre as temperaturas de ebulição dos dois líquidos; nesse caso **o líquido mais volátil destila em primeiro lugar**. Evidentemente, a separação não será possível no caso das misturas azeotrópicas. É o que acontece com uma mistura de aproximadamente 96% de álcool comum e 4% de água, em volume, que destila inalterada a 78,1 °C.

Os processos de destilação são muito usados nas indústrias. Um dos mais simples é o do **alambique** para fabricação de aguardente:



Muito mais complicadas são as **torres de destilação do petróleo**, que possibilitam separar vários de seus derivados, como a gasolina, o querosene, o óleo diesel etc.



SERIDEC PHOTOIMAGENE / CID

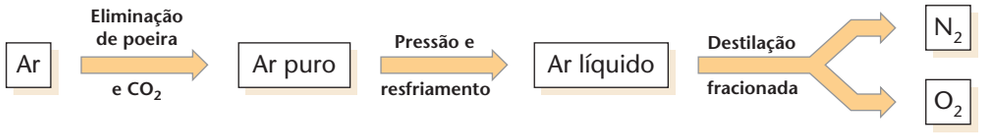
Torres de destilação em uma refinaria de petróleo.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 35 29/5/05, 18:18

DESTILAÇÃO DO AR LÍQUIDO

O ar é formado predominantemente por **nitrogênio** e **oxigênio**, além de pequenas quantidades de **gases nobres**. Esses gases são retirados do ar por **destilação fracionada** (processo Linde). Isso é conseguido submetendo-se o ar a sucessivas compressões e resfriamentos até que ele chegue ao estado líquido, o que ocorre a cerca de 200 °C abaixo de zero. A seguir, destila-se o ar líquido. Inicialmente ferve o nitrogênio (−195,8 °C) e a seguir o oxigênio (−183 °C). Esquematicamente:



Atualmente, o **nitrogênio** é muito usado:

- sob a forma gasosa (vendido em cilindros de aço), para ser usado como **atmosfera inerte** na fabricação de produtos eletrônicos, no "enchimento" de lâmpadas incandescentes, no empacotamento de alimentos, para encher pneus etc.;
- sob a forma líquida (que garante temperaturas de cerca de 190 °C abaixo de zero), para ser usado como meio de resfriamento no transporte de órgãos para transplante, na conservação de alimentos, na conservação de sêmen para a inseminação artificial do gado etc.
- na produção de substâncias contendo nitrogênio, principalmente amoníaco e ácido nítrico.

E o **oxigênio** é muito usado:

- na produção do aço e de outros metais;
- no branqueamento da celulose para a fabricação do papel;
- em maçaricos especiais para corte e solda de metais, como, por exemplo, o **maçarico oxídrico** e o **maçarico oxiacetilênico**;
- como comburente em foguetes;
- nos hospitais, quando o paciente precisa respirar um "ar mais rico", em função de uma cirurgia ou recuperação;
- nos cilindros de mergulhadores e de alpinistas.

7.4. Cristalização

É um processo físico que serve para separar e purificar sólidos. A água do mar contém vários sais. Em uma salina, entretanto, com a evaporação lenta da água, o sal comum (cloreto de sódio) cristaliza-se antes dos outros sais e, assim, é separado.

O que acontece numa salina você mesmo pode verificar. Basta dissolver o máximo possível de sal de cozinha em água, colocar num pires e aguardar um ou dois dias.



JOSE LUCAS RUIZ / CID

Salina na Ilha Cristina, Huelva, Espanha.

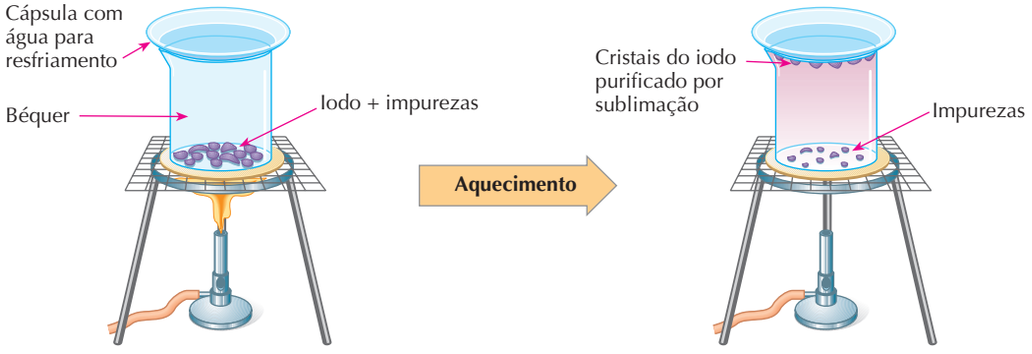
7.5. Outros processos de desdobramento de misturas

Dependendo das propriedades específicas das substâncias que estão misturadas, podemos lançar mão de outros processos de separação, tais como a sublimação, a dissolução fracionada, a extração, a separação magnética etc.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 36 29/5/05, 18:18

A **sublimação** é aplicável quando apenas um dos componentes da mistura é sublimável. É como se purifica o iodo:



A **dissolução fracionada** é aplicável quando apenas um dos componentes da mistura é solúvel num dado líquido. Por exemplo, colocando-se uma mistura de sal comum e areia em água, o sal irá se dissolver, enquanto a areia não; por decantação, separamos a solução de sal e água da areia; e, por evaporação, recuperamos o sal.

A **extração** é, em geral, o processo em que se utiliza um líquido que consegue "retirar" um componente de uma mistura. Por exemplo, a "água de bromo", — água que contém pequenas quantidades de bromo em solução. Agitando-se a "água de bromo" com clorofórmio e deixando-se o conjunto em repouso, formam-se duas camadas líquidas: a inferior contém bromo dissolvido em clorofórmio e a superior contém água praticamente sem bromo. Dizemos então que o clorofórmio "extraiu" o bromo da água.

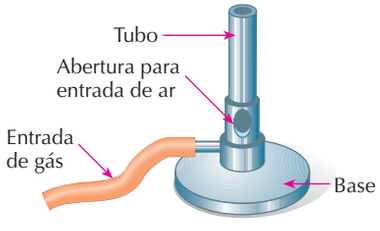


A **separação magnética** é aplicável quando um dos componentes da mistura é magnético, como é o caso das partículas de ferro. Pode-se então retirar essas partículas com o auxílio de um ímã ou eletroímã.

8 APRENDENDO MAIS SOBRE O LABORATÓRIO DE QUÍMICA

Além do que já foi descrito no item 7, os laboratórios comuns de Química dispõem de muitos outros equipamentos, aparelhos e dispositivos para facilitar o trabalho. Há equipamentos de ferro (e de outros metais), de vidro, de porcelana etc.

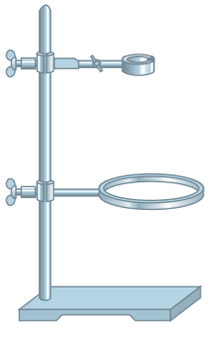
Vejamos alguns importantes **equipamentos de ferro**.



Bico de Bunsen. Funciona a gás e serve para o aquecimento de materiais não-inflamáveis. Possui, em sua parte inferior, uma janela, cuja abertura é regulada girando-se um anel. Quando a janela está "fechada", a entrada de ar é mínima e a chama do gás torna-se amarelada; quando a janela está "aberta", a chama torna-se azulada, pois a combustão do gás é mais completa e atinge a temperatura máxima (cerca de 1.100 °C).



Tela de aquecimento. É um trançado de fios de ferro, tendo no centro um material adequado ao aquecimento. Recebendo, por baixo, o calor do bico de Bunsen, ela distribui esse calor uniformemente para os recipientes que são colocados sobre ela, evitando a quebra dos equipamentos de vidro.
Tripé de ferro. Serve como apoio para a tela de amianto e para os equipamentos que são colocados sobre ela.

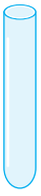


Suportes, garras e argolas de ferro. Servem para a montagem e sustentação dos aparelhos de laboratório.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 37 29/5/05, 18:18

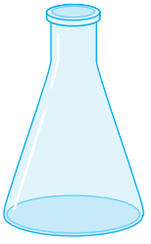
Além dos que já foram mencionados nos processos de separação das substâncias, outros importantes **utensílios de vidro** são:



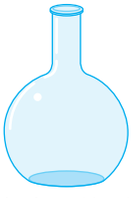
Tubo de ensaio. Usado para testar reações com pequenas quantidades de reagentes.



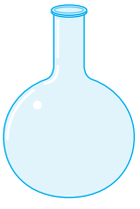
Vidro de relógio. Usado para pesar pequenas quantidades de substâncias, para evaporar pequenas quantidades de soluções e para cobrir béqueres e outros recipientes.



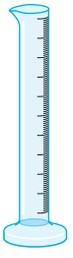
Erlenmeyer. Usado para preparar e guardar soluções.



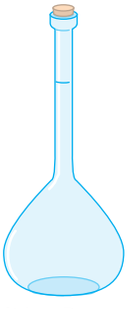
Balão de fundo chato. Usado para aquecer e preparar soluções e realizar reações com desprendimento de gases.



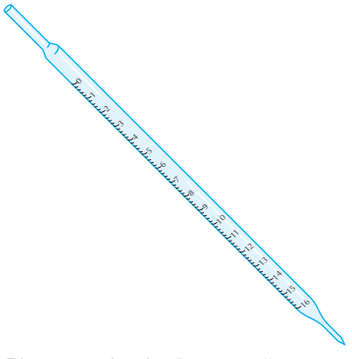
Balão de fundo redondo. De uso semelhante ao anterior, porém mais apropriado aos processos de destilação.



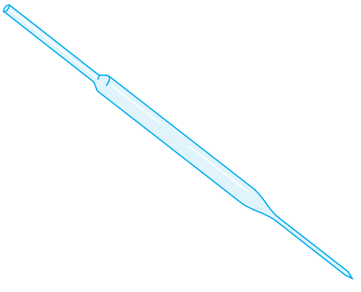
Proveta ou cilindro graduado. Para medir e transferir volumes de líquidos e soluções (não é de muita precisão).



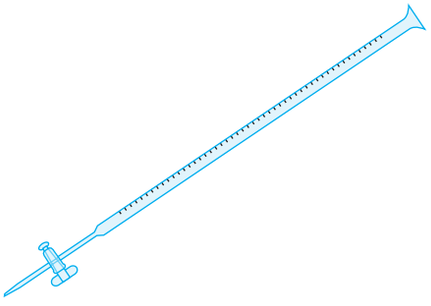
Balão volumétrico. Para preparar volumes de soluções com maior precisão.



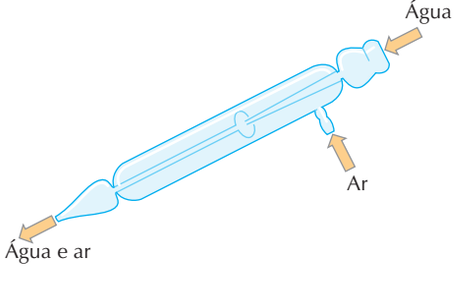
Pipeta graduada. Para medir e transferir volumes variáveis de líquidos ou soluções, com precisão maior que a da proveta.



Pipeta volumétrica. Para medir e transferir um volume fixo de um líquido ou solução, com maior precisão do que a da pipeta graduada.



Bureta. Para medir volumes de líquidos ou soluções por escoamento.

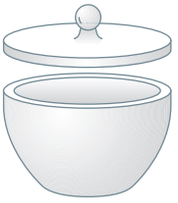


Trompa de vácuo. Sua forma visa aproveitar uma corrente de água para arrastar o ar por meio de uma abertura lateral. É empregada nas filtrações "a vácuo".

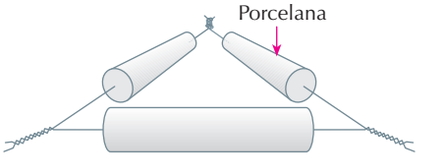
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 38 29/5/05, 18:18

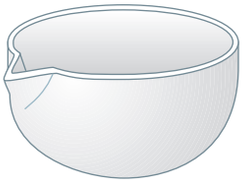
Alguns **utensílios de porcelana** são:



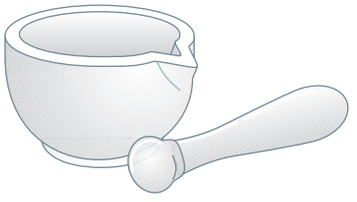
Cadinho de porcelana. Usado para aquecimento e fusão de sólidos a altas temperaturas.



Triângulo de porcelana. Serve de suporte para cadinhos, quando aquecidos diretamente na chama de gás.



Cápsula de porcelana. Usada para concentrar e secar soluções.



Almofariz e pistilo. Usados para trituração de sólidos.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O MAGO DE ID **PARKER & HART**



2003 TRIBUNE MEDIA / INTERCONTINENTAL PRESS

9 A SEGURANÇA NOS LABORATÓRIOS DE QUÍMICA

Os laboratórios de Química são construídos de acordo com as experiências que se pretende realizar e contam com instalações adequadas de água, gás, eletricidade, ar comprimido, sistemas de exaustão de gases venenosos etc. Devido ao perigo de certas substâncias e de suas reações, deve-se sempre ter:

• **placas de sinalização**


Corrosivo


Tóxico


Altamente inflamável


Material radioativo

• **regras de segurança**

— Use sempre aparelhagem limpa e que não esteja quebrada nem trincada.
— Conheça as propriedades das substâncias que vai usar.
— Não pegue com as mãos, não cheire, não prove o sabor de produtos químicos.
— Use sempre óculos de proteção e luvas.
— Não deixe frascos abertos ou em locais de onde possam cair.
— Use sistema de exaustão para gases venenosos.
— Tenha sempre extintor de incêndio apropriado à mão.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 39 29/5/05, 18:18

— Cuidado ao descartar produtos. Procure sempre saber qual é o descarte mais adequado a cada um deles

— Lave as mãos logo após cada experiência.

• **tabelas ou livros** com as **propriedades e antídotos** das principais substâncias que são usadas. Exemplos:

Substância*	Características	Antídoto
Ácido súlfurico	pouco volátil; altamente corrosivo	muito leite de magnésia
Ácido clorídrico	volátil/sufocante; altamente corrosivo	muito leite de magnésia
Soda cáustica	cáustico/muito tóxico	muito vinagre ou suco de limão
Hidróxido de amônia	volátil/sufocante; cáustico/tóxico	muito vinagre ou suco de limão

* Em acidentes ocorridos com essas substâncias, é importante procurar atendimento médico com urgência.

ATIVIDADES PRÁTICAS

ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

1ª

Materiais

• 1 copo • sal de cozinha • água • 1 colher • 1 prato raso

Procedimento

• Dissolva a maior quantidade possível de sal em meio copo com água, mexendo bem para auxiliar a dissolução. • Transfira a solução para o prato, tomando o cuidado de não transferir o sal não-dissolvido, que estará no fundo do copo. • Coloque o prato com a solução em um local bem ventilado. • Após alguns dias, observe o que aconteceu (se possível, examine com uma lente de aumento).

Perguntas

1) Qual o conteúdo do prato no início e no final do experimento?
2) A mistura inicial colocada no prato era homogênea ou heterogênea? Qual o número de fases e quais os componentes que ela apresentava?
3) O que ocorreu com os componentes iniciais da mistura?
4) O resultado final teria sido o mesmo se o prato tivesse sido tampado com um filme plástico? Por quê?

ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

Este experimento deve ser realizado com supervisão de um adulto, pois haverá a necessidade de manipular objetos quentes, podendo haver risco de queimaduras.

2ª

Materiais

• chá preto • 1 panela com tampa • água • 1 copo

Procedimento

• **Com a supervisão de um adulto**, prepare, em uma panela com tampa, um pouco de chá preto bem concentrado. • Durante o preparo do chá, retire a tampa várias vezes e transfira o conteúdo líquido da tampa para um copo. • Anote no caderno as observações.

Perguntas

1) Qual o aspecto da mistura que está na panela? Essa mistura é homogênea ou heterogênea? Quais são os componentes presentes nela?
2) Onde está ocorrendo a ebulição e por que ela ocorre?
3) Qual o aspecto do líquido recolhido e transferido para o copo?
4) Onde está ocorrendo a condensação e por que ela ocorre?
5) Qual é o nome do processo que você utilizou para separar os componentes da mistura inicial?
6) Por que temos de tampar a panela para executar esse processo?
7) Qual a diferença entre esse processo de separação e o utilizado no 1º experimento?

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Como é chamada a separação dos componentes de uma mistura?
b) Para que serve a filtração?
c) O que ocorre no processo de decantação?
d) Para que servem a destilação simples e a destilação fracionada?
e) O que ocorre na cristalização?
f) O que ocorre na extração?
g) O que se deve conhecer para trabalhar, com segurança, em um laboratório de Química?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

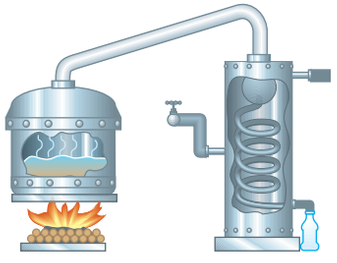
Registre as respostas em seu caderno

46 (Mackenzie-SP) Necessitou-se retirar o conteúdo do tanque de combustível de um carro. Para isso, fez-se sucção com um pedaço de mangueira introduzido no tanque, deixando-se escorrer o líquido para um recipiente colocado no chão. Esse processo é chamado de:
a) decantação c) sifonação e) destilação
b) filtração d) centrifugação

47 (Osec-SP) Um dos estados brasileiros produtores de cloreto de sódio é o Rio Grande do Norte. Nas salinas, o processo físico que separa a água do sal é:
a) filtração c) destilação e) ebulição
b) sublimação d) evaporação

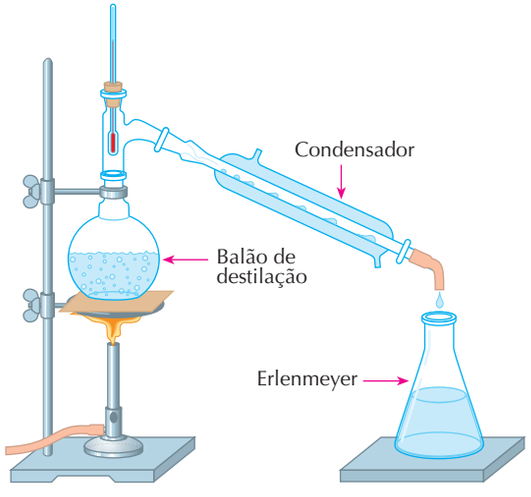
48 (UFRGS-RS) Qual dos métodos de separação seguintes se baseia na diferença de densidades?
a) decantação d) cristalização
b) destilação fracionada e) sublimação
c) peneiração

49 (Ceeteps-SP) O esquema abaixo representa a técnica, usada comumente em navios, para dessalinizar a água do mar.



Trata-se da:
a) evaporação c) destilação e) filtração
b) condensação d) sifonação

50 (UFMG) Certas misturas podem ser separadas, usando-se uma destilação simples, realizável numa montagem, como a apresentada nesta figura:

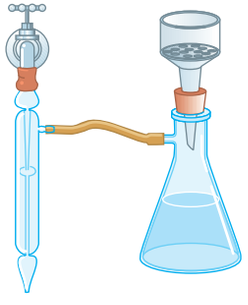


Suponha que a mistura é constituída de água e cloreto de sódio dissolvido nela. Ao final da destilação simples dessa mistura, obtém-se, no *erlenmeyer:*
a) água
b) água + ácido clorídrico
c) água + cloreto de sódio
d) água + cloro

51 (Mackenzie-SP) Uma técnica usada para limpar aves cobertas por petróleo consiste em pulverizá-las com limalha de ferro. A limalha, que fica impregnada de óleo é, então, retirada das penas das aves por um processo chamado de:
a) decantação d) centrifugação
b) peneiração e) separação magnética
c) sublimação

52 (Esef Jundiaí-SP) O papel de filtro pode ser utilizado para separar os componentes do sistema:
a) homogêneo, gás/gás
b) heterogêneo, líquido/líquido
c) homogêneo, sólido/líquido
d) heterogêneo, sólido/líquido
e) homogêneo, sólido/sólido

53 (PUC-MG) O conjunto ao lado é adequado para:
a) lavagem de material em mistura.
b) separação de mistura sólido-líquido.
c) obstruir a passagem de gases ou líquidos.
d) separação de líquidos de densidades diferentes.
e) liquefazer vapores.



54 (PUC-MG) No laboratório, o equipamento conveniente para medir e transferir volumes de líquidos é:
a) balão de fundo chato d) funil de decantação
b) tubo de ensaio e) condensador
c) proveta

55 (Mackenzie-SP) Numa destilação simples, o material de laboratório usado para transformar vapor em líquido é chamado de:
a) erlenmeyer d) balão de destilação
b) béquer e) funil de decantação
c) condensador

56 (FEI-SP) Em relação aos equipamentos básicos de laboratório, estabeleça a associação adequada da coluna I (equipamentos) com a coluna II, em que são listadas as situações mais freqüentes em que eles são usados:

Coluna I	Coluna II
1. almofariz e pistilo	I. Medidas precisas de volumes fixos de líquidos.
2. bureta	II. Medidas aproximadas de volumes de líquidos.
3. funil de Buchner	III. Filtração a pressão reduzida.
4. pipeta volumétrica	IV. Medidas volumétricas precisas de líquidos.
5. proveta	V. Trituração de sólidos e homogeneização de materiais sólidos por trituração.

a) 1 - V; 2 - IV; 3 - III; 4 - I; 5 - II
b) 1 - V; 2 - I; 3 - III; 4 - II; 5 - IV
c) 1 - V; 2 - II; 3 - III; 4 - IV; 5 - I
d) 1 - III; 2 - I; 3 - V; 4 - IV; 5 - II
e) 1 - III; 2 - II; 3 - V; 4 - I; 5 - IV

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 41 29/5/05, 18:18

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

57 (Mackenzie-SP) Ao se preparar o tradicional cafezinho, executam-se dois processos físicos que são, respectivamente:
a) extração e filtração
b) decantação e destilação
c) evaporação e filtração
d) filtração e liqüefação
e) dissolução e liqüefação

58 (UFPE) Leia as atividades do cotidiano, abaixo, e as técnicas de laboratório apresentadas a seguir:

A. Preparação de cafezinho de café solúvel
B. Preparação de chá de saquinho
C. Coar um suco de laranja

1. Filtração
2. Solubilização
3. Extração
4. Destilação

A associação correta entre ambas é:
a) A2, B3 e C1
b) A4, B2 e C3
c) A3, B4 e C1
d) A1, B3 e C2
e) A2, B2 e C4

59 (UFR-RJ) Com a adição de uma solução aquosa de açúcar a uma mistura contendo querosene e areia, são vistas claramente três fases. Para separar cada componente da mistura final, a melhor seqüência é:
a) destilação, filtração e decantação
b) cristalização, decantação e destilação
c) filtração, cristalização e destilação
d) filtração, decantação e destilação
e) centrifugação, filtração e decantação

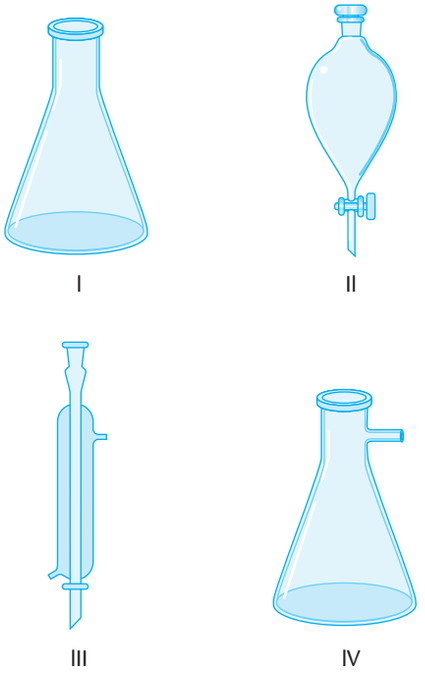
60 (UFMG) Este quadro apresenta misturas heterogêneas que foram submetidas aos processos de separação especificados.

Misturas	Componentes	Processo de separação
I	água e areia	decantação
II	sucatas de ferro e alumínio	separação magnética
III	grafita e iodo	sublimação
IV	água e óleo	filtração

A alternativa que corresponde a uma mistura cujo processo de separação especificado é inadequado é:
a) I
b) II
c) III
d) IV

61 (UFJF-MG) Atualmente, é comum encontrar, nas prateleiras de supermercados, alimentos desidratados, isto é, isentos de água em sua composição. O processo utilizado na desidratação dos alimentos é a liofilização. A liofilização consiste em congelar o alimento a uma temperatura de −197 °C e depois submeter o alimento congelado a pressões muito baixas. Na temperatura de −197 °C, a água contida no alimento encontra-se no estado sólido e, com o abaixamento de pressão, passa diretamente para o estado de vapor, sendo então eliminada. A afirmação **correta** é:
a) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação química, produzindo H_2 e O_2, que são gases.
b) No processo de liofilização, a água passa por um processo físico conhecido como evaporação.
c) No processo de liofilização, o alimento sofre decomposição, perdendo água.
d) No processo de liofilização, a água sofre decomposição.
e) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação física denominada sublimação.

62 (Uece) Considerando os aparelhos aqui representados, utilizados em laboratório para separação de componentes de misturas, escolha a alternativa correta.



I II III IV

a) O aparelho I (erlenmeyer) é usado em filtragens a vácuo.
b) O aparelho II (funil de decantação) é utilizado na separação de misturas de líquidos não-miscíveis.
c) O aparelho III (condensador) serve para resfriar e condensar vapores, num processo de centrifugação.
d) O aparelho IV (kitasato) é usado em análise volumétrica de misturas, que exigem alta precisão.

63 (Unicamp-SP) Os gases nitrogênio, oxigênio e argônio, principais componentes do ar, são obtidos industrialmente através da destilação fracionada do ar liquefeito. Indique a seqüência de obtenção dessas substâncias nesse processo de destilação fracionada. Justifique sua resposta.

Temperaturas de ebulição a 1 atm	
Substância	Temperatura (°C)
Argônio	−186
Nitrogênio	−196
Oxigênio	−183

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 42 29/5/05, 18:18

LEITURA

O CICLO DA ÁGUA NA TERRA

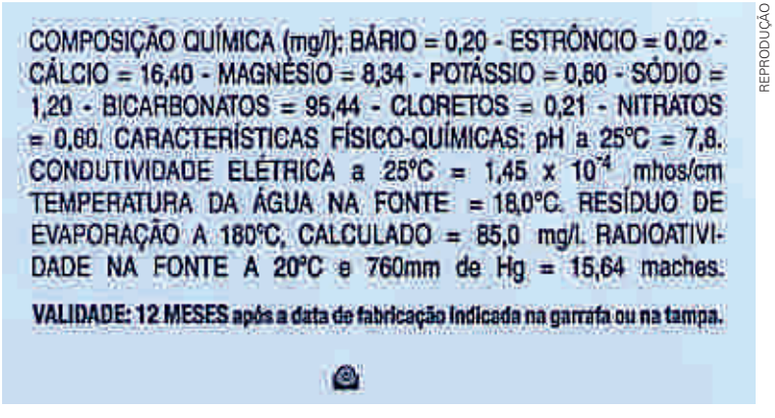
A água é a substância mais abundante na superfície da Terra. Encontra-se na forma sólida (gelo nas altas montanhas, nas geleiras, nos *icebergs* etc.), na forma líquida (oceanos, rios, lagos, água subterrânea etc.) ou na forma **gasosa** (como na umidade do ar, por exemplo).

Distribuição de água na Terra	
Localização	**% em massa**
Oceanos	94
Gelo e neve	4,2
Subsolo	1,2
Solo	0,4
Atmosfera	0,001
Seres vivos	0,00003

Além disso, todos os seres vivos são constituídos por grandes porcentagens de água, de modo que sem ela a vida tal qual a conhecemos não existiria na Terra.

Uma das águas mais puras que existem na natureza é a **água da chuva**. No entanto, ela já contém dissolvidos os componentes do ar, além de certa quantidade de poeira.

Quando a água da chuva penetra no solo, ela dissolve novos componentes, especialmente sais (mais ou menos solúveis). Por esse motivo, quando a água brota da terra, pode surgir como a chamada **água mineral**, do tipo magnesiano, ou ferruginoso, ou sulfuroso etc., conforme contenha compostos de magnésio, ferro, enxofre etc. Pode também surgir como **água salobra**, contendo quantidade excessiva de sais, com gosto ruim e imprópria para o consumo humano. Do subsolo, a água é retirada por meio de poços comuns ou poços artesianos.


COMPOSIÇÃO QUÍMICA (mg/l): BÁRIO = 0,20 - ESTRÔNCIO = 0,02 - CÁLCIO = 16,40 - MAGNÉSIO = 8,34 - POTÁSSIO = 0,80 - SÓDIO = 1,20 - BICARBONATOS = 95,44 - CLORETOS = 0,21 - NITRATOS = 0,60. CARACTERÍSTICAS FÍSICO-QUÍMICAS: pH a 25°C = 7,8. CONDUTIVIDADE ELÉTRICA a 25°C = 1,45 x 10^{-4} mhos/cm TEMPERATURA DA ÁGUA NA FONTE = 18,0°C. RESÍDUO DE EVAPORAÇÃO A 180°C, CALCULADO = 85,0 mg/l. RADIOATIVIDADE NA FONTE A 20°C e 760mm de Hg = 15,64 maches.

VALIDADE: 12 MESES após a data de fabricação indicada na garrafa ou na tampa.

REPRODUÇÃO

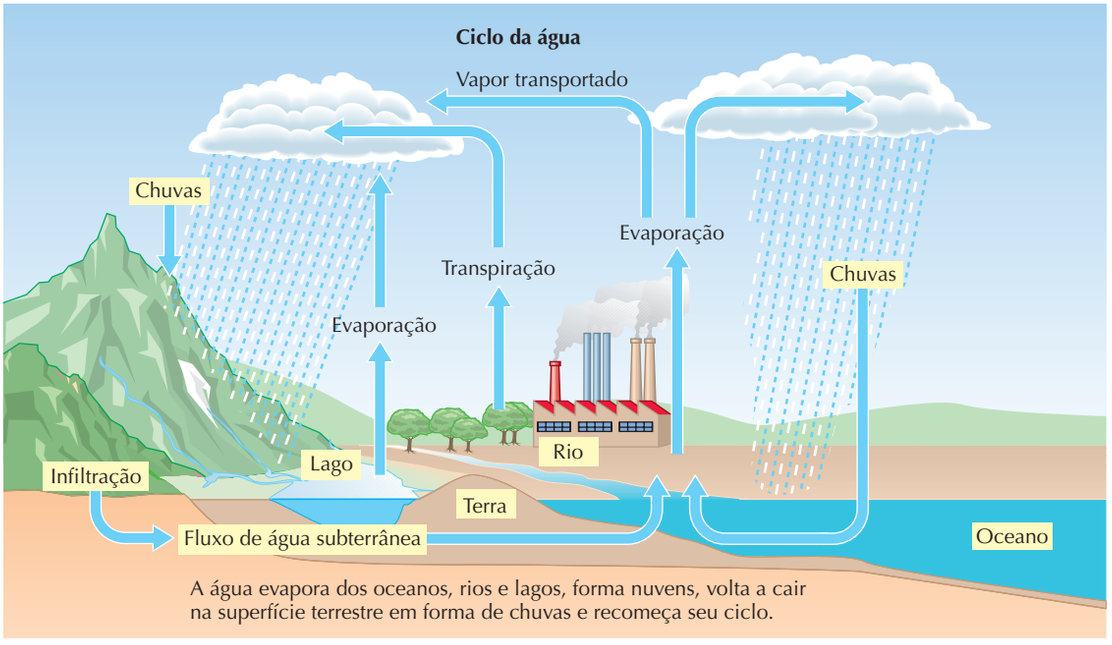
Parte do rótulo de uma garrafa de água mineral, com informações sobre a composição química e as características físico-químicas.
Obs.: No rótulo, mg/l significa mg/L.

Escoando pelo solo, a água corre para os rios, arrastando consigo terra e muitas outras substâncias, para finalmente chegar aos mares e oceanos. Praticamente três quartos da superfície do nosso planeta são cobertos pelos mares e oceanos. Cada quilograma de **água do mar** contém, em média, cerca de 35 g de sais dissolvidos, principalmente o sal comum (cloreto de sódio).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 43 12/7/05, 19:39

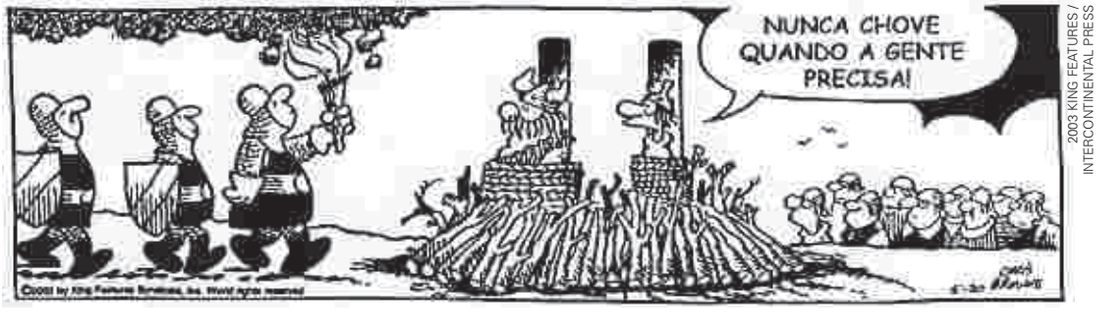
Dos mares, lagos e rios, a água volta a evaporar, forma as nuvens, torna a cair como chuva — e o processo todo recomeça, formando o chamado **ciclo da água na natureza**, como vemos no esquema abaixo.



A água evapora dos oceanos, rios e lagos, forma nuvens, volta a cair na superfície terrestre em forma de chuvas e recomeça seu ciclo.

Note que a natureza já repete, há bilhões de anos, o processo de destilação que efetuamos em laboratório, isto é: o calor solar evapora a água da superfície terrestre; o vapor dessa água se condensa nas camadas altas e frias da atmosfera, formando as nuvens; e a água volta a "destilar" para a superfície terrestre, na forma de chuva.

HAGAR **Chris Browne**



2003 KING FEATURES / INTERCONTINENTAL PRESS

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

64 O que é água mineral?

65 O que é água salobra?

66 O que é o ciclo da água?

67 (Enem-MEC) O sol participa do ciclo da água, pois, além de aquecer a superfície da Terra dando origem aos ventos, provoca a evaporação da água dos rios, lagos e mares. O vapor da água, ao se resfriar, condensa em minúsculas gotinhas, que se agrupam formando as nuvens, neblinas ou névoas úmidas. As nuvens podem ser levadas pelos ventos de uma região para outra. Com a condensação e, em seguida, a chuva, a água volta à superfície da Terra, caindo sobre o solo, rios, lagos e mares. Parte dessa água evapora retornando à atmosfera, outra parte escoa superficialmente ou infiltra-se no solo, indo alimentar rios e lagos. Esse processo é chamado de ciclo da água.

Considere, então, as seguintes afirmativas:

I. A evaporação é maior nos continentes, uma vez que o aquecimento ali é maior do que nos oceanos.
II. A vegetação participa do ciclo hidrológico por meio da transpiração.
III. O ciclo hidrológico condiciona processos que ocorrem na litosfera, na atmosfera e na biosfera.
IV. A energia gravitacional movimenta a água dentro do seu ciclo.
V. O ciclo hidrológico é passível de sofrer interferência humana, podendo apresentar desequilíbrios.

a) Somente a afirmativa III está correta.
b) Somente as afirmativas III e IV estão corretas.
c) Somente as afirmativas I, II e V estão corretas.
d) Somente as afirmativas II, III, IV e V estão corretas.
e) Todas as afirmativas estão corretas.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

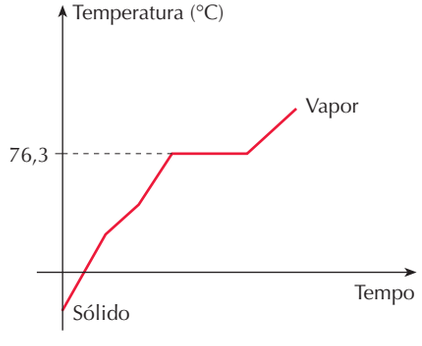
68 (UFRGS-RS) Analise os sistemas materiais abaixo, estando ambos na temperatura ambiente.
Sistema I – Mistura de 10 g de sal de cozinha, 30 g de areia fina, 20 mL de óleo e 100 mL de água.
Sistema II – Mistura de 2,0 L de CO_2, 3,0 L de N_2 e 1,5 L de O_2.
Sobre esses sistemas é correto afirmar que:
a) ambos são heterogêneos, pois apresentam mais de uma fase.
b) em I, o sistema é bifásico, após forte agitação, e, em II, o sistema é monofásico.
c) em I, o sistema é trifásico, após forte agitação, e, em II, o sistema é monofásico.
d) ambos apresentam uma única fase, formando sistemas homogêneos.
e) em I, o sistema é trifásico, independentemente da ordem de adição dos componentes, e, em II, o sistema é bifásico.

69 (Ufes) Dada a tabela (Temperatura = 25 °C):

Mistura	Substância *A*		Substância *B*
I	água	+	álcool etílico
II	água	+	sal de cozinha
III	água	+	gasolina
IV	O_2	+	CO_2
V	carvão	+	enxofre

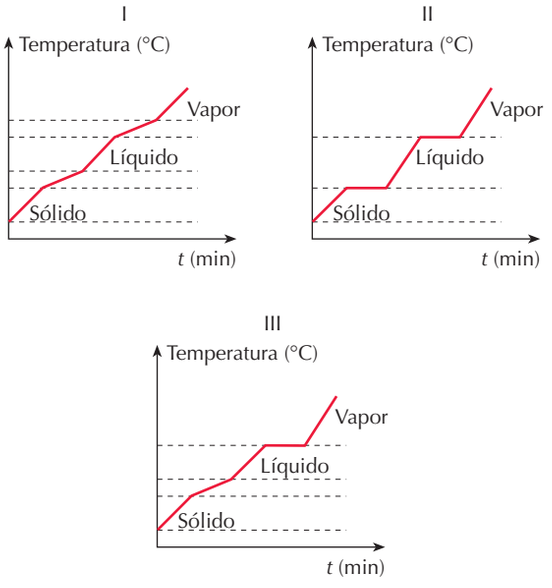
Resultam em soluções as misturas:
a) I, II e III
b) I, II e IV
c) I, II e V
d) II, IV e V
e) III, IV e V

70 (UFSM-RS) Analise o gráfico em relação às mudanças de estado que ocorrem no álcool 96%, vendido em supermercado.



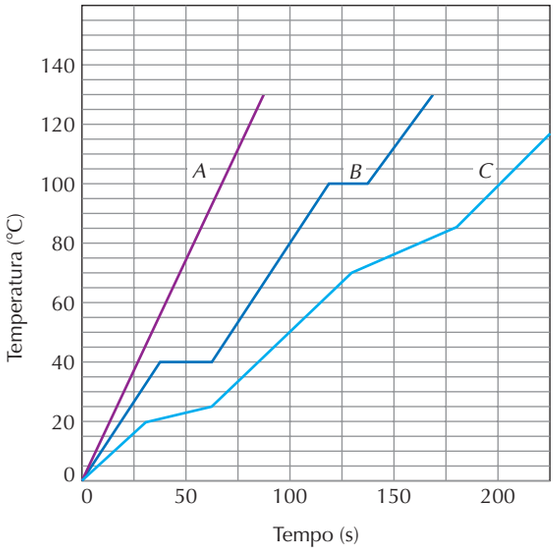
Pode-se afirmar que esse produto constitui um(a):
a) sistema heterogêneo
b) mistura azeotrópica
c) substância pura
d) mistura eutética
e) sistema bifásico

71 (Cesgranrio-RJ) De acordo com os gráficos de mudanças de estado, a seguir, podemos afirmar corretamente que I, II e III correspondem, respectivamente, a:



a) mistura, substância pura e mistura eutética.
b) mistura, substância pura e mistura azeotrópica.
c) mistura, mistura azeotrópica e substância pura.
d) substância pura, mistura eutética e mistura azeotrópica.
e) substância pura, mistura e mistura eutética.

72 (UFV-MG) A figura abaixo mostra as curvas de temperatura *versus* tempo para a mesma massa de três amostras materiais *A*, *B* e *C*, **partindo do estado sólido no tempo zero**. Observe a figura e identifique a alternativa correta:



a) As amostras *A*, *B* e *C* são exemplos de substâncias puras.
b) A amostra *C* não constitui substância pura por não manter as temperaturas de fusão e ebulição constantes.
c) À temperatura de 100 °C, a amostra *A* encontra-se no estado líquido.
d) A amostra *B* aquece mais rápido do que a amostra *A*.
e) A amostra *B* apresenta temperatura de ebulição de 40 °C.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

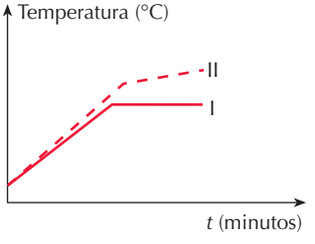
Capitulo 02B-QF1-PNLEM 45 29/5/05, 18:18

73 (Ufes) Dada a tabela a seguir, em relação ao estado físico das substâncias (pressão = 1 atm), a alternativa correta é:

Substância	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
I	−218	−183
II	−63	61
III	41	182
IV	801	1.473
V	1.535	2.885

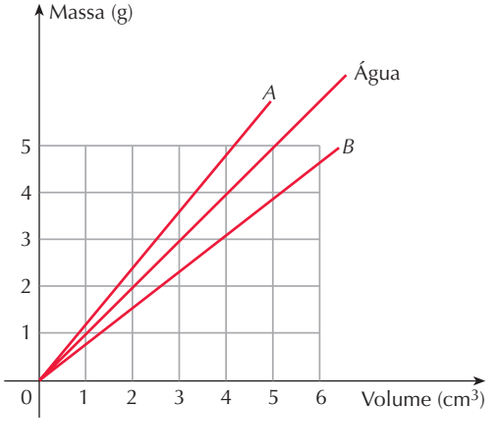
a) I é sólido a 30 °C.
b) II é líquido a 100 °C.
c) III é sólido a 25 °C.
d) IV é líquido a 480 °C.
e) V é gasoso a 2.400 °C.

74 (Vunesp) I e II são dois líquidos incolores e transparentes. Os dois foram aquecidos, separadamente, e mantidos em ebulição. Os valores das temperaturas dos líquidos em função do tempo (*t*) de aquecimento são mostrados na figura a seguir.

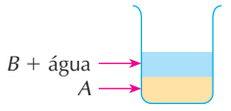


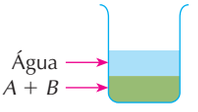
Com base nessas informações, pode-se afirmar que:
a) I é um líquido puro e II é uma solução.
b) I é uma solução e II é um líquido puro.
c) I é um líquido puro e II é um azeótropo.
d) I e II são líquidos puros com diferentes composições químicas.
e) I e II são soluções com mesmos solvente e soluto, mas I é uma solução mais concentrada do que II.

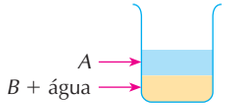
75 (Fatec-SP) No gráfico que se segue, foram projetados dados de massa e volume para três líquidos: *A*, *B* e água. Sabe-se que o líquido *A* é insolúvel tanto em *B* quanto em água, e que o líquido *B* é solúvel em água.

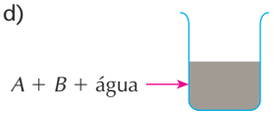


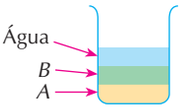
Considerando os dados do gráfico e os de solubilidade fornecidos, identifique o aspecto que uma mistura dos três líquidos num recipiente apresentará:

a)


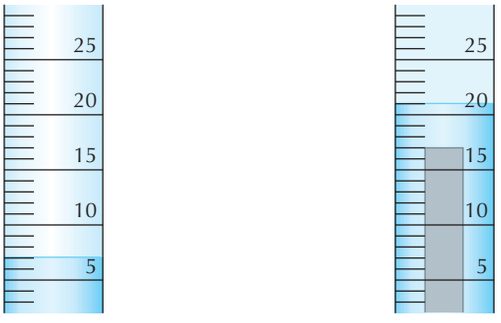
b)


c)


d)


e)


76 (Ceeteps-SP) Uma barra de certo metal, de massa igual a 37,8 g, foi introduzida num cilindro graduado contendo água. O nível da água contida no cilindro, antes (1) e após (2) a imersão da barra metálica, é mostrado na figura.



Analisando-se a figura, pode-se afirmar que o metal da barra metálica é provavelmente o:
a) Ag, $d = 10{,}50\ g/cm^3$
b) Aℓ, $d = 2{,}70\ g/cm^3$
c) Fe, $d = 7{,}87\ g/cm^3$
d) Mg, $d = 1{,}74\ g/cm^3$
e) Pb, $d = 11{,}30\ g/cm^3$

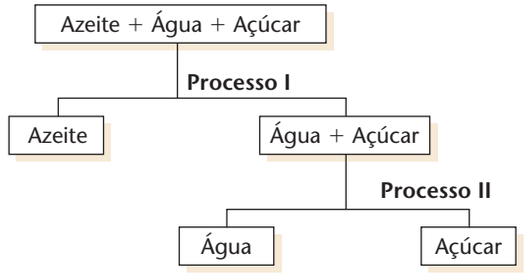
77 (Fuvest-SP) Em uma indústria, um operário misturou, inadvertidamente, polietileno (PE), policloreto de vinila (PVC) e poliestireno (PS), limpos e moídos. Para recuperar cada um destes polímeros, utilizou o seguinte método de separação: jogou a mistura em um tanque contendo água (densidade = 1,00 g/cm³) separando, então, a fração que flutuou (**fração A**) daquela que foi ao fundo (**fração B**). A seguir, recolheu a fração B, secou-a e a jogou em outro tanque contendo solução salina (densidade = 1,10 g/cm³), separando o material que flutuou (**fração C**) daquele que afundou (**fração D**). As frações **A**, **C** e **D** eram, respectivamente,

Polímeros	Densidade (g/cm³)
polietileno (PE)	0,91 a 0,98
poliestireno (PS)	1,04 a 1,06
policloreto de vinila (PVC)	1,35 a 1,42

a) PE, PS e PVC
b) PS, PE e PVC
c) PVC, PS e PE
d) PS, PVC e PE
e) PE, PVC e PS

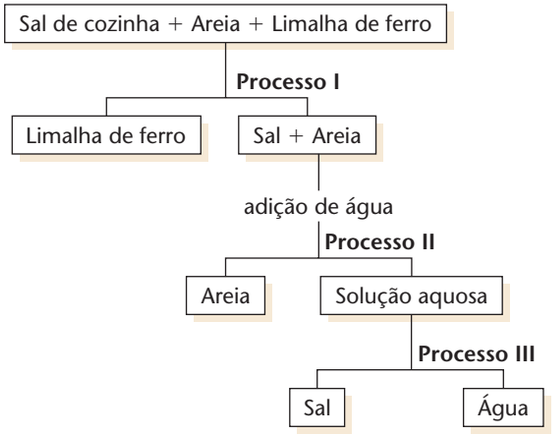
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

78 (Unisinos-RS) A seguir, está esquematizado o fluxograma relativo à separação dos componentes de uma mistura constituída por azeite, água e açúcar totalmente dissolvido. Examinando o fluxograma apresentado, você identifica os processos 1 e 2 como sendo, respectivamente:



a) destilação e filtração
b) filtração e decantação
c) decantação e destilação
d) decantação e centrifugação
e) filtração e centrifugação

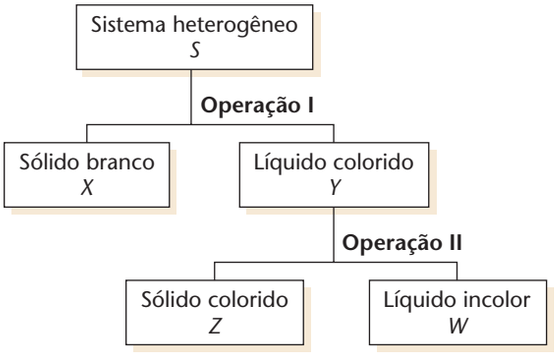
79 (Mackenzie-SP)



Os nomes dos processos I, II e III, representados pelo fluxograma acima e referentes à separação dos componentes da mistura, são, respectivamente:
a) decantação, centrifugação e filtração
b) separação magnética, filtração e destilação
c) filtração, separação magnética e destilação
d) cristalização, decantação e centrifugação
e) separação magnética, decantação e filtração

80 (UFPB) Ao preparar um terreno para cultivo, seria ideal que o agricultor solicitasse os serviços de um profissional qualificado, a fim de fazer uma análise do solo para conhecer o conteúdo dos nutrientes presentes. O resultado da análise será válido se esse profissional retirar uma amostra representativa do solo e realizar, com cuidado, operações, tais como, limpeza da amostra, secagem, imersão da amostra em solução extratora adequada etc.
Considere as operações a serem realizadas com a amostra.
(1) Separar a amostra de restos de folhas, cascalhos e outros materiais sólidos.
(2) Aquecer a amostra para retirada de água.
(3) Medir uma determinada quantidade da amostra seca.
(4) Separar a solução extratora da parte insolúvel da amostra.
(5) Medir uma determinada quantidade da solução extratora.
(6) Destilar a solução aquosa para separar os componentes solúveis.
Qual dos objetos abaixo deve ser usado em cada uma das operações acima?
A. estufa
B. pipeta
C. funil e papel de filtro
D. peneira
E. balança
A associação correta entre as operações e os objetos é:
a) A1, B2, C6, D5, E3
b) A2, B5, C4, D1, E3
c) A3, B1, C4, D5, E2
d) A1, B2, C5, D6, E3
e) A4, B1, C5, D3, E2

81 (Vunesp)
Um sistema heterogêneo, *S*, é constituído por uma solução colorida e um sólido branco. O sistema foi submetido ao seguinte esquema de separação:



Ao se destilar o líquido *W*, sob pressão constante de 1 atmosfera, verifica-se que sua temperatura de ebulição variou entre 80 e 100 °C. Indique qual das seguintes afirmações é correta.
a) A operação I é uma destilação simples.
b) A operação II é uma decantação.
c) O líquido colorido *Y* é uma substância pura.
d) O líquido incolor *W* é uma substância pura.
e) O sistema heterogêneo *S* tem, no mínimo, 4 componentes.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 02B-QF1-PNLEM 47 29/5/05, 18:19

Capítulo 3

EXPLICANDO A MATÉRIA E SUAS TRANSFORMAÇÕES

SERIDEC PHOTOIMAGE / CID



As alterações nas cores de algumas folhas, no inverno, indicam transformações que ocorrem na natureza.

Tópicos do capítulo

1 Vale a pena explicar (entender) os fatos do cotidiano (e da ciência)?

2 As tentativas de explicar a matéria e suas transformações

3 O nascimento da Química

4 A hipótese de Dalton

5 Os elementos químicos e seus símbolos

6 Explicando a matéria — as substâncias químicas

7 Explicando a matéria — as misturas

8 Explicando as transformações materiais

9 As propriedades das substâncias

10 Explicando as variações de energia que acompanham as transformações materiais

11 Segunda visão da Química

12 Como a ciência progride

Leitura: *O meio ambiente em perigo*

Apresentação do capítulo

No capítulo anterior, vimos como os vários materiais existentes na natureza se apresentam e se transformam. Neste terceiro capítulo, vamos explicar o longo caminho percorrido pela humanidade nas tentativas de explicar como é a matéria "por dentro" e o que acontece durante as transformações materiais.

Mostraremos que há somente cerca de 200 anos os cientistas conseguiram realizar experiências capazes de fundamentar a existência do ***átomo****. Veremos, então, como o mundo invisível do átomo (****mundo microscópico****) torna possível explicar todos os tipos de matéria e de transformações que vemos diariamente (****mundo macroscópico****), bem como as trocas de energia associadas a essas transformações. A idéia do átomo ajudou a consolidar a Química como ciência, cujo desenvolvimento possibilitou a criação de milhares de novos materiais (medicamentos, tecidos, corantes etc.) que transformaram a existência da humanidade, nos dois últimos séculos.*

1 VALE A PENA EXPLICAR (ENTENDER) OS FATOS DO COTIDIANO (E DA CIÊNCIA)?

Sim, vale. Imagine a seguinte situação. Você, sozinho, guiando um automóvel numa estrada deserta. De repente, o carro enguiça e pára. Se você não conhece a mecânica nem a parte elétrica do automóvel, provavelmente vai ficar parado muito tempo na estrada, até conseguir ajuda. Mas, se tiver algum conhecimento disso, terá chances de descobrir o defeito e talvez até consiga corrigi-lo, mesmo que seja para "quebrar o galho" até a próxima cidade. Esse exemplo nos mostra como é importante conhecer as coisas "por dentro", saber como elas funcionam. Afinal, é com o conhecimento que conseguimos progredir em qualquer campo de nossas atividades.

Considere um segundo exemplo, agora no campo científico. Embora ainda não seja possível controlar todas as doenças, até há pouco tempo a situação era bem pior. Esse quadro começou a mudar somente a partir do século XIX, quando Pasteur verificou que seres microscópicos — os microorganismos — podiam infectar pessoas e animais, dando origem a diversas doenças. A partir dessa descoberta, passou-se a desinfetar as mãos e os utensílios que entram em contato com os doentes, o que representou um passo enorme em direção ao que hoje chamamos de **medicina preventiva**. Além disso, sabendo qual é o microorganismo que provoca determinada doença, torna-se muito mais fácil procurar um medicamento que o combata e restabeleça a saúde dos infectados.



INSTITUTO PASTEUR, PARIS

Louis Pasteur em seu laboratório.

Hoje sabemos que nem todas as doenças são causadas por microorganismos. Algumas têm origens diferentes e não totalmente conhecidas, como é o caso do câncer. No entanto, sempre que surge uma nova doença, a norma é procurar o agente causador (foi o caso da AIDS, causada pelo vírus HIV).

CONHECIMENTO E PODER

É importante pensar que, em geral, maior **conhecimento** leva pessoas e povos a terem mais **poder**. O primeiro homem que dominou o fogo levou vantagem sobre os demais; o primeiro povo que desenvolveu a agricultura e domesticou os animais levou vantagem sobre os demais. Muitas guerras foram ganhas pelo maior conhecimento do terreno ou das fraquezas do inimigo. Daí a grande importância do **estudo** e da **educação**.

2 AS TENTATIVAS DE EXPLICAR A MATÉRIA E SUAS TRANSFORMAÇÕES

Ao longo dos séculos, no trabalho de obter novos materiais e nas tentativas de explicar essas obtenções, podemos destacar os seguintes fatos históricos:

- Entre aproximadamente os anos 500 e 1500 da era cristã, desenvolveu-se entre árabes e europeus o trabalho dos **alquimistas**, muitos deles movidos pelo sonho de obter o **elixir da longa vida**, que poderia tornar o ser humano imortal, e a **pedra filosofal**, que teria o poder de transformar metais baratos em ouro.

PIRATAS DO TIETÊ - Laerte



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 49 29/5/05, 18:21

• A partir do século XVI, com o desenvolvimento da alquimia, surgiu a chamada **iatroquímica**, uma doutrina médica que atribuía a causas químicas tudo o que se passava no organismo são ou enfermo. O principal objetivo dessa doutrina era a descoberta e produção de medicamentos.

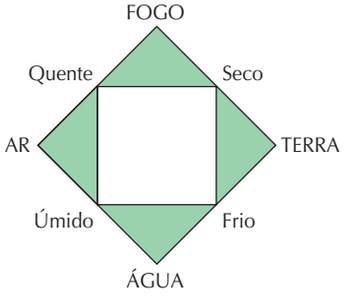
Todo esse trabalho era eminentemente prático. Os alquimistas contribuíram bastante para o desenvolvimento das técnicas químicas, embora não tivessem se preocupado em explicar os fenômenos.

Devemos salientar, porém, que a busca de uma explicação para a matéria e suas transformações foi objeto de preocupação de alguns pensadores desde antes de Cristo. O filósofo grego Demócrito (460-370 a.C.) imaginou a matéria formada por pequenas partículas indivisíveis denominadas **átomos** (do grego, *a*, não; *tómos*, pedaços). No entanto, durante séculos prevaleceram as idéias de Aristóteles (384-322 a.C.), para quem tudo o que existia no Universo era formado a partir de quatro elementos fundamentais: **terra**, **água**, **fogo** e **ar**. De acordo com essa idéia e com o esquema ao lado, estavam associadas ao **fogo**, por exemplo, as qualidades **seco** e **quente**, e à **água**, as qualidades **frio** e **úmido**.

A Química somente adquiriu caráter científico a partir do século XVIII, quando o **trabalho feito em laboratório** (chamado de **trabalho experimental**) foi vinculado ao esforço de buscar a **explicação da natureza da matéria** e de suas transformações (**explicação teórica**).


PEDRO LÓPEZ / CID

Aristóteles



3 O NASCIMENTO DA QUÍMICA

Observando a queima de um pedaço de carvão, temos a impressão de que ele desaparece. Essa impressão, porém, está errada — estamos nos esquecendo da matéria que escapa nas chamas, durante a combustão.

Quando uma esponja de aço se enferruja, sua massa aumenta. Será que houve "criação" de matéria? Não. Ocorre que o oxigênio do ar reage com o ferro da esponja, durante o enferrujamento, produzindo aumento na massa total da esponja de aço.

3.1. A lei de Lavoisier

No final do século XVIII, o cientista Antoine Lavoisier realizou uma série de experiências em **recipientes fechados** (para que não entrasse nem escapasse nada do sistema em estudo) e, efetuando pesagens com **balanças mais precisas** do que as dos cientistas anteriores, concluiu:

> No interior de um recipiente fechado, **a massa total não varia**, quaisquer que sejam as transformações que venham a ocorrer.

Tal afirmativa é uma **lei da Natureza**, descoberta por Lavoisier e que, por esse motivo, ficou conhecida como **lei de Lavoisier** (ou **lei da conservação da massa**, ou **lei da conservação da matéria**).

Por exemplo: verifica-se que 3 gramas de carbono reagem com 8 gramas de oxigênio, produzindo 11 gramas de gás carbônico.

Como 3 g + 8 g = 11 g, conclui-se que nada se perdeu.

Antoine Laurent de Lavoisier

Nasceu em Paris, em 1743. Filho de família rica, recebeu educação esmerada e exerceu vários cargos públicos. Foi membro da Academia de Ciências da França e é considerado um dos fundadores da Química Moderna. Devido às suas ligações com o regime político anterior, Lavoisier foi condenado pela Revolução Francesa e executado na guilhotina em 1794, aos 51 anos de idade.


GARCIA-PELAYO / CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 50 22/6/05, 15:04

A lei de Lavoisier, portanto, pode ser enunciada também da seguinte maneira:

> A soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação.

Ou ainda:

> Na natureza, nada se perde, nada se cria; a matéria apenas se transforma.

3.2. A lei de Proust

Quase na mesma época de Lavoisier, Joseph Louis Proust, efetuando também uma grande série de pesagens em inúmeras experiências, chegou à seguinte conclusão:

> Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa.

Por exemplo, observa-se que o gás carbônico é sempre formado por carbono e oxigênio, e verifica-se também que:

1ª experiência: 3 g de carbono (C) se unem a 8 g de oxigênio (O_2), produzindo 11 g de gás carbônico (CO_2)
2ª experiência: 6 g de carbono (C) se unem a 16 g de oxigênio (O_2), produzindo 22 g de gás carbônico (CO_2)

Veja que, na 1ª experiência, a proporção entre as massas é de 3 : 8 : 11. Na 2ª experiência, é de 6 : 16 : 22. Nesta última, os números mudaram, mas obedecendo à relação: 6 é o dobro de 3; 16 é o dobro de 8; e 22 é o dobro de 11. Enfim, os números mudaram, mas **a proporção é a mesma**, como se diz em Matemática.

Essa conclusão é chamada de **lei de Proust** ou **lei das proporções constantes** (ou **fixas** ou **definidas**).

As duas leis enunciadas — a de Lavoisier e a de Proust — são denominadas **leis ponderais**, porque falam em massa das substâncias envolvidas. São leis importantíssimas, pois marcam o início (nascimento) da Química como ciência.

GARFIELD **Jim Davis**



Joseph Louis Proust

Nasceu em Angers, França, em 1754. Estudou Química e Farmácia e foi chefe da farmácia do Hospital de Salpetrière, em Paris. Em 1789, fugindo da Revolução Francesa, mudou-se para a Espanha. Em 1801 formulou a lei das proporções constantes, que foi combatida por cientistas da época — só em 1808 reconheceu-se que a razão estava em Proust. Sua lei ajudou a fortalecer, na Química, a idéia do átomo. Morreu em sua cidade natal, em 1826.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 51 6/7/05, 14:21

ATIVIDADES PRÁTICAS

ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.
Este experimento deve ser realizado com a supervisão de um adulto, pois haverá a necessidade de manipular objetos quentes, podendo haver risco de queimaduras.

1ª

Materiais

• 1 balança • 1 panela • 1 ovo • água

Procedimento

• Pese, com o auxílio de uma balança, um ovo cru. • Anote a massa no caderno. • Cozinhe o ovo, **com a supervisão de um adulto**, e pese-o novamente. • Anote a massa no caderno.

Perguntas

1) Qual o tipo de fenômeno sofrido pelo ovo? Justifique sua resposta.
2) Compare as massas do ovo cru e do ovo cozido. Houve alguma diferença nelas?

2ª

Materiais

• 1 balança • 2 béqueres • 1 vela • 1 rolha • fósforo • água

Procedimento

• Em um béquer com um pouco de água, coloque uma vela pequena, presa sobre uma rolha, flutuando sobre a água. • Inverta um segundo béquer sobre o conjunto. • Pese, com o auxílio de uma balança, a massa do conjunto e anote-a no caderno. • Acenda a vela, retirando e colocando rapidamente o segundo béquer. • Observe o que ocorre e anote em seu caderno. • Pese novamente o conjunto e anote a massa no caderno.

Perguntas

1) Qual o tipo de fenômeno ocorrido? Justifique sua resposta.
2) Houve diferença nas massas anotadas?
3) Se realizássemos uma outra experiência na qual o segundo béquer não fosse colocado, o fenômeno seria o mesmo? O que teria sido diferente? Por quê?

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que os alquimistas pretendiam obter com o elixir da longa vida?
b) O que os alquimistas pretendiam obter com a pedra filosofal?
c) Qual era o principal objetivo da Iatroquímica?
d) Quais eram os quatro elementos fundamentais de Aristóteles?
e) No pensamento de Demócrito, como a matéria era formada?
f) O que afirma a lei de Lavoisier?
g) O que afirma a lei de Proust?

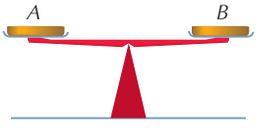
REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

1 (Ceeteps-SP) A queima de uma amostra de palha de aço produz um composto pulverulento de massa:
a) menor que a massa original da palha de aço.
b) igual à massa original da palha de aço.
c) maior que a massa original da palha de aço.
d) igual à massa de oxigênio do ar que participa da reação.
e) menor que a massa de oxigênio do ar que participa da reação.

2 (Fuvest-SP) Os pratos *A* e *B* de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato *A*. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar de papel. Após cada combustão observou-se:



	Com papel	Com palha de aço
a)	*A* e *B* no mesmo nível	*A* e *B* no mesmo nível
b)	*A* abaixo de *B*	*A* abaixo de *B*
c)	*A* acima de *B*	*A* acima de *B*
d)	*A* acima de *B*	*A* abaixo de *B*
e)	*A* abaixo de *B*	*A* e *B* no mesmo nível

3 (Uespi) Qualquer que seja a procedência ou processo de preparação do NaCℓ, podemos afirmar que sua composição é sempre 39,32% de sódio e 60,68% de cloro, com base na lei de:
a) Lavoisier
b) Dalton
c) Proust
d) Richter
e) Avogadro

Exercício resolvido

4 Numa 1ª experiência, 2 g de *A* combinam-se com 8 g de *B*. Numa 2ª experiência, 1,25 g de *A* combina-se com 5 g de *B*. Estão esses valores de acordo com a lei de Proust?

Resolução

Sim, pois o quociente $\frac{2}{8}$ é igual a 0,25 e coincide com o quociente $\frac{1,25}{5}$, que também é igual a 0,25.

5 Numa 1ª experiência, 1,5 g de *A* combina-se com 0,5 g de *B*. Numa 2ª experiência, juntamos 4,9 g de *A* com 1,4 g de *B*. Os valores da 2ª experiência estão de acordo com a lei de Proust?

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

6 (Vunesp) Foram analisadas três amostras (I, II e III) de óxidos de enxofre, procedentes de fontes distintas, obtendo-se os seguintes resultados:

Amostra	Massa de enxofre (g)	Massa de oxigênio (g)	Massa da amostra (g)
I	0,32	0,32	0,64
II	0,08	0,08	0,16
III	0,32	0,48	0,80

Estes resultados mostram que:

a) as amostras I, II e III são do mesmo óxido.

b) apenas as amostras I e II são do mesmo óxido.

c) apenas as amostras II e III são do mesmo óxido.

d) apenas as amostras I e III são do mesmo óxido.

e) as amostras I, II e III são de óxidos diferentes.

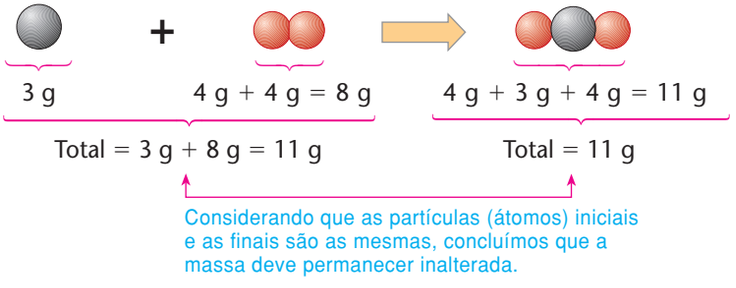
4 A HIPÓTESE DE DALTON

Para explicar os fatos experimentais observados nas duas leis ponderais vistas anteriormente, o cientista inglês John Dalton imaginou a seguinte **hipótese**:

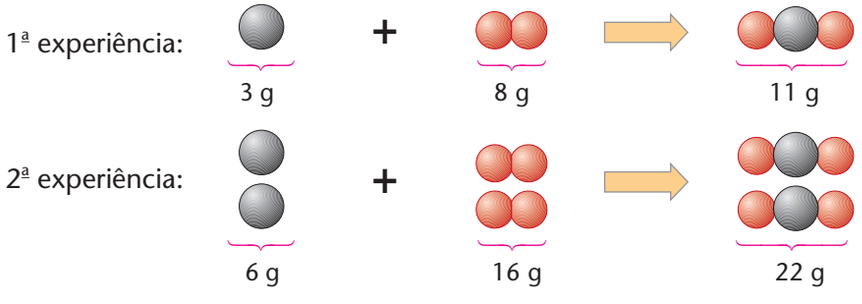
> Todo e qualquer tipo de matéria é formado por **partículas indivisíveis**, chamadas **átomos**.

Para entendermos a relação entre essa hipotese e as leis ponderais (com os mesmos dados utilizados nas páginas 50 e 51), imagine o átomo de **carbono** representado por ● (e considere sua massa estabelecida arbitrariamente neste exemplo, em 3 g), e o átomo de **oxigênio** representado por ● (com massa também arbitrária de 4 g).

A lei de Lavoisier seria explicada do seguinte modo:



A lei de Proust seria explicada da seguinte maneira:



Da 1ª experiência para a 2ª, a quantidade de átomos **dobrou**; como conseqüência, todas as massas duplicaram.

Atualmente, com técnicas avançadíssimas, já é possível ter uma visão do átomo. Desde o século XIX, muitas experiências confirmam a existência do átomo.

John Dalton

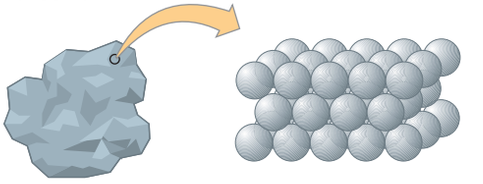
Nasceu em Eaglesfield, Inglaterra, em 1766. Filho de família pobre, dedicou toda a sua vida ao ensino e à pesquisa. Foi professor de Matemática, Física e Química em Manchester. Estudou a deficiência de visão, de que ele próprio sofria, chamada atualmente de **daltonismo**. Seu principal trabalho deu origem à primeira teoria atômica moderna.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 53 29/5/05, 18:22

Podemos também dizer que Dalton criou um **modelo** para o átomo, hoje chamado de **modelo atômico de Dalton**.



Grãozinho de ferro

Representação esquemática de átomos de ferro

Para Dalton, cada átomo seria uma partícula extremamente pequena, maciça, indivisível e eletricamente neutra.

OBSERVAÇÕES

1ª Os átomos são tão pequenos que, em 1 g de ferro, por exemplo, existem aproximadamente 10.800.000.000.000.000.000.000 átomos desse metal. Isso equivale a dizer que, se a cabeça de um alfinete tivesse o tamanho do nosso planeta, o átomo teria o tamanho de uma bola de futebol. Podemos então afirmar que nosso mundo visível (mundo macroscópico) pode ser explicado pela existência de partículas invisíveis (mundo microscópico).

2ª Hoje, sabemos que os átomos podem ser divididos. Mas esse fato só começou a ser **observado**, **experimentado**, **medido** e **explicado** praticamente um século depois de enunciada a hipótese de Dalton (detalhes sobre esse assunto aparecerão no próximo capítulo).

5 OS ELEMENTOS QUÍMICOS E SEUS SÍMBOLOS
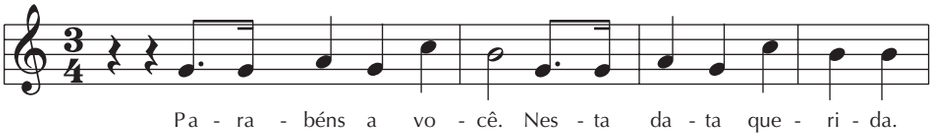
Apesar de conhecermos uma infinidade de materiais diferentes, os cientistas só conhecem, até hoje, pouco mais de uma centena de tipos de átomos quimicamente diferentes. Cada um desses tipos representa um **elemento químico**. (Um conceito mais exato de elemento químico será visto no capítulo 4 e a lista completa dos elementos químicos é encontrada no início do livro, após o sumário.)

Cada elemento químico recebe um **nome** e uma abreviação chamada **símbolo**. Por exemplo:

Átomo (representação)	Elemento químico	Símbolo
	Hidrogênio	**H**
	Carbono	**C**
	Cálcio	**Ca** (são usadas duas letras para não confundir com o carbono)
	Cádmio	**Cd** (idem)
	Potássio	**K** (do latim ***k****alium*)
	Chumbo	**Pb** (do latim ***p****lumb****u****m*)

Os símbolos foram introduzidos na Química pelo cientista sueco Jöns Jacob Berzelius, em 1813, para facilitar a escrita e a comunicação entre os químicos. **Não é necessário decorar** todos esses nomes e símbolos — os mais comuns e importantes você irá aprendendo no decorrer do nosso curso.

Fazendo uma comparação, podemos dizer que os **símbolos** são tão úteis para os químicos como as **notas musicais** para os músicos.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 54 29/5/05, 18:22

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que afirma a hipótese de Dalton?

b) Como a hipótese de Dalton explica a lei de Lavoisier?

c) Como a hipótese de Dalton explica a lei de Proust?

d) Do ponto de vista químico, o que representam todos os átomos idênticos?

e) O que é símbolo químico?

f) Como são formados os símbolos químicos?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

7 Você não é obrigado a saber, de cor, os nomes e os símbolos de todos os elementos químicos. Entretanto é útil conhecer os nomes e os símbolos dos elementos mais comuns. Sendo assim, responda — com o auxílio da lista de elementos químicos que se encontra no início do livro após o sumário — quais são os símbolos dos seguintes elementos:

a) hidrogênio
b) carbono
c) cálcio
d) cádmio
e) cromo
f) potássio
g) fósforo
h) chumbo
i) flúor
j) ferro

8 Como no exercício anterior, escreva os nomes dos seguintes elementos químicos:

a) Na
b) S
c) Si
d) Sn
e) Au
f) Cℓ
g) Br
h) Aℓ
i) Ag
j) Hg

9 (Vunesp) Os nomes latinos dos elementos chumbo, prata e antimônio dão origem aos símbolos químicos desses elementos. Esses símbolos são, respectivamente:

a) P, Ar, Sr
b) Pm, At, Sn
c) Pb, Ag, Sb
d) Pu, Hg, Si
e) Po, S, Bi

10 (UFPI) Durante a formação de pepitas de ouro a elas se incorporam vários elementos, como cádmio, chumbo, telúrio e zinco. As quantidades e os tipos de impureza desses elementos, na amostra de ouro, variam de acordo com a localização de onde o ouro foi extraído. Essas informações podem ser utilizadas para investigar roubo ou falsificação de objetos de ouro apresentados como antigüidade. Indique a opção que apresenta corretamente o símbolo dos elementos acima citados:

a) Ca, Cm, Te e Zn.
b) Cd, Pb, Te e Zn.
c) Cm, Sb, Tℓ e Sn.
d) Cm, Pb, Tℓ e Zn.
e) Cd, Pb, Te e Sn.

11 (Unifor-CE) Os átomos:

I. diferem de elemento para elemento.
II. são as unidades envolvidas nas transformações químicas.
III. são indivisíveis.
IV. consistem de unidades com um núcleo e uma eletrosfera onde se localizam os elétrons.

Dessas afirmações, estão incluídas na teoria atômica de Dalton (1808), somente:

a) I
b) I e II
c) III e IV
d) II, III e IV
e) I, II e III

6 EXPLICANDO A MATÉRIA — AS SUBSTÂNCIAS QUÍMICAS

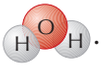
A hipótese de Dalton e o reconhecimento de que existem cerca de 90 elementos químicos (átomos) diferentes na natureza levam a uma pergunta muito importante: por que existe uma variedade tão grande de materiais na natureza?

Porque esses átomos, além de permanecerem isolados, podem se reunir das mais variadas maneiras, formando uma infinidade de agrupamentos diferentes, que podem ser **moléculas** ou **aglomerados de íons** (como explicaremos mais adiante, íons são átomos ou grupos de átomos com carga elétrica).

Cada molécula (e cada aglomerado iônico) passa, então, a representar uma **substância pura** (ou **espécie química**) bem definida. Cada substância, por sua vez, é representada por uma abreviação denominada **fórmula**.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

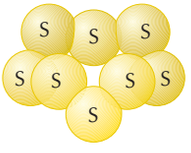
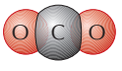
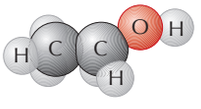
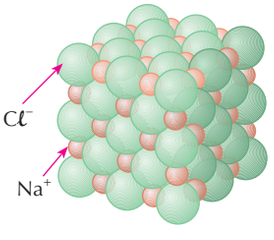
Capitulo 03-QF1-PNLEM 55 29/5/05, 18:22

Considere o exemplo da água. Hoje, sabemos que a água é formada por **moléculas**, onde estão reunidos um átomo de oxigênio com dois átomos de hidrogênio. Pode-se, portanto, representar a molécula da água da seguinte maneira: 

.

Como decorrência, a fórmula da água será H_2O, onde aparecem os símbolos do hidrogênio e do oxigênio, além do índice 2, que indica a presença de dois átomos de hidrogênio na molécula de água.

A tabela seguinte nos dá mais alguns exemplos:

Substância	Representação da molécula ou aglomerado iônico (cores-fantasia)	Fórmula
Hidrogênio Gás incolor, combustível, menos denso que o ar (e, por isso, usado em balões meteorológicos)	 Molécula de hidrogênio	H_2
Oxigênio Gás incolor, existente no ar e indispensável à respiração dos animais e vegetais	 Molécula de oxigênio	O_2
Enxofre Pó amarelo, muito usado para fabricar outras substâncias úteis (corantes, vulcanizadores da borracha etc.)	 Molécula de enxofre	S_8
Gás carbônico Gás incolor, usado em extintores de incêndio, em bebidas, refrigerantes etc.	 Molécula de gás carbônico	CO_2
Álcool comum Líquido incolor, usado em bebidas alcoólicas, como combustível etc.	 Molécula de álcool	$CH_3 — CH_2OH$
Sal comum Sólido branco, também chamado "sal de cozinha", muito importante na alimentação	 Aglomerado iônico de Na^+ e $C\ell^-$ que forma o sal de cozinha.	$NaC\ell$

Nos exemplos acima você notou que, em cada molécula, encontramos um certo número de átomos ligados entre si. Nos aglomerados iônicos existem os chamados **íons**, que são átomos ou grupo de átomos carregados eletricamente. Por exemplo, no sal de cozinha existem íons positivos (chamados de **cátions**) de sódio, Na^+, e íons negativos (chamados de **ânions**) de cloro, $C\ell^-$. Nas substâncias iônicas não existem moléculas, mas aglomerações de um grande número de íons positivos e negativos, que se mantêm reunidos em virtude da atração elétrica.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 56 29/5/05, 18:22

Agora é fácil entender por que, com poucos átomos (elementos) diferentes entre si, podemos obter milhares de moléculas (substâncias) distintas. Isso explica o grande número de substâncias diferentes existentes na natureza.

O Mago de ID **Brant Parker and Johnny Hart**



6.1. Substâncias simples

Substâncias simples são formadas por átomos de um **mesmo elemento químico**.

É o que ocorre, por exemplo, nos casos do hidrogênio (H_2), do oxigênio (O_2) e do enxofre (S_8), citados na tabela da página anterior. Sendo formada por átomos de um mesmo elemento químico, não é possível dividir uma substância simples em outras substâncias ainda mais simples.



Hidrogênio (H_2)



Oxigênio (O_2)

OBSERVAÇÕES

1ª Há átomos que permanecem isolados. Um exemplo é o átomo de hélio, que representa simultaneamente o **elemento químico hélio** e a **substância simples hélio**. Assim, **um átomo de hélio** representa **uma molécula de hélio**.

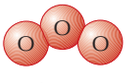


Hélio (He)

2ª Há átomos que podem se agrupar de maneiras diferentes, formando, pois, substâncias distintas. Por exemplo, dois átomos do elemento químico oxigênio formam uma molécula da substância simples oxigênio; no entanto, três átomos formam uma molécula da substância simples ozônio. Esse fenômeno é denominado **alotropia**, dizendo-se, então, que O_2 e O_3 são **formas alotrópicas** do elemento químico oxigênio (O).



Oxigênio (O_2)



Ozônio (O_3)

3ª Chama-se **atomicidade** o número de átomos existentes em uma molécula de substância simples. Dessa definição decorre a seguinte classificação:
- **moléculas monoatômicas**, quando têm **um** átomo (exemplo: He);
- **moléculas diatômicas**, quando têm **dois** átomos (exemplo: O_2);
- **moléculas triatômicas**, quando têm **três** átomos (exemplo: O_3);

e assim por diante.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 57 6/7/05, 14:23

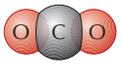
6.2. Substâncias compostas ou compostos químicos

Substâncias compostas (ou **compostos químicos**) são formadas por átomos (ou íons) de elementos químicos diferentes.

É o que ocorre, por exemplo, nos casos do gás carbônico (CO_2), álcool comum ($CH_3 — CH_2OH$) e do sal comum ($NaC\ell$), citados na tabela da página 56. Sendo formada por átomos (ou íons) de elementos químicos diferentes, geralmente uma substância composta **pode ser dividida** em substâncias mais simples.



Água (H_2O)



Gás carbônico (CO_2)

OBSERVAÇÃO

Substância pura é qualquer substância, simples ou composta, formada por átomos, moléculas ou aglomerados iônicos, todos iguais entre si. Uma substância pura, por comodidade, é chamada simplesmente de **substância**, e sempre tem:

a) **propriedades características e bem definidas** (incluindo-se aqui as chamadas **constantes físicas** da substância, que já mencionamos na página 29), como, por exemplo, em condições ambientes:
   - a **água** é sempre um líquido incolor e inodoro, não-inflamável, de P.F. 0 °C e P.E. 100 °C ao nível do mar etc.;
   - o **álcool comum** é sempre um líquido incolor, inflamável, de P.F. −117 °C e P.E. 78,5 °C ao nível do mar etc.;

b) **composição química constante:**
   - quando é **simples**, a substância é formada por um único elemento químico;
   - quando é **composta**, a substância é sempre formada pelos mesmos elementos, ligados na mesma proporção em massa, como decorre da lei de Proust (ver página 51). Assim, por exemplo, o gás carbônico é sempre formado por carbono e oxigênio, na proporção constante de 3 para 8.

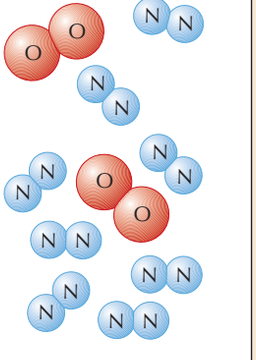
7 EXPLICANDO A MATÉRIA — AS MISTURAS

Agora que já conhecemos as idéias de átomos, íons e moléculas, é fácil entender o que representam as misturas do ponto de vista da estrutura da matéria.

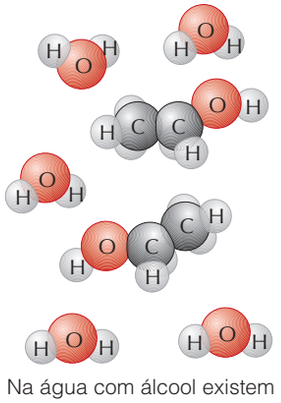
Vimos, no item anterior, que a cada substância pura corresponde um tipo de molécula ou de aglomerado iônico bem definido. Dissemos também que já é conhecido um número muito grande de substâncias puras diferentes.

Pois bem, essas substâncias podem se apresentar **misturadas** de uma infinidade de maneiras diferentes, complicando, ainda mais, o estudo e a compreensão dos materiais que vemos todos os dias. Veja os exemplos ao lado:

(Representação esquemática — cores-fantasia)



O ar que respiramos é uma mistura na qual predominam moléculas de nitrogênio (N_2, 78%) e de oxigênio (O_2, 21%).



Na água com álcool existem moléculas de álcool (C_2H_6O) disseminadas por entre as moléculas de água (H_2O).

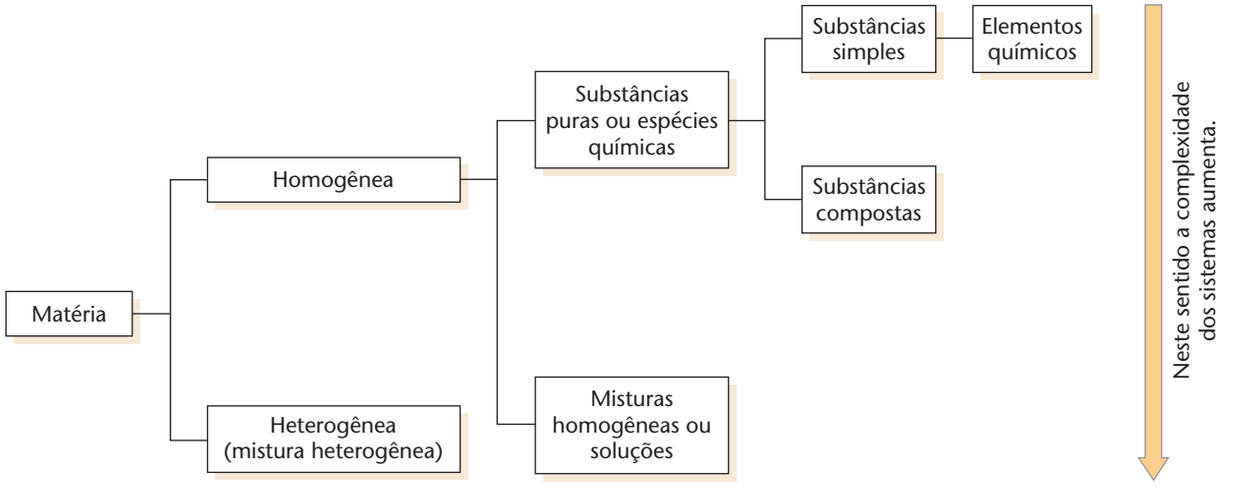
Também é muito importante notar que as **misturas**, em geral, **não têm composição constante** e **não têm constantes físicas definidas**, ao contrário das substâncias puras. De fato, podemos juntar mais ou menos açúcar (até certo limite) à mesma quantidade de água — teremos água mais ou menos açucarada —, mas que será sempre definida como mistura de água e açúcar. Essa mistura, por exemplo, não ferverá a 100 °C, ao nível do mar, como acontece com a água pura.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 58 6/7/05, 14:24

Com a idéia da hipótese de Dalton e esses modelos moleculares você agora está apto a entender a estrutura da matéria. É também interessante notar que o mundo material que vemos (visão **macroscópica** da natureza) é explicado pelo mundo invisível dos átomos (visão **microscópica** da natureza).

Com o conhecimento do conceito de elemento químico, podemos agora completar um esquema, mostrando a organização geral da matéria.



Para finalizar, faremos uma comparação entre a organização dos átomos na natureza e a organização das letras em nossa linguagem.

Com as **letras** do alfabeto,	formamos as **palavras**.	Juntando as **palavras**, formamos um grande número de **frases**, **parágrafos** e **livros** inteiros.
Com os **átomos** dos elementos químicos,	formamos as **moléculas** (ou os **aglomerados iônicos**), que representam as substâncias ou compostos químicos.	Juntando as **moléculas** (ou os **aglomerados iônicos**) de substâncias diferentes, formamos as **misturas.**

ATIVIDADES PRÁTICAS — PESQUISA

1ª Faça uma lista dos elementos e substâncias químicas que você já conhece. Procure conhecer alguns outros, anotando algumas de suas características, como estado físico, cor etc.

2ª Consultando jornais, revistas, informativos econômicos etc., procure saber o preço de alguns elementos químicos, como, por exemplo: alumínio, ferro, cobre, zinco, prata, ouro, chumbo etc. Calcule e compare os preços desses elementos por quilograma.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) De que é formada uma substância?

b) De que são formadas as substâncias iônicas?

c) Qual é o nome da representação escrita de cada substância?

d) O que é uma substância simples?

e) O que é uma substância composta?

f) O que é uma mistura?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 59 6/7/05, 14:24

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

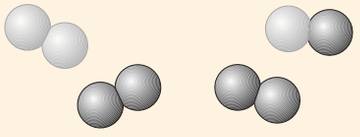
12 (Fasp-SP) Considere uma substância cuja fórmula é H_3PO_4. Essa substância é composta por:
a) 2 elementos
b) 3 elementos
c) 8 elementos
d) 4 elementos

13 (FEI-SP) Qual das alternativas abaixo contém somente substâncias simples:
a) H_2O, $HC\ell$, CaO
b) H_2O, Au, K
c) H_2O, $C\ell_2$, K
d) Au, Fe, O_2
e) H_2, $C\ell_2$, NaK

14 (PUC-MG) Composição química fixa, densidade, temperatura constante durante as mudanças de estado físico, pontos de fusão e ebulição são constantes que caracterizam:
a) mistura azeotrópica
b) mistura heterogênea
c) mistura homogênea
d) substância pura
e) mistura eutética

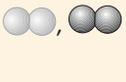
Exercício resolvido

15 Considerando o sistema a seguir, responda.



a) Qual é o número de átomos presentes?
b) Qual é o número de elementos?
c) E o de substâncias?
d) E o de moléculas?

Resolução

a) Há 8 átomos (bolinhas) presentes.
b) Temos 2 elementos (as bolinhas claras e as escuras).
c) Há 3 substâncias, representadas por  , e  .
d) O número de moléculas é 4.

16 (UFRGS-RS) O granito consiste em quatro minerais: feldspato, magnetita, mica e quartzo. Se um desses minerais pode ser separado dos demais, pode-se afirmar que o granito é:
a) um elemento
b) uma substância simples
c) uma substância composta
d) um composto iônico
e) uma mistura

17 (UFV-MG) A água que abastece a população das cidades passa antes por uma estação de tratamento, onde vários produtos químicos são adicionados para torná-la própria para o consumo (água potável). Essa água tratada é um exemplo de:
a) substância pura simples.
b) substância pura composta.
c) mistura homogênea.
d) mistura heterogênea.
e) mistura alotrópica.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

18 (Osec-SP) Em qual das seqüências abaixo estão representados um elemento, uma substância simples e uma substância composta, respectivamente:
a) H_2, $C\ell_2$, O_2
b) H_2, Ne, H_2O
c) H_2, Hl, He
d) H_2O, O_2, H_2
e) $C\ell$, N_2, Hl

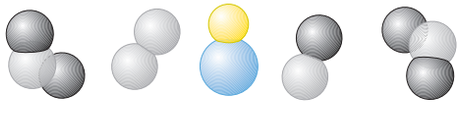
19 (UFRGS-RS) Os símbolos $C\ell$, $C\ell_2$ e $C\ell^-$ representam, respectivamente:
a) o átomo do elemento cloro, a molécula da substância simples cloro e o ânion cloreto.
b) a molécula da substância simples cloro, o elemento cloro e o átomo de cloro eletronegativo.
c) a molécula da substância simples cloro, a molécula da substância cloro e o átomo do elemento cloro.
d) o átomo do elemento cloro, a molécula da substância composta cloro e o cátion cloreto.
e) o elemento químico cloro, átomos do elemento cloro e o átomo do elemento cloro eletronegativo.

20 (Mackenzie-SP) São exemplos respectivamente de alótropos e de substâncias compostas:
a) H_2O e H_2O_2; $NaC\ell$ e $CaCO_3$
b) O_2 e O_3; $C\ell_2$ e F_2
c) C (grafite) e C (diamante); CO e Co
d) O_2 e O_3; $KMnO_4$ e $Mg(OH)_2$
e) Hg e Ag; (NH_4) e $(H_3O)^+$

21 (Mackenzie-SP) O número de substâncias simples com atomicidade par entre as substâncias O_3, H_2O_2, P_4, I_2, C_2H_4, CO_2 e He é:
a) 5
b) 4
c) 3
d) 2
e) 1

22 (Ufac) Com relação às substâncias O_2, H_2, H_2O, Pb, CO_2, O_3, CaO e S_8, podemos afirmar que:
a) todas são substâncias simples.
b) somente O_2, H_2 e O_3 são substâncias simples.
c) todas são substâncias compostas.
d) somente CO_2, CaO e S_8 são substâncias compostas.
e) as substâncias O_2, H_2, Pb, O_3 e S_8 são simples.

23 (Mackenzie-SP) O número de elementos, de átomos, de substâncias e de moléculas representados no sistema



é, respectivamente:
a) 4, 12, 4 e 5
b) 9, 4, 5 e 4
c) 5, 5, 5 e 5
d) 4, 3, 3 e 2
e) 12, 5, 4 e 4

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

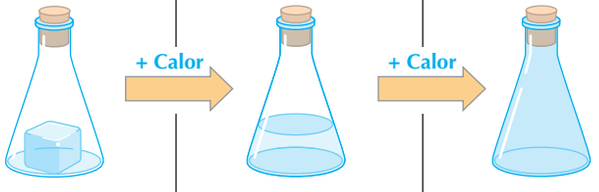
8 EXPLICANDO AS TRANSFORMAÇÕES DOS MATERIAIS

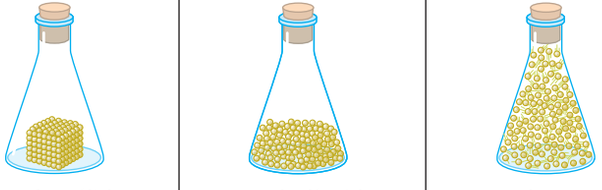
Já falamos na transformação dos materiais na página 5 e dissemos que as transformações físicas são, em geral, mais superficiais e passageiras, enquanto as transformações químicas são, em geral, mais profundas e muitas vezes irreversíveis. Agora, com a teoria atômica de Dalton, podemos explicar essas diferenças.

8.1. As transformações físicas

As transformações físicas ou fenômenos físicos não modificam a natureza do material. Os átomos, íons ou moléculas, não são alterados; eles são apenas agitados, desarrumados, reordenados etc. É o caso, por exemplo, das mudanças de estado físico:

	ESTADOS FÍSICOS			
	Sólido	**Líquido**	**Gasoso**	
Na prática verificamos que:	O sólido tem **volume constante** e **forma constante.**	O líquido tem **volume constante** e **forma variável.**	O gás (ou vapor) tem **volume variável** e **forma variável.**	Essas são observações experimentais que podemos enxergar; são, portanto, características macroscópicas da substância.
Esses estados físicos podem ser explicados admitindo-se que:	No estado sólido, as moléculas permanecem em posições fixas, formando um reticulado cristalino.	No estado líquido, as moléculas se movimentam com certa liberdade.	No estado gasoso, as moléculas se movimentam em todas as direções, com alta velocidade e grande liberdade.	Essas são interpretações teóricas, em que admitimos certas características microscópicas que não podemos enxergar.





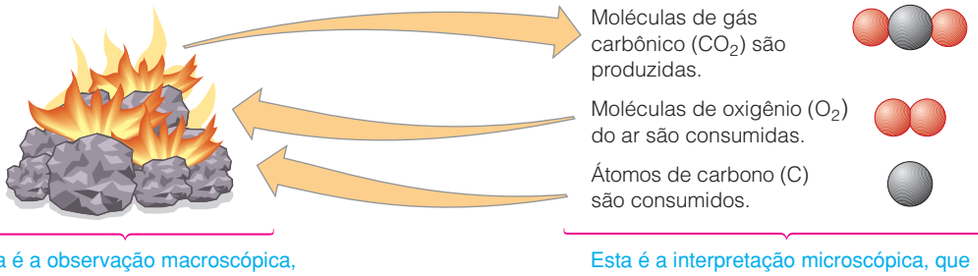
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Outros exemplos de fenômenos físicos são: a dilatação de um metal pelo calor, a dissolução de uma substância em líquido, a expansão de um gás etc.

8.2. As transformações químicas

Observemos, agora, a queima do carvão. O fenômeno não é mais "passageiro", isto é, depois de queimado, não é possível recuperar o carvão inicial (dizemos também que o fenômeno é **irreversível**). Essa é uma **transformação**, **fenômeno** ou **reação química.**

As coisas se passam assim porque as moléculas iniciais (**reagentes**) são quebradas, e seus átomos se reagrupam para formar as novas moléculas (**produtos da reação**). Na queima do carvão temos:

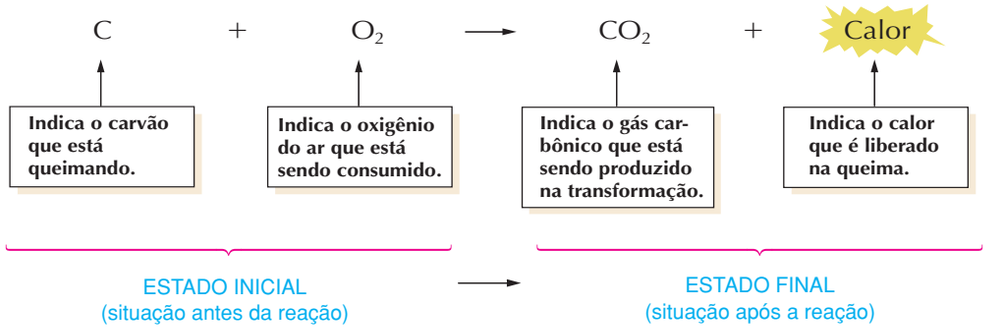


Esta é a observação macroscópica, isto é, o fenômeno que enxergamos.

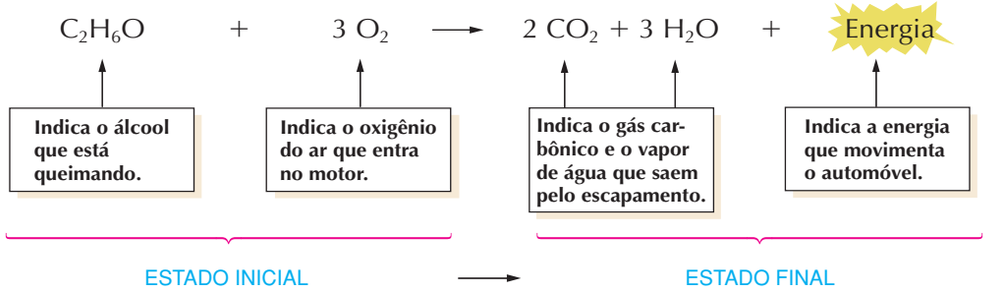
Esta é a interpretação microscópica, que procura explicar o fenômeno observado.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 61 29/5/05, 18:22

Para representar uma transformação química, os químicos usam uma escrita especial denominada **equação química.** Assim, para indicar a queima do carvão, escreve-se:



Para representar a queima do álcool no motor de um automóvel, escreve-se:



É importante observar que os símbolos (usados para representar os elementos químicos), as fórmulas (usadas para representar as substâncias químicas) e, agora, as equações químicas (usadas para representar as reações ou fenômenos químicos) constituem a chamada **notação química.** Essa notação é internacional e facilita enormemente a comunicação entre os químicos de todo o mundo.

É fácil reconhecer uma transformação química?

Em geral, sim, pois quase sempre percebemos alguma das seguintes manifestações:

- **liberação de energia** (calor, luz, explosão etc.) — como acontece na queima do carvão;
- **liberação de gases** — por exemplo, a efervescência de um comprimido antiácido na água (**foto A**), o mau cheiro de um ovo podre etc.
- **mudanças de cor** — uma folha de árvore amarelecendo (**foto B**), um fruto apodrecendo, uma grade de ferro enferrujando etc.
- **formação de um precipitado** (aparecimento de um sólido ou turvação de uma solução líquida) — é o que se observa, por exemplo, quando se adiciona nitrato de chumbo em uma solução contendo iodeto de potássio (**foto C**).



A efervescência de um comprimido na água indica uma transformação química.



No inverno, as folhas de muitas árvores mudam de cor.



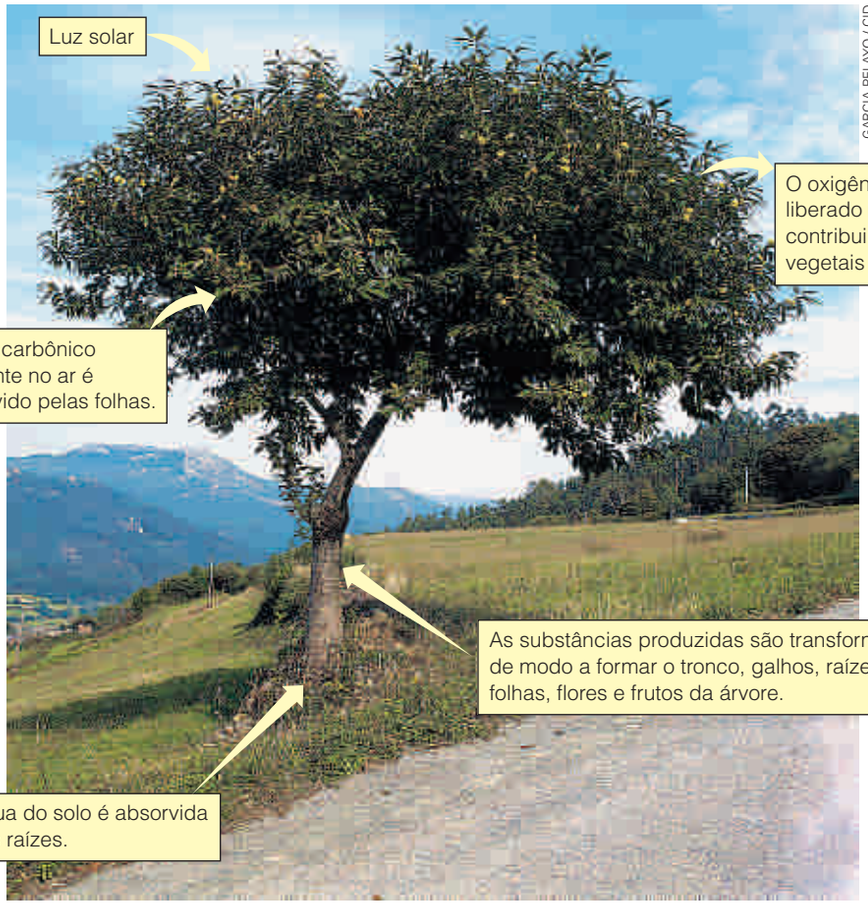
O precipitado amarelo é o iodeto de chumbo.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 62 6/7/05, 14:25

Devemos ainda acrescentar que a própria vida dos animais e vegetais é resultado de uma série de reações químicas:

- nos animais, a digestão dos alimentos é uma série de reações químicas;
- os vegetais crescem à custa das reações que envolvem os minerais e a água (retirados do solo pelas suas raízes) e a energia solar e o gás carbônico absorvido pelas suas folhas.



GARCIA-PELAYO / CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Misturar ou reagir?

Procure gravar bem o seguinte: **misturar** (fenômeno físico) é uma coisa totalmente diferente de **reagir** (fenômeno químico). Misturando ferro em pó com enxofre em pó, por exemplo, obtemos uma mistura de cor intermediária entre as cores do ferro (cinza) e do enxofre (amarela). Aproximando um ímã da mistura, ele irá atrair o ferro, o que prova que o ferro não perdeu seu magnetismo. Dizemos que, de modo geral, os componentes de uma mistura não perdem suas propriedades.

Mistura: Fe + S

Por outro lado, juntando ferro em pó (7 g) e enxofre em pó (4 g) e aquecendo a mistura, obteremos uma nova substância, de cor preta: o sulfeto ferroso (FeS). Agora, um ímã não irá mais atrair o ferro.

Reação química: Fe + S → FeS

Desaparecem as substâncias iniciais.

Aparece uma nova substância, com características próprias, diferentes das substâncias iniciais.

Além disso, é importante relembrar que **podemos misturar as substâncias em quaisquer proporções, mas só podemos fazê-las reagir em proporções bem definidas**, como decorre da lei de Proust. No exemplo acima, podemos misturar quaisquer quantidades de ferro e enxofre, mas só podemos fazer reagir essas substâncias na proporção de 7 g de ferro para 4 g de enxofre.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 63 29/5/05, 18:23

9 AS PROPRIEDADES DAS SUBSTÂNCIAS

Sendo submetida a agentes como calor, luz etc., ou entrando em contato com outras substâncias, cada substância química apresentará um comportamento diferente, conhecido como **propriedades da substância.** Fala-se, então, em propriedades físicas e em propriedades químicas, conforme venha a resultar em um fenômeno físico ou químico. Assim, por exemplo:

- o éter comum tem a **propriedade física** de se evaporar facilmente, o que não acontece com um óleo lubrificante para automóveis;
- o ferro tem a **propriedade química** de se enferrujar, mas o ouro, não;
- às vezes, falamos também em **propriedades organolépticas** das substâncias, que são as propriedades percebidas pelos nossos sentidos, como o cheiro, o sabor etc.

A tabela dada a seguir resume as propriedades das substâncias que explicamos até agora.

Propriedades das substâncias	
Propriedades gerais São apresentadas por todas as substâncias e, por isso, chamadas também de **propriedades gerais da matéria.**	**Massa:** é medida em uma balança; **Extensão:** é o volume ocupado pela substância; **Impenetrabilidade:** dois corpos não podem ocupar simultaneamente o mesmo lugar no espaço; por exemplo, colocando-se um objeto qualquer em um copo cheio de água, é extravasado um volume de água correspondente ao volume do objeto adicionado; **Compressibilidade**: podemos comprimir os gases (como acontece com o ar no pneu de um automóvel); um líquido é pouco compressível (no freio de um carro, a pressão exercida sobre o pedal é transmitida, integralmente, pelo fluido de freio, para as rodas do carro); etc.
Propriedades funcionais São apresentadas por grupos de substâncias.	Nos capítulos 8 e 9, estudaremos as principais **funções inorgânicas**: ácidos, bases, sais e óxidos, que são quatro grupos de substâncias, cada qual com propriedades próprias, bem definidas e denominadas **propriedades funcionais**.
Propriedades específicas São apresentadas por cada substância pura individualmente.	**Propriedades físicas**: dizem respeito aos fenômenos e medidas físicas, como, por exemplo, a temperatura de fusão, a temperatura de ebulição, a densidade, o calor específico etc.; **Propriedades químicas:** dizem respeito aos fenômenos químicos, como, por exemplo, a combustão do carvão, o enferrujamento do ferro etc.; **Propriedades organolépticas:** são as que impressionam nossos sentidos, como, por exemplo, a cor, o sabor, o odor, o brilho etc.

ATIVIDADES PRÁTICAS

ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

Materiais

• 6 copos • 3 porções de palha de aço • 3 pedaços de papel alumínio • 2 colheres (de café) de sal de cozinha • 2 colheres (de sopa) de vinagre • água • 1 caneta de retroprojetor ou 6 pedaços de fita adesiva ou 6 etiquetas

Procedimento

• Identifique cada um dos copos, utilizando para isso a caneta de retroprojetor ou a fita adesiva ou a etiqueta, colocando na identificação a data entre parênteses e escrevendo, separadamente: água e palha de aço; água e alumínio; água com sal e palha de aço; água com sal e alumínio; água com vinagre e palha de aço; água com vinagre e alumínio. • Pegue os seis copos e coloque em cada um deles água até a metade. • Coloque, separada e respectivamente, uma porção de palha de aço e um pedaço de papel alumínio nos dois copos com as etiquetas "água e palha de aço" e "água e papel alumínio". • Pegue os dois copos etiquetados com "água com sal e palha de aço" e "água com sal e alumínio" e adicione, separada e respectivamente, uma colher (de café) de sal mais uma porção de palha de aço e uma colher (de café) de sal mais um pedaço de papel alumínio. • Pegue os dois copos etiquetados com "água com vinagre e palha de aço" e "água com vinagre e alumínio" e adicione, separada e respectivamente, uma colher (de sopa) de vinagre mais uma porção de palha de aço e uma colher (de sopa) de vinagre mais um pedaço de papel alumínio. • Observe o que ocorre com cada uma das fases em cada copo por dois dias seguidos e anote em seu caderno as observações feitas a cada dia.

Perguntas

1) Ocorreu algum fenômeno em algum dos copos? Se ocorreu, identifique em qual copo ocorreu, o tipo e o dia que foi observado o fenômeno.
2) Por que foi necessário colocar as datas nas etiquetas?

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 64 6/7/05, 14:25

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Ocorre alteração das moléculas em um fenômeno físico?

b) Ocorre alteração das moléculas em um fenômeno químico?

c) Como são denominadas as substâncias iniciais e as finais participantes de um fenômeno químico?

d) Como é denominada a escrita especial que indica uma reação química?

e) Quais são as manifestações mais freqüentes e perceptíveis que indicam a ocorrência de uma reação química?

REPRODUZA AS QUESTÕES • NO CADERNO •

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

24 (PUC-RS) Uma transformação química pode ser exemplificada pela:
a) evaporação da água do mar.
b) fusão do gelo.
c) digestão dos alimentos.
d) sublimação do naftaleno.
e) liquefação do ar atmosférico.

25 (UFRGS-RS) Entre as transformações citadas a seguir, aquela que não representa um fenômeno químico é:
a) o cozimento de um ovo.
b) a queima do carvão.
c) o amadurecimento de uma fruta.
d) o azedamento do leite.
e) a formação de orvalho.

26 (PUC-MG) Dos processos abaixo, o que não envolve reação química é:
a) a planta clorofilada produzindo alimentos a partir de gás carbônico e água em presença de luz solar.
b) obtenção de sal a partir de água do mar.
c) enferrujamento de um prego exposto ao ar.
d) a combustão da gasolina no motor de um automóvel.
e) azedamento do leite.

27 (PUC-MG) Observe atentamente os processos cotidianos abaixo:
I. a secagem da roupa no varal;
II. a fabricação caseira de pães;
III. a filtração da água pela vela do filtro;
IV. o avermelhamento da palha de aço umedecida;
V. a formação da chama do fogão, a partir do gás de cozinha.
Constituem fenômenos químicos:
a) II e V apenas
b) II, IV e V apenas
c) I, III e IV apenas
d) I, II e III apenas
e) I, II, III, IV e V

28 (UFSC) O(s) fenômeno(s) abaixo, que envolve(m) reação(ões) química(s), é(são):
01. digestão dos alimentos.
02. enferrujamento de uma calha.
04. explosão da dinamite.
08. fusão do gelo.
16. queda da neve.
32. combustão do álcool de um automóvel.
64. sublimação da naftalina.
Dê como resposta a soma dos números das proposições corretas.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

29 (UFPE) Considere as seguintes tarefas realizadas no dia-a-dia de uma cozinha e indique aquelas que envolvem transformações químicas.
1. Aquecer uma panela de alumínio.
2. Acender um fósforo.
3. Ferver água.
4. Queimar açúcar para fazer caramelo.
5. Fazer gelo.
a) 1, 3 e 4
b) 2 e 4
c) 1, 3 e 5
d) 3 e 5
e) 2 e 3

30 (Mackenzie-SP) Nos diferentes materiais (I a V), expostos ao ar, verifica-se que:
I. sobre uma lâmina metálica, forma-se uma película escura;
II. bolinhas de naftalina vão diminuindo de tamanho;
III. o leite azeda;
IV. um espelho fica embaçado se respirarmos encostados a ele;
V. uma banana apodrece.
Podemos dizer que são observados fenômenos:
a) físicos somente.
b) físicos em I, II e V; e químicos em III e IV.
c) físicos em II e IV; e químicos em I, III e V.
d) físicos em III e V; e químicos em I, II e IV.
e) químicos somente.

31 (UFPE) Em qual dos eventos mencionados abaixo não ocorre transformação química?
a) Emissão de luz por um vaga-lume.
b) Fabricação de vinho a partir da uva.
c) Crescimento da massa de pão.
d) Explosão de uma panela de pressão.
e) Produção de iogurte a partir do leite.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 65 29/5/05, 18:23

32 (UFPI) Classifique as transformações a seguir como fenômenos físicos ou fenômenos químicos:
I. dissolução do açúcar na água.
II. envelhecimento de vinhos.
III. preparação de cal a partir do calcário.
a) físico, físico e químico, respectivamente
b) físico, químico e físico, respectivamente
c) físico, químico e químico, respectivamente
d) químico, físico e físico, respectivamente
e) químico, químico e físico, respectivamente

33 (FEI-SP) Quando uma substância composta sofre um fenômeno físico, podemos afirmar que:
a) suas moléculas se alteram.
b) seus átomos se alteram.
c) a substância se transformará em outra mais simples.
d) a transformação poderá ser repetida com a mesma substância.
e) a substância se transformará em outra substância composta.

10 EXPLICANDO AS VARIAÇÕES DE ENERGIA QUE ACOMPANHAM AS TRANSFORMAÇÕES MATERIAIS

Durante os fenômenos físicos e químicos, outro fato importante que podemos notar é a **liberação** ou a **absorção de energia**. Por exemplo:

Energia térmica (calor)	• Liberada na queima do carvão. • Absorvida para evaporar a água.
Energia luminosa (luz)	• Liberada na combustão de uma vela. • Absorvida na fotossíntese dos vegetais.
Energia elétrica (eletricidade)	• Liberada numa pilha elétrica comum. • Absorvida na "carga" de uma bateria de automóvel.

Os fenômenos que liberam energia são chamados de **exotérmicos** (do grego: *exo*, para fora) e os que absorvem energia são denominados **endotérmicos** (do grego: *endon*, para dentro).

De modo geral, os fenômenos químicos liberam ou absorvem mais energia do que os fenômenos físicos. Assim, por exemplo, a queima do carvão libera mais calor do que o vapor de água ao se condensar (um carvão em brasa queima mais a mão do que o vapor de água que sai pelo bico de uma chaleira com água fervendo). Isso ocorre porque o fenômeno químico altera mais profundamente a essência da matéria.

Resumidamente, o que acontece durante uma reação química é uma "contabilidade" de energia, de acordo com a seguinte idéia:

- existe uma certa quantidade de energia armazenada (energia potencial) no interior das moléculas iniciais (reagentes);
- quando as moléculas iniciais são quebradas (durante a reação química), essa energia é liberada;
- no entanto, gasta-se energia para "montar" as moléculas finais (produtos);
- o saldo de energia que sobra (ou falta) é a energia que a reação química irá liberar (ou deverá absorver para que de fato a reação venha a ocorrer).

11 SEGUNDA VISÃO DA QUÍMICA

No primeiro capítulo deste livro, denominado "Primeira visão da Química", demos uma primeira idéia do que é a Química: "o estudo da matéria, das transformações da matéria e da energia que a acompanha". No segundo capítulo, procuramos então conhecer a matéria e suas transformações um pouco mais profundamente. Neste terceiro capítulo, iniciamos as explicações do que é, afinal, a matéria, e o que ocorre em suas transformações. Com os conhecimentos assim adquiridos, podemos agora detalhar melhor o campo da atividade da Química.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 66 29/5/05, 18:23

Na Química, podemos distinguir duas atividades: a prática e a teórica. A **atividade prática** ocorre no manuseio e transformação de substâncias nos laboratórios e nas indústrias, quando, então, se trabalha em nível macroscópico, isto é, com coisas visíveis. A **atividade teórica** se verifica quando se procura explicar a matéria, o seu comportamento e as suas transformações; nesse caso são utilizados conceitos em nível microscópico, como, por exemplo, a idéia do átomo. Costuma-se também chamar a atividade teórica de **Química pura** e a atividade prática de **Química aplicada**.

É muito importante notar também que, em decorrência desse "casamento" da prática com a teoria, houve um grande desenvolvimento das técnicas de **análise** e de **síntese** químicas. A **análise química** procura determinar quais são, quantos são e como os elementos (átomos) estão reunidos nas substâncias (moléculas); a **síntese química** procura explicar como podemos transformar as substâncias de maneira a produzir novas substâncias. Para atingir seus objetivos a síntese química está sempre à procura de novos caminhos (novas reações) para chegar a novas substâncias (ou mesmo a substâncias já conhecidas de maneira mais fácil e mais econômica).



KAIBIDE Y DE CARLOS / CID

Química trabalhando em laboratório de análises químicas.

Essa complementação da prática com a teoria e vice-versa continuou e continua se aprofundando até hoje. Por isso tivemos, nos últimos cem anos, um progresso fabuloso da Química.

Com recursos modernos (computadores, raio *laser* etc.), a Química teórica tem conseguido determinar as estruturas dos átomos e das moléculas, com precisão cada vez maior. Também a Química experimental evoluiu extraordinariamente; consegue-se produzir atualmente cerca de 200.000 novos compostos químicos por ano.

Tudo isso acabou sendo aplicado nas indústrias, resultando numa vasta **tecnologia química**, com a fabricação de milhares e milhares de novos produtos: plásticos, tecidos, borrachas sintéticas, medicamentos, tintas, corantes etc.

Concluindo, diremos que:

> **Tecnologia química** é a aplicação dos conhecimentos da Química nas indústrias químicas, visando melhorar os materiais encontrados na natureza (**produtos naturais**) e fabricar os novos produtos descobertos pela Química (**produtos sintéticos**).

O desenvolvimento tecnológico de uma descoberta científica pode levar muito tempo. Assim, por exemplo, da descoberta até a aplicação da penicilina decorreram quase 30 anos; da energia nuclear, 26 anos; do *nylon*, 12 anos; da fotografia, 56 anos; do radar, 32 anos; da cópia xerox, 15 anos. No entanto, o próprio desenvolvimeto tecnológico está fazendo com que o intervalo de tempo decorrido entre a descoberta e a sua aplicação se torne cada vez menor.

12 COMO A CIÊNCIA PROGRIDE

Embora no passado muitas descobertas tenham sido obra do acaso, atualmente elas representam o trabalho de grande número de cientistas e vultosos investimentos financeiros. De modo geral, porém, alguns passos são quase sempre seguidos nas descobertas científicas. Vamos explicar essa idéia por meio de um fenômeno físico bastante comum, que é a **queda dos corpos**:

- **Observação**: a humanidade sempre observou que os objetos caem, procurando atingir o solo. Os frutos caem das árvores; as pedras rolam montanha abaixo etc.;
- **Experiência**: vários testes foram feitos, ao longo dos séculos, com objetos menores ou maiores, menos ou mais densos etc., para verificar o tipo de queda desses objetos;

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 67 29/5/05, 18:23



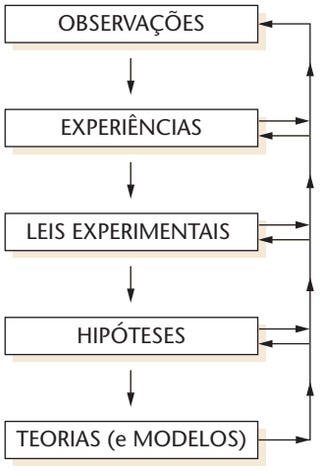
CID

Lançamento de ônibus espacial.

- **Lei experimental**: por fim, os físicos puderam verificar experimentalmente que, "no vácuo, todos os corpos caem com a mesma aceleração". Esta é uma lei da natureza, que foi chamada **lei da Gravidade**;
- **Hipótese, teoria e modelo**: é a explicação e representação do fato que foi observado e da análise dos dados coletados experimentalmente. Hoje sabemos que os objetos caem devido à atração gravitacional da Terra (que é um caso particular da lei da gravitação universal, que rege o movimento das estrelas e dos planetas).

É na lei e na teoria da gravidade que se fundamentam os cálculos de lançamento e retorno das naves espaciais, como acontece com os ônibus espaciais.

O esquema ao lado resume o desenvolvimento da ciência como acabamos de comentar.



Enfim, é importante compreender que todo o processo descrito nesse esquema se repete contínua e indefinidamente, como resultado do trabalho de sucessivas gerações de cientistas. A evolução da ciência é dinâmica e está ocorrendo todos os dias, nos laboratórios e indústrias de todo o mundo. Cada vez mais, as descobertas e invenções são fruto de **trabalho em equipe** e não se devem a um único cientista. Com o passar do tempo, algumas explicações científicas se mostram corretas e são aceitas; outras se mostram incorretas e são abandonadas. Sendo assim, a **ciência nunca está terminada**, isto é, nunca existe uma explicação final e definitiva para as coisas que são observadas. Pelo contrário, a ciência está diariamente se completando e se aperfeiçoando.

Podemos ainda dizer que as atividades científicas só se desenvolvem com muita rapidez, no mundo moderno, em virtude da rápida **comunicação** que existe entre os cientistas, principalmente por meio de revistas especializadas e da internet.

É importante também entender que a **ciência nunca é neutra** (descobrir só por descobrir). Na verdade, ela está sempre **ligada aos interesses humanos** — interesse econômico das empresas que desenvolvem novos materiais e produtos, para aumentar seus lucros; interesse militar dos países que defendem sua paz ou que se preparam para uma guerra, e assim por diante.

ATIVIDADES PRÁTICAS — PESQUISA

ATENÇÃO: Este experimento deve ser realizado com a supervisão de um adulto, pois haverá a necessidade de manipular objetos quentes, podendo haver risco de queimaduras.

Nenhum dos reagentes deve entrar em contato com a pele, a boca e os olhos, nem deve ser aproximado do nariz.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são altamente recomendados.

Materiais

- 3 copos
- 1 ponta de espátula de cloreto de sódio (sal de cozinha)
- 1 ponta de espátula de cloreto de amônio ($NH_4C\ell$)
- 1 ponta de espátula de cloreto de cálcio ($CaC\ell_2$)
- água
- três pedaços de fita adesiva ou três etiquetas

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 68 29/5/05, 18:23

Procedimento

- Pegue os três copos e identifique (com as etiquetas) cada um deles, anotando os nomes "cloreto de sódio", "cloreto de amônio" e "cloreto de cálcio".
- Coloque em cada copo a respectiva substância.
- Observe cada um deles e anote em seu caderno.
- Adicione cerca de um dedo de água no primeiro copo.
- Coloque levemente a mão do lado de fora do copo e anote as observações em seu caderno.
- Repita o procedimento nos outros dois copos.

Perguntas

1) O processo de dissolução das substâncias sólidas utilizadas é físico ou químico?
2) O processo de dissolução observado ocorreu da mesma maneira nos três copos? Por quê?
3) Qual(is) processo(s) observado(s) absorveu(ram) e qual(is) liberou(aram) energia?

Pesquisa

Com o auxílio de livros, revistas, enciclopédias etc., procure fazer um levantamento das fontes de energia e do consumo de energia no Brasil e no mundo. Calcule as porcentagens de cada item em relação ao total.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que são reações exotérmicas?

b) O que são reações endotérmicas?

c) O que é análise química e para que é utilizada?

d) O que é síntese química?

e) Quais são as etapas usuais de uma pesquisa científica?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

34 Nos sistemas mencionados abaixo, ocorrem transformações de um tipo de energia em outro. Mencione quais são as transformações principais no funcionamento de:
a) uma bateria de automóvel.
b) uma lâmpada elétrica.
c) um motor a explosão.
d) uma turbina elétrica.

Resolução

a) A energia química transforma-se em elétrica.
b) A energia elétrica transforma-se em luminosa.
c) A energia química transforma-se em mecânica.
d) A energia mecânica transforma-se em elétrica.

35 Dentre os fenômenos abaixo, quais são os que liberam e quais os que consomem energia?
a) queima de gasolina
b) evaporação do álcool
c) derretimento do gelo
d) explosão da pólvora
e) subida de um foguete

36 A liberação ou consumo de energia:
a) só ocorre em transformações físicas.
b) só ocorre em transformações químicas.
c) em geral, é menor nos fenômenos físicos do que nos químicos.
d) em geral, é maior nos fenômenos físicos do que nos químicos.
e) nunca ocorre nas transformações materiais.

37 O que é menos importante na realização de uma experiência?
a) A possibilidade de repeti-la freqüentemente.
b) O uso de bons aparelhos de medição.
c) A existência de explicações para o fenômeno.
d) A coleta e a seleção dos dados obtidos.
e) A participação de observadores qualificados e bem treinados.

38 (AEUDF) Analisando os resultados de vários experimentos, um aluno chegou à seguinte conclusão: "quando se coloca uma vela acesa em um recipiente fechado, ela se apaga".
Essa conclusão é:
a) uma hipótese
b) uma experimentação
c) uma generalização
d) uma teoria
e) um modelo

39 (Osec-SP) Um estudante estava pesquisando um fenômeno e queria seguir corretamente as etapas do método científico. Em qual das seqüências abaixo estão citadas, em ordem correta porém não necessariamente consecutiva, quatro etapas que ele teria seguido?
a) Observação, experimentação, formulação de leis e criação de teoria.
b) Criação de teoria, formulação de leis, experimentação e observação.
c) Experimentação, levantamento de hipóteses, criação de teoria e observação.
d) Levantamento de hipóteses, organização de dados, observação e formulação de leis.
e) Observação, criação de teoria, formulação de leis e organização de dados.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 69 29/5/05, 18:23

LEITURA

O MEIO AMBIENTE EM PERIGO

Atualmente fala-se muito em **ecologia**, citando-se como principais problemas a **poluição** e a **degradação do meio ambiente**. Como surgiram esses problemas? Vamos procurar explicar as idéias mais gerais.

Já falamos bastante de matéria e energia. No que diz respeito à matéria, a humanidade dispõe apenas da matéria que é encontrada no planeta Terra. Como vimos, pela lei de Lavoisier, a matéria não pode ser criada, apenas transformada; conseqüentemente, a humanidade, para garantir sua sobrevivência, só pode transformar os materiais já existentes na Terra. E notem também que alguns recursos materiais, como por exemplo os vegetais, podem ser renovados rapidamente e, por isso, são chamados de **recursos renováveis**; outros, porém, como o petróleo, o carvão mineral etc., são recursos **não-renováveis**, pois a natureza levou milhões de anos para produzi-los e, se nós os gastarmos, não haverá reposição porque as condições climáticas que os produziram não mais se repetirão.

FRANK & ERNEST® by Bob Thaves



2004 UNITED MEDIA / INTERCONTINENTAL PRESS

E a energia, de onde vem? Praticamente toda a energia que consumimos na Terra vem do Sol. De fato, a energia consumida no mundo atual provém, por exemplo, de usinas hidrelétricas (mas é a luz solar que faz a água evaporar, provoca as chuvas e forma os rios que foram represados), do petróleo e do carvão mineral (mas foi a luz solar que, há milhões de anos, fez crescerem as plantas e animais que deram origem ao petróleo e ao carvão atuais). Mais uma vez, a humanidade aqui também procura transformar um tipo de energia em outro, para melhorar sua sobrevivência e conforto.

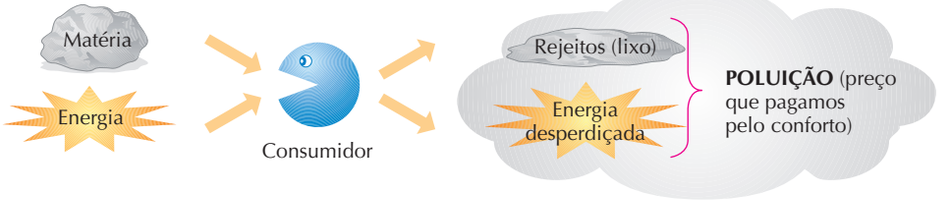
Acontece que, com o passar dos séculos, a população humana foi crescendo, precisando cada vez mais de maiores quantidades de alimentos e procurando sempre melhores condições de saúde, conforto, segurança, lazer etc. e, ainda, à custa de esforços físicos cada vez menores. Esse conforto da vida moderna provoca o uso de quantidades cada vez maiores de automóveis, trens, aviões, rádios, televisores, telefones etc. Ora, na prática, isso se traduz na necessidade de transformarmos quantidades cada vez maiores de matéria e energia.

Lembre-se agora de quantas coisas nós mesmos jogamos fora diariamente: restos de comida, papel, plásticos, recipientes de vidro, fraldas descartáveis etc. (aliás, material "descartável" representa, para muitas pessoas, sinônimo de rapidez, conforto, limpeza e modernidade). Na verdade, tudo isso representa poluição e tende a aumentar à medida que crescem a população, a vontade de desfrutar de maiores confortos e também a concentração de pessoas em grandes cidades. Afinal, é preciso criar alternativas ao esquema geral:



TRECE POR DIECIOCHO / CID

No lixo doméstico, há muitos materiais recicláveis.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 70 29/5/05, 18:23



SANT USA / CID

A poluição dos rios é um grave risco para a vida humana, animal e vegetal.

Para termos um mundo com **desenvolvimento econômico sustentável**, serão necessárias grandes mudanças visando:

- conservar os solos agrícolas;
- aumentar os reflorestamentos;
- reciclar materiais, evitando desperdícios inúteis;
- desenvolver formas de energia renováveis;
- aumentar a eficência das conversões de energia;
- controlar o crescimento populacional; etc.

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

40 Qual é a origem primária de todo o material que usamos? E da energia?

41 O que são recursos renováveis? E não-renováveis?

42 Quais são os principais fatores que geram a poluição?

43 (Enem-MEC) A caixinha utilizada em embalagens como as de leite "longa vida" é chamada de *tetra brick* por ser composta de quatro camadas de diferentes materiais, incluindo alumínio e plástico, e ter a forma de um tijolo (*brick*, em inglês). Esse material, quando descartado, pode levar até cem anos para se decompor.
Considerando os impactos ambientais, seria mais adequado:

a) utilizar soda cáustica para amolecer as embalagens e só então descartá-las.
b) promover a coleta seletiva, de modo a reaproveitar as embalagens para outros fins.
c) aumentar a capacidade de cada embalagem, ampliando a superfície de contato com o ar para sua decomposição.
d) constituir um aterro específico de embalagens *tetra brick*, acondicionadas de forma a reduzir seu volume.
e) proibir a fabricação de leite "longa vida", considerando que esse tipo de embalagem não é adequado para conservar o produto.

44 (Enem-MEC) Dados divulgados pelo Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais mostraram o processo de devastação sofrido pela Região Amazônica entre agosto de 1999 e agosto de 2000. Analisando fotos de satélites, os especialistas concluíram que, nesse período, sumiu do mapa um total de 20.000 quilômetros quadrados de floresta. Um órgão de imprensa noticiou o fato com o seguinte texto:

O assustador ritmo de destruição é de um campo de futebol a cada oito segundos.

Considerando que um ano tem aproximadamente 32×10^6 s (trinta e dois milhões de segundos) e que a medida da área oficial de um campo de futebol é aproximadamente 10^{-2} km^2 (um centésimo de quilômetro quadrado), as informações apresentadas nessa notícia permitem concluir que tal ritmo de desmatamento, em um ano, implica a destruição de uma área de:

a) 10.000 km^2, e a comparação dá a idéia de que a devastação não é tão grave quanto o dado numérico nos indica.
b) 10.000 km^2, e a comparação dá a idéia de que a devastação é mais grave do que o dado numérico nos indica.
c) 20.000 km^2, e a comparação retrata exatamente o ritmo da destruição.
d) 40.000 km^2, e o autor da notícia exagerou na comparação, dando a falsa impressão de gravidade a um fenômeno natural.
e) 40.000 km^2 e, ao chamar a atenção para um fato realmente grave, o autor da notícia exagerou na comparação.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 71 29/5/05, 18:23

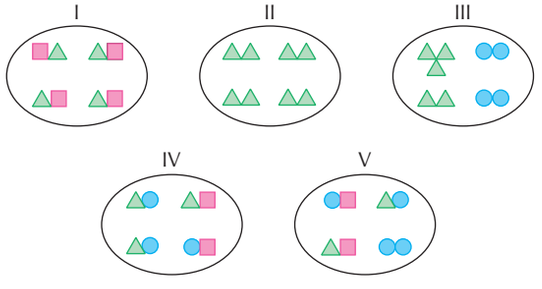
DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

45 (Mackenzie-SP) Água mineral engarrafada, propanona (C_3H_6O) e gás oxigênio são classificados, respectivamente, como:
a) substância pura composta, substância pura simples e mistura homogênea.
b) substância pura composta, mistura homogênea e substância pura simples.
c) mistura heterogênea, substância pura simples e substância pura simples.
d) mistura homogênea, substância pura composta e substância pura composta.
e) mistura homogênea, substância pura composta e substância pura simples.

46 (Ufes) Considere os seguintes sistemas:
I. nitrogênio e oxigênio;
II. etanol hidratado;
III. água e mercúrio;
Indique a alternativa correta.
a) Os três sistemas são homogêneos.
b) O sistema I é homogêneo e formado por substâncias simples.
c) O sistema II é homogêneo e formado por substâncias simples e compostas.
d) O sistema III é heterogêneo e formado por substâncias compostas.
e) O sistema III é uma solução formada por água e mercúrio.

47 (Univali-SC) No esquema a seguir estão representados cinco sistemas, formados por moléculas constituídas por três tipos de átomos, representados por △ ○ □.



Qual é a alternativa que identifica os sistemas I, II, III, IV e V corretamente?
a) Substância pura simples, substância pura composta, mistura de 2 componentes, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes.
b) Substância pura simples, substância pura composta, mistura de 3 componentes, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes.
c) Mistura de 2 componentes, substância pura composta, mistura de 3 componentes, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes.
d) Substância pura composta, substância pura simples, mistura de 3 componentes, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes.
e) Mistura de 2 componentes, substância pura composta, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes, mistura de 4 componentes.

48 (Cetef-PR) A maior parte das amostras de matéria na natureza é constituída por duas ou mais substâncias, isto é, as amostras são misturas. Diante disso, tornou-se necessária uma classificação para a matéria, seja ela natural ou sintética. Isso nos permite afirmar:
I. Uma substância pura pode ser definida como aquela cujas propriedades não podem ser modificadas por processos de purificação.
II. O ouro e o diamante são casos especiais de materiais que ocorrem naturalmente na forma de substâncias puras.
III. Uma mistura homogênea ou solução pode ser desdobrada através de métodos físicos adequados.
IV. Em uma amostra de material classificado como heterogêneo (suspensão), as propriedades são iguais em toda a sua extensão.
Das afirmações acima, somente são corretas:
a) I e II
b) I e III
c) I, II e III
d) III e IV
e) II e IV

49 (UFG-GO) São características das reações químicas (escolha as alternativas corretas):
a) formarem novo(s) material(is) ou substância(s);
b) serem reconhecidas pelas diferenças entre propriedades físicas dos reagentes e produtos;
c) ocorrerem com conservação de massas e segundo proporções fixas entre reagentes e produtos;
d) serem representadas por equações químicas;
e) ocorrerem com rearranjos de átomos;
f) ocorrerem absorvendo ou liberando energia.

50 (UFMG) As seguintes mudanças de cor são evidências de reações químicas em todos os casos, exceto:
a) a palha de aço úmida passa, com o tempo, de acinzentada para avermelhada.
b) o filamento de uma lâmpada acesa passa de cinza para amarelo esbranquiçado.
c) uma fotografia colorida exposta ao sol se desbota.
d) água sanitária descora uma calça *jeans*.
e) uma banana cortada escurece com o passar do tempo.

51 (UFMG) Um estudante listou os seguintes processos como exemplos de fenômenos que envolvem reações químicas:
I. adição de álcool à gasolina;
II. fermentação da massa na fabricação de pães;
III. obtenção de sal por evaporação da água do mar;
IV. precipitação da chuva;
V. queima de uma vela.
O número de erros cometidos pelo estudante é:
a) 0
b) 1
c) 2
d) 3

52 (Mackenzie-SP) Certas propagandas recomendam determinados produtos, destacando que são saudáveis por serem naturais, isentos de "química".
Um aluno atento percebe que essa afirmação é:
a) verdadeira, pois o produto é dito natural porque não é formado por substâncias químicas.
b) falsa, pois as substâncias químicas são sempre benéficas.
c) verdadeira, pois a Química só estuda materiais artificiais.
d) enganosa, pois confunde o leitor, levando-o a crer que "química" significa não-saudável, artificial.
e) verdadeira, somente se o produto oferecido não contiver água.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 72 29/5/05, 18:24

53 (UFCE-CE) A água (H_2O) sofre decomposição pela ação da corrente elétrica, produzindo hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2), segundo a reação equacionada abaixo.

$$H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2\ (g) + \frac{1}{2}O_2\ (g)$$

Baseado nestas informações, qual é a alternativa correta?

a) A água é uma substância pura simples e se decompõe em duas outras substâncias puras compostas: H_2 e O_2.
b) A água e o hidrogênio são substâncias puras compostas, e o oxigênio uma substância pura simples.
c) A água é uma mistura composta das substâncias H_2 e O_2, e o hidrogênio e o oxigênio são substâncias simples.
d) A água, o hidrogênio e o oxigênio são classificados como substâncias compostas.
e) O hidrogênio e o oxigênio são substâncias puras e não podem originar, por processos químicos, outras substâncias simples.

54 (UnB-DF) A utilização das reações químicas pelo homem é coisa muito antiga e comum a quase todos os povos: o fogo, a extração de pigmentos, a fermentação alcoólica, a cerâmica e a metalurgia são alguns exemplos dessa utilização. Nos dias de hoje, essa utilização chega a atingir proporções gigantescas, como se pode perceber pela enorme quantidade de "produtos químicos" que utilizamos. Por "produto químico" pode-se entender qualquer material em cuja obtenção tenha ocorrido uma transformação química controlada pelo homem.

A. P. Chagas. *Como se faz química: uma reflexão sobre a química e a atividade do químico.* Campinas: Unicamp, 1992, p. 13 (com adaptações).

A partir do texto, julgue os itens a seguir.

1. Apesar de o texto afirmar que a "utilização das reações químicas pelo homem é coisa muito antiga", a Química como atividade científica não é milenar.
2. As reações químicas são definidas como processos artificiais.
3. Os produtos químicos de uso diário são constituídos por átomos de elementos químicos naturais.
4. As reações químicas em um sistema podem ser identificadas pela mudança de propriedades físicas desse sistema.
5. Produtos químicos como detergentes e loções para a pele contêm mais de uma substância.

55 (Unigranrio-RJ) Comparando reagentes e produtos da reação: $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$, pode-se dizer que apresentam igual:

I. o número de átomos
II. o número de moléculas
III. a massa

Dessas afirmações, apenas:

a) I é correta
b) I e III são corretas
c) III é correta
d) II é correta
e) I e II são corretas

56 (Fatec-SP) Durante uma investigação criminal, o perito determinou o exame das roupas da vítima. Para isso, ordenou o seguinte procedimento: queimar totalmente uma amostra do tecido, recolher as cinzas em um frasco, tratá-las com água destilada, agitar e filtrar. O resíduo obtido no filtro, em estado de alta pureza, é o constituinte desejado. Certamente o perito criminal estava procurando:

a) perfume francês.
b) maconha.
c) cocaína.
d) ouro em pó.
e) sangue.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 03-QF1-PNLEM 73 29/5/05, 18:24

Capítulo 4

A EVOLUÇÃO DOS MODELOS ATÔMICOS

LAWRENCE MANNING/CORBIS-STOCK PHOTOS



Feixe de *laser*.

Tópicos do capítulo

1. O modelo atômico de Thomson

2. A descoberta da radioatividade

3. O modelo atômico de Rutherford

4. A identificação dos átomos

5. O modelo atômico de Rutherford-Bohr

6. O modelo dos orbitais atômicos

7. Os estados energéticos dos elétrons

8. A distribuição eletrônica

Leitura: *Usos das radiações eletromagnéticas*

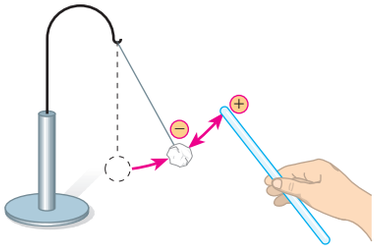
Apresentação do capítulo

O modelo de Dalton, imaginando o átomo como uma bolinha maciça e indivisível, fez a Química progredir muito no século XIX. Mas a ciência e suas aplicações em nosso cotidiano não param de evoluir. Ainda no século XIX, vários cientistas descobriram uma série de fenômenos, tais como a condução de corrente elétrica em certas soluções, o raio X etc. Originou-se, então, a suspeita de uma possível ligação entre matéria e energia elétrica. E surgiram perguntas: como explicar a corrente elétrica? E o raio X? Seria o átomo imaginado por Dalton suficiente para explicar esses novos fenômenos? Seria possível imaginar que o átomo tivesse alguma coisa "por dentro", ao contrário do que dizia Dalton?

Acontece que o átomo é extraordinariamente pequeno. Como então provar que ele tem algo a mais "por dentro"? A história dessa busca é uma verdadeira novela, que se iniciou no final do século XIX e continua até hoje, da qual alguns episódios serão detalhados a seguir.

1 O MODELO ATÔMICO DE THOMSON

Já no século VI a.C., o filósofo grego Tales de Mileto havia percebido que, atritando um bastão de resina chamada **âmbar** com um tecido ou pele de animal, o âmbar passava a atrair objetos leves, como folhas secas, fragmentos de palha etc. Daí surgiu o termo **eletricidade**, derivado de ***elektron***, palavra grega que significa âmbar. Na figura ao lado, um bastão de vidro, já atritado com um tecido de seda, está atraindo a bolinha de papel.



Bastão de vidro atraindo uma bolinha de papel.



EDUARDO SANTALUESTRA / CID

Um bastão de plástico atritado também atrai um filete de água.

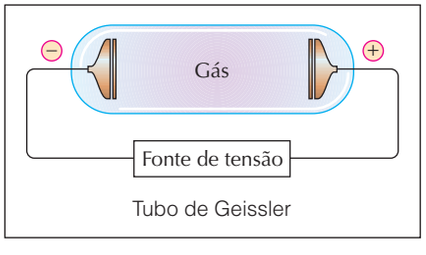


FRANCISCO ORTE GRAÑE / CID

Um pente de plástico atritado com lã atrai pedacinhos de papel.

Uma explicação razoável para os fenômenos que ilustramos é de que toda matéria, no estado normal, contém **partículas elétricas que se neutralizam mutuamente**; quando ocorre atrito, algumas dessas partículas tendem a migrar de um corpo para outro, tornando-os eletrizados.

Outra série de observações e experiências que abriu novos caminhos para o esclarecimento da estrutura atômica foi o estudo das **descargas elétricas em gases**. O exemplo mais comum desses fenômenos são os raios que "saltam" na atmosfera durante as tempestades. Em 1854 Heinrich Geissler desenvolveu um tubo de descarga constituído de um vidro largo, fechado e com eletrodos circulares em suas extremidades. Geissler notou que, quando produzia uma descarga elétrica no interior do tubo de vidro, com gás sob baixa pressão, a descarga deixava de ser barulhenta, e aparecia no tubo uma luz cuja cor dependia do gás, de sua pressão e da voltagem aplicada. É isso que acontece nos tubos luminosos de néon e nas lâmpadas fluorescentes atuais.



Tubo de Geissler



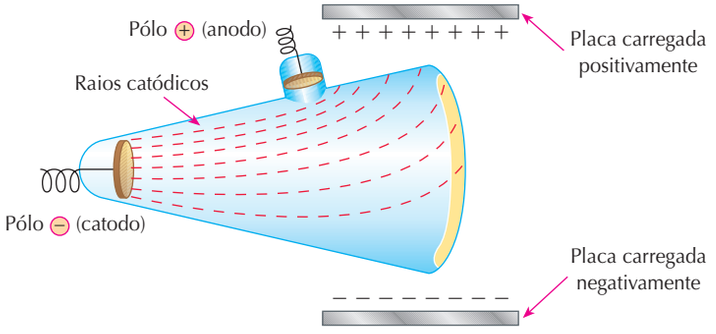
CID

Os "tubos de néon" são preenchidos com gases diferentes sob pressão muito baixa e, quando submetidos a tensões elétricas elevadas, produzem cores diferentes.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

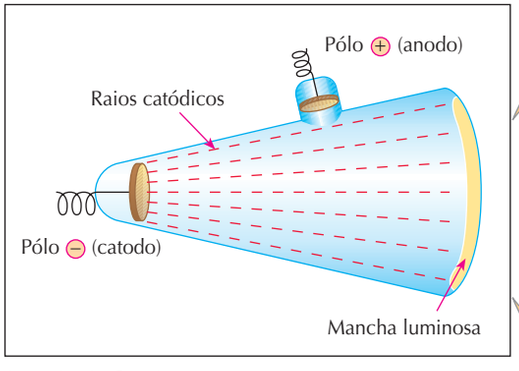
Capitulo 04-QF1-PNLEM 75 29/5/05, 18:28

Em 1875, William Crookes colocou gases muito rarefeitos (isto é, em pressões baixíssimas) em ampolas de vidro. Submetendo esses gases a voltagens elevadíssimas, apareceram emissões que foram denominadas **raios catódicos**. Quando submetidos a um campo elétrico uniforme e externo, gerado por duas placas planas paralelas e carregadas, esses raios sempre se desviam na direção e no sentido da placa que está carregada positivamente, o que prova que os raios catódicos são **negativos**.



Ampola de Crookes submetida a um campo elétrico externo e uniforme.

Outro dado muito importante é que esse desvio ocorre sempre do mesmo modo, **qualquer que seja o gás** no interior da ampola. Esses fatos levaram os cientistas a imaginar que os raios catódicos seriam formados por pequenas partículas negativas, e que essas partículas existem em toda e qualquer matéria. Essas partículas foram denominadas **elétrons**. Surgia assim, pela primeira vez na história, a idéia da existência de uma **partícula subatômica** (isto é, menor do que o átomo). Contrariando Dalton, começava-se a provar que o átomo pode ser dividido. Da ampola de Crookes derivam os aparelhos de raios X e os televisores modernos, como vemos na ilustração a seguir.

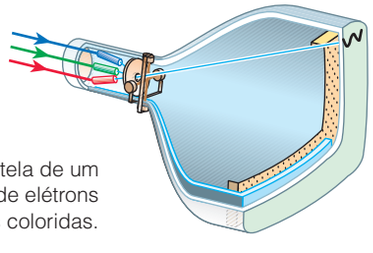


Ampola de Crookes.



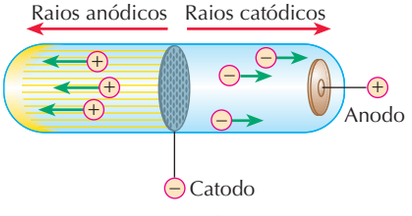
CID

Uso do raio X na odontologia.



Ao atingir o revestimento interno da tela de um televisor ou de um computador, um feixe de elétrons provoca a formação de imagens coloridas.

Uma complementação às experiências de Crookes foi feita em 1886 por Eugen Goldstein, que modificou a ampola de Crookes e descobriu os chamados **raios anódicos** ou **canais**. Esses raios são formados pelos "restos" dos átomos do gás, que sobram após terem seus elétrons arrancados pela descarga elétrica. Por terem perdido elétrons (cargas negativas), as partículas que formam os raios anódicos são positivas, o que pode ser demonstrado pelo desvio dessas partículas em presença de um campo elétrico ou de um campo magnético.



Ampola de Goldstein.

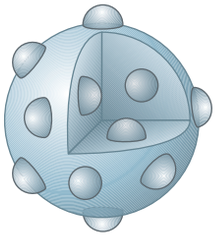
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em particular, quando o gás presente na ampola de Goldstein é o hidrogênio (cujos átomos são os mais leves que se conhecem), os raios canais apresentam o menor de todos os desvios verificados no campo elétrico ou no magnético. Imaginou-se então a existência de uma segunda partícula subatômica — **o próton** —, com carga positiva de valor igual à do elétron (capaz, portanto, de tornar o átomo de hidrogênio eletricamente neutro).

Para explicar os fenômenos anteriores, Joseph John Thomson propôs, em 1903, um novo modelo de átomo, formado por uma "pasta" positiva "recheada" pelos elétrons de carga negativa, o que garantia a neutralidade elétrica do modelo atômico (esse modelo ficou conhecido como "pudim de passas"). Começava-se, então, a admitir oficialmente a **divisibilidade do átomo** e a reconhecer a **natureza elétrica da matéria**.

O modelo atômico de Thomson explicava satisfatoriamente os seguintes fenômenos:

- **eletrização por atrito**, entendendo-se que o atrito separava cargas elétricas (parte das positivas em um corpo e igual parte das negativas em outro, como no caso do bastão atritado com tecido);
- **corrente elétrica**, vista como um fluxo de elétrons;
- **formação de íons** negativos ou positivos, conforme tivessem, respectivamente, excesso ou falta de elétrons;
- **descargas elétricas em gases**, quando os elétrons são arrancados de seus átomos (como na ampola de Crookes).



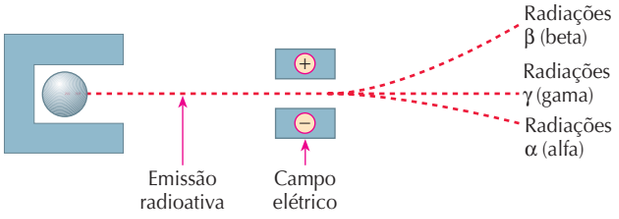
Representação do modelo atômico de Thomson.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



2 A DESCOBERTA DA RADIOATIVIDADE

Em 1896, o cientista francês Henri Becquerel descobriu que o elemento químico **urânio** emitia radiações semelhantes, em certos aspectos, aos raios X. Esse fenômeno passou a ser conhecido como **radioatividade**. Posteriormente, o casal Curie descobriu radioatividade ainda mais forte nos elementos químicos **polônio** e **rádio**. Em 1898, Ernest Rutherford verificou que algumas emissões radioativas se subdividiam, quando submetidas a um campo elétrico:



Joseph John Thomson



GARCIA-PELAYO / CID

Filho de um livreiro, nasceu em 1856, em Manchester (Inglaterra). Pretendia ser engenheiro, mas dificuldades financeiras devidas à morte de seu pai o levaram a estudar Matemática, Física e Química. Tornou-se professor em Cambridge, onde organizou o laboratório Cavendish, de grande importância nas pesquisas sobre estrutura atômica. Em 1906, recebeu o prêmio Nobel por seus trabalhos envolvendo as propriedades dos elétrons. Faleceu em 1940.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 77 29/5/05, 18:29

Desconfiou-se então de que as radiações α seriam formadas por partículas positivas (pois são atraídas pelo pólo negativo) e mais pesadas (pois desviam menos); as partículas β seriam partículas negativas e mais leves, e as radiações γ não teriam massa (o que só foi explicado mais tarde).

Refletindo sobre esse fenômeno, podemos concluir o seguinte: se a matéria é eletricamente neutra, seus átomos são, obrigatoriamente, neutros; conseqüentemente, a saída de partículas elétricas só será possível se esses átomos estiverem sofrendo alguma divisão. Note que reaparece aqui a idéia da divisibilidade do átomo e a da natureza elétrica da matéria (ou seja, a relação entre matéria e energia).

Atualmente a radioatividade é muito usada em vários ramos da atividade humana. Em medicina, por exemplo, materiais radioativos são usados na detecção de doenças do coração, da tireóide, do cérebro etc, e também em certos tratamentos, especialmente do câncer.

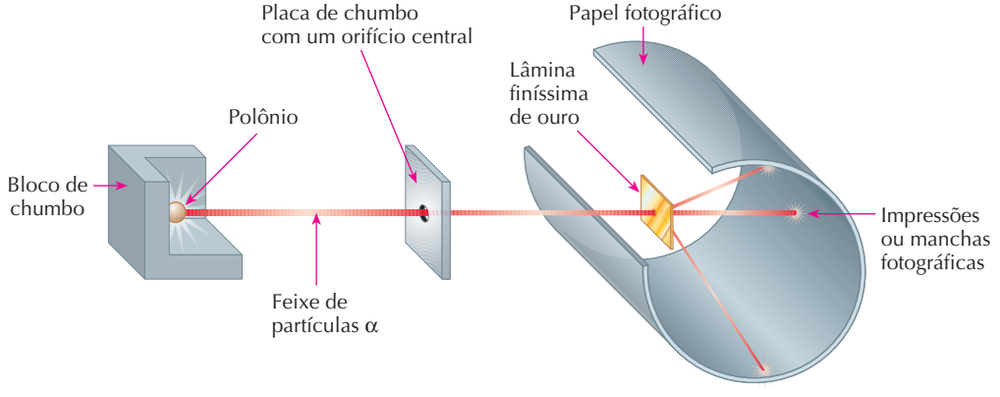


MARTIN DOHRN/SPL-STOCK PHOTOS

Radioterapia aplicada com o uso da bomba de cobalto no tratamento do câncer.

3 O MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD

Em 1911, Rutherford fez uma experiência muito importante, que veio alterar e melhorar profundamente a compreensão do modelo atômico. Resumidamente, a experiência é descrita a seguir.

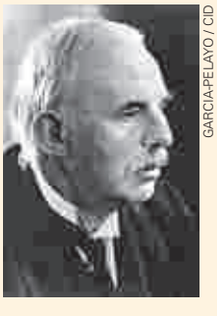


Acompanhando a figura acima, vemos então que um pedaço do metal polônio emite um feixe de partículas α, que atravessa uma lâmina finíssima de ouro. Rutherford observou, então, que a maior parte das partículas α atravessava a lâmina de ouro como se esta fosse uma peneira; apenas algumas partículas desviavam ou até mesmo retrocediam.

Como explicar esse fato?

Ernest Rutherford

Nasceu em Nelson (Nova Zelândia), em 1871. Foi professor no Canadá e na Inglaterra — nas universidades de Manchester e Cambridge. Trabalhou com ondas eletromagnéticas, raios X, radioatividade e teoria nuclear, e realizou a primeira transmutação artificial. Recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1908. Faleceu em 1937. Em sua homenagem, o elemento químico 104 foi chamado de **rutherfórdio** (Rf).

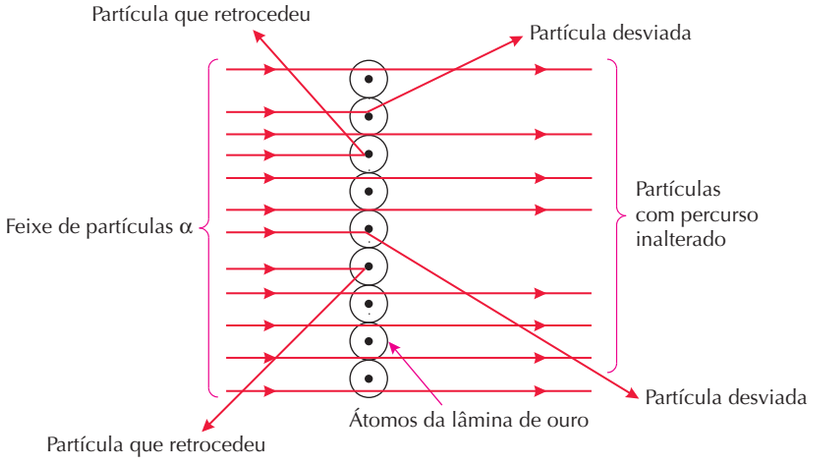


GARCIA-PELAYO / CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 78 29/5/05, 18:29

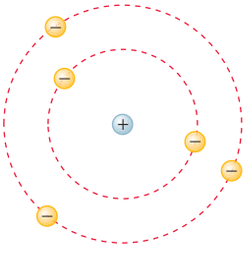
Rutherford viu-se obrigado a admitir que a lâmina de ouro não era constituída de átomos maciços e justapostos, como pensaram Dalton e Thomson. Ao contrário, ela seria formada por **núcleos** pequenos, densos e positivos, dispersos em grandes espaços vazios, como esquematizados a seguir:



Os grandes espaços vazios explicam por que a grande maioria das partículas α não sofre desvios. Entretanto, lembrando que as partículas α são positivas, é fácil entender que: no caso de uma partícula α passar próximo de um núcleo (também positivo), ela será fortemente desviada; no caso extremo de uma partícula α chocar diretamente com um núcleo, ela será repelida para trás.

Surge, porém, uma pergunta: se o ouro apresenta núcleos positivos, como explicar o fato de a lâmina de ouro ser eletricamente neutra?

Para completar seu modelo, Rutherford imaginou que ao redor do núcleo estavam girando os elétrons. Sendo negativos, os elétrons iriam contrabalançar a carga positiva do núcleo e garantir a neutralidade elétrica do átomo. Sendo muito pequenos e estando muito afastados entre si, os elétrons não iriam interferir na trajetória das partículas α.

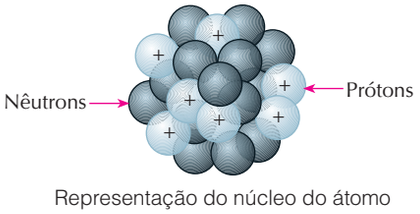


Representação esquemática do modelo atômico de Rutherford.

Em resumo, o átomo seria semelhante ao sistema solar: o núcleo representaria o Sol; e os elétrons seriam os planetas, girando em órbitas circulares e formando a chamada **eletrosfera**. A figura ao lado representa o **modelo atômico de Rutherford** (1911).

Hoje, sabemos que o tamanho do átomo é 10.000 a 100.000 vezes maior que o de seu núcleo. Para efeito de comparação, podemos imaginar o núcleo atômico como sendo uma formiga no centro de um estádio como o Maracanã (observe que o modelo apresentado acima está totalmente fora de proporção, pois o núcleo representado é enorme em relação ao tamanho do átomo).

No modelo atômico de Rutherford surgiu, porém, uma dúvida muito importante: se o núcleo atômico é formado por partículas positivas, por que essas partículas não se repelem e o núcleo não desmorona? A resposta veio em 1932, quando o cientista James Chadwick verificou que o núcleo do elemento berílio radioativo emite **partículas sem carga elétrica** e de massa praticamente igual à dos prótons. Essa partícula foi denominada **nêutron** — confirmando-se assim a existência da **terceira partícula subatômica**. De certa maneira, os nêutrons "isolam" os prótons, evitando suas repulsões e o conseqüente "desmoronamento" do núcleo.

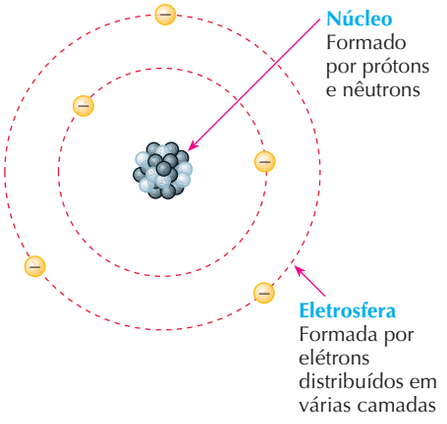


Representação do núcleo do átomo

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 79 6/7/05, 14:27

Podemos, agora, ilustrar esquematicamente a estrutura atômica do seguinte modo:



Novos estudos foram feitos visando estabelecer as relações entre as massas e as intensidades das cargas elétricas dos prótons, nêutrons e elétrons. Concluiu-se então que, adotando-se como padrão, para o próton, massa = 1 e carga elétrica = +1, resultam os seguintes valores aproximados:

Partícula	Massa	Carga elétrica
Próton	1	+1
Nêutron	1	0
Elétron	$\frac{1}{1.836}$	−1

Observe que a massa de um elétron é cerca de 1.836 vezes menor que a de um próton ou de um nêutron. Conseqüentemente, a perda ou ganho de elétrons, por parte de um átomo (que irá transformá-lo num íon positivo ou negativo), não irá praticamente alterar sua massa.

ATIVIDADES PRÁTICAS

1ª

Materiais

• 1 régua de plástico • 1 bastão de vidro • 1 pedaço de tecido de lã • 1 pedaço de flanela • pedaços pequenos de papel

Procedimento

• Aproxime a régua de um pedacinho de papel. • Observe se ocorre alguma coisa e anote em seu caderno. • Agora, atrite a régua em um pedaço de tecido de lã e coloque-a próxima a um pedacinho de papel. • Anote as observações feitas em seu caderno. • Repita o procedimento substituindo o tecido de lã pela flanela. • Aproxime o bastão de vidro de um pedacinho de papel. • Observe se ocorre alguma coisa e anote em seu caderno. • Agora, atrite o bastão de vidro em um pedaço de tecido de lã e coloque-o próximo a um pedacinho de papel. • Anote as observações em seu caderno. • Repita o procedimento substituindo o tecido de lã pela flanela.

Perguntas

1) O que aconteceu quando a régua foi colocada próxima ao pedaço de papel antes e depois do atrito? Tente explicar.
2) O que ocorreu quando o bastão de vidro foi colocado próximo ao pedaço de papel antes e depois do atrito? Tente explicar.

2ª

Materiais

• 1 régua de plástico • 1 bastão de vidro • 1 pedaço de tecido de lã

Procedimento

• Abra uma torneira de modo que obtenha um filete fino e uniforme de água. • Aproxime, sem encostar, a régua de plástico do filete de água. • Anote as observações feitas em seu caderno. • Atrite a régua com o tecido de lã e aproxime-a novamente do filete de água. • Anote as observações em seu caderno. • Repita o procedimento substituindo a régua pelo bastão de vidro.

Perguntas

1) O que ocorreu quando a régua foi colocada próxima ao filete de água antes e depois do atrito? Tente explicar.
2) O que ocorreu quando o bastão de vidro foi colocado próximo ao filete de água antes e depois do atrito? Tente explicar.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Explique como foi a primeira observação de que se tem notícia, responsável pelo surgimento do termo eletricidade.

b) Quais as aplicações práticas decorrentes da descarga elétrica em gases rarefeitos?

c) Quais as emissões descobertas em materiais radioativos?

d) Segundo o modelo de Rutherford, do que é formado o átomo?

e) O que Chadwick descobriu?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 80 29/5/05, 18:29

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

1 (Fuvest-SP) Thomson determinou, pela primeira vez, a relação entre a massa e a carga do elétron, o que pode ser considerado como a descoberta do elétron. É reconhecida como uma contribuição de Thomson ao modelo atômico,
a) o átomo ser indivisível.
b) a existência de partículas subatômicas.
c) os elétrons ocuparem níveis discretos de energia.
d) os elétrons girarem em órbitas circulares ao redor do núcleo.
e) o átomo possuir um núcleo com carga positiva e uma eletrosfera.

2 (UCB-DF) Rutherford, ao fazer incidir partículas radioativas em lâmina metálica de ouro, observou que a maioria das partículas atravessava a lâmina, algumas desviavam e poucas refletiam. Identifique, dentre as afirmações a seguir, aquela que não reflete as conclusões de Rutherford sobre o átomo.
a) Os átomos são esferas maciças e indestrutíveis.
b) No átomo há grandes espaços vazios.
c) No centro do átomo existe um núcleo pequeno e denso.
d) O núcleo do átomo tem carga positiva.
e) Os elétrons giram ao redor do núcleo para equilibrar a carga positiva.

3 (Osec-SP) Eletrosfera é a região do átomo que:
a) concentra praticamente toda a massa do átomo.
b) contém as partículas de carga elétrica positiva.
c) possui partículas sem carga elétrica.
d) permanece inalterada na formação dos íons.
e) tem volume praticamente igual ao volume do átomo.

4 Vamos supor que 1 nêutron "pesasse" 1 kg. Quanto "pesaria" aproximadamente um átomo com 11 prótons, 12 nêutrons e 11 elétrons? Qual seria a carga desse átomo?

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

5 (Univali-SC) Leia o texto a seguir:

"Há 100 anos, a ciência dividiu o que era então considerado indivisível. Ao anunciar, em 1897, a descoberta de uma nova partícula que habita o interior do átomo, o elétron, o físico inglês Joseph John Thomson mudou dois mil anos da história que começou quando filósofos gregos propuseram que a matéria seria formada por diminutas porções indivisíveis, uniformes, duras, sólidas e eternas. Cada um desses corpúsculos foi denominado átomo, o que, em grego, quer dizer "não-divisível". A descoberta do elétron inaugurou a era das partículas elementares e foi o primeiro passo do que seria no século seguinte uma viagem fantástica ao microuniverso da matéria".

Ciência Hoje, vol. 22, n. 131, 1997.

A respeito das idéias contidas no texto, está correta a alternativa:
a) A partir da descoberta dos elétrons, foi possível determinar as massas dos átomos.
b) Faz cem anos que se descobriu que os átomos não são os menores constituintes da matéria.
c) Os elétrons são diminutas porções indivisíveis, uniformes, duros, sólidos, eternos e são considerados as partículas fundamentais da matéria.
d) Os átomos, apesar de serem indivisíveis, são constituídos por elétrons, prótons e nêutrons.
e) Com a descoberta do elétron, com carga negativa, pôde-se concluir que deveriam existir outras partículas, os nêutrons, para justificar a neutralidade elétrica do átomo.

6 (UFMG) Na experiência de espalhamento de partículas alfa, conhecida como "experiência de Rutherford", um feixe de partículas alfa foi dirigido contra uma lâmina finíssima de ouro, e os experimentadores (Geiger e Marsden) observaram que um grande número dessas partículas atravessava a lâmina sem sofrer desvios, mas que um pequeno número sofria desvios muito acentuados. Esse resultado levou Rutherford a modificar o modelo atômico de Thomson, propondo a existência de um núcleo de carga positiva, de tamanho reduzido e com, praticamente, toda a massa do átomo.
Qual é a alternativa que apresenta o resultado que era previsto para o experimento de acordo com o modelo de Thomson?
a) A maioria das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer desvios e um pequeno número sofreria desvios muito pequenos.
b) A maioria das partículas sofreria grandes desvios ao atravessar a lâmina.
c) A totalidade das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer nenhum desvio.
d) A totalidade das partículas ricochetearia ao se chocar contra a lâmina de ouro, sem conseguir atravessá-la.

7 Se 1 prótron "pesasse" 1 t, quanto "pesaria", aproximadamente, 1 nêutron e 1 elétron?

4 A IDENTIFICAÇÃO DOS ÁTOMOS

A identificação de coisas e pessoas por meio de números é muito comum em nosso cotidiano. Os automóveis são identificados pelo número da placa (ou do motor, ou do chassi). As pessoas são identificadas pelo RG (número da carteira de identidade), ou pelo número do CPF (da Receita Federal).

O número de prótons, de nêutrons e de elétrons constitui dado importante para identificar um átomo. Por isso, vamos definir alguns conceitos que estão diretamente relacionados a esses números.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 81 6/7/05, 14:27

4.1. Número atômico

Número atômico (*Z*) é o número de prótons existentes no núcleo de um átomo.

Num átomo normal, cuja carga elétrica é zero, o número de prótons é igual ao número de elétrons. Quando se diz que o átomo de sódio (Na) tem número atômico 11, isso quer dizer que, no núcleo desse átomo, existem 11 prótons e, conseqüentemente, existem 11 elétrons na eletrosfera.

4.2. Número de massa

Número de massa (*A*) é a soma do número de prótons (*Z*) e de nêutrons (*N*) existentes num átomo.

Portanto:

$$A = Z + N$$

É o número de massa que nos informa se um átomo tem massa maior do que outro átomo. Isso é lógico, pois apenas os prótons e nêutrons tem massa significativa, uma vez que a massa dos elétrons é desprezível, se comparada à dessas duas partículas.

Vejamos o exemplo: o átomo de sódio tem 11 prótons, 12 nêutrons e 11 elétrons.

Temos, então, para o elemento químico sódio:

- número atômico: $Z = 11$ (número de prótons = número de elétrons = 11);
- número de nêutrons: $N = 12$;
- número de massa: $A = Z + N = 11 + 12 = 23$.

4.3. Elemento químico

Elemento químico é o conjunto de átomos com o mesmo número atômico (*Z*).

Veja que o número atômico é muito importante, pois identifica o elemento químico (o que foi proposto em 1914, por Moseley). Assim, quando falamos no elemento químico sódio, estamos falando dos átomos com número atômico 11. Outros exemplos:

- o número atômico 17 identifica os átomos de cloro;
- o número atômico 26 identifica os átomos de ferro; etc.

A notação geral de um átomo é:

$${}^{A}_{Z}X \quad \text{ou} \quad {}_{Z}X^{A}$$

Número de massa

Número atômico

Por exemplo: ${}^{35}_{17}C\ell$ ou ${}_{17}C\ell^{35}$ indica um átomo de cloro que possui 17 prótons e 18 nêutrons no núcleo. Seu número de massa é, pois $17 + 18 = 35$.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 82 6/7/05, 14:28

4.4. Íons

Um átomo, em seu estado normal, é eletricamente neutro, ou seja, o número de elétrons na eletrosfera é igual ao número de prótons do núcleo, e em conseqüência suas cargas se anulam.

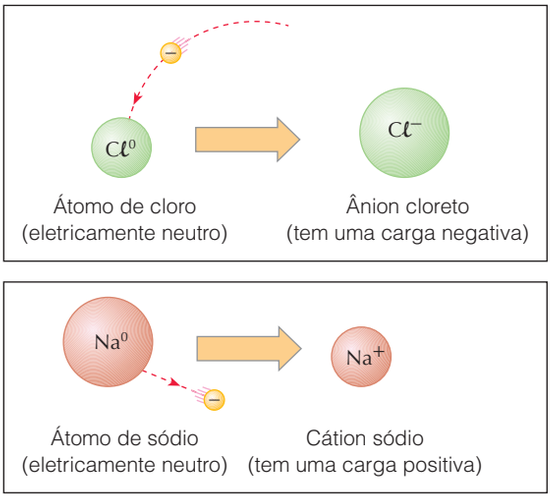
Um átomo pode, porém, ganhar ou perder elétrons da eletrosfera, sem sofrer alterações em seu núcleo, resultando daí partículas denominadas **íons**.

Quando um átomo ganha elétrons, ele se torna um **íon negativo**, também chamado **ânion**. Por exemplo: o átomo normal de cloro tem 17 prótons, 18 nêutrons e **17 elétrons**. Ele pode ganhar 1 elétron e transformar-se em **ânion cloreto ($C\ell^-$)**, que terá 17 prótons, 18 nêutrons e **18 elétrons**.

Quando um átomo perde elétrons, ele se torna um **íon positivo**, também chamado **cátion**. Por exemplo: o átomo de sódio (Na) tem 11 prótons, 12 nêutrons e **11 elétrons**. Ele pode perder 1 elétron, tornando-se um **cátion sódio (Na^+)** com 11 prótons, 12 nêutrons e **10 elétrons**.

Observe que, quando um átomo ganha elétrons, seu tamanho aumenta; quando ele perde elétrons, diminui de tamanho; mas em ambos os casos sua massa praticamente não se altera, pois a massa do elétron é desprezível.

(Esquemas com uso de cores-fantasia; sem escala)



Os íons estão sempre presentes em nosso dia-a-dia. Um perfeito equilíbrio entre os íons Na^+ e K^+, por exemplo, é fundamental para o funcionamento das células de nosso organismo. Ao colocarmos sal (cloreto de sódio) em nossos alimentos, estamos na verdade colocando íons Na^+ e $C\ell^-$.

4.5. Isótopos, isóbaros e isótonos

Examinando o número atômico (***Z***), o número de nêutrons (***N***) e o número de massa (***A***) de diferentes átomos, podemos encontrar conjuntos de átomos com um ou outro número igual. A partir daí surgiram alguns novos conceitos que agora passamos a definir:

> **Isótopos** são átomos com mesmo número de prótons (***Z***) e diferente número de massa (***A***).

Conclui-se, facilmente, que os isótopos são átomos do **mesmo elemento químico** que possuem diferentes números de nêutrons, resultando daí números de massa diferentes. Exemplos:

$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$ ($Z = 1$)

Isótopos de hidrogênio

$^{16}_{8}O$ $^{17}_{8}O$ $^{18}_{8}O$ ($Z = 8$)

Isótopos de oxigênio

Cada isótopo é também chamado de **nuclídeo**. Os três isótopos de hidrogênio, $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$, $^{3}_{1}H$, têm nomes especiais, a saber, **hidrogênio**, **deutério** e **trítio**, respectivamente; isso não acontece com os demais, de modo que os três isótopos do oxigênio, mencionados acima, são conhecidos apenas como oxigênio-16, oxigênio-17 e oxigênio-18.

A **isotopia** é um fenômeno muito comum na natureza. Podemos dizer que praticamente todos os elementos químicos naturais são formados por mistura de isótopos. Por exemplo, o elemento químico cloro é formado por, aproximadamente, 75% de cloro-35 ($^{35}_{17}C\ell$) e 25% de cloro-37 ($^{37}_{17}C\ell$), em massa; observe que, em qualquer composto de cloro existente na Terra, iremos sempre encontrar essa mesma mistura isotópica — 75% de cloro-35 e 25% de cloro-37.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 83 29/5/05, 18:29

Na natureza existem cerca de 90 elementos químicos diferentes. No entanto, já são conhecidos milhares de isótopos diferentes — sejam os naturais, sejam os obtidos artificialmente. Dentre os isótopos artificiais, destacam-se os radioativos, que têm extensa aplicação prática em nossos dias, como na medicina (iodo –131, para mapeamento da tiróide), na agricultura (fósforo-32, usado no estudo do metabolismo dos vegetais) etc.

É importante também notar que os isótopos têm **propriedades químicas iguais** (que dependem da estrutura da eletrosfera) e **propriedades físicas diferentes** (que dependem da massa do átomo). Assim, por exemplo, embora o hidrogênio (H) e o deutério (D) sejam ambos gasosos, a densidade (propriedade física) do deutério gasoso é o dobro da do hidrogênio. Ambos reagem com o oxigênio, formando água (propriedade química igual) — o hidrogênio forma a água comum (H_2O), de densidade igual a 1,0 g/mL; já o deutério forma a chamada **água pesada** (D_2O), pois tem densidade igual a 1,1 g/mL (veja que até seus compostos têm propriedades físicas diferentes).

Isóbaros são átomos de diferentes números de prótons (elementos diferentes), mas que possuem o mesmo número de massa (***A***).

Conclui-se que os isóbaros são átomos de **elementos químicos diferentes**, mas que possuem a mesma massa, porque um maior número de prótons é compensado por um menor número de nêutrons e vice-versa. Exemplos:

$^{40}_{19}K$ $\qquad$ $^{40}_{20}Ca$ $\qquad$ ($A = 40$)

Isóbaros

$^{42}_{20}Ca$ $\qquad$ $^{42}_{21}Sc$ $\qquad$ $^{42}_{22}Ti$ $\qquad$ ($A = 42$)

Isóbaros

Os isóbaros têm propriedades físicas e químicas diferentes.

Isótonos são átomos de diferentes números de prótons (elementos diferentes), diferentes números de massa, porém com mesmo número de nêutrons (***N***).

Exemplo:

$^{37}_{17}C\ell$ $\qquad$ $^{40}_{20}Ca$

Isótonos

O átomo de cloro tem: $N = A - Z = 37 - 17 = 20 \Rightarrow N = 20$ nêutrons
O átomo de cálcio tem: $N = A - Z = 40 - 20 = 20 \Rightarrow N = 20$ nêutrons
Os isótonos têm propriedades físicas e químicas diferentes.

REVISÃO — **Responda em seu caderno**

a) O que é número atômico?
b) O que é número de massa?
c) O que é elemento químico?
d) O que são isótopos?
e) O que são isóbaros?
f) O que são isótonos?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

8 (UFPE) Isótopos radioativos são empregados no diagnóstico e tratamento de inúmeras doenças. Qual é a principal propriedade que caracteriza um elemento químico?
a) número de massa
b) número de prótons
c) número de nêutrons
d) energia de ionização
e) diferença entre o número de prótons e de nêutrons

Exercício resolvido

9 Quais são os números de prótons (Z), de massa (A), de nêutrons (N) e de elétrons (E) de um átomo de potássio ($^{39}_{19}K$) em seu estado normal?

Resolução

O número de prótons $Z = 19$, e o número de massa, $A = 39$, já estão indicados na representação $^{39}_{19}K$. O número de nêutrons é $N = A - Z = 39 - 19 = 20$. O número de elétrons é $E = Z = 19$, pois o átomo em seu **estado normal** significa **átomo neutro**, onde o número de elétrons deve ser igual ao número de prótons.

10 (Unifor-CE) Dentre as espécies químicas:

$$^{9}_{5}B,\ ^{10}_{5}B,\ ^{11}_{5}B \qquad\qquad ^{10}_{6}C,\ ^{12}_{6}C,\ ^{14}_{6}C$$

as que representam átomos cujos núcleos possuem 6 nêutrons são:
a) $^{10}_{6}C$ e $^{12}_{6}C$
b) $^{11}_{5}B$ e $^{12}_{6}C$
c) $^{10}_{5}B$ e $^{11}_{5}B$
d) $^{9}_{5}B$ e $^{14}_{6}C$
e) $^{14}_{6}C$ e $^{10}_{5}B$

11 (UFMA) Em um átomo com 22 elétrons e 26 nêutrons, seu número atômico e número de massa são, respectivamente:
a) 22 e 26
b) 26 e 48
c) 26 e 22
d) 48 e 22
e) 22 e 48

Exercício resolvido

12 Quais são os números Z, A, N e E de um cátion potássio (K^+), com carga elétrica +1?

Resolução

No cátion potássio (K^+), os números de prótons ($Z = 19$), de massa ($A = 39$) e de nêutrons ($N = 20$) são iguais ao do próprio átomo de potássio, como calculamos no exercício 9, pois esses números referem-se ao núcleo do átomo. A eletrosfera, porém, **perdeu um elétron**, no instante em que o átomo neutro de potássio (K^0) se transformou em **cátion potássio** (K^+). Temos, então, $E = 18$ elétrons.

13 (UFG-GO) O número de prótons, nêutrons e elétrons representados por $^{138}_{56}Ba^{2+}$ é, respectivamente:
a) 56, 82 e 56
b) 56, 82 e 54
c) 56, 82 e 58
d) 82, 138 e 56
e) 82, 194 e 56

14 (UFPE) Isótopos radioativos de iodo são utilizados no diagnóstico e tratamento de problemas da tireóide, e são, em geral, ministrados na forma de sais de iodeto. O número de prótons, nêutrons e elétrons no isótopo 131 do iodeto $^{131}_{53}I^-$ são, respectivamente:
a) 53, 78 e 52
b) 53, 78 e 54
c) 53, 131 e 53
d) 131, 53 e 131
e) 52, 78 e 53

15 (FGV-SP) Um certo íon negativo, X^{3-}, tem carga negativa −3, sendo seu número total de elétrons 36 e seu número de massa 75. Podemos dizer que seu número atômico e número de nêutrons são, respectivamente:
a) 36 e 39
b) 36 e 42
c) 33 e 42
d) 33 e 39
e) 36 e 75

16 (UFSM-RS) Analise as seguintes afirmativas:
I. Isótopos são átomos de um mesmo elemento que possuem mesmo número atômico e diferente número de massa.
II. O número atômico de um elemento corresponde ao número de prótons no núcleo de um átomo.
III. O número de massa corresponde à soma do número de prótons e do número de elétrons de um elemento.
Está(ão) correta(s):
a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e II.
e) apenas II e III.

17 (UFPA) Os isótopos do hidrogênio receberam os nomes de prótio (^1_1H), deutério (^2_1H) e trítio (^3_1H). Nesses átomos os números de nêutrons são, respectivamente, iguais a:
a) 0, 1 e 2
b) 1, 1 e 1
c) 1, 1 e 2
d) 1, 2 e 3
e) 2, 3 e 4

18 (PUC-MG) Considere os seguintes dados:

Átomo	Prótons	Nêutrons	Elétrons
I	40	40	40
II	42	38	42

Os átomos I e II:
a) são isótopos.
b) são do mesmo elemento.
c) são isóbaros.
d) são isótonos.
e) têm o mesmo número atômico.

19 Um átomo possui 19 prótons, 20 nêutrons e 19 elétrons. Qual dos seguintes átomos é seu isótono?
a) $^{21}_{19}A$
b) $^{20}_{19}B$
c) $^{38}_{18}C$
d) $^{58}_{39}D$
e) $^{39}_{20}E$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 85 29/5/05, 18:29

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

20 (Mackenzie-SP) O número de prótons, de elétrons e de nêutrons do átomo $^{35}_{17}C\ell$ é, respectivamente:
a) 17, 17, 18 c) 17, 18, 18 e) 52, 35, 17
b) 35, 17, 18 d) 17, 35, 35

21 (UFV-MG) Observe a tabela abaixo:

Elemento neutro	*X*	*Y*
Número atômico	13	*D*
Número de prótons	*A*	15
Número de elétrons	*B*	15
Número de nêutrons	*C*	16
Número de massa	27	*E*

Os valores corretos de *A*, *B*, *C*, *D* e *E* são, respectivamente:
a) 13, 14, 15, 16, 31 d) 13, 13, 14, 15, 31
b) 14, 14, 13, 16, 30 e) 15, 15, 12, 30, 31
c) 12, 12, 15, 30, 31

22 (UCDB-MS) O isótopo mais abundante do alumínio é o $^{27}_{13}A\ell$
Os números de prótons, nêutrons e elétrons do íon $A\ell^{3+}$ deste isótopo são, respectivamente:
a) 13, 14 e 10 c) 10, 14 e 13 e) 10, 40 e 10
b) 13, 14 e 13 d) 16, 14 e 10

23 (Mackenzie-SP) O íon X^{3-} tem 36 elétrons e 42 nêutrons. O átomo neutro *X* apresenta número atômico e número de massa, respectivamente:
a) 42 e 78 c) 30 e 72 e) 36 e 75
b) 36 e 78 d) 33 e 75

24 (UFSM-RS) Observe as colunas:

COLUNA I	COLUNA II
Átomo ou íon	Nº de prótons, de elétrons e de nêutrons, respectivamente
1. $^{35}_{17}C\ell^-$	a. 1, 1, 0
2. $^{56}_{26}Fe$	b. 13, 10, 14
3. $^{1}_{1}H$	c. 17, 18, 18
4. $^{27}_{13}A\ell^{3+}$	d. 26, 26, 30
5. $^{31}_{15}P$	e. 15, 15, 16
	f. 1, 2, 1

A associação correta entre as colunas é:
a) 1c – 2d – 3a – 4b – 5e
b) 1f – 2c – 3b – 4a – 5d
c) 1c – 2e – 3b – 4d – 5f
d) 1b – 2d – 3f – 4c – 5a
e) 1d – 2a – 3c – 4b – 5f

25 Alguns estudantes de Química, avaliando seus conhecimentos relativos a conceitos básicos para o estudo do átomo, analisam as seguintes afirmativas:
I. Átomos isótopos são aqueles que possuem mesmo número atômico e números de massa diferentes.
II. O número atômico de um elemento corresponde à soma do número de prótons com o de nêutrons.
III. O número de massa de um átomo, em particular, é a soma do número de prótons com o de elétrons.
IV. Átomos isóbaros são aqueles que possuem números atômicos diferentes e mesmo número de massa.
V. Átomos isótonos são aqueles que apresentam números atômicos diferentes, números de massa diferentes e mesmo número de nêutrons.
Esses estudantes concluem, corretamente, que as afirmativas verdadeiras são as indicadas por:
a) I, III e V
b) I, IV e V
c) II e III
d) II, III e V
e) II e V

26 (UFF-RJ) A tabela seguinte fornece o número de prótons e o número de nêutrons existentes no núcleo de vários átomos.

Átomo	Nº de prótons	Nº de nêutrons
a	34	45
b	35	44
c	33	42
d	34	44

Considerando os dados da tabela, o átomo isótopo de *a* e o átomo que tem o mesmo número de massa do átomo *a* são, respectivamente:
a) *d* e *b*
b) *c* e *d*
c) *b* e *c*
d) *b* e *d*
e) *c* e *b*

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

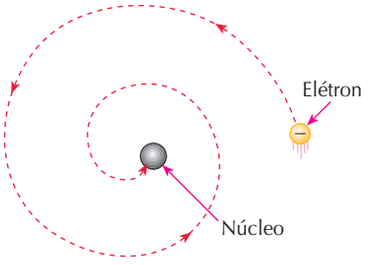
5 O MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD-BOHR

5.1. Introdução

O modelo atômico de Rutherford, que descrevemos nas páginas anteriores, foi um grande passo para a compreensão da estrutura interna do átomo. Mas esse modelo tinha algumas deficiências. De fato, Rutherford foi obrigado a admitir que os elétrons giravam ao redor do núcleo, pois, sem movimento,os elétrons (que são negativos) seriam atraídos pelo núcleo (que é positivo); conseqüentemente, iriam de encontro ao núcleo, e o átomo se "desmontaria" — mas essa ocorrência nunca foi observada.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 86 29/5/05, 18:30

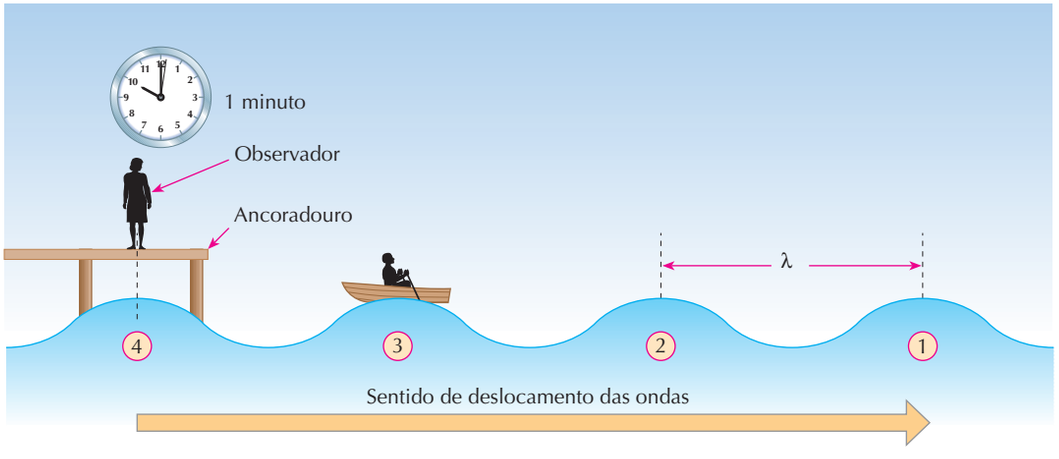
No entanto, ao admitir o movimento de rotação dos elétrons em torno do núcleo, Rutherford acabou criando outro paradoxo. De fato, diz a Física Clássica que toda partícula elétrica em movimento circular (como seria o caso dos elétrons) está constantemente emitindo energia. Ora, se o elétron segue liberando (perdendo) energia, sua velocidade de rotação ao redor do núcleo teria de diminuir com o tempo. Desse modo, o elétron acabaria indo de encontro ao núcleo, descrevendo um movimento espiralado. Como sair então desse impasse? É o que explicaremos nos itens seguintes.



Essas últimas dúvidas servem para mostrar, mais uma vez, de que maneira a ciência evolui — aos poucos, enfrentando as contradições apontadas por novas observações e experiências, sempre em busca de modelos mais satisfatórios.

5.2. Um breve estudo das ondas

A solução para os impasses apontados no item anterior começou a surgir com a **mecânica ondulatória**. Vamos então fazer um pequeno estudo das ondas. O exemplo mais simples é o das ondas do mar:



Alguns dados importantes podem ser notados por um observador parado no ancoradouro:

- o número de ondas que passam pelo ancoradouro por unidade de tempo, o que é chamado de **freqüência** e representado pela letra ***f*** (na figura acima, passam 4 ondas por minuto); a freqüência pode ser medida em **ciclos por minuto** ou em **ciclos por segundo**, que é denominado **hertz** (símbolo **Hz**), em homenagem ao físico Heinrich Hertz;
- a distância entre duas cristas consecutivas, o que é chamado de **comprimento de onda** e representado pela letra grega λ (lambda); o comprimento de onda é medido em metros (ou seus múltiplos e submúltiplos);
- a velocidade de passagem das ondas, que é chamada de **velocidade de propagação**, representada por ***v*** e medida em metros por minuto.

Essas três grandezas físicas — a velocidade de propagação (v), o comprimento de onda (λ) e a freqüência (f) — caracterizam a onda, e relacionam-se de acordo com a seguinte fórmula matemática:

$$v = \lambda f$$

No exemplo da figura acima, se pelo ancoradouro estiverem passando 4 ondas por minuto e o comprimento de onda for de 0,5 metro, teremos então:

$$v = 0{,}5 \cdot 4 \Rightarrow v = 2 \text{ m/min}$$

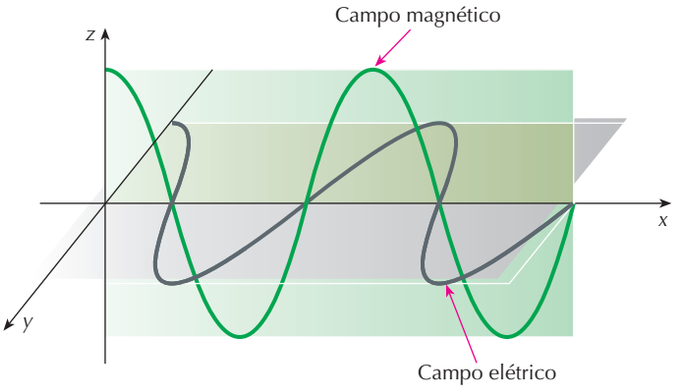
isto é, ondas com velocidade de 2 metros por minuto.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 87 13/7/05, 11:43

5.3. As ondas eletromagnéticas

Para a continuação de nossos estudos é importante considerar agora as chamadas **ondas eletromagnéticas**. Essas ondas são formadas pela oscilação simultânea de um campo elétrico e de um campo magnético perpendiculares entre si.

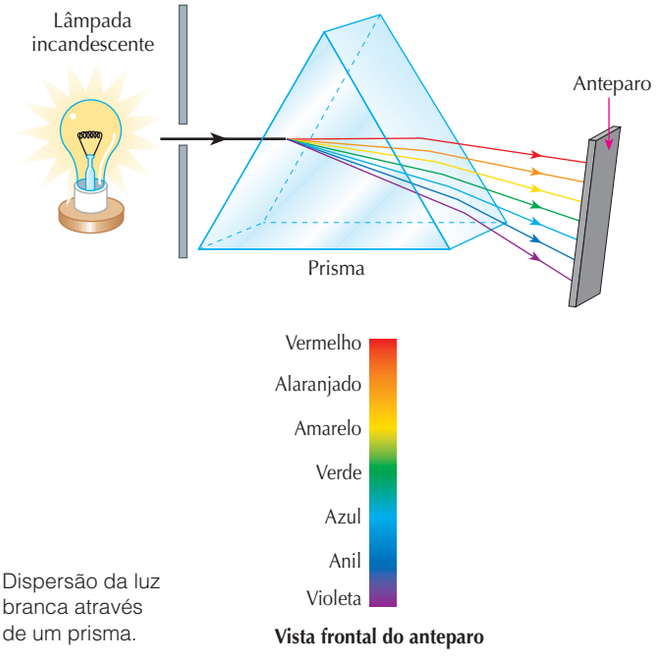


A **onda eletromagnética** se desloca na direção do eixo *x*; o campo elétrico oscila na direção do plano *xy*; e o campo magnético, na direção do plano *xz*.

Em nosso cotidiano, o exemplo mais comum de onda ou oscilação eletromagnética é a **luz**. Uma observação de grande importância é notar o comportamento da luz ao atravessar um prisma de vidro. Um feixe de **luz branca** (luz solar ou de uma lâmpada incandescente comum) se decompõe em várias cores, que formam o chamado **espectro luminoso**, conforme mostramos na ilustração a seguir:



J. GUTIERREZ SANCHEZ / CID



Dispersão da luz branca através de um prisma.

A ilustração acima mostra um **espectro contínuo**, pois as cores vão variando gradativamente do vermelho ao violeta — que são os dois limites extremos para nossa visão. Fenômeno idêntico ocorre na formação do **arco-íris**, em que as gotículas de água no ar agem sobre a luz do mesmo modo que o prisma de vidro.

OS BICHOS



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

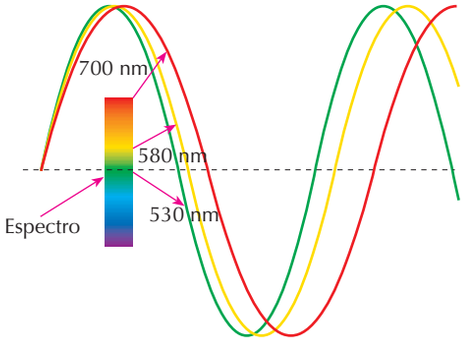
Capitulo 04-QF1-PNLEM 88 22/6/05, 15:08

Qual é a diferença entre uma cor e outra? Hoje sabemos que a diferença reside nos **comprimentos de onda** e nas **freqüências**, que variam para cada cor. Em um semáforo, por exemplo, temos as cores:

- verde, com $\lambda = 530$ nm
- amarelo, com $\lambda = 580$ nm
- vermelho, com $\lambda = 700$ nm

(nm = nanômetro = 10^{-9} metros)

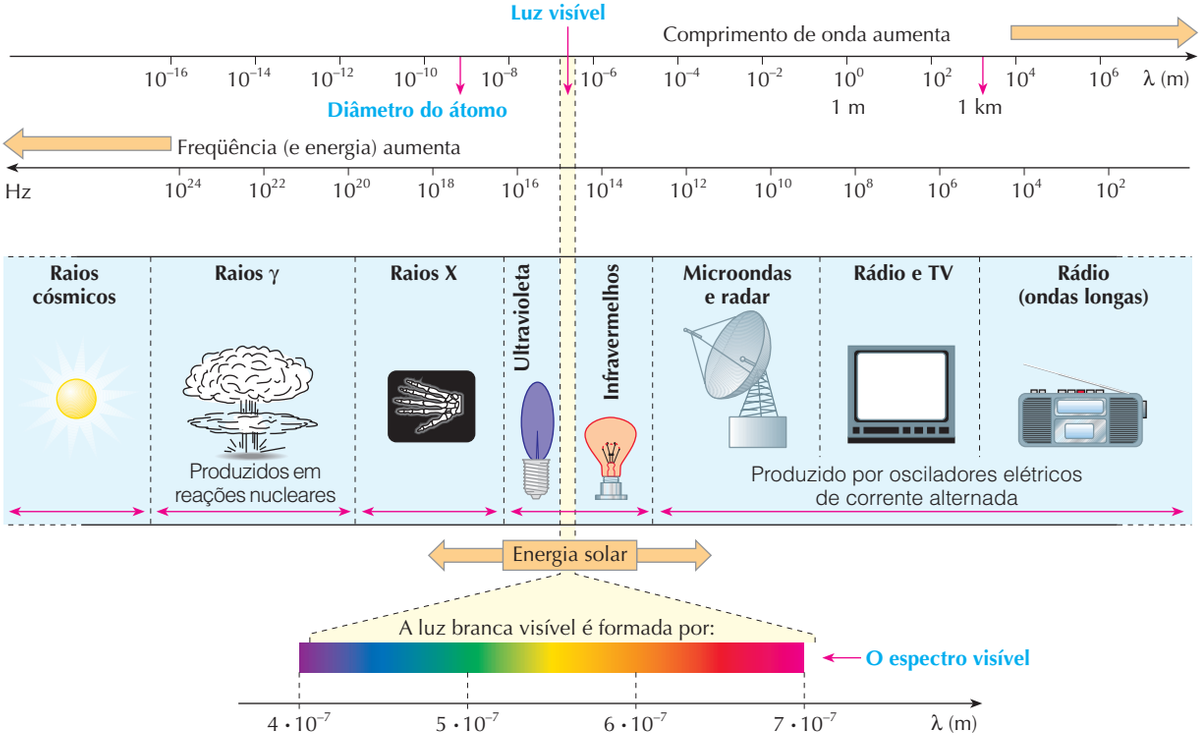
Essas cores são exemplos de luzes monocromáticas (do grego *monos*, um; *chroma*, cor).





RESINO RAMOS / CID

Hoje sabemos também que o **espectro completo** das ondas eletromagnéticas é muito mais amplo do que o da luz visível, isto é, das ondas que podemos perceber por meio da visão. O esquema seguinte procura dar uma idéia do espectro eletromagnético completo:

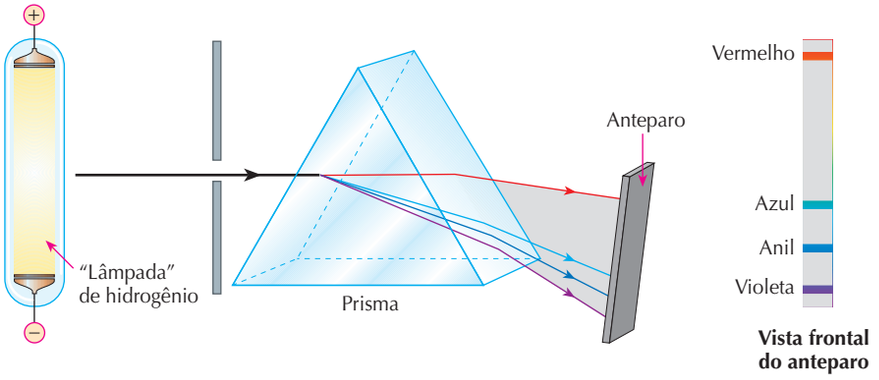


A velocidade de propagação (v) de todas as ondas eletromagnéticas no vácuo é igual e constante, valendo aproximadamente 300.000 quilômetros por segundo. Essa é uma velocidade enorme, tanto que a luz do Sol demora apenas 8 minutos e 30 segundos para chegar à Terra, embora a distância média do Sol à Terra seja de aproximadamente 150 milhões de quilômetros.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

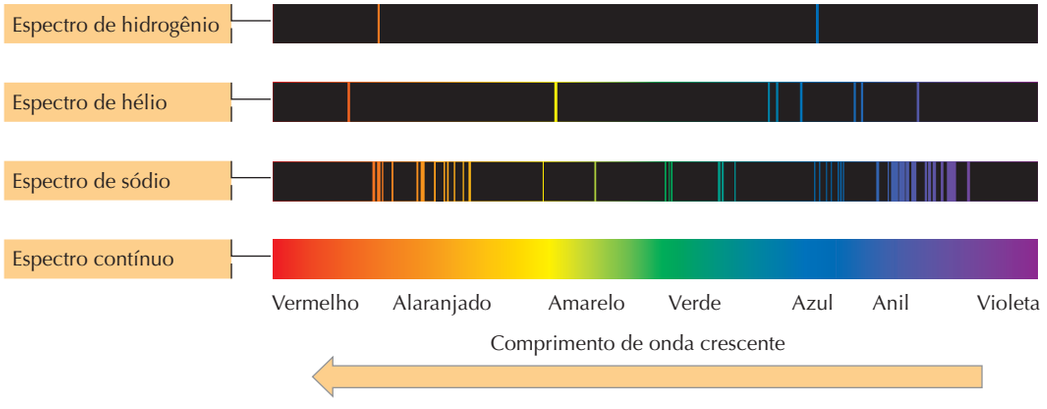
Capitulo 04-QF1-PNLEM 89 29/5/05, 18:30

Voltemos agora à experiência de produzir um espectro luminoso fazendo a luz atravessar um prisma de vidro, como vimos na página 88. Se em vez da luz solar ou de uma lâmpada incandescente usássemos um tubo semelhante ao de Geissler (página 75), contendo o gás hidrogênio a baixa pressão e sob alta tensão elétrica ("lâmpada" de hidrogênio), o fenômeno observado seria bem diferente:



Em lugar do espectro contínuo (isto é, contendo todas as cores), vemos agora no anteparo apenas algumas linhas coloridas, permanecendo o restante totalmente escuro. Dizemos então que o espectro é **descontínuo** e chamamos as linhas luminosas de **raias** ou **bandas do espectro**.

A descontinuidade do espectro não ocorre só com o hidrogênio, mas com todos os elementos químicos. É também muito importante notar que as raias do espectro são constantes para um dado elemento químico, mas mudam de um elemento para outro, como mostramos no esquema abaixo:



Alguns espectros da luz visível. Cada elemento químico tem seu espectro característico, como se fosse uma "impressão digital".

Pois bem, no início do século XX surgiu a seguinte pergunta: estariam essas raias do espectro descontínuo ligadas à estrutura atômica? É o que esclareceremos no item seguinte.

5.4. O modelo de Rutherford-Bohr

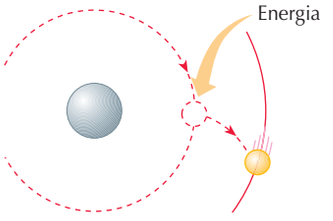
O cientista dinamarquês Niels Bohr aprimorou, em 1913, o modelo atômico de Rutherford, utilizando a teoria de Max Planck. Em 1900, Planck já havia admitido a hipótese de que a energia não seria emitida de modo contínuo, mas em "pacotes". A cada "pacote de energia" foi dado o nome de ***quantum***. Surgiram, assim, os chamados **postulados de Bohr**:

- os elétrons se movem ao redor do núcleo em um número limitado de órbitas bem definidas, que são denominadas **órbitas estacionárias**;
- movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia;
- ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia, chamada ***quantum*** de energia (em latim, o plural de *quantum* é ***quanta***).

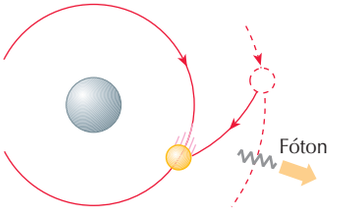
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Essa emissão de energia é explicada a seguir.

Recebendo energia (térmica, elétrica ou luminosa) do exterior, o elétron salta de uma órbita mais interna para outra mais externa; a quantidade de energia recebida é, porém, bem definida (um *quantum* de energia).



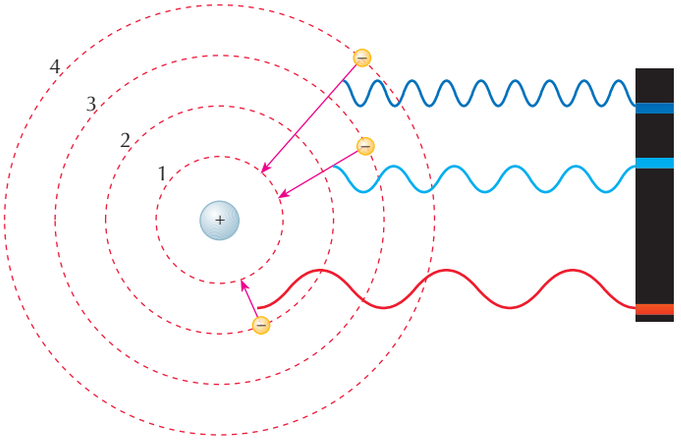
Pelo contrário, ao "voltar" de uma órbita mais externa para outra mais interna, o elétron emite um *quantum* de energia, na forma de luz de cor bem definida ou outra radiação eletromagnética, como ultravioleta ou raios X (daí o nome de **fóton**, que é dado para esse *quantum* de energia).



Esses saltos se repetem milhões de vezes por segundo, produzindo assim uma onda eletromagnética, que nada mais é do que uma sucessão de fótons (ou *quanta*) de energia.

Considerando que os elétrons só podem saltar entre órbitas bem definidas, é fácil entender por que nos espectros descontínuos aparecem sempre as mesmas raias de cores também bem definidas. Mais uma vez, notamos a **ligação entre matéria e energia** — nesse caso, a energia luminosa.

No caso particular do átomo de hidrogênio, temos um esquema com a seguinte relação entre os saltos dos elétrons e as respectivas raias do espectro:



Três possíveis saltos do elétron do elemento hidrogênio

Acompanhando a figura anterior, verifique que: quando o elétron volta da órbita número 4 para a de número 1, ele emite luz de cor azul; da 3 para a 1, produz luz verde; e, da 2 para a 1, produz luz vermelha.

É fácil entender que átomos maiores, tendo maior número de elétrons, darão também maior número de raias espectrais; além disso, quando o elemento químico é aquecido a temperaturas mais altas (isto é, recebe mais energia), o número de "saltos eletrônicos" e, conseqüentemente, o número de raias espectrais também aumenta; no limite as raias se "juntam" e formam um espectro contínuo, como o produzido pela luz solar ou pelo filamento de tungstênio de uma lâmpada incandescente, quando acesa.

Assim, ao modelo atômico de Rutherford, corrigido pelas ponderações de Bohr, foi dado o nome de **modelo atômico de Rutherford-Bohr** (1913).

Niels Henrik David Bohr



ERIC SCHAL-PIX INC. / TIME LIFE PICTURES-GETTY IMAGES

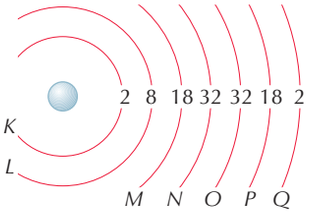
Nasceu em Copenhague, Dinamarca, em 1885. Estudou na Dinamarca e na Inglaterra. Foi professor da Universidade e diretor do Instituto de Física Teórica de Copenhague. Por seus trabalhos sobre estrutura atômica, recebeu o Prêmio Nobel de Física de 1922. Estudou a fissão nuclear, contribuindo assim para o desenvolvimento da energia atômica. Faleceu em 1962. Em sua homenagem, o elemento químico 107 recebeu o nome **bóhrio** (Bh).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 91 29/5/05, 18:30

Estudos posteriores mostraram que as órbitas eletrônicas de todos os átomos conhecidos se agrupam em **sete camadas eletrônicas**, denominadas ***K***, ***L***, ***M***, ***N***, ***O***, ***P***, ***Q***. Em cada camada, os elétrons possuem uma quantidade fixa de energia; por esse motivo, as camadas são também denominadas **estados estacionários** ou **níveis de energia**. Além disso, cada camada comporta um número máximo de elétrons, conforme é mostrado no esquema a seguir:

Camada	Número máximo de elétrons
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2



ATIVIDADES PRÁTICAS

1ª Procure decompor a luz solar com um prisma de vidro. Use, por exemplo, uma janela pouco aberta para obter um feixe estreito de luz solar. Faça-o passar por um prisma de vidro e projete o "arco-íris" formado sobre uma folha de papel branco.

2ª Observe a decomposição da luz solar ou de uma lâmpada na superfície de um CD. São os pequenos sulcos existentes no CD que provocam esse fenômeno (**cuidado: não dirija a luz solar refletida diretamente para seus olhos**).



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

REVISÃO

Responda em seu caderno



a) Qual era o defeito do modelo atômico de Rutherford?

b) O que é freqüência?

c) O que é comprimento de onda?

d) O que é velocidade de propagação?

e) O que são ondas eletromagnéticas?

f) A que corresponde o espectro luminoso completo?

g) Qual é o valor da velocidade de propagação, em km/s, de todas as ondas eletromagnéticas?

h) Qual é o comportamento do espectro descontínuo para cada elemento químico?

i) O que acontece com o elétron quando ele se move em uma órbita estacionária?

j) O que ocorre com o elétron na passagem de uma órbita estacionária para outra?

k) Quantas camadas eletrônicas podem existir nos átomos já conhecidos? Como elas são denominadas?

Capitulo 04-QF1-PNLEM 92 6/7/05, 14:30

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

27 (PUC-MG) Observe as duas colunas abaixo:

1. Dalton — A. Descoberta do núcleo e seu tamanho relativo.
2. Rutherford — B. Átomos esféricos, maciços, indivisíveis.
3. Niels Bohr — C. Modelo semelhante a um "pudim de passas" com cargas positivas e negativas em igual número.
4. J. J. Thomson — D. Os elétrons giram em torno do núcleo em determinadas órbitas.

Qual das seqüências traz a relação correta entre os nomes dos cientistas e os modelos atômicos?

a) 1A — 2B — 4C — 3D
b) 1A — 4B — 3C — 2D
c) 2A — 1B — 4C — 3D
d) 3A — 4B — 2C — 1D
e) 4A — 1B — 2C — 3D

28 Chama-se fóton certa quantidade de energia capaz de:

a) sempre expulsar o elétron do átomo
b) sempre que absorvida pelo elétron, mudar a sua trajetória para outra mais externa.
c) apenas manter o elétron em órbita.
d) desintegrar o átomo.
e) transformar o átomo num ânion.

29 O máximo de elétrons que um átomo pode representar na camada *N* é:

a) 2 b) 8 c) 18 d) 32 e) 64

30 (FMTM-MG) Fogos de artifício utilizam sais de diferentes íons metálicos misturados com um material explosivo. Quando incendiados, emitem diferentes colorações. Por exemplo: sais de sódio emitem cor amarela, de bário, cor verde e de cobre, cor azul. Essas cores são produzidas quando os elétrons excitados dos íons metálicos retornam para níveis de menor energia. O modelo atômico mais adequado para explicar esse fenômeno é o modelo de:

a) Rutherford
b) Rutherford-Bohr
c) Thomson
d) Dalton
e) Millikan

31 (UFV-MG) O sal de cozinha ($NaC\ell$) emite luz de coloração amarela quando colocado numa chama. Baseando-se na teoria atômica, é correto afirmar que:

a) os elétrons do cátion Na^+, ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais externa para uma mais interna, emitindo luz amarela.
b) a luz amarela emitida nada tem a ver com o sal de cozinha, pois ele não é amarelo.
c) a emissão da luz amarela se deve a átomos de oxigênio.
d) os elétrons do cátion Na^+, ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais interna para uma mais externa e, ao perderem a energia ganha, emitem-na sob a forma de luz amarela.
e) qualquer outro sal também produziria a mesma coloração.

32 (UFRGS-RS) Uma moda atual entre as crianças é colecionar figurinhas que brilham no escuro. Essas figuras apresentam em sua constituição a substância sulfeto de zinco. O fenômeno ocorre porque alguns elétrons que compõem os átomos dessa substância absorvem energia luminosa e saltam para níveis de energia mais externos. No escuro, esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberando energia luminosa e fazendo a figurinha brilhar. Essa característica pode ser explicada considerando o modelo atômico proposto por:

a) Dalton. c) Lavoisier. e) Bohr.
b) Thomson. d) Rutherford.

Exercício resolvido

33 Uma emissora de rádio transmite na freqüência de 1.000 kHz (quilohertz). Sabendo-se que a velocidade das ondas eletromagnéticas é de aproximadamente 300.000 km/s, pede-se calcular o comprimento de onda da emissora.

Resolução

Sendo $v = \lambda \cdot f$, temos:

$300.000 = \lambda \cdot 1.000.000 \Rightarrow$ $\boxed{\lambda = 0{,}3 \text{ km } (300 \text{ m})}$

34 Uma emissora de televisão transmite na faixa de 76 a 82 MHz (megahertz). Sendo de 300.000 km/s a velocidade das ondas eletromagnéticas, qual é a faixa de comprimentos de onda utilizada por essa emissora? Note que a resposta deste exercício será menor do que a do anterior, pois as emissoras de televisão empregam ondas mais curtas do que as das emissoras de rádio AM.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

35 (UFRGS-RS) O conhecimento sobre estrutura atômica evoluiu à medida que determinados fatos experimentais eram observados, gerando a necessidade de proposição de modelos atômicos com características que os explicassem.

Fatos observados
I. Investigações sobre a natureza elétrica da matéria e descargas elétricas em tubos de gases rarefeitos.
II. Determinação das leis ponderais das combinações químicas.
III. Análise dos espectros atômicos (emissão de luz com cores características para cada elemento).
IV. Estudos sobre radioatividade e dispersão de partículas alfa.

Características do modelo atômico
1. Átomos maciços, indivisíveis e indestrutíveis.
2. Átomos com núcleo denso e positivo, rodeado pelos elétrons negativos.
3. Átomos com uma esfera positiva onde estão distribuídas, uniformemente, as partículas negativas.
4. Átomos com elétrons, movimentando-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares — denominadas níveis — com valor determinado de energia.

A associação correta entre o fato observado e o modelo atômico proposto, a partir deste subsídio, é:

a) I - 3; II - 1; III - 2; IV - 4 d) I - 4; II - 2; III - 1; IV - 3
b) I - 1; II - 2; III - 4; IV - 3 e) I - 1; II - 3; III - 4; IV - 2
c) I - 3; II - 1; III - 4; IV - 2

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 93 29/5/05, 18:30

36 (UGF-RJ) O físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) enunciou, em 1913, um modelo atômico que relacionou a quantidade de energia dos elétrons com sua localização na eletrosfera.
Em relação à energia associada às transições eletrônicas, um elétron, ao absorver energia, pode sofrer a seguinte transição:
a) da órbita *N* para a órbita *M*.
b) da órbita *P* para a órbita *O*.
c) da órbita *L* para a órbita *K*.
d) da órbita *O* para a órbita *P*.
e) da órbita *M* para a órbita *L*.

37 (PUC-RS) Quando se salpica um pouco de cloreto de sódio ou bórax diretamente nas chamas de uma lareira, obtêm-se chamas coloridas. Isso acontece porque nos átomos dessas substâncias os elétrons excitados:
a) absorvem energia sob forma de luz, neutralizando a carga nuclear e ficando eletricamente neutros.
b) retornam a níveis energéticos inferiores, devolvendo energia absorvida sob forma de luz.
c) recebem um *quantum* de energia e distribuem-se ao redor do núcleo em órbitas mais internas.
d) emitem energia sob forma de luz e são promovidos para órbitas mais externas.
e) saltam para níveis energéticos superiores, superando a carga nuclear e originando um ânion.

38 (UFPI) O sulfeto de zinco (ZnS) tem a propriedade denominada fosforescência, capaz de emitir um brilho amarelo-esverdeado depois de exposto à luz. Analise as afirmativas abaixo, todas relativas ao ZnS, e indique a opção correta:
a) salto de núcleos provoca fosforescência.
b) salto de nêutrons provoca fosforescência.
c) salto de elétrons provoca fosforescência.
d) elétrons que absorvem fótons aproximam-se do núcleo.
e) ao apagar a luz, os elétrons adquirem maior conteúdo energético.

6 O MODELO DOS ORBITAIS ATÔMICOS

Como já comentamos, novas observações, experiências e cálculos levam os cientistas a novas conclusões. Desse modo, verificou-se também que o elétron se comporta ora como **partícula**, ora como **onda**, dependendo do tipo de experiência. Devemos, portanto, deixar de entender o elétron como uma bolinha em movimento rápido e assumi-lo como um ente físico que tem comportamento dual — uma **partícula-onda**. De fato, já em 1924, o físico francês Louis De Broglie havia lançado a hipótese de que, se a luz apresenta natureza dual, uma partícula também teria propriedades ondulatórias. De Broglie tentou associar a natureza dual da luz ao comportamento do elétron, enunciando o seguinte postulado:

> A todo elétron em movimento está associada uma onda característica (**princípio da dualidade** ou **de De Broglie**).

Outra consideração muito importante é a seguinte: podemos medir, com boa precisão, a posição e a velocidade de "corpos grandes", como, por exemplo, de um automóvel numa estrada, com um aparelho de radar. O elétron, no entanto, é tão pequeno que, se tentássemos determinar sua posição ou velocidade, **os próprios instrumentos de medição alterariam essas determinações**. (Pense num exemplo grosseiro: se, para medir a velocidade de uma roda, nós precisarmos encostar nela um velocímetro, o atrito do velocímetro estará "freando" a roda e, portanto, alterando sua velocidade.) Por isso Werner Heisenberg, em 1926, afirmou que "quanto maior for a precisão na medida da posição de um elétron, menor será a precisão da medida de sua velocidade e vice-versa", e enunciou o seguinte princípio:

> Não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron, num mesmo instante (**princípio da incerteza** ou **de Heisenberg**).

FRANK & ERNEST® by Bob Thaves



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 94 29/5/05, 18:30

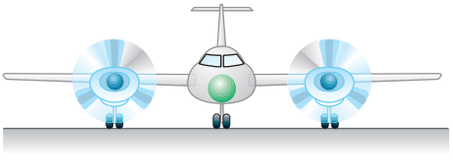
Devido à dificuldade de se prever a posição exata de um elétron na eletrosfera, o cientista Erwin Schrödinger (1926) foi levado a calcular a região onde haveria maior probabilidade de se encontrar o elétron. Essa região do espaço foi denominada **orbital**.

Orbital é a região do espaço ao redor do núcleo onde é máxima a probalidade de encontrar um determinado elétron.

Façamos uma comparação grosseira:

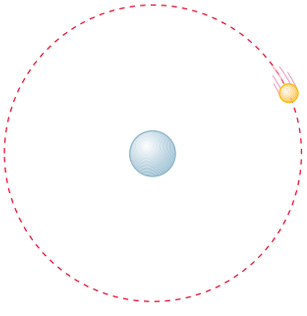


Quando um avião está com os motores parados, nós vemos as pás das hélices em posições fixas e bem definidas.

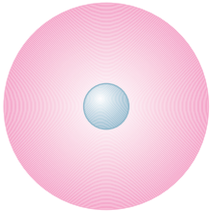


Quando os motores estão funcionando, vemos círculos dentro dos quais teremos, em qualquer posição, a probabilidade de "topar" com uma pá da hélice. Esses círculos podem ser chamados de "orbitais" das pás das hélices.

Tomando como exemplo o átomo de hidrogênio, que possui um único elétron, teremos:



Segundo o modelo atômico de Rutherford-Bohr, o elétron seria uma pequena partícula girando em alta velocidade em uma órbita circular.



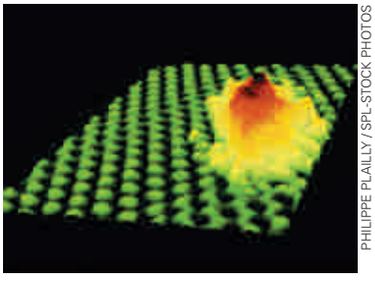
Segundo o modelo de orbitais, o elétron é uma partícula-onda que se desloca no espaço, mas estará com maior probabilidade dentro de uma esfera (orbital) concêntrica ao núcleo. Devido à sua velocidade, o elétron fica dentro do orbital, assemelhando-se a uma nuvem eletrônica.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

PODE-SE VER O ÁTOMO?

Não se pode ver um átomo isolado exatamente como foi descrito nos vários modelos que acabamos de abordar. No entanto, podem-se ver manchas coloridas, na tela de um computador, dando a localização dos átomos num dado material. Essas manchas são obtidas através do chamado microscópio de tunelamento em uma técnica criada na década de 1980.

Não se esqueça, porém, de que a ciência sempre procura dar um passo à frente. De fato, em meados de 2003, foi anunciada a descoberta de um processo para detectar as nuvens eletrônicas do átomo de silício. Um pulso de raios X muito rápido (da ordem de 10^{-18} segundos) arranca elétrons dos átomos e um segundo pulso de raios X "fotografa" a reposição desses elétrons, medindo a energia eletromagnética que é liberada. O fenômeno é analisado por supercomputadores, que criam uma imagem colorida da nuvem eletrônica.



PHILIPPE PLAILLY / SPL-STOCK PHOTOS

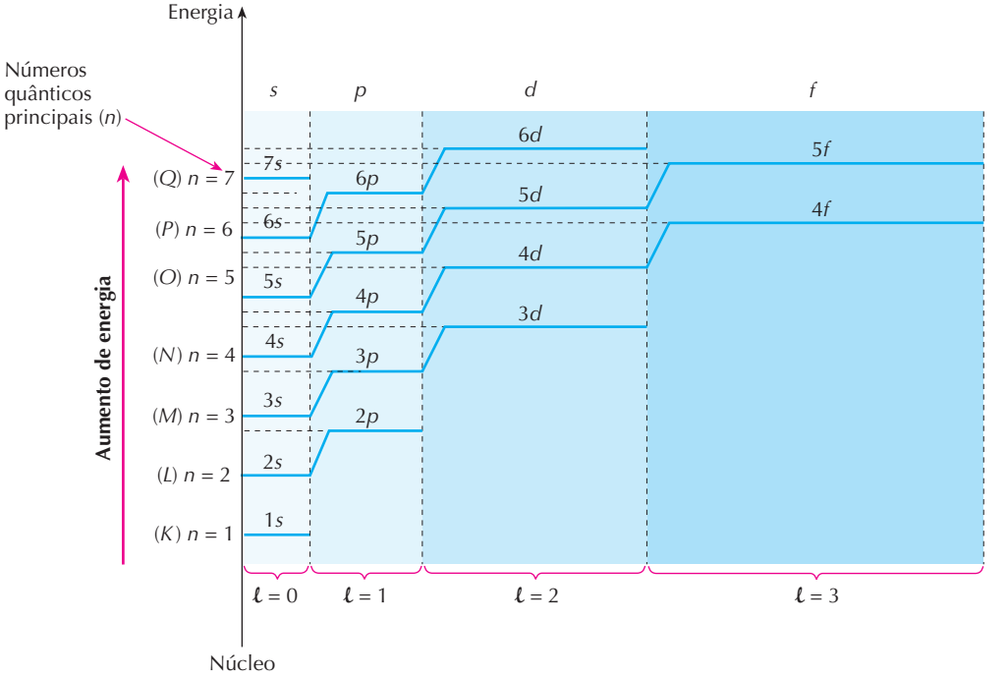
Imagem de átomos de ouro (em amarelo e vermelho) sobre uma base de átomos de grafite (em verde), vistos ao microscópio de tunelamento. Aumento: 28 milhões de vezes.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 95 6/7/05, 14:32

7 OS ESTADOS ENERGÉTICOS DOS ELÉTRONS

Devido às dificuldades expostas no item anterior, os cientistas preferem, atualmente, identificar os elétrons por seu **conteúdo de energia**.

Por meio de cálculos matemáticos, chegou-se à conclusão de que os elétrons se dispõem ao redor do núcleo atômico, de acordo com o **diagrama energético** abaixo:



Esse diagrama nos fornece alguns dados importantes, como veremos a seguir.

7.1. Níveis energéticos

São as sete "escadas" que aparecem no diagrama anterior e onde os elétrons têm um conteúdo de energia crescente. Esses níveis correspondem às sete camadas (*K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P* e *Q*) do modelo de Rutherford-Bohr. Atualmente, eles são identificados pelo chamado **número quântico principal** (***n***), que é um número inteiro, variando de 1 a 7.

7.2. Subníveis energéticos

São os "degraus" de cada escada existente no diagrama anterior. De cada degrau para o seguinte há, também, aumento no conteúdo de energia dos elétrons. Esses subníveis são identificados pelo chamado **número quântico secundário** ou **azimutal** (ℓ), que assume os valores 0, 1, 2 e 3, mas que é habitualmente designado pelas letras *s*, *p*, *d*, *f*, respectivamente.

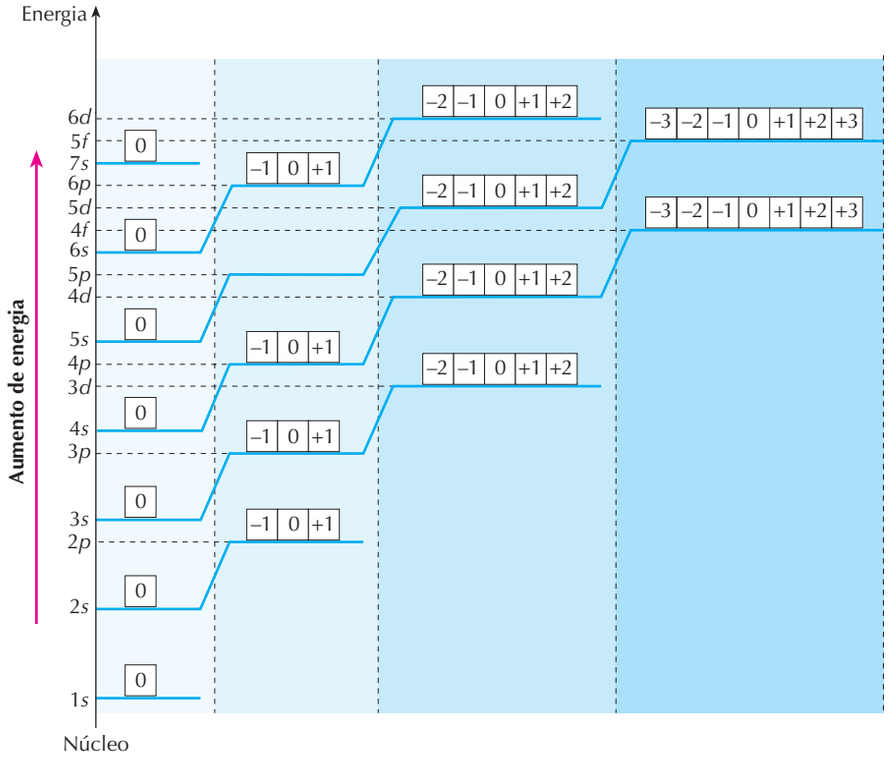
Note que, no diagrama anterior, nós já escrevemos um "endereço" sobre cada degrau. Assim, por exemplo, se for mencionada a posição 3*p*, devemos saber que se trata do segundo degrau da terceira escada, no tocante ao nível de energia.

7.3. Orbitais

Completando o modelo atual da eletrosfera, devemos acrescentar que **cada subnível comporta um número diferente de orbitais**, de acordo com o diagrama energético mais completo que mostramos a seguir:

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 96 29/5/05, 18:31

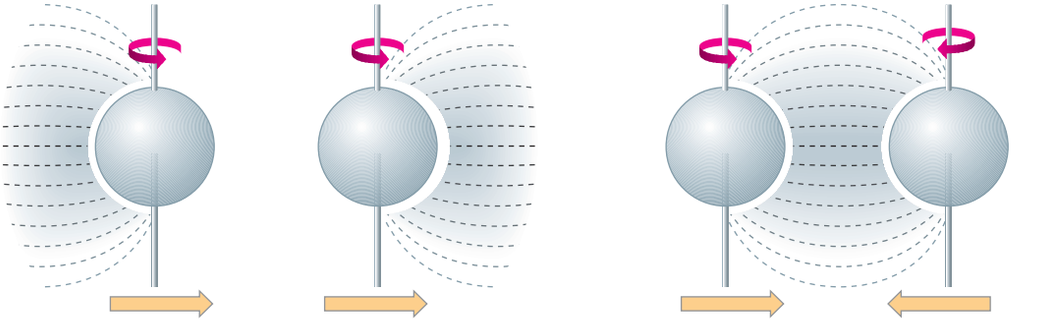


Nesse diagrama, cada orbital é representado simbolicamente por um quadradinho. Vemos que os subníveis ("degraus") *s*, *p*, *d*, *f*, contêm sucessivamente 1, 3, 5, 7 (seqüência de números ímpares) orbitais. Os orbitais são identificados pelo chamado **número quântico magnético** (M_ℓ ou ***m***). Num dado subnível, o orbital central tem o número quântico magnético igual a zero; os orbitais da direita têm $m = +1, +2, +3$; os da esquerda têm $m = -1, -2, -3$, como está exemplificado abaixo:

−3	−2	−1	0	+1	+2	+3

7.4. *Spin*

Finalmente, cálculos matemáticos provaram que **um orbital comporta no máximo dois elétrons**. No entanto, surge uma dúvida: se os elétrons são negativos, por que não se repelem e se afastam? A explicação é a seguinte: os elétrons podem girar no mesmo sentido ou em sentidos opostos, criando campos magnéticos que os repelem ou os atraem. Essa rotação é conhecida como ***spin*** (do inglês *to spin*, girar):



Spins paralelos (repulsão)

Spins opostos ou antiparalelos (atração)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 97 29/5/05, 18:31

Daí a afirmação, conhecida como **princípio da exclusão de Pauli**:

> Um orbital comporta no máximo dois elétrons, com *spins* contrários.

Desse modo, a atração magnética entre os dois elétrons contrabalança a repulsão elétrica entre eles.

O *spin* é identificado pelo chamado **número quântico de *spin*** (M_s ou s), cujos valores são $-\frac{1}{2}$ e $+\frac{1}{2}$.

Normalmente, a representação dos elétrons nos orbitais é feita por meio de uma **seta**:

↑ representa, **por convenção**, um elétron com ***spin* negativo** $s = -\frac{1}{2}$

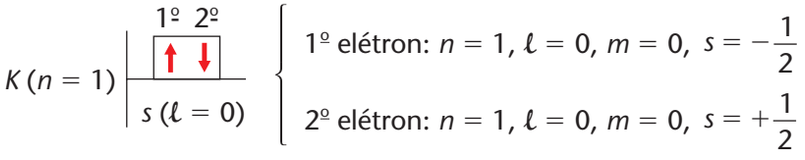
↓ representa, **por convenção**, um elétron com ***spin* positivo** $s = +\frac{1}{2}$

7.5. A identificação dos elétrons

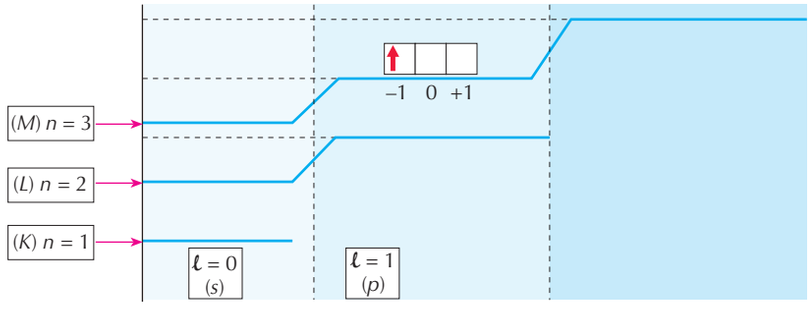
Resumindo, podemos dizer que cada elétron da eletrosfera é identificado por seus quatro números quânticos:

- o número quântico principal: n
- o número quântico magnético: m ou M_ℓ
- o número quântico secundário: ℓ
- o número quântico do *spin*: s ou M_s

Por exemplo, os dois elétrons do elemento hélio têm os seguintes números quânticos:



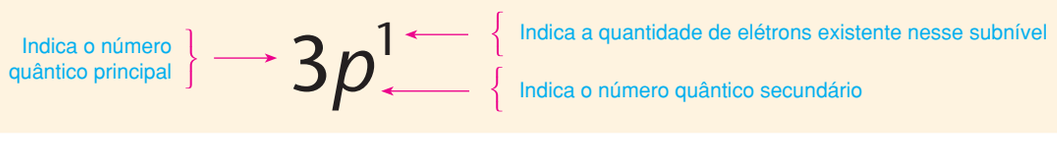
Como segundo exemplo, observe o diagrama parcial abaixo:



Neste diagrama, o elétron que está assinalado (↑) tem os seguintes números quânticos:

$$n = 3;\ \ell = 1;\ m = -1;\ s = -\frac{1}{2}$$

Esse elétron será representado simbolicamente por:



Por analogia, podemos dizer que um elétron é localizado por seus quatro números quânticos, da mesma maneira que uma pessoa é localizada por seu endereço — nome da rua, número do prédio, andar e número do apartamento. Assim, podemos enunciar o princípio da exclusão de Pauli:

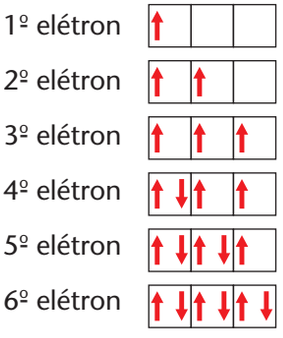
> Num átomo, não existem dois elétrons com os quatro números quânticos iguais.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

No preenchimento dos orbitais, outra regra importante é a chamada **regra de Hund ou da máxima multiplicidade**, que diz:

> Em um mesmo subnível, de início, todos os orbitais devem receber seu primeiro elétron, e só depois cada orbital irá receber seu segundo elétron.

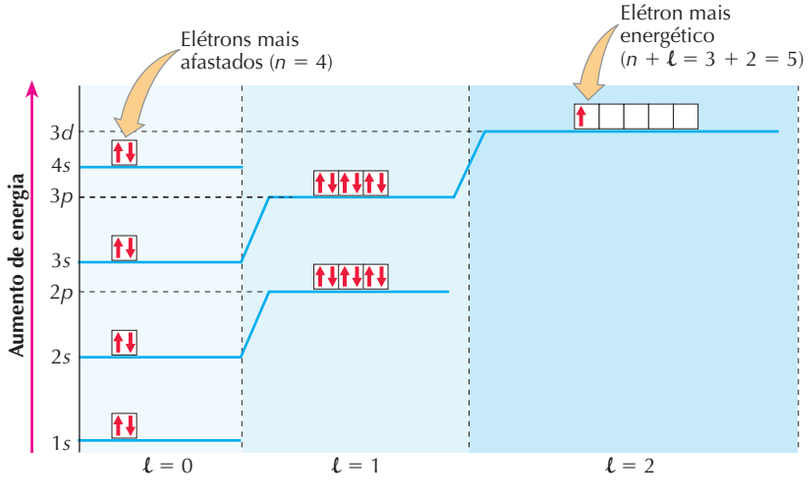
Assim, a ordem de entrada dos seis elétrons num orbital do tipo *p* será:



Por fim, é importante não confundir:

- **elétron mais afastado do núcleo** (ou **elétron de valência**) é aquele com maior valor do número quântico principal (*n*);
- **elétron mais energético** é aquele situado no nível (*n*) ou subnível (ℓ) de maior energia, o que é dado pela soma $n + \ell$.

Por exemplo, na distribuição eletrônica do átomo de escândio, temos:



REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Segundo De Broglie, qual o comportamento do elétron?

b) Qual é o princípio de Heisenberg?

c) O que é orbital?

d) Ao que correspondem os níveis energéticos no modelo de Rutherford-Bohr?

e) O que são subníveis energéticos?

f) O que é *spin*?

g) Como um elétron pode ser identificado em um átomo?

h) Qual é o elétron mais afastado do núcleo (ou elétron de valência)?

i) Qual é o elétron mais energético?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 99 29/5/05, 18:31

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

39 Quais são os subníveis que formam a camada eletrônica *L*?

Resolução

Olhando para o diagrama energético, concluímos que a camada *L* (que corresponde ao número quântico principal $n = 2$) só pode apresentar os **subníveis *s* e *p***.

40 Quais são os subníveis que podem existir no nível energético de número quântico principal (n) igual a 4?

Exercício resolvido

41 Qual o número máximo de orbitais que podem existir no nível energético *M*?

Resolução

Pelo diagrama dos níveis energéticos, vemos que o nível ou camada *M* ($n = 3$) poderá apresentar, no máximo, **9 orbitais**.

42 Qual o número máximo de elétrons que o nível *N* comporta?

43 (Fatec-SP) Considere as afirmações abaixo.

I. em um subnível *d* há 7 orbitais;
II. em um subnível *p* há 3 orbitais;
III. em um orbital *s* cabem 2 elétrons;
IV. em um orbital *p* cabem 6 elétrons.

Quanto a tais afirmações:

a) apenas a II é correta.
b) apenas a I e a II são corretas.
c) apenas a II e a III são corretas.
d) apenas a II, a III e a IV são corretas.
e) todas são corretas.

Exercício resolvido

44 Um átomo possui, numa camada, os subníveis *s*, *p* e *d* com o máximo de elétrons. Quantos elétrons possui essa camada, supondo que apenas os subníveis *s*, *p* e *d* estejam presentes?

Resolução

- O subnível *s* contém, no máximo ⟶ 2 elétrons
- O subnível *p* contém, no máximo ⟶ 6 elétrons
- O subnível *d* contém, no máximo ⟶ 10 elétrons

TOTAL ⟶ 18 elétrons

45 Quantos elétrons tem um átomo que apresenta os subníveis 1*s*, 2*s*, 2*p* lotados?

46 (UFSM-RS) Em relação à configuração eletrônica nos níveis e subníveis dos átomos, analise as seguintes afirmativas:

I. Quanto maior a distância de um elétron do núcleo, maior será a sua energia total.
II. A terceira e quarta camadas admitem, no máximo, 32 elétrons.
III. A primeira camada é a menos energética e pode ter, no máximo, 8 elétrons.

Está(ão) correta(s):

a) I apenas
b) II apenas
c) III apenas
d) I e II apenas
e) II e III apenas

Exercício resolvido

47 Coloque no esquema abaixo, que representa o subnível *d*, um total de 7 elétrons.



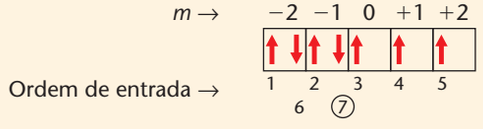
Indique os quatro números quânticos do último elétron colocado, sabendo-se que esse subnível é da camada *M*.

Resolução

Inicialmente devemos notar que:

- no nível ou camada *M* ⟶ $n = 3$
- no subnível *d* ⟶ $\ell = 2$

A seguir devemos lembrar que a ordem de colocação dos sete elétrons no subnível obedece à regra de Hund (os números escritos abaixo da figura indicam a ordem de "entrada" dos elétrons):



Concluímos então que os quatro números quânticos que indicam esse sétimo e último elétron são:

$$n = 3;\ \ell = 2;\ m = -1;\ s = +\frac{1}{2}$$

48 (Ufac) Um elétron localiza-se na camada "2" e subnível "*p*" quando apresenta os seguintes valores de números quânticos:

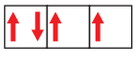
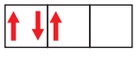
a) $n = 4$ e $\ell = 0$
b) $n = 2$ e $\ell = 1$
c) $n = 2$ e $\ell = 2$
d) $n = 3$ e $\ell = 1$
e) $n = 2$ e $\ell = 0$

49 No caderno, indique qual é o conjunto dos quatro números quânticos que representam o elétron assinalado abaixo e que está situado no subnível 4*f*.



50 Indique os quatro números quânticos do primeiro elétron colocado no subnível 5*s*.

51 (Cesgranrio-RJ) Qual é a opção que contraria a regra de Hund?

a) 
b) 
c) 
d) 
e) 

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 100 29/5/05, 18:31

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

52 Qual o número máximo de orbitais que o subnível *d* comporta?

53 Qual o número máximo de elétrons que podem existir no subnível *f*?

54 (FEP-PA) Colocar em ordem crescente de energia os subníveis eletrônicos: | 4*d* | 4*f* | 5*p* | 6*s* |

a) $4d < 4f < 5p < 6s$
b) $4f < 4d < 5p < 6s$
c) $4d < 5p < 6s < 4f$
d) $5p < 6s < 4f < 4d$
e) $6s < 5p < 4d < 4f$

55 Um elétron da camada *N* está no subnível *s*. Quais são os valores de *n* e ℓ para esse elétron?

56 (FEI-SP) O número máximo de elétrons com *spin* $-\frac{1}{2}$ no subnível *d* é:

a) 2
b) 10
c) 8
d) 7
e) 5

57 (Fesp-PE) O último elétron distribuído de um átomo de um determinado elemento químico tem a ele associados os seguintes números quânticos: 4, 0, 0 e $+\frac{1}{2}$. É correto afirmar que:

a) O átomo tem os seus elétrons distribuídos em três camadas de energias.
b) O átomo tem dez elétrons distribuídos em orbitais do tipo *p*.
c) O último elétron distribuído desse átomo encontra-se em um orbital do tipo *s*.
d) O número total de elétrons desse átomo é igual a 16.
e) O valor numérico do número quântico secundário associado ao penúltimo elétron desse átomo é igual a 2.

58 (FEP-PA) Um elétron se encontra num subnível *d* de um determinado átomo. Qual o número quântico magnético impossível para esse elétron?

a) 0
b) −1
c) +1
d) +2
e) +3

59 (Uespi) Dado o átomo $_{17}X$ o conjunto dos quatro números quânticos para o 11º elétron do subnível *p* é:

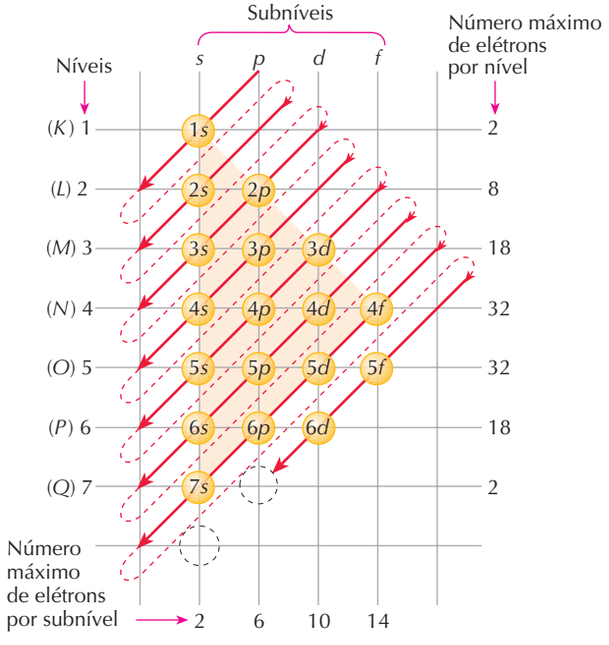
a) 3, 1, 0 e $-\frac{1}{2}$
b) 3, 1, 0 e $\pm\frac{1}{2}$
c) 3, 1, 0 e $+\frac{1}{2}$
d) 3, 2, 0 e $-\frac{1}{2}$
e) 3, 2, 0 e $+\frac{1}{2}$

8 A DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

8.1. Distribuição eletrônica em átomos neutros

A distribuição dos elétrons em um átomo neutro pode ser feita pelo **diagrama dos níveis energéticos**, que vimos no item anterior. No entanto, o cientista Linus Pauling imaginou um diagrama que simplifica essa tarefa e que passou a ser conhecido como **diagrama de Pauling**:

Diagrama de Pauling



Linus Carl Pauling

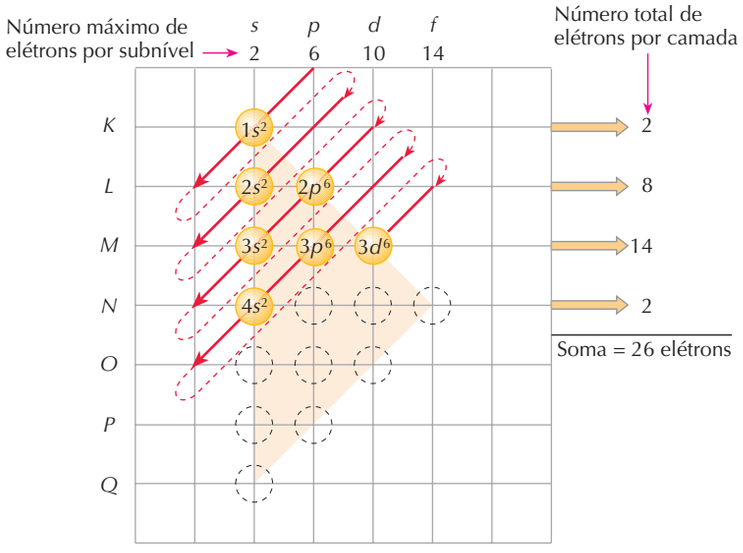

HANK WALKER / TIME LIFE PICTURES-GETTY IMAGES

Nasceu nos Estados Unidos em 1901. Formou-se em Engenharia Química. Doutorou-se no Instituto de Tecnologia da Califórnia e estagiou em várias universidades européias. Em 1927, tornou-se professor do Instituto de Tecnologia da Califórnia e, em 1968, da Universidade Stanford.
Seus trabalhos mais importantes versam sobre a estrutura atômica, a natureza das ligações químicas e a estrutura das proteínas. Divulgou o uso da vitamina C no combate ao resfriado e a certos tipos de câncer. Foi um ardoroso pacifista. Recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1954 e o Prêmio Nobel da Paz em 1962. Faleceu em 1994 nos Estados Unidos.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 101 29/5/05, 18:31

Consideremos, como exemplo, a distribuição dos 26 elétrons de um átomo de ferro ($Z = 26$). Aplicando o diagrama de Pauling, temos:



O que foi feito? Apenas o seguinte: percorremos as diagonais, no sentido indicado, colocando o número máximo de elétrons permitido em cada subnível, até inteirar os 26 elétrons que o ferro possui. De fato, veja que, no último orbital atingido (3*d*), nós colocamos apenas seis elétrons, com os quais completamos a soma 26 elétrons, e não 10 elétrons, que é o máximo que um subnível *d* pode comportar.

Essa é a distribuição dos elétrons num átomo de ferro considerado em seu **estado normal** ou **estado fundamental**. Para indicar, de modo abreviado, essa distribuição eletrônica, escrevemos:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$$

Reparem que escrevemos os subníveis 1*s*, 2*s*, 2*p* ... **em ordem crescente de energia** e **colocamos um "expoente" para indicar o número total de elétrons existente em cada subnível considerado**. Evidentemente, a soma dos "expoentes" é igual a 26, que é o número total de elétrons do átomo de ferro.

Veja também que, somando os "expoentes" em cada linha horizontal, obtemos o número total de elétrons existentes em cada camada ou nível eletrônico do ferro. Podemos, então, concluir que a distribuição eletrônica do átomo de ferro, por camadas, é:

$$K = 2;\ L = 8;\ M = 14;\ N = 2$$

8.2. Distribuição eletrônica nos íons

A distribuição eletrônica nos íons é semelhante à dos átomos neutros. No entanto, é importante salientar que os elétrons que o átomo irá ganhar ou perder (para se transformar num íon) **serão recebidos ou retirados da última camada eletrônica, e não do subnível mais energético**. Assim, por exemplo, o átomo de ferro (número atômico = 26) tem a seguinte distribuição eletrônica:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$ ou $K = 2;\ L = 8;\ M = 14;\ N = 2$

Última camada
Subnível mais energético

Última camada

Quando o átomo de ferro **perde 2 elétrons** e se transforma no íon Fe^{2+}, este terá a seguinte distribuição eletrônica:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$ ou $K = 2;\ L = 8;\ M = 14$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Evidentemente, se o átomo de ferro **perder 3 elétrons** e se transformar no íon Fe^{3+}, este terá a seguinte distribuição eletrônica:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$ ou $K = 2;\ L = 8;\ M = 13$

Consideremos agora o caso de formação de um íon negativo, digamos, por exemplo, S^{2-}. O enxofre (número atômico = 16) tem a seguinte distribuição eletrônica:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ ou $K = 2;\ L = 8;\ M = 6$

Última camada Última camada

Quando o átomo de enxofre **ganha 2 elétrons** e se transforma no íon S^{2-}, este terá a seguinte distribuição eletrônica:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ ou $K = 2;\ L = 8;\ M = 8$

EXERCÍCIOS

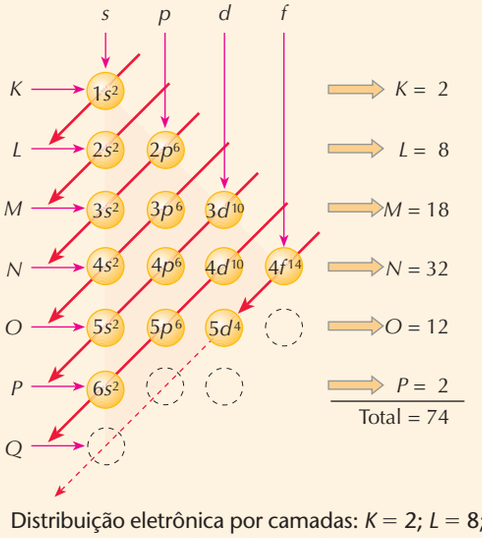
Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

60 Utilizando o diagrama de Pauling e considerando o elemento químico tungstênio (W), de número atômico igual a 74, responda às seguintes questões:
a) Qual a distribuição eletrônica do átomo de tungstênio por camadas ou níveis energéticos?
b) Qual a distribuição por subníveis energéticos?
c) Quais os elétrons mais externos?
d) Quais os elétrons com maior energia?

Resolução

Seguindo o diagrama de Pauling, temos:



a) Distribuição eletrônica por camadas: $K = 2$; $L = 8$; $M = 18$; $N = 32$; $O = 12$; $P = 2$.
b) Distribuição eletrônica por subníveis: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^4$.
c) **Elétrons mais externos, ou mais afastados**, são os dois elétrons situados no subnível 6*s*, pois eles pertencem à última camada que recebeu elétrons, no caso, a camada *P*. A última camada recebe também o nome de **camada** ou **nível de valência**.
d) **Elétrons de maior energia** são os quatro elétrons do subnível 5*d*, que foi o último subnível a ser preenchido. De fato, você pode verificar, no diagrama de níveis energéticos dado na página 101 que o subnível 5*d* está acima do subnível 6*s*.

61 Escreva a estrutura eletrônica do átomo de fósforo (número atômico 15), em seu estado fundamental, indicando a distribuição dos elétrons nos diferentes subníveis.

62 (Unirio-RJ) "Os implantes dentários estão mais seguros no Brasil e já atendem às normas internacionais de qualidade. O grande salto de qualidade aconteceu no processo de confecção dos parafusos e pinos de titânio que compõem as próteses. Feitas com ligas de titânio, essas próteses são usadas para fixar coroas dentárias, aparelhos ortodônticos e dentaduras nos ossos da mandíbula e do maxilar". *Jornal do Brasil*, outubro, 1996.
Considerando que o número atômico do titânio é 22, sua configuração eletrônica será:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

Exercício resolvido

63 (U. Uberaba-MG) Um átomo cuja configuração eletrônica é $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ tem como número atômico:
a) 10 c) 18 e) 8
b) 20 d) 2

Resolução

Basta somar os expoentes que aparecem na distribuição eletrônica para se ter o número atômico:
$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 = 20$.
Alternativa b

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 103 29/5/05, 18:31

64 (Unifor-CE) O átomo de um elemento químico tem 14 elétrons no 3º nível energético ($n = 3$). O número atômico desse elemento é:
a) 14 d) 26
b) 16 e) 36
c) 24

65 (UFPR) O último elétron de um átomo neutro apresenta o seguinte conjunto de números quânticos $n = 4$; $\ell = 1$; $m = 0$; $s = +\frac{1}{2}$. Convencionando que o primeiro elétron a ocupar um orbital possui número quântico de *spin* igual a $-\frac{1}{2}$, calcule o número atômico desse átomo.

Exercício resolvido

66 (Unitau-SP) Um átomo que possui configuração $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$ apresenta na camada mais externa:
a) 2 elétrons
b) 3 elétrons
c) 5 elétrons
d) 12 elétrons
e) 15 elétrons

Resolução

A camada mais externa é indicada pelo coeficiente maior, no caso 3. Somando-se então os expoentes de $3s^2\,3p^3$ temos $2 + 3 = 5$.
Alternativa **c**

67 (FEI-SP) A configuração eletrônica de um átomo neutro no estado fundamental é $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$. O número de orbitais vazios remanescente no nível principal *M* é:
a) 0 c) 5 e) 10
b) 1 d) 6

68 (UFG-GO) Os números atômicos dos elementos que, no estado fundamental, têm elétrons nos orbitais 1*s*, 2*s*, 2*p*, 3*s* e 3*p*, dos quais apenas um é desemparelhado, estão indicados nas alternativas:
a) 13 c) 15 e) 17 g) 19
b) 14 d) 16 f) 18

Exercício resolvido

69 Dê a configuração eletrônica do íon de sódio (Na^+), sabendo que o número atômico do sódio é 11.

Resolução

Considerando que o íon de sódio tem carga elétrica +1, concluímos que ele equivale ao átomo de sódio **subtraindo um elétron da última camada ou nível eletrônico**. Desse modo, para resolver o problema basta fazer a distribuição eletrônica normal para o átomo neutro de sódio e, a seguir, subtrair um elétron do último nível:
• para o átomo de sódio (Na^0) ⟶ $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$
• para o íon de sódio (Na^+) ⟶ $1s^2\,2s^2\,2p^6$

70 (FEI-SP) Qual é a distribuição eletrônica, em subníveis, para o cátion Ca^{2+}?
(Dado: nº atômico do cálcio = 20.)
a) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$
b) $1s^2\,2s^2\,3s^2\,3p^6\,3d^2$
c) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$
d) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^2$
e) $1s^2\,2s^2\,3s^2\,3p^4\,4s^2$

71 Dê a configuração do íon $C\ell^-$, sabendo que o átomo neutro de cloro possui um total de dezessete elétrons.

72 (ITE Bauru-SP) Sabendo que o número atômico do ferro é 26, responda: na configuração eletrônica do íon Fe^{3+}, o último subnível ocupado e o número de elétrons desse íon são respectivamente:
a) 3*d*, com 6 elétrons c) 3*d*, com 3 elétrons
b) 3*d*, com 5 elétrons d) 4*s*, com 2 elétrons

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

73 (Ufac) Um átomo neutro apresenta número atômico igual a 37. Em relação a esse átomo, mostre:
a) a distribuição eletrônica em camadas;
b) a distribuição eletrônica em ordem crescente de energia de subníveis;
c) os quatro números quânticos do último elétron distribuído.

74 (Cesgranrio-RJ) A distribuição eletrônica correta do átomo $^{56}_{26}Fe$, em camadas, é:
a) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^6$
b) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^2$
c) $K = 2 \quad L = 8 \quad M = 16$
d) $K = 2 \quad L = 8 \quad M = 14 \quad N = 2$
e) $K = 2 \quad L = 8 \quad M = 18 \quad N = 18 \quad O = 8 \quad P = 2$

75 (Ufac) Um átomo que possui, no último nível, um elétron desemparelhado com os seguintes números quânticos: $n = 5$; $\ell = 0$; $m = 0$; $s = -\frac{1}{2}$, tem número atômico igual a:
a) 31 b) 37 c) 41 d) 47 e) 51

76 (Unip-SP) Quantos elétrons não-emparelhados existem no átomo de manganês (número atômico = 25), no estado fundamental?
a) 6
b) 2
c) 3
d) 5
e) 1

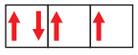
77 (FEI-SP) Sendo o subnível $4s^1$ (com um elétron) o mais energético de um átomo, podemos afirmar que:
I. o número total de elétrons deste átomo é igual a 19;
II. este átomo apresenta 4 camadas eletrônicas;
III. sua configuração eletrônica é: $1s^2$; $2s^2$; $2p^6$; $3s^2$; $3p^6$; $3d^{10}$; $4s^1$
a) Apenas a afirmação I é correta.
b) Apenas a afirmação II é correta.
c) Apenas a afirmação III é correta.
d) As afirmações I e II são corretas.
e) As afirmações I e III são corretas.

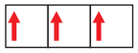
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 104 29/5/05, 18:32

78 (UnB-DF) São dados os seguintes números quânticos para os elétrons de maior energia de um átomo no estado fundamental: $n = 3$; $\ell = 1$; $m_\ell = -1$; $m_s = +\frac{1}{2}$. A representação correta para o seu subnível será:

a) 

b) 

c) 

d) 

e) 

79 A configuração eletrônica do íon Ni^{2+} ($Z = 28$) é:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^7$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2s^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^8$

80 (UFRGS-RS) O íon monoatômico A^{2-} apresenta a configuração eletrônica $3s^2\ 3p^6$ para o último nível. O número atômico do elemento A é:
a) 8 c) 14 e) 18
b) 10 d) 16

81 (Unigranrio-RJ) O átomo de magnésio tem número atômico 12 e número de massa 24. Qual é a alternativa correta relativa ao Mg que perdeu 2 elétrons?
a) Tem 12 elétrons.
b) Tem 10 nêutrons.
c) Tem 10 prótons.
d) Tem configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$.
e) Tem configuração idêntica à do Na ($Z = 11$) que perdeu 1 elétron.

82 (UGF-RJ) Leia o texto:
No fim da década de 70, um acidente na empresa Paraibuna de Metais resultou no despejo de mercúrio e cádmio no Rio Paraibuna. Campos, a cidade mais afetada, teve seu abastecimento de água suspenso por 72 horas.

O Globo, 1 abril 2003.

Os íons dos metais citados são facilmente dissolvidos na água.
O número de camadas utilizadas na distribuição eletrônica do cátion bivalente do cádmio é:
(Dado: número atômico do cádmio = 48.)
a) 4 c) 6 e) 10
b) 5 d) 9

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

LEITURA

USOS DAS RADIAÇÕES ELETROMAGNÉTICAS

Vimos, na página 89, o espectro eletromagnético completo e podemos dizer que, atualmente, todas as freqüências ali presentes têm aplicações práticas importantes.

Em **iluminação** empregamos os mais variados tipos de lâmpadas: as comuns (de filamento incandescente), as fluorescentes, as de ultravioleta (usadas em danceterias), as de infravermelho (usadas em tratamentos médicos) etc.

CID



A lâmpada de sódio, utilizada nas cidades, emite luz amarela produzida pelos "saltos" dos elétrons nos átomos de sódio.

CID



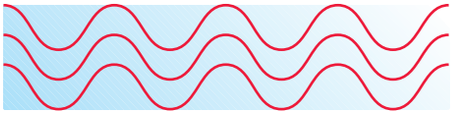
Os fogos de artifício que iluminam nossas noites festivas contêm o elemento magnésio, que queima emitindo luz branca muito intensa. Para produzir outras cores, colocam-se compostos de cobre (dão cor azul), de estrôncio (dão cor vermelha) etc.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 105 29/5/05, 18:32

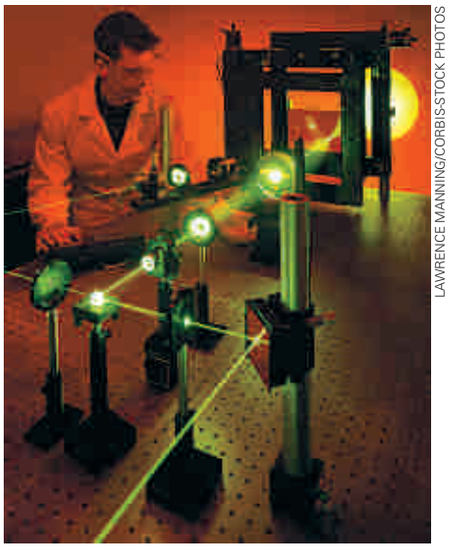
Nos raios *laser*, as ondas eletromagnéticas têm um comportamento especial como mostramos abaixo:



Na luz comum, as ondas são emitidas "fora de fase", como uma multidão caminhando desordenadamente.



No *laser*, as ondas caminham "em fase", como um batalhão de soldados marchando em formação.



LAWRENCE MANNING/CORBIS-STOCK PHOTOS

Feixes de *laser*.

Em **comunicações**, dispomos de emissoras de rádio, de televisão, de telefonia celular etc. Damos abaixo uma idéia das faixas de freqüência de emissão de alguns desses meios de telecomunicação.



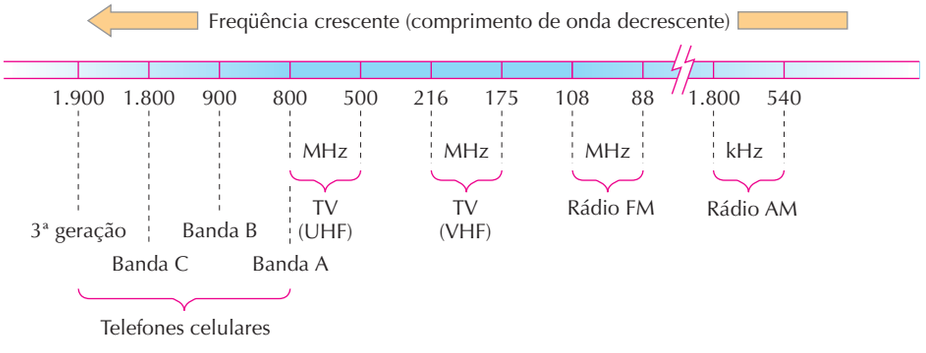
CID



L. VAAMONDE MOSQUERA / CID



POMPEU / STUDIO 47 / CID



No **cotidiano** é comum o uso dos fornos de microondas, nos quais há um gerador de ondas eletromagnéticas (*magnétron*) que emite na freqüência da ordem de 2.450 MHz. Essa freqüência "agita" as moléculas de água existentes nos alimentos, provocando assim o seu aquecimento (é por isso que alimentos muito "secos" não são aquecidos de modo eficaz).



ESGUEVA / CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Na **ciência**, o uso das ondas eletromagnéticas é também muito comum. Os dois exemplos abaixo dão uma idéia do emprego dessas ondas na identificação dos elementos químicos.



KAIBIDE Y DE CARLOS / CID

O chamado **teste de chama** é um teste simples para identificar cátions em laboratório. Um fio de platina limpo é mergulhado na amostra que se quer identificar e depois levado à chama azul de um bico de Bunsen. Cada elemento produzirá à chama uma cor característica (que, aliás, corresponde à cor apresentada na queima dos fogos de artifício): azul (cobre), laranja (sódio), vermelho (estrôncio), e assim por diante.



GECO UK / SPL-STOCK PHOTOS

A **análise espectral** é, de certa forma, uma sofisticação do teste de chama.
Com aparelhos especiais, chamados **espectrômetros**, conseguem-se identificar os elementos químicos com grande precisão, pela medição exata da posição relativa de suas raias espectrais. Essa mesma idéia é utilizada para estudar a luz emitida pelas estrelas e descobrir quais são seus elementos químicos formadores. Um exemplo interessante é o do gás **hélio**, que foi descoberto no Sol (1868) 27 anos antes de ser descoberto na Terra (1895) — o nome **hélio** provém do nome do deus do Sol, na mitologia grega.

Concluindo, podemos dizer que vivemos, atualmente, rodeados por ondas eletromagnéticas, especialmente nas grandes cidades. Esse é um tipo de poluição invisível e sem cheiro, mas que pode afetar a saúde das pessoas. É conhecido, por exemplo, o risco que os portadores de marca-passo cardíaco correm ao passar pelos detectores de metais, existentes nos aeroportos e nas portas dos bancos. Ainda não é bem conhecida a influência das radiações eletromagnéticas sobre a saúde humana depois de longos prazos de exposição. Não há dúvida, porém, de que o aumento da freqüência e da potência das radiações acarreta um aumento de risco para nossa saúde, como acontece com as pessoas que sofrem muitas exposições aos raios X.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

83 A que se deve a luz emitida por lâmpadas de sódio ou por lâmpadas fluorescentes?

84 Qual a diferença entre a luz comum e a luz *laser*?

85 O que transmite cores aos fogos de artifício?

86 Qual é a fonte de calor num forno de microondas?

87 O que é um espectrômetro de emissão?

Capitulo 04-QF1-PNLEM 107 29/5/05, 18:32

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

88 (Vunesp) O elemento químico *B* possui 20 nêutrons, é isótopo do elemento químico *A*, que possui 18 prótons, e isóbaro do elemento químico *C*, que tem 16 nêutrons. Com base nessas informações, pode-se afirmar que os elementos químicos *A*, *B* e *C* apresentam, respectivamente, números atômicos iguais a:

a) 16, 16 e 20
b) 16, 18 e 20
c) 16, 20 e 21
d) 18, 16 e 22
e) 18, 18 e 22

89 (FEI-SP) São dadas as seguintes informações relativas aos átomos *X*, *Y* e *Z*:

I. *X* é isóbaro de *Y* e isótono de *Z*.
II. *Y* tem número atômico 56, número de massa 137 e é isótopo de *Z*.
III. O número de massa de *Z* é 138.

O número atômico de *X* é:

a) 53
b) 54
c) 55
d) 56
e) 57

90 (UFPE) A água contendo isótopos ^{2}H é denominada "água pesada", porque a molécula $^{2}H_{2}^{16}O$ quando comparada com a molécula $^{1}H_{2}^{16}O$ possui:

a) maior número de nêutrons.
b) maior número de prótons.
c) maior número de elétrons.
d) menor número de elétrons.
e) menor número de prótons.

91 (Mackenzie-SP) Se o isótopo do chumbo que apresenta número de massa 210 forma íons Pb^{2+} e Pb^{4+}, que possuem respectivamente 80 e 78 elétrons, então o número de nêutrons desse átomo neutro é:

a) 138
b) 130
c) 132
d) 128
e) 158

92 (UFPR) Considere os conjuntos de espécies químicas a seguir:

A = $\{^{1}_{1}H, ^{2}_{1}H, ^{3}_{1}H\}$ C = $\{^{3}_{2}He, ^{4}_{2}He\}$ E = $\{^{3}_{2}He^{+}, ^{3}_{1}H\}$
B = $\{^{40}_{20}Ca, ^{40}_{18}Ar\}$ D = $\{^{13}_{6}C, ^{13}_{7}N\}$

Com relação aos conjuntos acima, é correto afirmar:

a) O conjunto *C* contém apenas isótopos do elemento hélio.
b) Os membros de *E* apresentam o mesmo número de elétrons, sendo, portanto, isótopos.
c) O conjunto *A* contém apenas isótopos do elemento hidrogênio.
d) Os membros de *B* são isóbaros.
e) Os membros de *D* apresentam o mesmo número de nêutrons.

93 (UFMT) Toda matéria, quando aquecida a uma temperatura suficientemente elevada, emite energia na forma de radiação (luz). Um exemplo comum é a lâmpada incandescente, em que um filamento de tungstênio é aquecido até ficar branco, pela resistência que ele oferece à passagem de um fluxo de elétrons. Nesse dispositivo a energia elétrica é convertida em energia térmica e energia radiante. Se essa radiação passar através de uma fenda estreita, transformar-se-á numa "fita luminosa". Se fizermos essa "fita" atingir uma tela, aparecerá uma imagem da fenda na forma de linha. Colocando um prisma no caminho da luz, a posição da linha na tela varia. Quando a luz é emitida por um corpo quente e examinada dessa maneira, produzirá, num primeiro caso, uma região contínua de cores variáveis, de modo que a linha se expanda dando uma faixa de cores desde o vermelho até o violeta (como num arco-íris); num segundo, uma série de linhas separadas com áreas escuras entre elas.

A partir do exposto, julgue os itens.

(0) No primeiro caso, tem-se um chamado espectro contínuo.
(1) Quando se usa a visão humana para detectar radiações, é possível abranger todas as faixas do espectro eletromagnético.
(2) No segundo caso, fala-se de um espectro discreto ou descontínuo.
(3) O aparelho no qual é feita a decomposição da luz em seus diversos componentes é chamado espectrógrafo.

94 (UnB-DF) O entendimento da estrutura dos átomos não é importante apenas para satisfazer à curiosidade dos cientistas; possibilita a produção de novas tecnologias. Um exemplo disso é a descoberta dos raios catódicos, feita pelo físico William Crookes, enquanto estudava as propriedades da eletricidade. Tal descoberta, além de ter contribuído para um melhor entendimento a respeito da constituição da matéria, deu origem aos tubos de imagem de televisores e dos monitores dos computadores. Alguns grandes cientistas que contribuíram para o entendimento da estrutura do átomo foram: Dalton (1766-1844), Rutherford (1871-1937), Bohr (1885-1962) e Linus Pauling (1901-1994).

Com relação à estrutura da matéria, julgue os itens seguintes.

(0) Ao passar entre duas placas eletricamente carregadas, uma positivamente e outra negativamente, as partículas alfa desviam-se para o lado da placa negativa.
(1) O átomo é a menor partícula que constitui a matéria.
(2) Cada tipo de elemento químico é caracterizado por um determinado número de massa.
(3) O modelo atômico que representa exatamente o comportamento do elétron é o modelo de Rutherford-Bohr.

95 (UFPR) Para interpretar a grande maioria dos processos químicos, é suficiente considerar o átomo como sendo constituído por apenas três partículas: o próton, o nêutron e o elétron. Essas três partículas não estão distribuídas ao acaso; elas interagem entre si e essa interação produz um conjunto organizado, que é o átomo.

A respeito do átomo, é correto afirmar:

a) Prótons e nêutrons são encontrados no núcleo, que é a parte do átomo com carga elétrica positiva e que contém praticamente toda a massa do átomo.
b) Os elétrons, partículas de carga elétrica negativa, distribuem-se em torno do núcleo em diversos níveis e subníveis energéticos (camadas e subcamadas).
c) Se o número de elétrons em um átomo for igual ao número de prótons, o átomo será neutro; se for maior, será um ânion; se for menor, será um cátion.
d) O número de prótons de um átomo é denominado número atômico e é representado pela letra *Z*.
e) O núcleo dos átomos será sempre formado por igual número de prótons e nêutrons.
f) A soma dos prótons e nêutrons de um átomo é conhecida como número de massa, que é representado pela letra *A* e é igual à sua massa atômica.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 108 29/5/05, 18:32

96 (UFCE) Em um átomo neutro, um elétron é excitado para a camada imediatamente superior. Com essa informação podemos assegurar que são corretas as alternativas:

a) Houve mudança nos 3 números quânticos que definem a posição do elétron.
b) O número quântico principal foi alterado.
c) Os valores dos 4 possíveis números quânticos não foram alterados.
d) Somente o número quântico de *spin* sofreu alteração.

97 (UFCE) Considere três átomos: *A*, *B* e *C*. Os átomos *A* e *C* são isótopos; os átomos *B* e *C* são isóbaros e os átomos *A* e *B* são isótonos. Sabendo que o átomo *A* tem vinte prótons e número de massa 41, e que o átomo *C* tem 22 nêutrons, os números quânticos do elétron mais energético do átomo *B* são:

a) $n = 3;\ \ell = 0;\ m_\ell = 2;\ s = -\frac{1}{2}$

b) $n = 3;\ \ell = 2;\ m_\ell = 0;\ s = -\frac{1}{2}$

c) $n = 3;\ \ell = 2;\ m_\ell = -2;\ s = -\frac{1}{2}$

d) $n = 3;\ \ell = 2;\ m_\ell = -1;\ s = +\frac{1}{2}$

98 (UMC-SP) Um átomo neutro de nitrogênio ao ganhar 3 elétrons adquire a configuração eletrônica $1s^2\,2s^2\,2p^6$. Este íon pode ser representado por:

a) ${}_7N^{3+}$ b) ${}_4N^{3-}$ c) ${}_{10}N^{3+}$ d) ${}_7N^{3-}$ e) ${}_{10}N^{3-}$

Observação: O número atômico do nitrogênio é 7.

99 (Ufac) Considere os seguintes elementos e seus respectivos números atômicos:

I. K ($Z = 19$)
II. Fe ($Z = 26$)
III. Mg ($Z = 12$)
IV. N ($Z = 7$)
V. Cr ($Z = 24$)

Dentre eles, apresentam elétrons no subnível *d*:

a) I e II
b) III, IV e V
c) I, III e V
d) somente a II
e) II e V

100 (UFPB) Um átomo *X*, de número de massa igual a 63 e número de nêutrons igual a 36, é isótono de um átomo *Y*, de número de massa 64 e isóbaro de um átomo *Z* que possui 34 nêutrons. Em relação a esses átomos, é correto afirmar que as configurações de X^{+2}, Y^{+2} e Z^{+2} são, respectivamente,

a) $[Ar]\ 4s^1\ 3d^8$; $[Ar]\ 4s^2\ 3d^5$ e $[Ar]\ 4s^2\ 3d^6$
b) $[Ar]\ 4s^2\ 3d^5$; $[Ar]\ 4s^2\ 3d^6$ e $[Ar]\ 4s^2\ 3d^7$
c) $[Ar]\ 3d^5\ 4s^2$; $[Ar]\ 3d^6\ 4s^2$ e $[Ar]\ 3d^9\ 4s^0$
d) $[Ar]\ 3d^7$; $[Ar]\ 3d^8$ e $[Ar]\ 3d^9$
e) $[Ar]\ 4s^2\ 3d^5$; $[Ar]\ 4s^2\ 3d^6$ e $[Ar]\ 4s^1\ 3d^8$

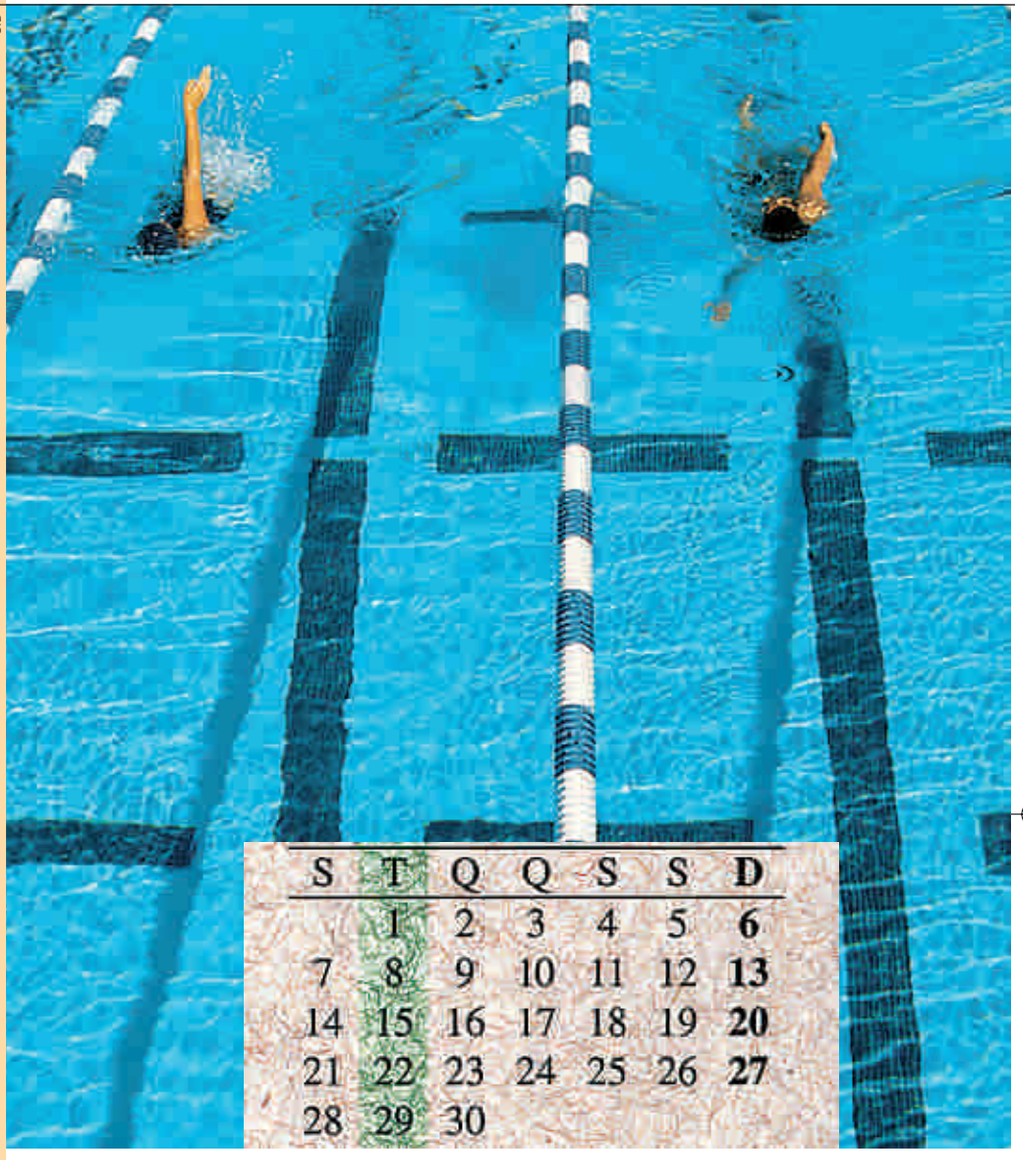
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 04-QF1-PNLEM 109 29/5/05, 18:32

Capítulo 5

A CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

CID



Uma aula de natação todas as terças é um evento periódico.

Tópicos do capítulo

1 Histórico

2 A Classificação Periódica moderna

3 Configurações eletrônicas dos elementos ao longo da Classificação Periódica

4 Propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos químicos

Leitura: *Três famílias importantes*

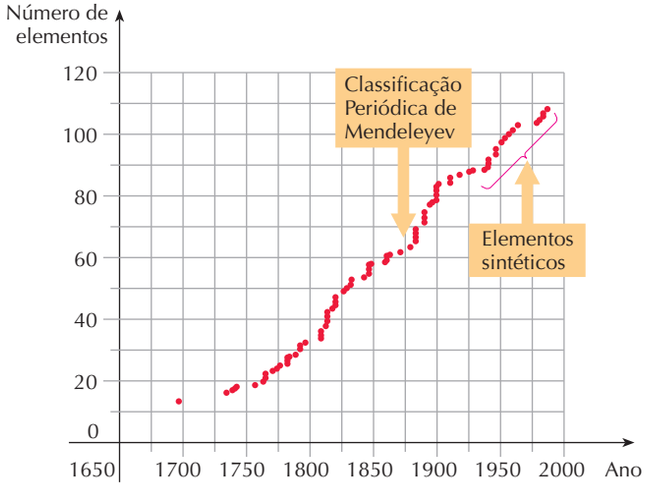
Apresentação do capítulo

Nos calendários, os dias são agrupados de sete em sete, indicando as semanas. De modo geral, nossas atividades são organizadas segundo os dias da semana — de segunda a sexta-feira estudamos e trabalhamos, aos sábados vamos às compras ou buscamos algum lazer e aos domingos passeamos ou descansamos. Uma aula de natação todas as terças à noite, por exemplo, seria uma atividade ***periódica****, pois se repetiria a cada sete dias, sempre na coluna da terça-feira. Assim, podemos prever que, em um determinado mês, iremos à natação nos dias 1, 8, 15, 22 e 29. Enfim, para todos nós, cada dia da semana tem suas* ***características*** *e* ***propriedades*** *especiais, que vão se repetindo periodicamente.*

A partir do século XIX, cientistas começaram a perceber que os elementos químicos, assim como os dias em um calendário, também poderiam ser agrupados em colunas, formadas pela reunião de elementos com propriedades semelhantes. É o que vamos abordar neste capítulo.

1 HISTÓRICO

O número de elementos químicos conhecidos pelo homem aumentou com o passar dos séculos e aumentou bastante particularmente a partir do século XIX, como podemos ver pelo gráfico e pela tabela dados abaixo:



Elementos conhecidos antes de 1650:
Ag, As, Au, C, Cu, Fe, Hg, Pb, S, Sb, Sn

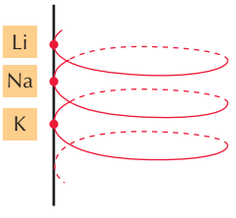
Até o final do século	Número de elementos químicos conhecidos
XVII	14
XVIII	33
XIX	83
XX	112

(Veja a lista completa dos elementos químicos, no início do livro, após o sumário.)

O grande aumento do número de elementos químicos no século XIX obrigou os cientistas a imaginarem gráficos, tabelas ou classificações em que todos os elementos ficassem reunidos em grupos com propriedades semelhantes.

Em 1817, o cientista alemão Johann W. Döbereiner agrupou alguns elementos em **tríadas**, que eram grupos de três elementos com propriedades semelhantes. Por exemplo:

lítio (Li) — sódio (Na) — potássio (K)
cloro (Cℓ) — bromo (Br) — iodo (I)



Em 1862, o cientista francês Alexander B. de Chancourtois imaginou o agrupamento dos elementos químicos sobre um parafuso, na ordem de suas massas atômicas. Desse modo, ao passarmos por uma certa vertical, encontraremos elementos com propriedades semelhantes. Essa arrumação foi denominada **parafuso telúrico** de De Chancourtois.

Em 1864, o cientista inglês John A. R. Newlands colocou os elementos químicos em ordem crescente de massas atômicas e verificou que as propriedades se repetiam **a cada oito elementos** (excluindo-se o hidrogênio), como as notas numa escala musical. Sendo Newlands também músico, essa regra passou a ser conhecida como **lei das oitavas** de Newlands.

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Aℓ	Si	P	S	Cℓ
1	2	3	4	5	6	7



J. GÓMEZ DE SALAZAR/CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 111 29/5/05, 19:08

Em 1869, trabalhando independentemente, dois cientistas — Julius L. Meyer, na Alemanha (baseando-se principalmente em propriedades físicas), e Dimitri I. Mendeleyev, na Rússia (baseando-se principalmente em propriedades químicas) — propuseram tabelas semelhantes para a classificação dos elementos químicos.

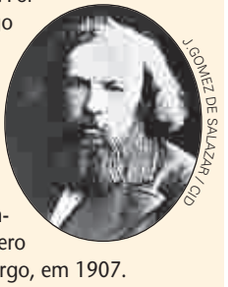
O trabalho de Mendeleyev foi porém mais meticuloso: ele anotava as propriedades dos elementos químicos em cartões; pregava esses cartões na parede de seu laboratório; mudava as posições dos cartões até obter uma seqüência de elementos em que se destacasse a semelhança das propriedades. Foi com esse quebra-cabeça que Mendeleyev chegou à primeira tabela periódica, verificando então que havia uma periodicidade das propriedades quando os elementos químicos eram colocados **em ordem crescente de suas massas atômicas**. Em uma de suas primeiras tabelas, Mendeleyev colocou os elementos químicos conhecidos (cerca de 60, na época) em 12 linhas horizontais, **em ordem crescente de massas atômicas**, tomando o cuidado de colocar **na mesma vertical os elementos de propriedades químicas semelhantes**. Surgiu, então, a seguinte tabela:

Série	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1		H 1						
2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Aℓ 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cℓ 35,5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe-56 Co-59 Ni-59
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	? 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru-104 Rh-104 Pd-106
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	? 138	? 140				
9								
10		? 178	? 180	Ta 182	W 184			Os-195 Ir-197 Pt-198
11	Au 199	Hg 200	Tℓ 204	Pb 207	Bi 208			
12				Th 231			U 240	

Duas grandes ousadias de Mendeleyev provaram sua grande intuição científica:

- Veja o final da linha (série) de número 7. Na seqüência das massas atômicas, o I (127) deveria vir antes do Te (128). No entanto, Mendeleyev, desrespeitando seu próprio critério de ordenação, **inverteu as posições de ambos**, de modo que o I (127) viesse a ficar embaixo (na mesma coluna) dos elementos com propriedades semelhantes a ele — o Cℓ (35,5) e o Br (80). Para se justificar, Mendeleyev alegou que as medições das massas atômicas, na época, estavam erradas. Hoje sabemos que a ordem **Te → I** é a correta, como veremos adiante.
- Outro grande tento de Mendeleyev foi deixar certas "casas" vazias na tabela; veja como exemplos:
  — na linha (série) número 4, **Ca (40) → "casa" vazia → Ti (48)**, para que o Ti fique abaixo do C, com o qual se assemelha;

Dimitri Ivanovitch Mendeleyev



Nasceu em Tobolsk, na Rússia, em 1834. Formou-se em Química em São Petersburgo e trabalhou na Alemanha, na França e nos Estados Unidos. Estudou as propriedades do petróleo, dos gases, das soluções e dos explosivos. Sua maior contribuição para a ciência foi a Classificação Periódica dos elementos. Em sua homenagem foi dado o nome de **mendelévio** ao elemento químico de número atômico 101. Faleceu em São Petersburgo, em 1907.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

— na linha (série) número 5, **Zn (65)** → **"casa" vazia** → **"casa" vazia** → **As (75)**, para que o As fique abaixo do P, com o qual se assemelha.

A justificativa de Mendeleyev foi de que no futuro seriam descobertos novos elementos que preencheriam esses lugares vazios. De fato, a História provou que ele estava certo: em 1875 foi descoberto o gálio (68); em 1879, o escândio (44); e em 1886, o germânio (72).

Mendeleyev foi além: conseguiu prever com grande precisão as propriedades do escândio e do germânio alguns anos antes de esses elementos serem descobertos. Assim, por exemplo, temos para o germânio (Ge):

	Previsões de Mendeleyev	Dados atuais (obtidos na prática)
Massa atômica	72	72,6
Cor	cinza	cinza
Densidade (g/cm^3)	5,5	5,32
Fórmula do óxido	GeO_2	GeO_2
Densidade do óxido (g/cm^3)	4,7	4,23

Resumindo as conclusões de Mendeleyev, podemos dizer que ele estabeleceu a chamada **lei da periodicidade**:

> Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam **periodicamente** na seqüência de suas **massas atômicas**.

Na seqüência dos dados históricos que mostramos (desde Döbereiner até Mendeleyev) e na descoberta de vários novos elementos químicos, você pode perceber como a evolução da ciência é gradativa, exigindo muito esforço dos cientistas para irem reunindo e complementando novas descobertas, novos conhecimentos e novas idéias, a fim de tirar conclusões que possam explicar a natureza de maneira cada vez mais geral e abrangente. (Note, por exemplo, que a tabela de Mendeleyev engloba as tríadas de Döbereiner, o parafuso de De Chancourtois e as oitavas de Newlands.)

2 A CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA MODERNA

Além de ser mais completa que a tabela de Mendeleyev, a Classificação Periódica moderna apresenta os elementos químicos dispostos **em ordem crescente de números atômicos**. De fato, em 1913, Henry G. J. Moseley estabeleceu o conceito de **número atômico**, verificando que esse valor caracterizava melhor um elemento químico do que sua massa atômica (assim desapareceram, inclusive, as "inversões" da tabela de Mendeleyev, como no caso do iodo e do telúrio).

A partir daí a **lei da periodicidade** ganhou um novo enunciado:

> Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam **periodicamente** na seqüência de seus **números atômicos**.

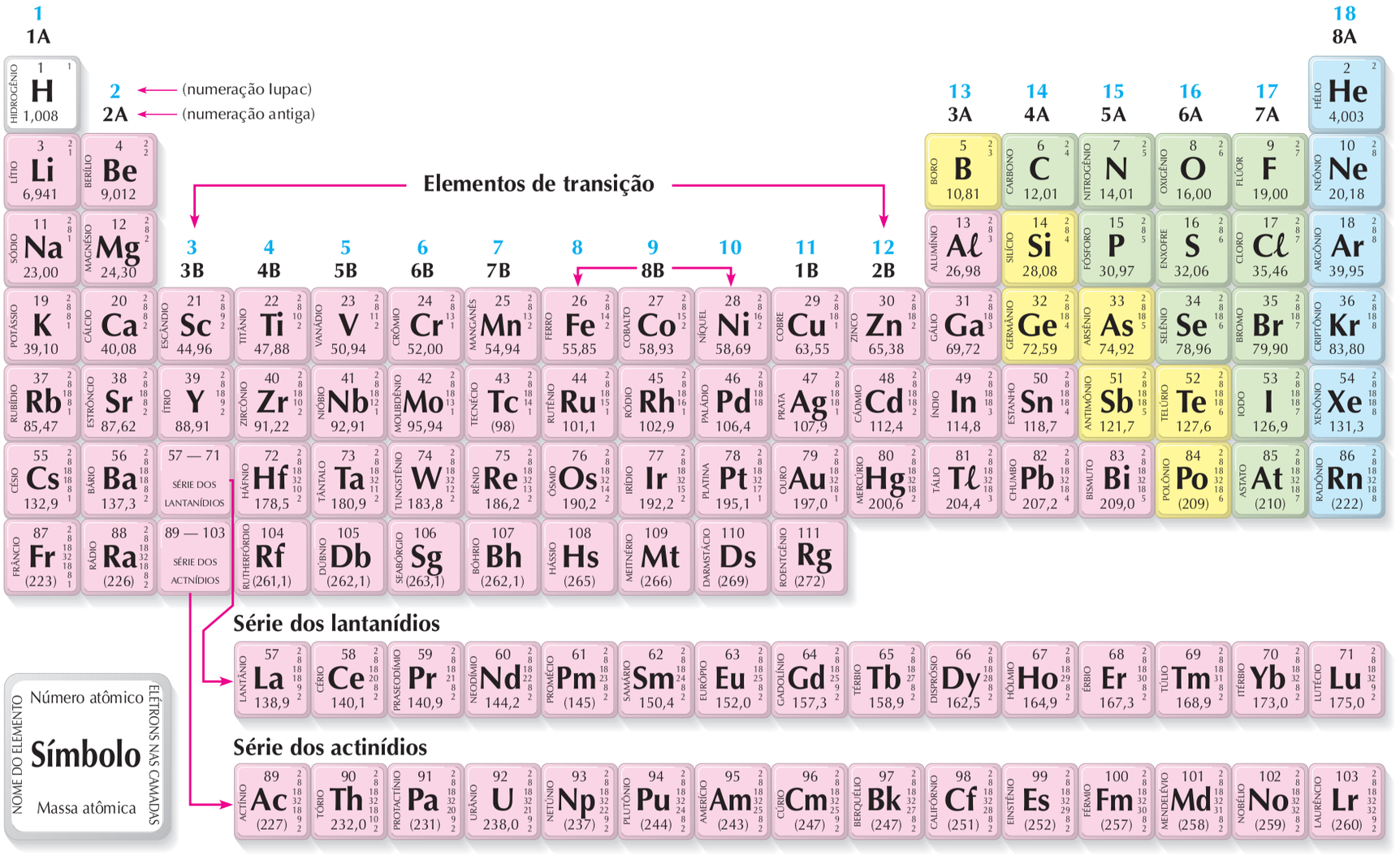
Atualmente, a apresentação mais comum da Classificação Periódica é a mostrada na página seguinte, onde cada elemento ocupa um quadradinho ou "casa" da tabela. (Preferimos apresentar a tabela apenas até o elemento de número atômico 111 — roentgênio; símbolo: Rg —, que é o último elemento com nome oficial. Foi anunciado pela Iupac em 1º de novembro de 2004.)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 113 29/5/05, 19:08

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

(com massas atômicas referidas ao isótopo 12 do carbono)



* As massas atômicas indicadas entre parênteses são relativas à do isótopo mais estável.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.1. Períodos

As sete linhas horizontais, que aparecem na tabela da página anterior, são denominadas **períodos**. Devemos notar que:

1º período (I)	Muito curto	Tem 2 elementos	H e He
2º período (II)	Curto	Tem 8 elementos	Do Li ao Ne
3º período (III)	Curto	Tem 8 elementos	Do Na ao Ar
4º período (IV)	Longo	Tem 18 elementos	Do K ao Kr
5º período (V)	Longo	Tem 18 elementos	Do Rb ao Xe
6º período (VI)	Superlongo	Tem 32 elementos	Do Cs ao Rn
7º período (VII)	Incompleto	Tem 24 elementos	Do Fr ao Ds

É importante notar também que:

- No **6º período**, a terceira "casa" contém 15 elementos (do lantânio ao lutécio), que por comodidade estão indicados numa linha fora e abaixo da tabela; começando com o lantânio, esses elementos formam a chamada **série dos lantanídios**.
- Analogamente, no **7º período**, a terceira "casa" também contém 15 elementos químicos (do actínio até o laurêncio), que estão indicados na segunda linha fora e abaixo da tabela; começando com o actínio, eles formam a **série dos actinídios**.

2.2. Colunas, grupos ou famílias

As dezoito linhas verticais que aparecem na tabela são denominadas **colunas**, **grupos** ou **famílias de elementos**. Devemos assinalar que algumas famílias têm nomes especiais, a saber:

Número da coluna	Elementos	Nome da família
1A (1)	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	Metais alcalinos (do árabe *alcali*, "cinza de plantas")
2A (2)	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	Metais alcalino-terrosos (o termo "terroso" refere-se a "existir na terra")
6A (16)	O, S, Se, Te, Po	Calcogênios ("formadores de cobre", pois minérios de cobre contêm oxigênio ou enxofre)
7A (17)	F, Cℓ, Br, I, At	Halogênios ("formadores de sais")
8A (18)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	Gases nobres (ou raros, ou inertes)

johnny hart



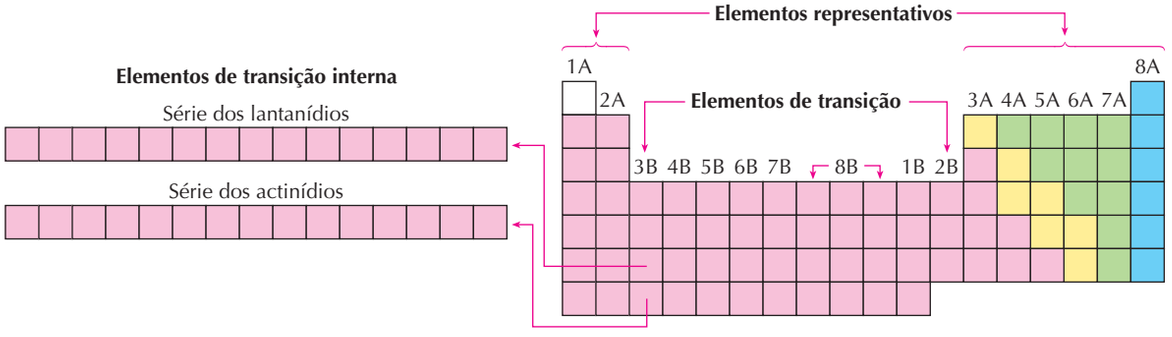
É ainda importante considerar os seguintes aspectos:

- O hidrogênio (H-1), embora apareça na coluna 1A, não é um metal alcalino. Aliás, o hidrogênio é tão diferente de todos os demais elementos químicos que, em algumas classificações, prefere-se colocá-lo **fora da Tabela Periódica**.

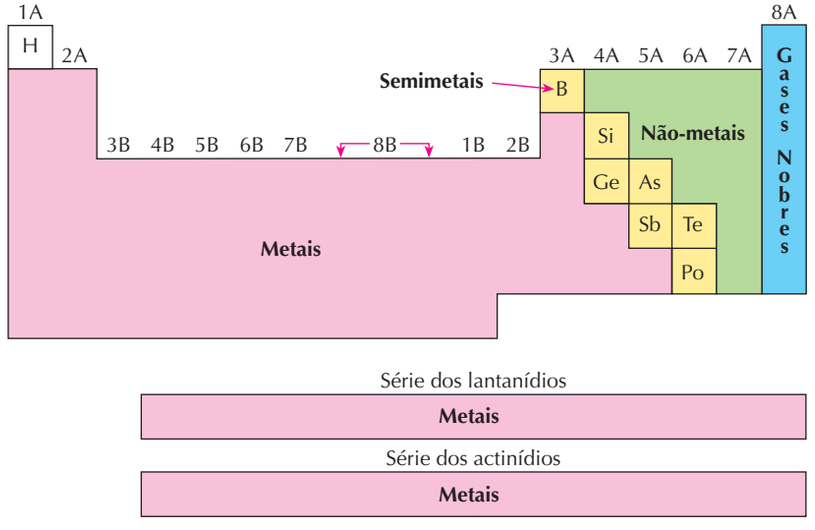
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 115 29/5/05, 19:08

- O alumínio (Aℓ-13) é chamado freqüentemente de **metal terroso**, pois é um constituinte encontrado na terra e no barro comum. Essa designação se estende, às vezes, aos demais elementos da coluna 3A (Ga, In, Tℓ).
- Quando a família não tem nome especial, é costume chamá-la pelo nome do primeiro elemento que nela aparece; por exemplo, os da coluna 5A são chamados de elementos da **família** ou do **grupo do nitrogênio**.
- As colunas A são as mais importantes da tabela. Seus elementos são denominados **elementos típicos**, ou **característicos**, ou **representativos** da Classificação Periódica. Em cada coluna A, a semelhança de propriedades químicas entre os elementos é máxima.
- Os elementos das colunas 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 1B e 2B constituem os chamados **elementos de transição**. Note que, em particular, a coluna 8B é uma coluna tripla.



- Outra separação importante, existente na Classificação Periódica, é a que divide os elementos em **metais**, **não-metais** (ou **ametais**), **semimetais** e **gases nobres**, como podemos ver a seguir.



Os **metais** são elementos sólidos (exceto o mercúrio), em geral duros, com brilho característico — denominado **brilho metálico** —, densos, de pontos de fusão e de ebulição altos, bons condutores de calor e de eletricidade, maleáveis (podem ser transformados em lâminas finas), dúcteis (podem ser transformados em fios finos) e que formam íons positivos (cátions).

Os **não-metais** têm propriedades completamente opostas.

Os **semimetais** têm propriedades intermediárias entre os metais e os não-metais. Os **gases nobres**, ou **gases raros**, têm comportamento químico específico.

Como podemos notar, dos 111 elementos considerados na tabela da página 114, o número de metais (86) supera bastante o número de não-metais (11), semimetais (7) e gases nobres (6). Como já dissemos, o hidrogênio, devido às suas propriedades muito especiais, deve ser deixado fora dessa classificação.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 116 29/5/05, 19:08

OBSERVAÇÃO

Na tabela atual existem **elementos naturais** e **elementos artificiais**. Naturais são os que existem na natureza; ao contrário, os artificiais devem ser produzidos em laboratórios especializados. Dos artificiais, dois estão situados, na Tabela Periódica, **antes do urânio** (U-92) e, por isso, são chamados de **elementos cisurânicos**, que são o tecnécio (Tc-43) e o promécio (Pm-61). Os outros artificiais vêm depois do urânio e são chamados de **transurânicos**.

2.3. Os nomes dos elementos químicos

Os nomes dos elementos químicos conhecidos desde a Antigüidade foram dados arbitrariamente e variam de uma língua para outra. Por exemplo:

- **Fe** – **ferro** – *iron* (inglês); *eisen* (alemão);
- **Cu** – **cobre** – *copper* (inglês); *rame* (italiano);
- **Pb** – **chumbo** – *lead* (inglês); *plomb* (francês);
- **S** – **enxofre** – *sulphur* (inglês); *azufre* (espanhol).

A partir do século XVIII, acentuou-se a freqüência das descobertas de novos elementos químicos. O próprio cientista que produzia o novo elemento lhe dava nome. Em geral, esse nome lembrava uma propriedade do elemento ou a região de onde o elemento provinha. Como a comunicação entre os químicos havia se tornado mais eficiente, esses nomes foram sendo adotados internacionalmente. Por exemplo:

- **Mg** – **magnésio**: alusão à Magnésia, região da Grécia com minério de magnésio (isolado em 1808, por Humphry Davy, Inglaterra);
- **Aℓ** – **alumínio**: do latim *alumen*, sal de alumínio (1825; Oersted; Dinamarca);
- **Br** – **bromo**: do grego *bromos*, mau cheiro (1826; Balard; França);
- **Rb** – **rubídio**: do latim *rubidium*, cor vermelho-escuro (1861; Bunsen; Alemanha);
- **He** – **hélio**: do grego *helios*, Sol, por ter sido descoberto a partir do espectro da luz solar (1895; Ramsay; Inglaterra);
- **Po** – **polônio**: alusão à Polônia, terra natal de Marie Curie (1898; Marie Curie; França).

No século XX, quando começou a produção artificial dos elementos transurânicos, foram dados inicialmente nomes lembrando planetas — netúnio (Np-93) e plutônio (Pu-94), porque vinham depois do urânio (U-92). Posteriormente, foram dados nomes a outros elementos, lembrando um continente (amerício, Am-95), um estado norte-americano (califórnio, Cf-98), uma universidade (berkélio, Bk-97) e cientistas — cúrio (Cm-96), einstênio (Es-99), férmio (Fm-100), mendelévio (Md-101), nobélio (No-102) e laurêncio (Lr-103).

Em 1997, a IUPAC* aprovou os seguintes nomes aportuguesados no Brasil (entre parênteses a homenagem correspondente):

- 104 – **Rf** – **rutherfórdio** (Ernest Rutherford);
- 105 – **Db** – **dúbnio** (laboratório de Dubna, na Rússia);
- 106 – **Sg** – **seabórgio** (Glenn Theodore Seaborg);
- 107 – **Bh** – **bóhrio** (Niels H. D. Bohr);
- 108 – **Hs** – **hássio** (província de Hasse, na Alemanha);
- 109 – **Mt** – **meitnério** (Lise Meitner);
- 110 – **Ds** – **darmstácio** (Cidade de Darmstadt, na Alemanha).

Em 2004, foi confirmada a produção do elemento 111:

- 111 – **Rg** – **roentgênio** (Wilhelm Röntgen).

* IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry — União Internacional de Química Pura e Aplicada) é uma organização científica internacional e não-governamental integrada por uma série de comitês e comissões que fazem recomendações sobre a nomenclatura e símbolos que devem ser usados em publicações técnicas e científicas.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 117 29/5/05, 19:08

A IUPAC criou também regras para se darem **nomes e símbolos provisórios** aos elementos de número atômico superior a 100, até se chegar a um consenso sobre os nomes definitivos. São empregados prefixos latinos e gregos para designar os algarismos, como indicamos abaixo:

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
nil	un	bi	tri	quad	pent	hex	sept	oct	enn

Com esses prefixos, partindo do número atômico do elemento, monta-se o nome respectivo (dando-lhe terminação latina); e, do nome, tira-se o símbolo correspondente. Por exemplo:

Tomando o número atômico do elemento	pensamos em seus algarismos	construímos o seu nome (sem os hifens)	e temos o símbolo correspondente
101	um - zero - um	**un** - **nil** - **un**ium	Unu
102	um - zero - dois	**un** - **nil** - **b**ium	Unb
103	um - zero - três	**un** - **nil** - **t**rium	Unt
104	um - zero - quatro	**un** - **nil** - **q**uadrium	Unq

Visando à simplificação, não incluímos esse tipo de nomenclatura em nossa tabela da página 114.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) As tentativas de organizar os elementos químicos sempre procuraram agrupá-los de que modo?

b) Que ordem Mendeleyev seguiu, em uma de suas primeiras tabelas, para colocar os elementos químicos? Como ficou estabelecida essa ordem na Tabela Periódica atual?

c) O que são períodos?

d) O que são grupos ou famílias?

e) Onde, na Tabela Periódica, se localizam os elementos químicos com propriedades semelhantes?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

1 (UFPA) Um átomo, cujo número atômico é 18, está classificado na Tabela Periódica como:
a) metal alcalino
b) metal alcalino-terroso
c) metal terroso
d) ametal
e) gás nobre

2 (Ufac) O número atômico do elemento que se encontra no período III, família 3A é:
a) 10 c) 23 e) 31
b) 12 d) 13

3 (Ufam-AM) Na classificação periódica, os elementos Ba (grupo 2), Se (grupo 16) e Cℓ (grupo 17) são conhecidos, respectivamente, como:
a) alcalino, halogênio e calcogênio
b) alcalino-terroso, halogênio e calcogênio
c) alcalino-terroso, calcogênio e halogênio
d) alcalino, halogênio e gás nobre
e) alcalino-terroso, calcogênio e gás nobre

4 (UVA-CE) O césio 137, causa da tragédia de Goiânia em 1987, é isótopo do $^{133}_{55}Cs$. Em relação à Tabela Periódica, o césio pertence à família dos:
a) alcalinos c) halogênios
b) alcalinos terrosos d) gases nobres

5 (Ufac) Ferro (Z = 26), manganês (Z = 25) e cromo (Z = 24) são:
a) metais alcalinos
b) metais alcalinos-terrosos
c) elementos de transição
d) lantanídios
e) calcogênios

6 (U. F. Santa Maria-RS) Entre os pares de elementos químicos, o par que reúne elementos com propriedades químicas mais semelhantes é
a) Na e K c) Ca e Cu e) H e I
b) Cℓ e Ar d) F e Ba

7 (F. Ibero-Americana-SP) O grupo da Tabela Periódica que se caracteriza por apresentar predominância de elementos artificiais é o dos:
a) lantanídios
b) gases nobres
c) metais de transição
d) metais alcalino-terrosos
e) actinídios

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

8 (Cesgranrio-RJ) Dados os elementos de números atômicos 3, 9, 11, 12, 20, 37, 38, 47, 55, 56 e 75, a opção que só contém metais alcalinos é:
a) 3, 11, 37 e 55
b) 3, 9, 37 e 55
c) 9, 11, 38 e 55
d) 12, 20, 38 e 56
e) 12, 37, 47 e 75

9 (Uerj) Um dos elementos químicos que tem se mostrado muito eficiente no combate ao câncer de próstata é o selênio (Se).
Com base na Tabela de Classificação Periódica dos Elementos, os símbolos de elementos com propriedades químicas semelhantes ao selênio são:
a) Cℓ, Br, I b) Te, S, Po c) P, As, Sb d) As, Br, Kr

10 (Faap-SP) Das alternativas indicadas a seguir, qual é constituída por elementos da Tabela Periódica com características químicas distintas?
a) He, Ne, Ar
b) Mg, Ca, Sr
c) Li, Be, B
d) F, Cℓ, Br
e) Li, Na, K

11 (U. F. Santa Maria-RS) Um átomo neutro tem o número de massa igual a 40 e o número de nêutrons igual a 21. Esse átomo corresponde ao:
a) Zr
b) Pr
c) K
d) Sc
e) Pm

12 (Univale-SC) O bromato de potássio, produto de aplicação controvertida na fabricação de pães, tem por fórmula $KBrO_3$. Os elementos que o constituem, na ordem indicada na fórmula, são das famílias dos:
a) alcalinos, halogênios e calcogênios.
b) halogênios, calcogênios, alcalinos.
c) calcogênios, halogênios, alcalinos.
d) alcalino-terrosos, calcogênios, halogênios.
e) alcalino-terrosos, halogênios, calcogênios.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS DOS ELEMENTOS AO LONGO DA CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA

Já vimos a distribuição dos elétrons nos elementos químicos segundo o **diagrama de Pauling** (página 101). Vamos agora relacionar essa distribuição com os períodos e colunas da Tabela Periódica.

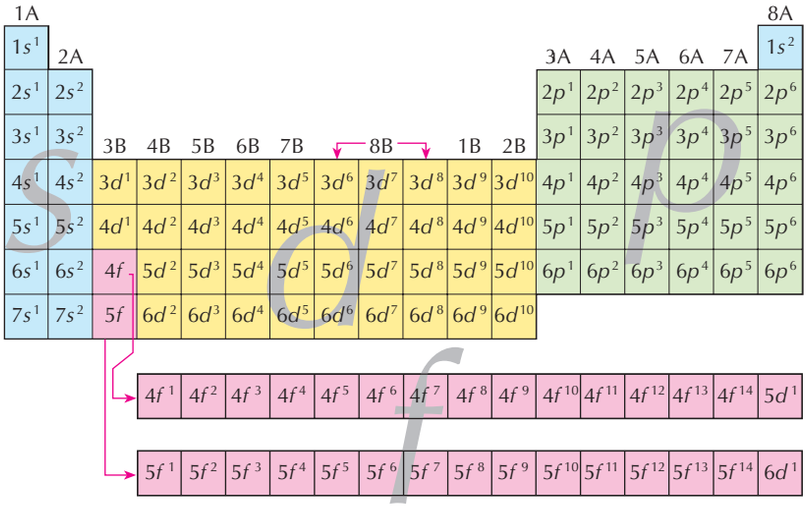
Caminhando horizontalmente ao longo dos sete períodos da Tabela, ao passarmos de uma "casa" para a seguinte, o número atômico aumenta de uma unidade. Esse acréscimo indica que a eletrosfera está recebendo um novo elétron — é o chamado **elétron de diferenciação**. Desse modo, teremos as distribuições eletrônicas ao longo dos dois primeiros períodos da Tabela Periódica, de acordo com o seguinte quadro:

Período	Elemento	Símbolo	Número atômico (= número total elétrons)	Distribuição eletrônica		
				por camadas		por subníveis
				K	*L*	
1º	Hidrogênio	H	1	1		$1s^1$
1º	Hélio	He	2	2		$1s^2$
2º	Lítio	Li	3	2	1	$1s^2\ 2s^1$
2º	Berílio	Be	4	2	2	$1s^2\ 2s^2$
2º	Boro	B	5	2	3	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
2º	Carbono	C	6	2	4	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
2º	Nitrogênio	N	7	2	5	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
2º	Oxigênio	O	8	2	6	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
2º	Flúor	F	9	2	7	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
2º	Neônio	Ne	10	2	8	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

(A continuação desta tabela encontra-se em "Tabelas Auxiliares", ao final do livro.)

Capitulo 05-QF1-PNLEM 119 29/5/05, 19:09

Prosseguindo pela Tabela Periódica, mostramos a seguir a entrada dos sucessivos elétrons de diferenciação no último subnível eletrônico de cada elemento:



Note que nesta Tabela há quatro regiões distintas de preenchimento dos subníveis eletrônicos:

- na região azul, os elétrons entram em subníveis *s*;
- na região verde, os elétrons entram em subníveis *p*;
- na região amarela, os elétrons entram em subníveis *d*;
- na região rosa, os elétrons entram em subníveis *f*.

É muito importante notar que:

- Os **7 períodos** da Tabela Periódica correspondem às **7 camadas ou níveis eletrônicos dos átomos**. Desse modo, exemplificando, o ferro (Fe-26) está no **4º período**, e por isso já sabemos que seu átomo possui **4 camadas eletrônicas** (*K*, *L*, *M*, *N*).
- **Nas colunas A, o número de elétrons na última camada eletrônica é igual ao próprio número da coluna.** Por exemplo, o nitrogênio está na **coluna 5A** e, portanto, sua última camada eletrônica tem **5 elétrons** ($s^2\ p^3$). É por esse motivo que os elementos de uma mesma coluna A têm propriedades químicas muito semelhantes, o que justifica o fato de tais elementos (em azul ou em verde, na tabela anterior) serem chamados de elementos típicos, característicos ou representativos da Classificação Periódica.
- **Nas colunas B**, o número de elétrons na última camada permanece, em geral, igual a 2. Agora é a **penúltima camada** que vai recebendo os sucessivos elétrons, como acontece com os **elementos de transição** (parte amarela da tabela anterior); ou então é a **antepenúltima camada**, como acontece com os **lantanídios** e **actinídios** (parte rosa da tabela anterior), que por essa razão são chamados de elementos de **transição interna**. Devemos porém avisar que, nas colunas B, aparecem algumas irregularidades na distribuição eletrônica dos elementos, cuja explicação foge ao objetivo do nosso curso.
- Há um modo abreviado de representar a distribuição eletrônica de um elemento químico: seguindo a Tabela Periódica, escrevemos o símbolo do último gás nobre que aparece antes do elemento (isto é, do gás nobre do período "de cima"); em seguida, representamos apenas os elétrons que o elemento tiver a mais em relação a esse gás nobre. Nos exemplos seguintes, damos as distribuições eletrônicas dos três primeiros elementos da coluna 4A (C, Si, Ge), primeiramente na forma completa e depois na forma abreviada.

C ($Z = 6$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ ⇒ C ($Z = 6$): [He] $2s^2\ 2p^2$

hélio: [He]

Si ($Z = 14$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$ ⇒ Si ($Z = 14$): [Ne] $3s^2\ 3p^2$

neônio: [Ne]

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 120 29/5/05, 19:09

Ge ($Z = 32$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (argônio: [Ar]) $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$ ⇒ Ge ($Z = 32$): [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$

- Quando um elemento ganha 1, 2, 3... elétrons e se transforma num íon negativo (ânion), sua configuração eletrônica é semelhante à de outro elemento situado 1, 2, 3... "casas" à frente na Tabela Periódica. Ao contrário, quando um elemento perde 1, 2, 3... elétrons e se transforma num íon positivo (cátion), sua configuração eletrônica torna-se semelhante à de outro elemento situado 1, 2, 3... "casas" para trás na Tabela Periódica. Átomos e íons com o mesmo número de elétrons na eletrosfera são chamados **isoeletrônicos** e são, pois, "vizinhos" na Classificação Periódica.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que indica o período onde o elemento químico está situado?

b) Em quais subníveis os elétrons de diferenciação dos elementos representativos são adicionados?

c) Nos metais de transição, em qual subnível o último elétron entra? E nos metais de transição interna?

d) O que são átomos ou íons isoeletrônicos?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

13 (Ueba) Um átomo apresenta normalmente 2 elétrons na primeira camada, 8 elétrons na segunda, 18 elétrons na terceira camada e 7 na quarta camada. A família e o período em que se encontra esse elemento são, respectivamente:
a) família dos halogênios, sétimo período
b) família do carbono, quarto período
c) família dos halogênios, quarto período
d) família dos calcogênios, quarto período
e) família dos calcogênios, sétimo período

Resolução

Tendo **quatro** camadas eletrônicas, o elemento será do **4º período**. Com **7 elétrons** na quarta camada, o elemento estará na **coluna 7A**. Trata-se, pois, do halogênio situado no quarto período.
Alternativa c
Outra resolução possível é somar o número total de elétrons: 2 + 8 + 18 + 7 = 35. Procurando na Tabela Periódica, encontramos o **bromo** (número atômico 35), que é o **halogênio** do quarto período.

14 (U. F. Santa Maria-RS) Um elemento neutro possui configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$. Esse elemento é um:
a) metal alcalino terroso.
b) halogênio.
c) metal do primeiro período de transição.
d) gás nobre.
e) elemento do grupo do nitrogênio.

15 (Uniceub-DF) O aço tem como um dos componentes que lhe dá resistência e ductibilidade o elemento vanádio; sobre o vanádio podemos afirmar que seu subnível mais energético e seu período são, respectivamente:
(Dado: $_{23}$V.)
a) $4s^2$ e 4º período.
b) $4s^2$ e 5º período.
c) $3d^3$ e 4º período.
d) $3d^3$ e 5º período.
e) $4p^3$ e 4º período.

16 (Mackenzie-SP) Uma distribuição eletrônica possível para um elemento *X*, que pertence à mesma família do elemento bromo, cujo número atômico é igual a 35, é:
a) $1s^2, 2s^2, 2p^5$
b) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$
c) $1s^2, 2s^2, 2p^2$
d) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
e) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^5$

Exercício resolvido

17 Qual é a estrutura eletrônica do enxofre ($Z = 16$), por níveis e subníveis eletrônicos? Qual a posição desse elemento na Classificação Periódica?

Resolução

De acordo com o diagrama de Pauling (página 101), temos:

S ($Z = 16$)
- Por subníveis: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
- Por camadas ou subníveis eletrônicos: 2, 8, 6

Tendo **3 camadas eletrônicas**, podemos concluir que o enxofre pertence ao **3º período** da Classificação Periódica; sendo o último subnível do tipo *p* e estando ele incompleto, concluímos que o enxofre está localizado na **região *p*** da tabela; havendo **6 elétrons na última camada**, concluímos também que o enxofre está na **coluna 6A** (calcogênio) da Classificação Periódica.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 121 29/5/05, 19:09

18 (Unisinos-RS) Temos, abaixo, as configurações eletrônicas de alguns elementos no estado fundamental. A configuração eletrônica que corresponde a um gás nobre é:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

Exercício resolvido

19 (FGV-SP) Um elemento químico *A* apresenta propriedades químicas semelhantes às do oxigênio. *A* pode ter configuração eletrônica:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

Resolução

A configuração eletrônica do oxigênio ($Z = 8$) é $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^4}$; logo, sua última camada tem configuração s^2p^4. O elemento *A*, com propriedades químicas semelhantes às do oxigênio, deverá também terminar em s^2p^4.
Alternativa e

20 (Unisinos-RS) Entre as alternativas abaixo, indique aquela que contém afirmações exclusivamente corretas sobre os elementos cujas configurações eletrônicas são apresentadas a seguir:

Elemento	Configuração eletrônica
A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
B	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
C	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
D	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
E	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

a) O elemento *C* é um gás nobre e o elemento *B* é um halogênio.
b) Os elementos *A* e *C* situam-se, respectivamente, no terceiro e quarto períodos da Tabela Periódica.
c) O elemento *E* é um calcogênio e situa-se no quinto período da Tabela Periódica.
d) O elemento *B* é um halogênio do segundo período, enquanto o elemento *D* situa-se no sexto período da Tabela Periódica.
e) O elemento *A* é um metal alcalino-terroso.

Exercício resolvido

21 (Cesgranrio-RJ) Um átomo *T* apresenta menos 2 prótons que um átomo *Q*. Com base nessa informação, assinale a opção falsa.

	T	*Q*
a)	gás nobre	alcalino-terroso
b)	halogênio	alcalino
c)	calcogênio	gás nobre
d)	enxofre	silício
e)	bário	cério

Resolução

Do enunciado concluímos que, se *Q* tem *x* prótons, *T* terá $(x - 2)$ prótons. Isto equivale a dizer que *Q* está duas "casas" à frente de *T* na Tabela Periódica. Assim, basta seguir a Tabela Periódica para verificar que a única opção incorreta (falsa) é a da **alternativa d**.

22 (Uece) O elemento químico com $Z = 54$ possui em sua camada de valência a configuração $5s^2\ 5p^6$. Os elementos com $Z = 52$ e com $Z = 56$ pertencem às famílias dos:

a) calcogênios e alcalino-terrosos
b) halogênios e alcalinos
c) halogênios e alcalino-terrosos
d) calcogênios e alcalinos

Exercício resolvido

23 (UFC-CE) O elemento com configuração eletrônica no estado fundamental $[Ar]4s^23d^6$ é o quarto mais abundante na crosta terrestre. Assinale a opção que corresponde ao nome desse elemento.

a) magnésio
b) alumínio
c) oxigênio
d) níquel
e) ferro

Resolução

Pela tabela periódica, a distribuição eletrônica do argônio [Ar] é igual a $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}$. O elemento desconhecido será a parte do [Ar], acrescida de $4s^2\ 3d^6$, como diz o enunciado da questão. Temos então, para o elemento desconhecido $[Ar]4s^2\ 3d^6$, ou seja, $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6}$. Somando os expoentes (número de elétrons) obtemos 26, que é o número atômico do ferro.
Alternativa e

24 Escreva as configurações eletrônicas dos seguintes elementos:

a) enxofre ($Z = 16$), em função da configuração do neônio;
b) ferro ($Z = 26$), em função da configuração do argônio;
c) césio ($Z = 55$), em função da configuração do xenônio.

Exercício resolvido

25 Um elemento químico está na coluna 2A e seu átomo perde dois elétrons. A qual das colunas corresponderá a configuração eletrônica do íon formado?

Resolução

Na coluna 2A o elemento tem em sua última camada 2 elétrons — $2s^2$ ou $3s^2$ ou $4s^2$...; genericamente diremos ns^2, sendo *n* o número do período (ou da camada). Perdendo 2 elétrons, o elemento irá "retroceder" 2 casas na Tabela Periódica, chegando assim à coluna 8A do período anterior (cujo número será $n - 1$). O íon formado terá, portanto, a configuração eletrônica do gás nobre situado na **coluna 8A** e **período $n - 1$**.

26 (U. Católica de Salvador-BA) A espécie X^{2-} com 8 elétrons na camada mais externa (camada da valência) pode ser do elemento *X*, que, na Tabela Periódica, pertence ao grupo:

a) 7A
b) 6A
c) 2A
d) 1A
e) 8A

27 (UFMG) Considerando as partículas constituintes do íon Mg^{2+} e a posição do elemento no quadro periódico, pode-se afirmar que esse íon:

a) tem a mesma configuração eletrônica que o átomo de argônio.
b) tem um núcleo com 14 prótons.
c) apresenta números iguais de prótons e elétrons.
d) apresenta dois níveis completamente preenchidos.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 122 29/5/05, 19:09

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

28 (UFRRJ) As vitaminas A, C e E possuem propriedades antioxidantes, por isso são importantes no combate aos radicais livres. A vitamina E, por exemplo, quando interage com selênio, origina uma potente ação inibidora desses radicais livres. Em relação ao selênio podemos afirmar que:
a) se encontra no terceiro período da Tabela Periódica.
b) possui quatro elétrons na camada mais externa.
c) apresenta um acentuado caráter metálico.
d) possui tendência de formar íons de carga positiva.
e) apresenta seis elétrons na camada mais externa.

29 (UFRGS-RS) Considerando a Classificação Periódica dos elementos, a afirmação correta é:
a) O manganês é um metal e seu número atômico é 54,9.
b) O bromo é semimetal e pertence à família dos halogênios.
c) O criptônio é um gás nobre e seu número atômico é 19.
d) O zinco é um metal que, no estado fundamental, apresenta elétrons distribuídos em três camadas eletrônicas.
e) O enxofre é um não-metal, com seis elétrons na última camada.

30 (Unirio-RJ) "O coração artificial colocado em Elói começou a ser desenvolvido há quatro anos nos Estados Unidos e já é usado por cerca de 500 pessoas. O conjunto, chamado de Heartmate, é formado por três peças principais. A mais importante é uma bolsa redonda com 1,2 quilo, 12 centímetros de diâmetro e 3 centímetros de espessura, feita de titânio — um metal branco-prateado, leve e resistente."

Revista *Veja*, julho de 1999.

Entre os metais abaixo, aquele que apresenta, na última camada, número de elétrons igual ao do titânio é o:
a) C c) Ga e) Xe
b) Na d) Mg

31 (U. Católica Dom Bosco-MS) Um elemento que apresenta nos últimos subníveis a configuração $4s^2\ 3d^2$ é um elemento:
a) alcalino c) alcalino-terroso e) gás nobre
b) de transição d) calcogênio

32 (Ufac) A distribuição eletrônica de um átomo *Y*, no estado neutro, apresenta o subnível mais energético $4s^1$. Com relação a este átomo, pode-se afirmar que ele:
I. Apresenta 1 elétron na camada de valência.
II. Pertence à família periódica IVA.
III. Pertence à família periódica IA, localizado no 4º período.
IV. É um elemento metálico.
V. Possui número atômico 20.
a) I e II estão corretas. d) III, IV e V estão corretas.
b) I, II e V estão corretas. e) Todas estão corretas.
c) I, III e IV estão corretas.

33 (UFPA) Considere um determinado elemento químico cujo subnível mais energético é o $5s^2$. Seu número atômico e o grupo em que está localizado na Tabela Periódica são, respectivamente:
a) 20; 1A b) 20; 2A c) 38; 2A d) 38; 1A e) 39; 2A

34 (Mackenzie-SP) Espécies químicas simples que apresentam o mesmo número de elétrons são chamadas isoeletrônicas (números atômicos: Na = 11; Mg = 12; S = 16; Cℓ =17; Ar = 18; K = 19). Assim, entre Mg, Na^+, $C\ell^-$, S, K^+ e Ar, são isoeletrônicas:
a) $C\ell^-$ e S c) Na^+ e Mg e) Na^+ e K^+
b) K^+, Ar e $C\ell^-$ d) Na^+ e $C\ell^-$

35 (UVA-CE) Átomos do elemento *Y*, que apresentam a distribuição eletrônica $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^4$:
a) têm número de massa igual a 16.
b) formam o íon Y^{2-}.
c) pertencem à família do carbono.
d) apresentam cinco níveis de energia.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4 PROPRIEDADES PERIÓDICAS E APERIÓDICAS DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

4.1. Introdução

Objetos com perfis "periódicos" (isto é, repetitivos) são muito comuns:

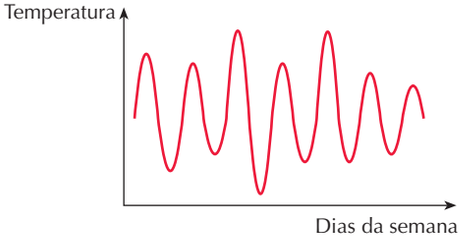


Em uma faca de cortar pão as ondulações se repetem.



Em uma corrente os elos se repetem.

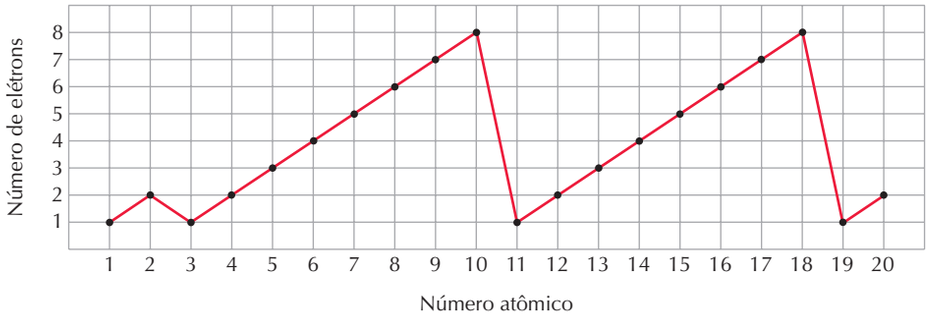
Fatos que se repetem periodicamente são também comuns em nosso dia-a-dia. Alguns são fáceis de traduzir em um gráfico, como a variação da temperatura ambiente durante uma semana.



Os dias são mais quentes (são os "picos" do gráfico) e as noites, mais frias (são os "vales" do gráfico). A tendência deste gráfico é repetir-se na semana seguinte.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 123 29/5/05, 19:09

O mesmo acontece na Química. Por exemplo, fazendo-se o gráfico do número de elétrons na última camada eletrônica em função do número atômico do elemento, teremos, para os vinte primeiros elementos, o resultado abaixo:



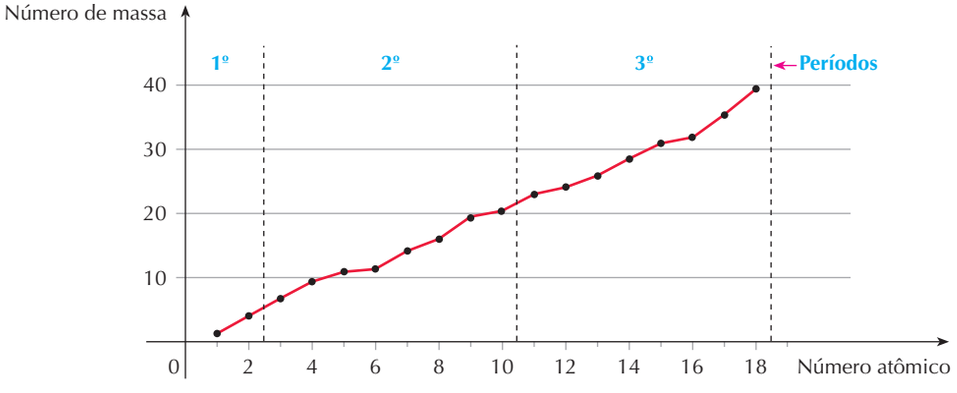
A partir do que foi exposto, as seguintes observações são importantes:

- nas colunas A da Tabela Periódica teremos um gráfico conforme o anterior;
- nas colunas B da Tabela Periódica o gráfico será praticamente horizontal, pois esses elementos têm quase sempre 2 elétrons na última camada.

Generalizando, podemos dizer que muitas propriedades dos elementos químicos variam periodicamente ao longo da Tabela Periódica, sendo por isso chamadas **propriedades periódicas**. Como exemplos, podemos citar o raio atômico, o volume atômico, a densidade absoluta, a temperatura de fusão e a de ebulição etc. Esse fato é expresso pela **lei da periodicidade de Moseley**, vista na página 113.

Há, contudo, algumas propriedades cujos valores só aumentam com o número atômico, e outras cujos valores só diminuem. São as chamadas **propriedades aperiódicas**, das quais destacamos:

- **o número de massa sempre aumenta** com o aumento do número atômico, conforme o gráfico seguinte:

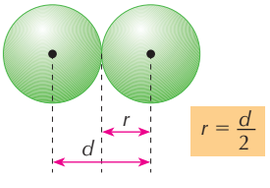


- o **calor específico** do elemento no estado sólido **sempre diminui** com o aumento do número atômico (calor específico é a quantidade de calor necessária para elevar de 1 °C a temperatura de 1 g do elemento).

No entanto, as propriedades periódicas são mais comuns e importantes, de maneira que, daqui para diante, somente elas serão estudadas com mais detalhes.

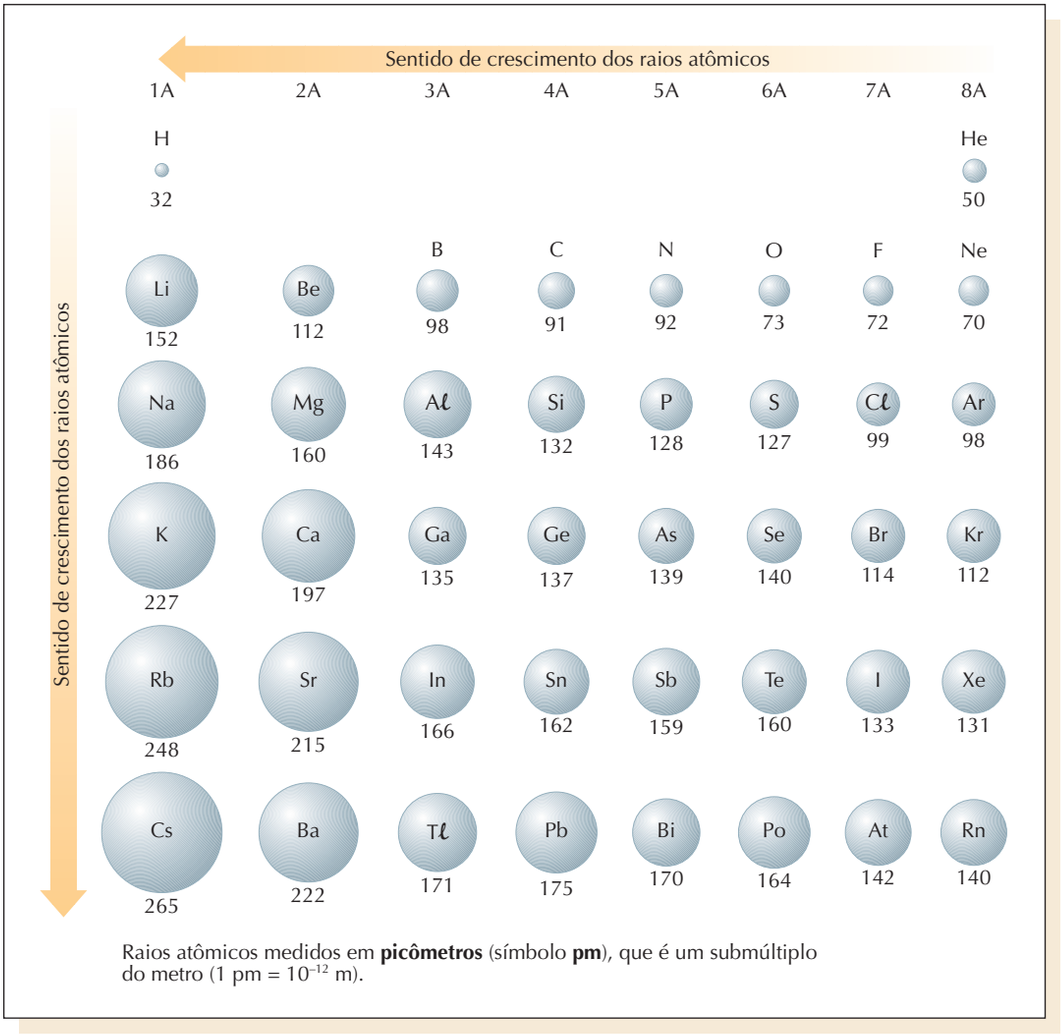
4.2. Raio atômico

É difícil medir o raio de um átomo, pois a "nuvem de elétrons" que o circunda não tem limites bem definidos. Costuma-se então medir, com o auxílio de raios X, a distância (d) entre dois núcleos vizinhos e dizer que o raio atômico (r) é a metade dessa distância. De um modo mais completo, dizemos que o **raio atômico** (r) de um elemento é a metade da distância internuclear mínima (d) que dois átomos desse elemento podem apresentar, sem estarem ligados quimicamente.



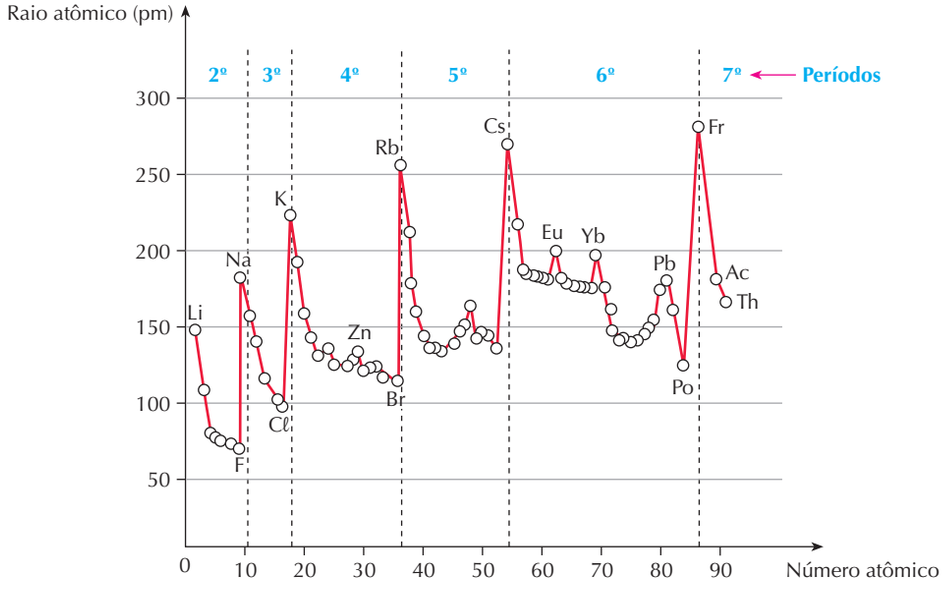
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O raio atômico dos elementos é uma propriedade periódica, pois seus valores variam periodicamente (isto é, aumentam e diminuem seguidamente) com o aumento do número atômico. Observe o esquema abaixo, em que estão representados apenas os elementos das colunas A da Tabela Periódica.



Raios atômicos medidos em **picômetros** (símbolo **pm**), que é um submúltiplo do metro (1 pm = 10^{-12} m).

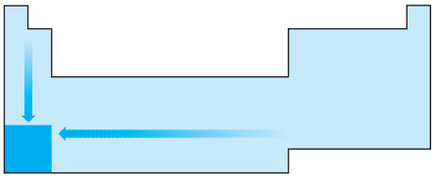
O mesmo fato está representado no gráfico abaixo.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 125 29/5/05, 19:09

No esquema de Tabela Periódica ao lado, as setas indicam o **sentido de crescimento dos raios atômicos**.

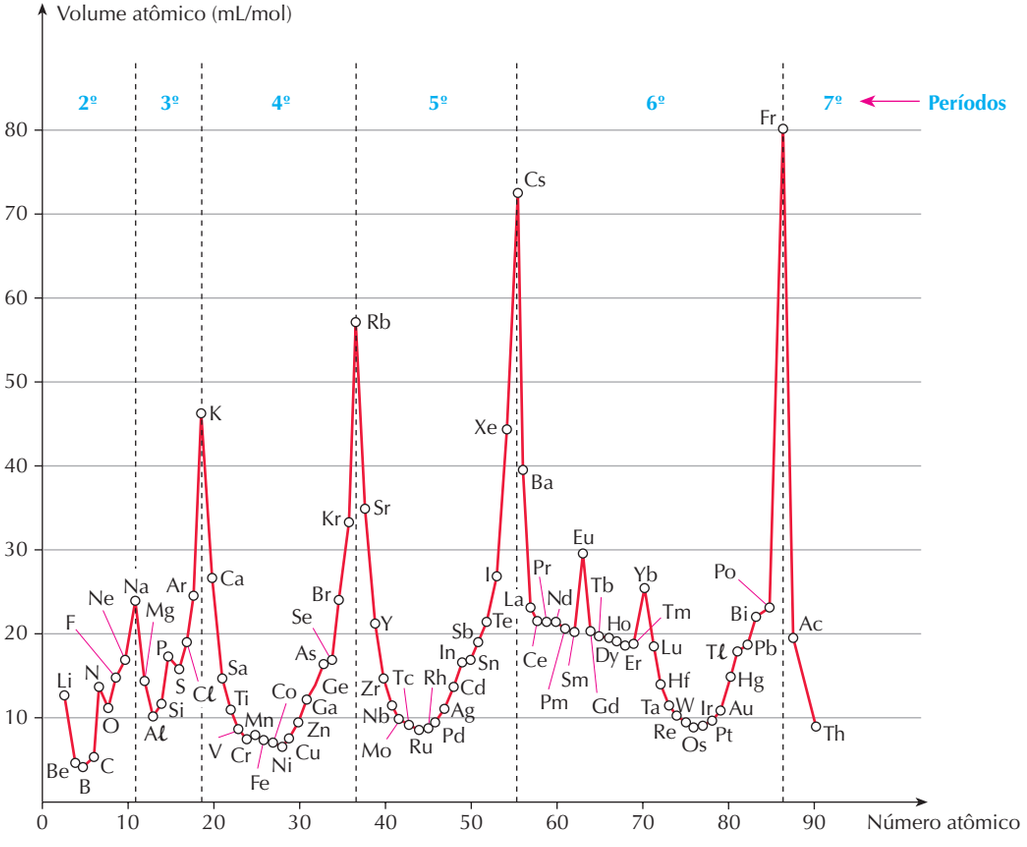


Note que, na **vertical**, os raios atômicos **aumentam de cima para baixo** porque os átomos têm, nesse sentido, um número crescente de camadas eletrônicas. Na **horizontal**, os raios atômicos **aumentam para a esquerda**. Isso acontece porque, para a direita, as camadas eletrônicas são atraídas cada vez mais intensamente pelo núcleo, pois a carga positiva do núcleo também cresce para a direita.

4.3. Volume atômico

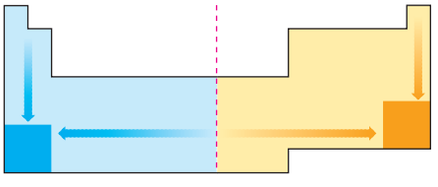
Chama-se **volume atômico** de um elemento o **volume ocupado por 1 mol** ($6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos) do elemento no estado sólido. Observe que o volume atômico não é o volume de um átomo, mas o volume de um conjunto ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) de átomos; conseqüentemente, no volume atômico influi não só o **volume de cada átomo** como também o **espaçamento** existente entre os átomos.

Examinemos o gráfico seguinte.



Podemos concluir que o volume atômico também varia periodicamente com o aumento do número atômico.

No esquema de Tabela Periódica ao lado, as **setas indicam o aumento do volume atômico**.



Notamos, então, que os elementos de maior volume atômico estão situados na parte inferior e nas extremidades da Tabela Periódica. Observe também que, em cada coluna da Tabela Periódica, a variação do volume atômico é semelhante à do raio atômico (veja o item 4.2); nos períodos, à esquerda da linha tracejada, o aumento do volume atômico acompanha o do raio atômico; já à direita da linha tracejada, a variação é oposta, porque, nos elementos aí situados (principalmente nos não-metais), o "espaçamento" entre os átomos é relativamente grande.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

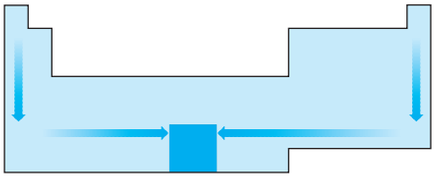
4.4. Densidade absoluta

Chama-se **densidade absoluta** (d) ou **massa específica** de um elemento o quociente entre sua massa (m) e seu volume (V). Portanto:

$$d = \frac{m}{V}$$

A variação da densidade absoluta, no estado sólido, é também uma propriedade periódica dos elementos químicos.

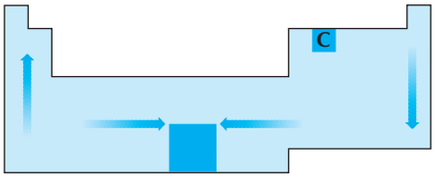
No esquema de Tabela Periódica à direita, as **setas indicam o aumento da densidade absoluta**. Como podemos ver, os elementos mais densos situam-se **no centro e na parte inferior da Tabela**. Exemplo: ósmio (d = 22,5 g/cm^3) e irídio (d = 22,4 g/cm^3).



4.5. Ponto de fusão e de ebulição

As temperaturas nas quais os elementos entram em fusão ou em ebulição são, também, funções periódicas de seus números atômicos.

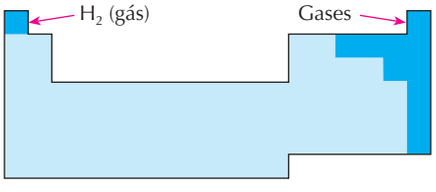
No esquema de Tabela Periódica ao lado, novamente as **setas indicam o aumento do ponto de fusão** (o carbono é uma exceção, com ponto de fusão igual a 3.800 °C). Por exemplo, o tungstênio (W) é o metal de maior ponto de fusão (3.422 °C), sendo utilizado na fabricação de filamentos de lâmpadas incandescentes.



É interessante notar que os elementos de menores pontos de fusão e de ebulição são aqueles que podem se apresentar no estado líquido, ou até mesmo no gasoso, em condições ambiente.

Com exceção do hidrogênio, esses elementos estão situados à direita e na parte superior do esquema da Tabela Periódica ao lado.

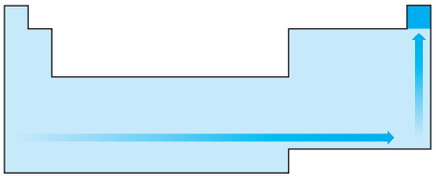
No exemplo, são gases: hidrogênio, nitrogênio, oxigênio, flúor, cloro e gases nobres. Dos elementos comuns, só o bromo e o mercúrio são líquidos.



4.6. Potencial de ionização

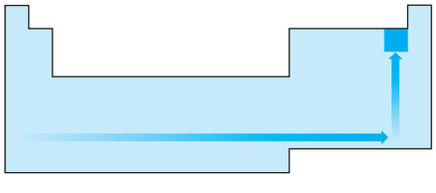
Chama-se **potencial** ou **energia de ionização** a energia necessária para "arrancar" um elétron de um átomo isolado no estado gasoso.

Essa energia é, em geral, expressa em **elétron-volt** (**eV**), que é a energia ou trabalho necessário para deslocar um elétron contra uma diferença de potencial de 1 volt. Na prática, o mais importante a ser considerado é o **1º potencial de ionização**, isto é, a energia necessária para "arrancar" o 1º elétron da camada mais externa do átomo. O 1º potencial de ionização aumenta conforme o esquema de Tabela Periódica ao lado.



4.7. Eletroafinidade ou afinidade eletrônica

Chama-se **eletroafinidade** ou **afinidade eletrônica** a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro no estado gasoso. Essa energia é também expressa, em geral, em elétron-volt (eV) e mede a intensidade com que o átomo "segura" esse elétron adicional. A eletroafinidade aumenta conforme o esquema de Tabela Periódica ao lado.



Veremos, no capítulo 7, que essa propriedade é muito importante nos **não-metais**. Dentre eles, os elementos com maiores eletroafinidades são os **halogênios** e o **oxigênio**.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 127 6/7/05, 14:33

ATIVIDADES PRÁTICAS — PESQUISA

1ª Procure conhecer o maior número possível de elementos químicos. Comece pelos mais fáceis de encontrar: Fe (um prego de ferro), Cu (fios elétricos), Aℓ (panela comum) etc.

2ª Dos elementos que você ficou conhecendo na primeira atividade, procure obter uma constante física qualquer, como densidade, ponto de fusão, ponto de ebulição etc. (para isso, consulte um dicionário de Química em alguma biblioteca). Construa um gráfico com os valores obtidos, colocando-os em função dos números atômicos.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que é raio atômico?

b) O que é volume atômico?

c) O que é potencial de ionização?

d) O que é eletroafinidade?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

36 (Fesp-SP) Constituem propriedades aperiódicas dos elementos:
a) densidade, volume atômico e massa atômica.
b) ponto de fusão, eletronegatividade e calor específico.
c) volume atômico, massa atômica e ponto de fusão.
d) massa atômica, calor específico e ponto de fusão.
e) massa atômica e calor específico.

Exercício resolvido

37 (UFRGS-RS) *X*, *Y* e *Z* representam três elementos da Tabela Periódica que têm raios, em nanômetros (nm): *X*: 0,0080 nm, *Y*: 0,123 nm e *Z*: 0,157 nm (1 nm = 10^{-9} m). Esses elementos podem ser, respectivamente:
a) Li, Be e Na
b) Li, Na e Be
c) Na, Be e Li
d) Na, Li e Be
e) Be, Li e Na

Resolução

Note que as cinco opções deste teste sempre indicam os elementos Li, Be, Na. Na Tabela Periódica, esses elementos estão colocados nas posições indicadas a seguir (as setas indicam o sentido de aumento dos raios atômicos). Ora, seguindo a ordem das setas, devemos colocar *X*, *Y* e *Z* também nas posições indicadas. Portanto: *X* = Be, *Y* = Li e *Z* = Na.

	1A	2A
II	Li	Be
III	Na	

Y = 0,123	*X* = 0,0080
Z = 0,157	

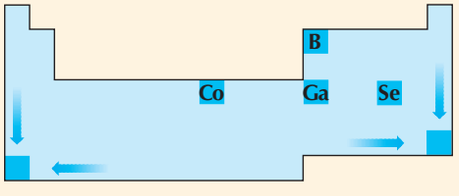
Alternativa e

Exercício resolvido

38 (Uece) Dados os elementos $_{5}B$, $_{27}Co$, $_{31}Ga$ e $_{34}Se$, em função da posição na Tabela Periódica e da distribuição eletrônica em subníveis, qual deles apresenta o maior volume atômico?
a) Ga
b) B
c) Se
d) Co

Resolução

Dados os números atômicos dos elementos, é fácil localizá-los na Tabela Periódica (mesmo sem se preocupar com as distribuições eletrônicas em subníveis). No esquema a seguir, estamos comparando a localização dos elementos dados com os sentidos de aumento dos volumes atômicos, como vimos à página 126. Percebemos então que o elemento Se é o que mais se aproxima das extremidades da Tabela Periódica, que correspondem aos maiores volumes atômicos.



Alternativa c

39 Qual das seguintes opções apresenta corretamente os elementos em ordem crescente, em relação aos volumes atômicos?
a) Na, Li, Rb, Cs, K
b) Li, K, Na, Rb, Cs
c) K, Li, Rb, Cs, Na
d) Cs, Rb, Li, Na, K
e) Li, Na, K, Rb, Cs

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 128 6/7/05, 15:44

40 (UFRGS-RS) Pela posição ocupada na Tabela Periódica, qual dos elementos é o mais denso?
a) chumbo
b) ósmio
c) mercúrio
d) urânio
e) bário

41 (Cesgranrio-RJ) Os pontos de fusão e de ebulição normais dos metais do bloco *d* da Classificação Periódica são, geralmente, muito elevados. Constituem-se exceções, por apresentarem pontos de fusão e de ebulição normais baixos, os metais desse bloco que têm os orbitais *s* e *d* completos. Esses metais são:
a) Cd, Ag e Hg
b) Pt, Pd e Au
c) Cr, Pt e Hg
d) Ni, Pd e Pt
e) Zn, Cd e Hg

Exercício resolvido

42 (Fuvest-SP) Considere os seguintes átomos neutros: *A* (18 elétrons), *B* (17 elétrons), *C* (11 elétrons) e *D* (2 elétrons).
a) A que famílias pertencem?
b) Coloque-os em ordem crescente dos potenciais de ionização.

Resolução

a) Olhando para a Tabela Periódica, vemos que:
A, com 18 elétrons, é o argônio — **gás nobre**
B, com 17 elétrons, é o cloro — **halogênio**
C, com 11 elétrons, é o sódio — **metal alcalino**
D, com 2 elétrons, é o hélio — **gás nobre**
b) Pelo esquema da página 127, concluímos que a ordem crescente dos potenciais de ionização é: $C < B < A < D$.

43 (Mackenzie-SP) Qual é a alternativa na qual o átomo citado tem o maior potencial de ionização?
a) He ($Z = 2$)
b) Be ($Z = 4$)
c) C ($Z = 6$)
d) O ($Z = 8$)
e) F ($Z = 9$)

44 (Unifor-CE) Sejam os seguintes átomos neutros representados pelos símbolos hipotéticos *X*, *Y*, *Z* e *T* e suas respectivas configurações eletrônicas:

$X \rightarrow 1s^2$

$Z \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$y \rightarrow 1s^2\ 2s^2$

$T \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

O que apresenta maior energia de ionização é:
a) *Y*
b) *Z*
c) *T*
d) *X*

Exercício resolvido

45 (F. F. O. Diamantina-MG) Damos, a seguir, os 1º, 2º, 3º e 4º potenciais de ionização do Mg ($Z = 12$), B ($Z = 5$) e K ($Z = 19$). Esses elementos, na tabela, serão representados por *X*, *Y*, *W*, mas não necessariamente na mesma ordem.

		X	*Y*	*W*
Potenciais de ionização (em volts)	1º	8,3	7,6	4,3
	2º	25	15	32
	3º	38	80	46
	4º	259	109	61

Marque a alternativa em que há uma correspondência correta entre Mg, B, K e as letras *X*, *Y*, *W*.

	X	*Y*	*W*
a)	B	K	Mg
b)	B	Mg	K
c)	K	Mg	B
d)	K	B	Mg
e)	Mg	B	K

Resolução

1º, 2º, 3º, 4º etc. potenciais de ionização são as energias necessárias para "arrancar" do átomos 1º, 2º, 3º, 4º etc. elétrons a partir do subnível mais externo (de maior energia) para os subníveis mais internos. Nesta questão basta nos orientarmos pelo 1º potencial de ionização (1ª linha da tabela). Na ordem 8,3 > 7,6 > 4,3, temos potenciais decrescentes que, pela tabela esquemática da página 127, correspondem à ordem B, Mg, K.
Alternativa b

46 (Unifor-CE) Do leite ao peixe, os minerais estão presentes em todos os alimentos. São fundamentais para o corpo humano, atuando como poderosos coadjuvantes da saúde física e psíquica ao manter bem ajustado um sem-número de funções. Pela sua importância, são classificados:
Macrominerais: Ca, Fe e P
Microminerais antioxidantes: Cu, Mg, Zn e Se
Microminerais dos recursos hídricos: K e Na
É correto afirmar que:
a) Na, Cu, Zn e Se pertencem ao mesmo período da Classificação Periódica.
b) Fe possui em seu estado fundamental o subnível *d* incompleto.
c) Mg, Ca e K são metais alcalino-terrosos e, portanto, apresentam as mesmas propriedades químicas.
d) com relação à afinidade eletrônica, a ordem correta é P > Se > Na > Cu.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 129 29/5/05, 19:10

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

47 (U. F. Santa Maria-RS) Julgue se são verdadeiras (V) ou falsas (F) as afirmações relacionadas com as propriedades periódicas dos elementos.
Dependem das massas atômicas dos elementos.
Repetem-se em intervalos mais ou menos regulares em relação ao aumento dos números atômicos.
São semelhantes em um mesmo grupo de elementos.
São semelhantes em um mesmo período de elementos.
Em um mesmo grupo, os valores numéricos das propriedades periódicas sempre aumentam, quando há aumento do número atômico dos elementos.
A seqüência correta é:
a) V - F - V - F - F
b) V - F - F - V - V
c) F - V - V - F - F
d) F - V - F - V - V
e) V - F - F - V - F

48 (Faap-SP) Levando em consideração as posições dos elementos Aℓ, Na, Pd, Zn e Ni na Tabela Periódica, disponha-os segundo a ordem crescente de suas respectivas densidades.

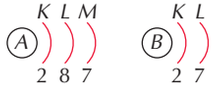
49 O cálcio e o bário antecedem e precedem, respectivamente, o estrôncio na Tabela Periódica. Sabendo que: o ponto de fusão do cálcio é 845 °C, e do bário, 725 °C, o ponto de fusão mais provável para o estrôncio é:
a) 1.570 °C
b) 535 °C
c) 770 °C
d) 120 °C
e) 670 °C

50 (PUC-Campinas-SP) Para verificar se um objeto é de chumbo puro, um estudante realiza a seguinte experiência:
1. Determina a sua massa (175,90 g);
2. Imerge-o totalmente em 50,0 mL de água contida numa proveta;
3. Lê o volume da mistura água e metal (65,5 mL).

Com os dados obtidos, calcula a densidade do metal, compara-a com o valor registrado numa tabela de propriedades específicas de substâncias e conclui que se trata de chumbo puro. Qual o valor calculado para a densidade, em g/mL, à temperatura da experiência?
a) 2,61
b) 3,40
c) 5,22
d) 6,80
e) 11,3

51 (PUC-RS) A alternativa que apresenta os elementos em ordem crescente de seus potenciais de ionização é:
a) hélio, carbono, berílio, sódio.
b) neônio, flúor, oxigênio, lítio.
c) sódio, neônio, carbono, lítio.
d) flúor, potássio, carbono, berílio.
e) potássio, sódio, nitrogênio, neônio.

52 (U. F. Viçosa-MG) Os átomos neutros de dois elementos químicos *A* e *B*, estáveis, apresentam respectivamente as distribuições eletrônicas:



Pode-se dizer, a respeito desses dois elementos, que:
a) apresentam o mesmo número de nêutrons.
b) são metais.
c) apresentam o mesmo número de prótons.
d) pertencem à mesma família da Tabela Periódica.
e) apresentam o mesmo raio atômico.

53 (U. F. Santa Maria-RS) Considere as configurações eletrônicas no estado fundamental para os elementos químicos representados por:
$x = 1s^2, 2s^2, 2p^6$
$y = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$
$z = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$
Analise as afirmativas:
I. *x* e *y* são gases nobres.
II. *z* é um elemento representativo metálico.
III. O 1º potencial de ionização de *y* é menor que o 1º potencial de ionização de *z*.
Está(ão) correta(s):
a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e II.
e) apenas I, II e III.

54 (UFMG) A propriedade cujos valores diminuem à medida que aumenta o número atômico na coluna dos halogênios é:
a) densidade da substância elementar.
b) primeira energia de ionização do átomo.
c) raio atômico.
d) temperatura de ebulição da substância elementar.
e) temperatura de fusão da substância elementar.

55 (UFRGS-RS) Considerando a posição dos elementos na Tabela Periódica e as tendências apresentadas por suas propriedades periódicas, pode-se afirmar que:
a) um átomo de halogênio do 4º período apresenta menor energia de ionização do que um átomo de calcogênio do mesmo período.
b) um metal alcalino terroso do 3º período apresenta menor raio atômico do que um metal do 5º período e do mesmo grupo.
c) um átomo de gás nobre do 2º período tem maior raio atômico do que um átomo de gás nobre do 6º período.
d) um átomo de ametal do grupo 14 é mais eletronegativo do que um átomo de ametal do grupo 16, no mesmo período.
e) um átomo de metal do grupo 15 é mais eletropositivo do que um átomo de metal do grupo 1, no mesmo período.

56 (UFU-MG) Sobre a Tabela Periódica moderna ou atual, todas as afirmativas abaixo são corretas, exceto:
a) A densidade aumenta de cima para baixo num grupo ou família.
b) Elementos em um grupo ou família possuem a mesma configuração eletrônica na última camada.
c) O raio atômico aumenta de cima para baixo num grupo ou família.
d) Os elementos são colocados em ordem crescente de suas massas atômicas.
e) A primeira energia de ionização dos elementos decresce de cima para baixo num grupo ou família.

57 (Cesgranrio-RJ) Os dados *X* e *Y* que faltam no quadro são:
a) $X = 770$; $Y = 141$
b) $X = 861$; $Y = 1.430$
c) $X = 1.550$; $Y = 141$
d) $X = 770$; $Y = 1.430$
e) $X = 1.550$; $Y = 251$

	Ponto de fusão (°C)	1ª energia de ionização (kcal/mol)
Cálcio	850	*Y*
Estrôncio	*X*	131
Bário	700	120

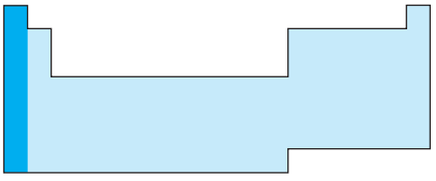
58 (Cesgranrio-RJ) Uma das utilizações da Classificação Periódica dos Elementos é o estudo comparativo de suas propriedades. Dos elementos abaixo, aquele que, ao mesmo tempo, é mais denso que o bromo e tem maior potencial de ionização do que o chumbo é o:
a) N
b) O
c) Ge
d) Fe
e) Kr

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

LEITURA

TRÊS FAMÍLIAS IMPORTANTES

OS METAIS ALCALINOS (COLUNA 1A)



Em ordem de importância destacam-se, primeiramente, o **sódio** e, depois, o **potássio**.

O sódio é encontrado em vários compostos naturais, sendo o principal o **sal comum** (NaCℓ — cloreto de sódio). O sódio é produzido industrialmente pela ação da corrente elétrica (eletrólise) do NaCℓ fundido:

$$2\ NaC\ell \xrightarrow[\text{eletrólise}]{\text{fusão}} 2\ Na + C\ell_2\uparrow$$

O sódio é um sólido leve e mole, como a cera, podendo ser cortado com uma faca. É extremamente reativo e perigoso; pega fogo em contato com o ar ($4\ Na + O_2 \longrightarrow 2\ Na_2O$), devendo, por isso, ser guardado em recipientes que contenham querosene ou benzeno. Chega a explodir quando em contato com a água ($2\ Na + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2\uparrow$), devido à ignição do H_2 liberado. Nunca devemos pegá-lo com as mãos (só com pinças e luvas grossas de borracha), pois provoca fortes queimaduras na pele.

É usado na produção de compostos orgânicos (corantes, perfumes, medicamentos etc.); na produção de compostos inorgânicos (cianeto de sódio, peróxidos etc.); na transferência de calor em reatores atômicos; em "lâmpadas de sódio"; etc.



GARCIA-PELAYO / CID

O metal sódio é mole e pode ser cortado com uma faca.

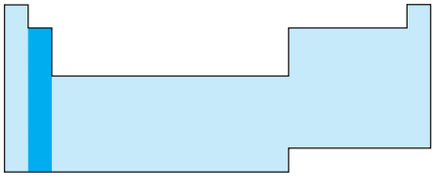


GARCIA-PELAYO / CID

Pedaço de sódio conservado em benzeno.

OS METAIS ALCALINO-TERROSOS (COLUNA 2A)

Em ordem de importância destacam-se, primeiramente, o **cálcio** e, depois, o **magnésio**.



O cálcio é um sólido leve, mole, de cor branco-prateada e brilhante. É muito abundante na natureza. Existe na água do mar e na crosta terrestre na forma de vários minerais: **calcita** ($CaCO_3$, que constitui também o **calcário**, o **mármore** etc.), **anidrita** ($CaSO_4$), **gipsita** ($CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$, que é o **gesso natural**), **fluorita** (CaF_2) etc.

É produzido industrialmente pela eletrólise do $CaC\ell_2$, fundido:

$$CaC\ell_2 \xrightarrow[\text{eletrólise}]{\text{fusão}} Ca + C\ell_2\uparrow$$

Tem grande importância biológica, pois está presente nos ossos, dentes, carapaças de animais etc. Seus compostos são muito importantes, como, por exemplo, a **cal virgem** (CaO), a **cal extinta** ($Ca(OH)_2$) e o **gesso**, usado para proteger fraturas ósseas.



ESGUEVA / CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 131 29/5/05, 19:10

O magnésio é um sólido leve, prateado e maleável. Ele existe na água do mar e em vários minerais, como **magnesita** ($MgCO_3$), **dolomita** ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$) e **carnalita** ($KC\ell \cdot MgC\ell_2 \cdot 6\ H_2O$).

É usado em ligas metálicas leves para aviação, em rodas "de magnésio" para automóveis, em reações da Química Orgânica, em fogos de artifício, e usado também como **metal de sacrifício** (ligado a cascos de navios, tubulações de aço etc., ele sofre corrosão, evitando a corrosão do aço). O hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, é conhecido como "leite de magnésia" e é usado para combater a acidez estomacal (azia).

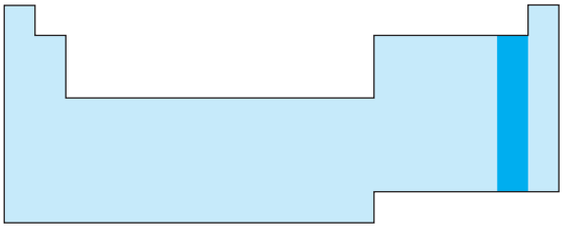


J. GUTIERREZ SANCHEZ/CID

Pequena tira de magnésio pegando fogo.

OS HALOGÊNIOS (COLUNA 7A)

Os mais importantes são o **cloro**, o **bromo** e o **iodo**.





EDUARDO SANTALIESTRA

Erlenmeyers contendo, da esquerda para a direita: cloro (gasoso), bromo (líquido) e iodo (sólido).

O cloro é o mais abundante e o mais importante dos halogênios. É um gás denso, amarelo-esverdeado, muito tóxico e pouco solúvel na água — em meio aquoso, origina a chamada **água de cloro**:

$$C\ell_2 + H_2O \longrightarrow HC\ell + HC\ell O$$

Na indústria, o cloro é produzido pela eletrólise de soluções aquosas de $NaC\ell$:

$$2\ NaC\ell + 2\ H_2O \xrightarrow[\text{eletrólise}]{} 2\ NaOH + H_2\uparrow + C\ell_2\uparrow$$

No laboratório, é usualmente preparado pela reação:

$$MnO_2 + 4\ HC\ell \longrightarrow MnC\ell_2 + 2\ H_2O + C\ell_2$$

O cloro é muito reativo; reage explosivamente com o hidrogênio quando exposto à luz ($H_2 + C\ell_2 \longrightarrow 2\ HC\ell$); ataca praticamente todos os metais ($2\ A\ell + 3\ C\ell_2 \longrightarrow 2\ A\ell C\ell_3$). O cloro é muito usado na produção de compostos orgânicos (plásticos, inseticidas, solventes etc.), na produção de compostos inorgânicos ($HC\ell$; $NaC\ell O$; $NaC\ell O_3$; $CaC\ell(C\ell O)$, que é o chamado "cloreto de cal"; etc.), no branqueamento da celulose destinada à fabricação de papel, no tratamento de águas e esgotos etc.



EDUARDO SANTALIESTRA

O "cloro líquido" é uma solução aquosa de hipoclorito de sódio ($NaC\ell O$) presente na chamada água sanitária. O "cloro sólido" é o hipoclorito de cálcio — $Ca(C\ell O)_2$, usado em piscinas. Ambos têm poder germicida.

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

59 Pela leitura, o que se pode concluir sobre a reatividade do potássio?

60 Por que o cálcio existe na casca do ovo e o magnésio não?

61 O iodo é menos reativo que o cloro. O que se pode concluir sobre a reatividade do bromo?

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 132 29/5/05, 19:11

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

62 (PUC-RJ) Considere as afirmações sobre elementos do grupo IA da Tabela Periódica:

I. São chamados metais alcalinos.
II. Seus raios atômicos crescem com o número atômico.
III. Seu potencial de ionização aumenta com o número atômico.
IV. Seu caráter metálico aumenta com o número atômico.

Dentre as afirmações, são verdadeiras:

a) I e II
b) III e IV
c) I, II e IV
d) II, III e IV
e) I, II, III e IV

63 (UFMG) Comparando o cloro e o sódio, os dois elementos químicos formadores do sal de cozinha, pode-se afirmar que o cloro:

a) é mais denso.
b) é menos volátil.
c) tem maior caráter metálico.
d) tem menor energia de ionização.
e) tem menor raio atômico.

64 (Uece) Atualmente, para aumentar a absorbância dos raios ultravioleta por filtros solares, se utiliza o TiO_2, que aumenta o valor do fator de proteção solar (F.P.S.) sem afetar os atributos cosméticos do produto. Com relação ao titânio e ao oxigênio, podemos afirmar que são, respectivamente:

a) metal alcalino e halogênio
b) metal alcalino e calcogênio
c) metal de transição e halogênio
d) metal de transição e calcogênio

65 (UFF-RJ) O elemento com $Z = 117$ seria um:

a) elemento do grupo do oxigênio
b) metal representativo
c) metal de transição
d) gás nobre
e) halogênio

66 (UFC-CE) Um átomo *x* tem um próton a mais que um átomo *y*. Com base nessa informação, qual é a afirmativa correta?

a) Se *y* for alcalino-terroso, *x* será metal alcalino.
b) Se *y* for um gás nobre, *x* será um halogênio.
c) Se *y* for um metal de transição, *x* será um gás nobre.
d) Se *y* for um gás nobre, *x* será metal alcalino.

67 (U. F. Viçosa-MG) Um átomo possui 29 prótons, 34 nêutrons e 27 elétrons. Qual é a afirmativa incorreta?

a) Esse átomo é um cátion.
b) Seu número atômico é 29.
c) Seu número de massa é 63.
d) São necessários mais 2 elétrons para que se torne eletricamente neutro.
e) Esse elemento encontra-se na coluna 14 da Tabela Periódica.

68 (Unisinos-RS) Entre as alternativas abaixo, escolha aquela que contém afirmações exclusivamente corretas sobre os elementos cujas configurações eletrônicas são apresentadas a seguir:

Elemento	Configuração eletrônica
A	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
B	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
C	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
D	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
E	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

a) O elemento *C* é um gás nobre e o elemento *B* é um halogênio.
b) Os elementos *A* e *C* situam-se, respectivamente, no terceiro e quarto períodos da Tabela Periódica.
c) O elemento *E* é um calcogênio e situa-se no quinto período da Tabela Periódica.
d) O elemento *B* é um halogênio do segundo período, enquanto o elemento *D* situa-se no sexto período da Tabela Periódica.
e) O elemento *A* é um metal alcalino-terroso.

69 (Uece) São dados abaixo os níveis energéticos de valência de alguns átomos neutros em seus estados fundamentais

E $3s^2\ 3p^5$
G $5s^2$
J $5s^2\ 5p^5$

Sobre esses elementos, temos as seguintes informações:

I. Os elementos *E* e *J* pertencem ao mesmo grupo e *E* possui maior eletronegatividade que *J*.
II. O elemento *G* apresenta maior energia de ionização.
III. Os elementos *G* e *J* pertencem ao mesmo período e *J* possui maior afinidade eletrônica que *G*.

Das afirmativas acima, é(são) verdadeira(s):

a) apenas II
b) I, II e III
c) apenas I e III
d) apenas II e III

70 (FEI-SP) Seja *n* o número quântico principal nas configurações eletrônicas:

I. $(n-1)s^2\ (n-1)p^6\ ns^2\ np^4$
II. $ns^2\ np^6$
III. $(n-1)s^2\ (n-1)p^6 ns^1$

Elas podem ser adequadamente associadas aos níveis eletrônicos mais externos de átomos neutros, no estado fundamental, respectivamente, de:

a) lantanídios, gases nobres e actinídios
b) metais alcalino-terrosos, metais alcalinos e halogênios
c) calcogênios, gás nobre e metais alcalinos
d) elementos de transição, lantanídios e halogênios
e) calcogênios, elementos de transição e metais alcalinos

71 (Mackenzie-SP) Se o subnível mais energético de um átomo *x* apresenta o conjunto de números quânticos

$n = 4$; $\ell = 3$; $m_\ell = -2$ e $m_s = +\frac{1}{2}$, é correto afirmar que:

(Convenção de *spin*: primeiro elétron de um orbital tem *spin* (m_s) igual a $-\frac{1}{2}$.)

a) *x* pertence ao subgrupo 4A.
b) esse subnível completo apresenta dez elétrons.
c) *x* apresenta camada de valência $4f^2$.
d) *x* pertence à série dos lantanídios.
e) *x* é elemento de transição externa.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 05-QF1-PNLEM 133 29/5/05, 19:11

72 (U. F. Santa Maria-RS) Comparando os elementos Ca ($Z = 20$) e Br ($Z = 35$) pode-se afirmar que:

a) o raio atômico do Br é maior, pois ele tem maior número de camadas eletrônicas.
b) a energia de ionização do Ca é maior, pois é mais difícil retirar um elétron desse elemento do que do Br.
c) o Br tem maior afinidade eletrônica pois, com a adição de um elétron, ocorre uma maior liberação de energia.
d) o Br é mais eletropositivo, pois, no período, a eletropositividade aumenta com o aumento do número atômico.
e) ambos os elementos têm propriedades químicas semelhantes, pois estão no mesmo período.

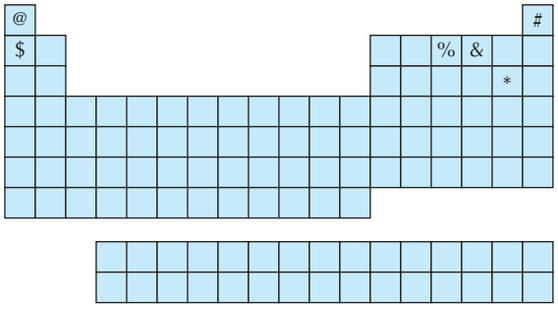
73 (Cesgranrio-RJ) O átomo *Q* tem 36 nêutrons e é isóbaro do átomo *R*. Considerando que R^{2+} é isoeletrônico do átomo *Q*, qual é o número de nêutrons do átomo *R*?

a) 40
b) 38
c) 36
d) 34
e) 32

74 (UFC-CE) O íon positivo estável (M^+) de um determinado elemento (*M*) possui a seguinte configuração eletrônica no estado fundamental: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.
Com base nesta informação, é correto afirmar que o elemento (*M*) pertence ao:

a) terceiro período e ao grupo IA da Tabela Periódica.
b) primeiro período e ao grupo IIIA da Tabela Periódica.
c) primeiro período da Tabela Periódica e possui número atômico 11.
d) grupo IIIA da Tabela Periódica e possui número atômico 10.
e) primeiro período e grupo IA da Tabela Periódica.

75 (Fuvest-SP) Um astronauta foi capturado por habitantes de um planeta hostil e aprisionado numa cela, sem seu capacete espacial. Logo começou a sentir falta de ar. Ao mesmo tempo, notou um painel como o da figura em que cada quadrado era uma tecla.



Apertou duas delas, voltando a respirar bem. As teclas apertadas foram

a) @ e #
b) # e $
c) $ e %
d) % e &
e) & e *

76 (UFC-CE) O efeito fotoelétrico consiste na emissão de elétrons provenientes de superfícies metálicas, através da incidência de luz de freqüência apropriada. Tal fenômeno é diretamente influenciado pelo potencial de ionização dos metais, os quais têm sido largamente utilizados na confecção de dispositivos fotoeletrônicos, tais como: fotocélulas de iluminação pública, câmeras fotográficas etc. Com base na variação dos potenciais de ionização dos elementos da Tabela Periódica, qual é a alternativa que contém o metal mais suscetível a exibir o efeito fotoelétrico?

a) Fe
b) Hg
c) Cs
d) Mg
e) Ca

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capítulo 6

AS LIGAÇÕES QUÍMICAS


CID

Numa simples bolha de sabão existem ligações moleculares bastante complexas.

Tópicos do capítulo

1 Introdução

2 Ligação iônica, eletrovalente ou heteropolar

3 Ligação covalente, molecular ou homopolar

4 Ligação metálica

Leitura: *Ligas metálicas*

Apresentação do capítulo

Nos três últimos capítulos, falamos bastante dos elementos químicos e dos átomos que os representam. Vimos que os átomos, na natureza, raramente ficam isolados, pois tendem a se unir uns aos outros, formando tudo o que conhecemos na Terra — das rochas aos seres vivos.

Neste capítulo, vamos explicar de que maneira os átomos se unem para formar as substâncias químicas. Já vimos que cada substância tem sua fórmula — a da água é H_2O; a do sal comum, $NaCl$; a do gás carbônico é CO_2, e assim por diante. Mas como foi que os cientistas chegaram a essas fórmulas?

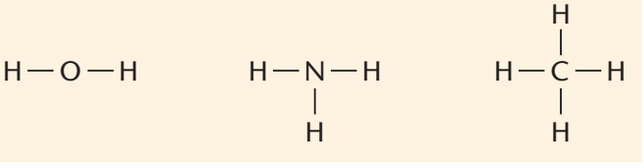
A História mostra que o caminho foi longo. No início do século XIX, Dalton imaginava que os átomos se uniam sempre um a um (a fórmula da água seria HO). Somente na metade do século XIX, a partir das idéias de Avogadro e Canizzaro, é que se consolidou a noção de molécula que conhecemos atualmente. E só no início do século XX foi explicada a participação dos elétrons nas ligações químicas.

1 INTRODUÇÃO

Você já verificou que alguns materiais são sólidos (o carvão); outros, líquidos (a água) e outros, gasosos (o ar); alguns são duros (granito) e outros moles (cera); alguns conduzem a corrente elétrica (metais), outros não (borracha); alguns quebram-se facilmente (vidro), outros não (aço), e assim por diante. Por que existe essa grande diferença de propriedades entre os materiais que conhecemos? Isso se deve, em grande parte, às ligações existentes entre os átomos (**ligações químicas**) e à arrumação espacial que daí decorre (**estrutura geométrica do material**). É o que vamos estudar neste capítulo e no seguinte.

Hoje sabemos que, em condições ambientes, só os gases nobres são formados por **átomos isolados** uns dos outros, ou seja, átomos que têm pouca tendência de se unir com outros átomos; dizemos então que eles são **muito estáveis** (**pouco reativos**). Os átomos dos demais elementos químicos, ao contrário, atraem-se não só mutuamente como também átomos de outros elementos, formando agregados suficientemente estáveis, que constituem as substâncias compostas. Assim, por exemplo, não existem sódio (Na) nem cloro (Cℓ) livres na natureza; no entanto, existem quantidades enormes de sal comum (NaCℓ), em que o sódio e o cloro aparecem unidos entre si. As forças que mantêm os átomos unidos são fundamentalmente de natureza elétrica e são responsáveis por **ligações químicas**.

Na metade do século XX, os cientistas já haviam percebido que o átomo de hidrogênio nunca se liga a mais de um outro átomo. Já, por exemplo, o átomo de oxigênio pode ligar-se a dois átomos de hidrogênio, o de nitrogênio a três de hidrogênio, o de carbono a quatro de hidrogênio, como podemos ver a seguir:



Surgiu, então, a idéia de **valência**, entendida como a capacidade de um átomo ligar-se a outros. Dizemos que o hidrogênio tem uma valência (é monovalente); o oxigênio tem duas valências (é bivalente); o nitrogênio tem três valências (é trivalente); o carbono tem quatro valências (é tetravalente), e assim por diante.

No entanto, foi somente em 1916 que os cientistas Gilbert N. Lewis e Walter Kossel chegaram a uma explicação lógica para as uniões entre os átomos, criando a **teoria eletrônica da valência**. De fato, consideremos as configurações eletrônicas dos gases nobres:

	K	*L*	*M*	*N*	*O*	*P*
Hélio	2					
Neônio	2	8				
Argônio	2	8	8			
Criptônio	2	8	18	8		
Xenônio	2	8	18	18	8	
Radônio	2	8	18	32	18	8

Com exceção do hélio, constatamos que os átomos dos gases nobres têm sempre 8 elétrons na última camada eletrônica (é o chamado **octeto eletrônico**).

Foi associando a observação de que os átomos dos gases nobres têm pouca tendência a se unirem entre si ou com outros átomos com a de que os átomos dos gases nobres têm o número máximo de elétrons na última camada (em geral 8 elétrons, ou 2, no caso do hélio), que os cientistas Lewis e Kossel lançaram a hipótese: os átomos, ao se unirem, procuram perder, ganhar ou compartilhar elétrons na

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 136 29/5/05, 19:15

última camada até atingirem a configuração eletrônica de um gás nobre. Essa hipótese costuma ser traduzida pela chamada regra do octeto:

> Um átomo adquire estabilidade quando possui 8 elétrons na camada eletrônica mais externa, ou 2 elétrons quando possui apenas a camada *K*.

Na prática, quando dois átomos vão se unir, eles **"trocam elétrons entre si"** ou **"usam elétrons em parceria"**, procurando atingir a configuração eletrônica de um gás nobre. Surgem daí os três tipos comuns de ligação química — **iônica, covalente e metálica** —, que estudaremos a seguir.

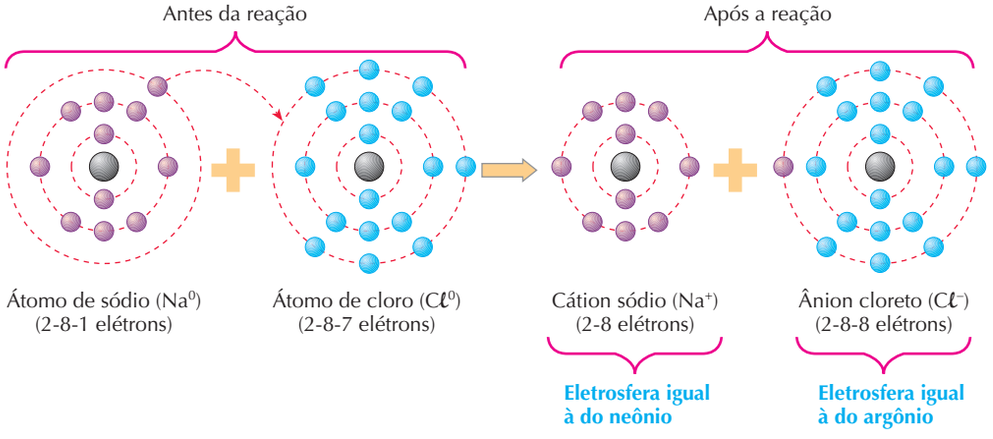
2 LIGAÇÃO IÔNICA, ELETROVALENTE OU HETEROPOLAR

2.1. Conceitos gerais

Vamos considerar a reação entre o sódio e o cloro, produzindo-se o cloreto de sódio:

$$Na + C\ell \longrightarrow NaC\ell$$

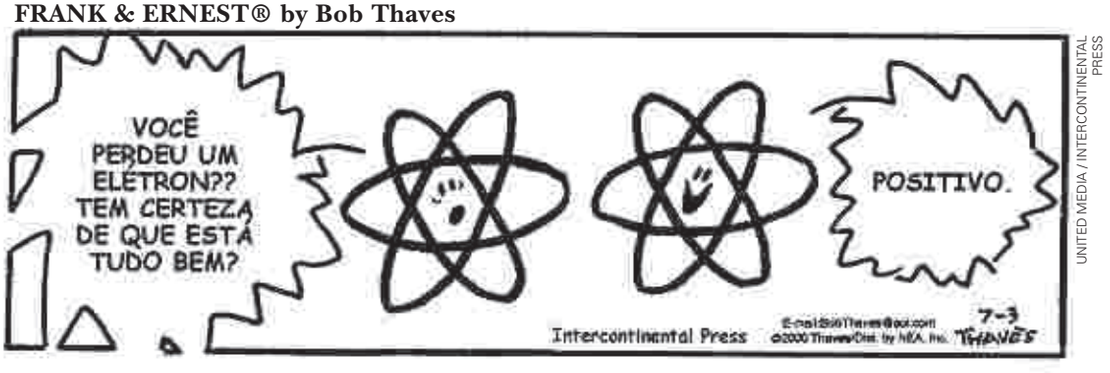
Eletronicamente, essa reação é explicada esquematicamente, com cores-fantasia, do seguinte modo:



Nesse exemplo, o átomo de sódio **cede definitivamente** 1 elétron ao átomo de cloro. Desse modo, forma-se um íon positivo (cátion Na^+) e um íon negativo (ânion $C\ell^-$), ambos com o **octeto completo**, ou seja, com a **configuração de um gás nobre** (no caso, neônio e argônio, respectivamente). Considerando que essa explicação envolve apenas os elétrons da última camada (**elétrons de valência**), é comum simplificar a representação anterior da seguinte maneira:



em que os sinais • e x estão representando exatamente os elétrons da camada mais externa. Essa representação é chamada **notação de Lewis**.

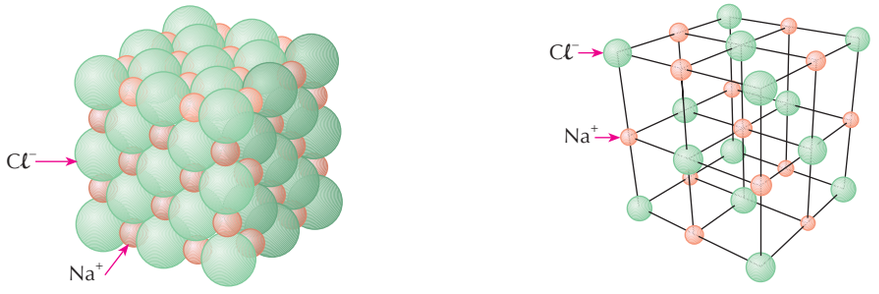


Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 137 29/5/05, 19:15

Tendo cargas elétricas opostas, os cátions e os ânions se atraem e se mantêm unidos pela chamada **ligação iônica**, originando-se assim a substância cloreto de sódio ($Na^+C\ell^-$), que é o sal comum usado em cozinha. Na prática, porém, uma reação não envolve apenas dois átomos, mas um número enorme de átomos, de modo que no final teremos um aglomerado envolvendo um número enorme de íons, como mostramos na ilustração abaixo (com uso de cores-fantasia e sem escala).

Representações espaciais do $Na^+C\ell^-$



Essa arrumação geométrica é chamada de grade, rede ou reticulado cristalino. Trata-se de um reticulado iônico de forma cúbica.

O reticulado mostrado acima não pode ser visto, pois os íons são extremamente pequenos (sua forma é determinada por estudos feitos com raios X). No entanto, olhando com um microscópio eletrônico de varredura os cristaizinhos do sal, vemos que são **cúbicos**, em decorrência de sua estrutura interna.

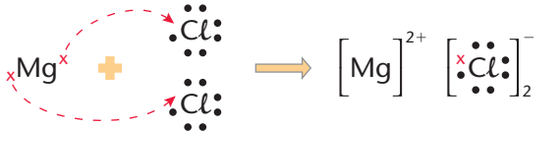


ANDREW SYRED / SPL-STOCK PHOTOS

Cristais de NaCℓ colorizados artificialmente, vistos ao microscópio. Aumento de 120 vezes.

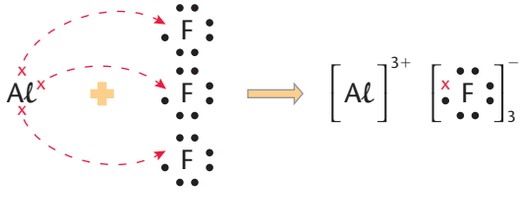
É importante observar também que entre os átomos Na^0 e $C\ell^0$ e os íons Na^+ e $C\ell^-$ há uma diferença extraordinária. De fato, conforme discussão feita no capítulo 5, o sódio metálico (Na^0) é altamente **reativo** – pega fogo espontaneamente no ar (o sódio deve ser guardado em recipientes contendo querosene ou benzeno), explode com a água, queima a pele se o segurarmos com a mão. O gás cloro ($C\ell_2$), por sua vez, é altamente tóxico. Pelo contrário, o sal de cozinha (aglomerado $Na^+C\ell^-$) é uma substância que ingerimos todos os dias por meio de alimentos. Em particular, o íon Na^+ tem grande importância biológica, pois regula as trocas de várias substâncias entre o sangue e as células de nosso organismo.

Vamos agora retomar as exemplificações, considerando como segundo caso a reação entre o magnésio e o cloro:



Ou, abreviadamente: $Mg + 2\,C\ell \longrightarrow MgC\ell_2$

E, como terceiro exemplo, a reação entre o alumínio e o flúor:



Ou, abreviadamente: $A\ell + 3\,F \longrightarrow A\ell F_3$

Como podemos observar, **o número de íons que se unem é inversamente proporcional às suas respectivas cargas** (valências). Disso resulta a seguinte **regra geral de formulação**:



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

De fato, do ponto de vista matemático, temos, em módulo, $|y \cdot (+x)| = |x \cdot (-y)|$; isso garante que a carga total positiva dos cátions possa equilibrar a carga total negativa dos ânions.

Resumindo, podemos dizer:

> **Ligação iônica** é a força que mantém os íons unidos, depois que um átomo cede **definitivamente** um, dois ou mais elétrons para outro átomo.
>
> **Eletrovalência** é a carga elétrica do íon.

A ligação iônica é, em geral, bastante forte e mantém os íons firmemente "presos" no reticulado. Por isso, os compostos iônicos são sólidos e, em geral, têm ponto de fusão e ponto de ebulição elevados.

2.2. A ligação iônica e a Tabela Periódica

A ligação iônica ocorre, em geral, entre átomos de **metais** com átomos de **não-metais**, pois:

- os átomos dos metais possuem 1, 2 ou 3 elétrons na última camada e têm forte tendência a perdê-los (veja os casos do Na, do Mg e do Aℓ, nos exemplos anteriores);
- os átomos dos não-metais possuem 5, 6 ou 7 elétrons na última camada e têm acentuada tendência a receber mais 3, 2 ou 1 elétron e, assim, completar seus octetos eletrônicos (veja o caso do Cℓ, nos exemplos anteriores).

Essa idéia pode ser generalizada se olharmos para a Tabela Periódica. Como sabemos, nas colunas A, o número de elétrons na última camada de cada elemento coincide com o próprio número da coluna. Sendo assim, temos:

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ·							He:
Li ·	Be:	· B:	· C ·	· N ·	· O ·	: F ·	:Ne:
Na ·	Mg:	· Aℓ:	· Si ·	· P ·	· S ·	: Cℓ ·	:Ar:
K ·	Ca:	· Ga:	· Ge ·	· As ·	· Se ·	: Br ·	:Kr:
Rb ·	Sr:	· In:	· Sn ·	· Sb ·	· Te ·	: I ·	:Xe:
Cs ·	Ba:	· Tℓ:	· Pb ·	· Bi ·	· Po ·	: At ·	:Rn:

Os metais **perdem** elétrons e se transformam em **cátions**.

Os não-metais (e alguns semimetais) **ganham** elétrons e se transformam em **ânions**.

Dessas propriedades resultam as valências (carga elétrica) de alguns íons bastante importantes:

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H^+							
Li^+				N^{3-}	O^{2-}	F^-	
Na^+	Mg^{2+}	$Aℓ^{3+}$		P^{3-}	S^{2-}	$Cℓ^-$	
K^+	Ca^{2+}	Ga^{3+}			Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}				Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{2+}						

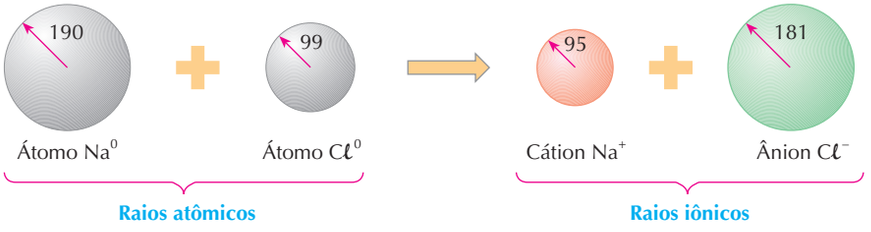
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 139 29/5/05, 19:16

Os elementos da **coluna 4A** têm **quatro elétrons** na última camada. Eles não apresentam tendência nem para perder nem para ganhar elétrons. Por esse motivo, quando esses elementos se unem a outros para atingir um octeto completo, tendem a não formar ligações iônicas.

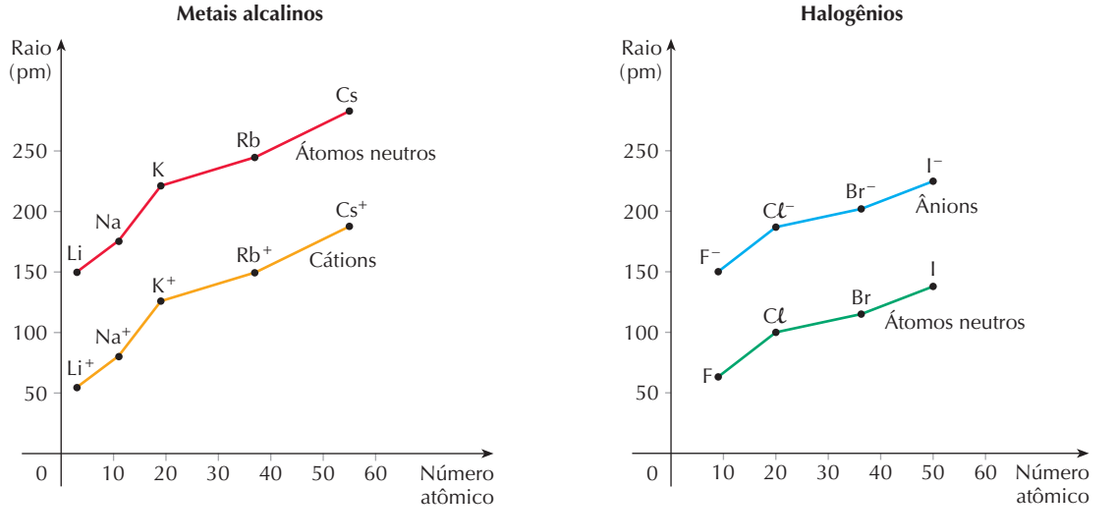
2.3. O tamanho do íon

Quando um átomo perde elétrons, o núcleo passa a atrair mais intensamente os elétrons restantes; desse modo, **o diâmetro ou raio do cátion é sempre menor que o diâmetro ou raio do átomo original**. Ao contrário, quando um átomo recebe elétrons, a carga total da eletrosfera (negativa) torna-se maior do que a carga do núcleo (positiva); desse modo, a atração do núcleo sobre o conjunto dos elétrons é menor e, conseqüentemente, **o raio do ânion é sempre maior que o raio do átomo original**. Por exemplo, no caso do cloreto de sódio (esquema com uso de cores-fantasia):



(Raios atômicos e iônicos dados em picômetros (pm); 1 pm = 10^{-12} m)

Os gráficos seguintes mostram outras comparações entre raios atômicos e iônicos:



Quando temos vários íons, todos com o mesmo número de elétrons (**íons isoeletrônicos**), **o raio iônico irá diminuindo na proporção em que a carga positiva do núcleo for superando a carga total da eletrosfera**. Por exemplo:

Íons	O^{2-}	F^-	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
Número atômico (carga positiva do núcleo)	8	9	11	12	13
			Aumenta →		
Número total de elétrons (carga negativa da eletrosfera)	10	10	10	10	10
Número de camadas eletrônicas	2	2	2	2	2
Raio iônico (pm)	140	136	95	65	50
			Diminui →		

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 140 29/5/05, 19:16

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Quando um átomo adquire estabilidade?

b) O que é ligação iônica?

c) O que é eletrovalência?

d) Qual é a tendência que, geralmente, ocorre nos metais e que facilita a formação da ligação iônica com um não-metal?

e) Qual é a tendência que, geralmente, ocorre nos não-metais e que facilita a formação da ligação iônica com um metal?

f) O raio de um cátion é maior, menor ou igual ao do átomo correspondente?

g) O raio de um ânion é maior, menor ou igual ao do átomo correspondente?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Consulte os dados da Tabela Periódica sempre que necessário.

Exercício resolvido

1 (FEI-SP) Explicar por que o íon sódio (Na^+) é muito mais estável que o átomo de sódio (Na^0).

Resolução

O sódio (Na^0) tem configuração eletrônica 2 — 8 — 1. Ao se transformar em íon de sódio (Na^+), a configuração passa a 2 — 8, idêntica à do gás nobre neônio, que é bastante estável.

2 (UFF-RJ) Para que um átomo neutro de cálcio se transforme no íon Ca^{2+}, ele deve:

a) receber dois elétrons;
b) receber dois prótons;
c) perder dois elétrons;
d) perder dois prótons;
e) perder um próton.

3 (UFRGS-RS) Ao se compararem os íons K^+ e Br^- com os respectivos átomos neutros de que se originaram, pode-se verificar que:

a) houve manutenção da carga nuclear de ambos os íons.
b) o número de elétrons permanece inalterado.
c) o número de prótons sofreu alteração em sua quantidade.
d) ambos os íons são provenientes de átomos que perderam elétrons.
e) o cátion originou-se do átomo neutro a partir do recebimento de um elétron.

Exercício resolvido

4 Os elementos *A* e *B* apresentam as seguintes configurações eletrônicas:

A: 2 — 8 — 8 — 2 e *B*: 2 — 8 — 7

Qual é a fórmula esperada para o composto formado entre esses dois elementos e qual seria a ligação envolvida?

Resolução

O elemento *A* tem **2** elétrons em sua última camada eletrônica; sua tendência é perdê-los, transformando-se no cátion A^{2+}. O elemento *B* tem **7** elétrons em sua última camada; sua tendência é receber **1** elétron, transformando-se no ânion B^-. Conseqüentemente, a fórmula esperada é AB_2 e a ligação envolvida é **iônica**.

5 O átomo de alumínio tem configuração eletrônica 2 — 8 — 3; o de oxigênio, 2 — 6. Quais são as configurações dos íons formados? Qual é a fórmula do composto resultante?

6 (Mackenzie-SP) Para que os átomos de enxofre e potássio adquiram configuração eletrônica igual à dos gases nobres, é necessário que:
(Dados: número atômico $S = 16$; $K = 19$.)

a) o enxofre receba 2 elétrons e que o potássio receba 7 elétrons.
b) o enxofre ceda 6 elétrons e que o potássio receba 7 elétrons.
c) o enxofre ceda 2 elétrons e que o potássio ceda 1 elétron.
d) o enxofre receba 6 elétrons e que o potássio ceda 1 elétron.
e) o enxofre receba 2 elétrons e que o potássio ceda 1 elétron.

7 (U. Católica Dom Bosco-MS) Um elemento de configuração $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ possui forte tendência para:

a) perder 5 elétrons.
b) perder 1 elétron.
c) perder 2 elétrons.
d) ganhar 2 elétrons.
e) ganhar 1 elétron.

Exercício resolvido

8 (Fuvest-SP) Considere os íons isoeletrônicos: Li^+, H^-, B^{3+} e Be^{2+} (números atômicos: Li = 3; H = 1; B = 5; Be = 4). Coloque-os em ordem crescente de raio iônico, justificando a resposta.

Resolução

Os raios iônicos crescem na ordem decrescente dos números atômicos, isto é, $B^{3+} < Be^{2+} < Li^+ < H^-$, pois o mesmo número de elétrons (2) da camada *K* está sendo atraído por uma carga nuclear cada vez menor.

9 (UFF-RJ) Dois ou mais íons ou, então, um átomo e um íon que apresentam o mesmo número de elétrons denominam-se espécies isoeletrônicas. Comparando-se as espécies isoeletrônicas F^-, Na^+, Mg^{2+} e $A\ell^{3+}$, conclui-se que:

a) a espécie Mg^{2+} apresenta o menor raio iônico;
b) a espécie Na^+ apresenta o menor raio iônico;
c) a espécie F^- apresenta o maior raio iônico;
d) a espécie $A\ell^{3+}$ apresenta o maior raio iônico;
e) a espécie Na^+ apresenta o maior raio iônico.

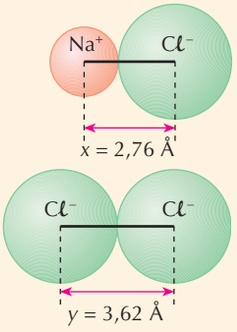
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 141 29/5/05, 19:16

10 (Esal-MG) Os íons Ca^{+2}, Mg^{+2} e K^{+1} estão intimamente relacionados com as características químicas do solo agrícola, sendo importantes para a nutrição das plantas. (Números atômicos: Ca = 20, Mg = 12, *K* = 19.) Das afirmativas abaixo, a correta é:
a) Ca^{+2} e K^{+1} são isoeletrônicos.
b) Ca^{+2} e Mg^{+2} são isoeletrônicos.
c) Mg^{+2} e K^{+1} são isoeletrônicos.
d) Ca^{+2}, Mg^{+2} e K^{+1} são isoeletrônicos.
e) Ca^{+2}, Mg^{+2} e K^{+1} apresentam o mesmo raio.

Exercício resolvido

11 (Acafe-SC) Num cristal de NaCℓ, a menor distância entre os núcleos dos íons Na^+ e $C\ell^-$ é 2,76 Å, e a distância entre os dois íons cloreto que se encostam é 3,26 Å. Portanto, o raio do íon sódio é:
a) 2,76 Å
b) 0,95 Å
c) 3,62 Å
d) 0,86 Å
e) 6,38 Å



Resolução

Se a distância entre dois íons cloreto é 3,26 Å (ângstrom = 10^{-10} metro), então seu raio iônico será 3,26 : 2 = 1,81 Å. Da distância entre os núcleos Na^+ e $C\ell^-$, que é 2,76 Å, subtraímos o raio iônico do $C\ell^-$ (1,81 Å) e teremos:
2,76 Å − 1,81 Å = 0,95 Å.
Alternativa b

12 (PUC-RS) Responda a esta questão a partir da tabela a seguir, que apresenta os raios atômicos e iônicos de alguns elementos genéricos.

Raio \ Elementos genéricos	I	II	III	IV
Atômico (Å)	1,57	0,66	1,06	2,03
Iônico (Å)	0,95	1,40	1,74	1,33

O exame da tabela mostra que, nesses casos, formam ânions os elementos genéricos:
a) I e II
b) I e III
c) I e IV
d) II e III
e) III e IV

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

13 (U. Católica Dom Bosco-MS) Para adquirir configuração eletrônica de gás nobre, o átomo de número atômico 16 deve:
a) perder dois elétrons.
b) receber seis elétrons.
c) perder quatro elétrons.
d) receber dois elétrons.
e) perder seis elétrons.

14 (UFRRJ) Os íons são formados a partir das propriedades dos elementos químicos. Observe as propriedades periódicas e as configurações eletrônicas dos elementos abaixo e indique o íon que será formado a partir de cada um deles.
a) Cℓ
b) Ca
c) Zn
d) K

15 (U. F. Santa Maria-RS) O elemento titânio (*Z* = 22) tem, na sua camada de valência,
a) 2 elétrons em orbitais *d*.
b) 6 elétrons em orbitais *p*.
c) 2 elétrons em orbitais *p*.
d) 2 elétrons em orbital s.
e) 4 elétrons em orbitais *d*.

16 Em um composto, sendo *A* o cátion, *B* o ânion e A_3B_2 a fórmula, provavelmente os átomos *A* e *B*, no estado normal, tinham, respectivamente, os seguintes números de elétrons periféricos:
a) 3 e 2
b) 2 e 3
c) 2 e 5
d) 3 e 6
e) 5 e 6

17 (UFPA) Sejam os elementos *X*, com 53 elétrons, e *Y*, com 38 elétrons. Depois de fazermos a sua distribuição eletrônica, podemos afirmar que o composto mais provável formado pelos elementos é:
a) YX_2
b) Y_3X_2
c) Y_2X_3
d) Y_2X
e) YX

18 (Ufes) Para as espécies Br^-, Rb^+, Se^{-2}, Sr^{+2} e Kr, a ordem crescente de carga nuclear e do raio iônico são, respectivamente:
a) $Se^{-2} < Br^- < Kr < Rb^+ < Sr^{+2}$
$Sr^{+2} < Rb^+ < Kr < Br^- < Se^{-2}$
b) $Sr^{+2} < Rb^+ < Kr < Br^- < Se^{-2}$
$Se^{-2} < Br^- < Kr < Rb^+ < Sr^{+2}$
c) $Br^- < Se^{-2} < Kr < Rb^+ < Sr^{+2}$
$Sr^{+2} < Rb^+ < Kr < Br^- < Se^{-2}$
d) $Br^- < Se^{-2} < Kr < Rb^+ < Sr^{+2}$
$Se^{-2} < Br^- < Kr < Rb^+ < Sr^{+2}$
e) $Se^{-2} < Sr^{+2} < Br^- < Rb^+ < Kr$
$Se^{-2} < Sr^{+2} < Br^- < Rb^+ < Kr$

19 (Unicamp-SP) Mendeleyev, observando a periodicidade de propriedades macroscópicas dos elementos químicos e de alguns de seus compostos, elaborou a Tabela Periódica. O mesmo raciocínio pode ser aplicado às propriedades microscópicas. Na tabela a seguir, dos raios iônicos, dos íons dos metais alcalinos e acalino-terrosos, estão faltando os dados referentes ao Na^+ e ao Sr^{2+}. Baseando-se nos valores da tabela, calcule, aproximadamente, os raios iônicos desses cátions.

Raios iônicos (pm)			
Li^+	60	Be^{2+}	31
Na^+	—	Mg^{2+}	65
K^+	133	Ca^{2+}	99
Rb^+	148	Sr^{2+}	—
Cs^+	160	Ba^{2+}	135

(1 picômetro (pm) = $1 \cdot 10^{-12}$ m)

Sugestão: Devido à variação gradativa dos raios iônicos, cada valor que falta na tabela dada é aproximadamente igual à média aritmética entre o raio iônico que o precede e o que o sucede na tabela.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

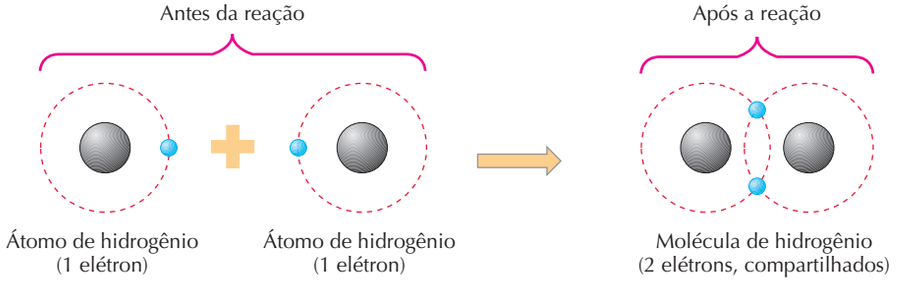
3 LIGAÇÃO COVALENTE, MOLECULAR OU HOMOPOLAR

3.1. Ligação covalente

Consideremos, como primeiro exemplo, a união entre dois átomos do **elemento hidrogênio** (**H**) para formar a molécula da **substância simples hidrogênio** (H_2):

$$H + H \longrightarrow H_2$$

Eletronicamente (as figuras são representações esquemáticas):



Ou, abreviadamente:

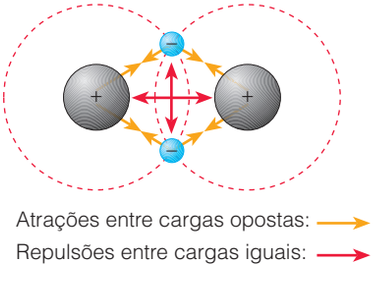


Ou, ainda:

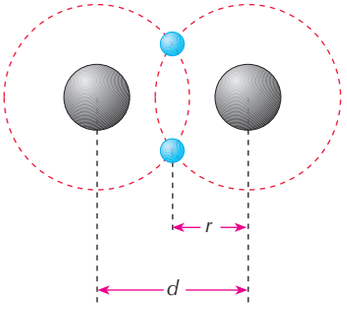


Nesta última representação, o **traço** (—) está indicando o **par de elétrons** que os dois átomos de hidrogênio passam a compartilhar. Assim, por comodidade, costuma-se representar uma ligação covalente normal por um traço.

A molécula H_2 é estável (isto é, os átomos não se separam) porque há um equilíbrio entre as **forças de atração elétrica** (entre núcleos e elétrons) e as **forças de repulsão elétrica** (entre os dois núcleos e entre os dois elétrons), como ilustramos na figura a seguir.



Na ligação covalente, entre átomos iguais, podemos falar também em **raio covalente** (***r***), como a metade do **comprimento da ligação** (***d***), isto é, metade da distância que separa os dois núcleos.



Observe, por fim, que cada átomo de hidrogênio dispõe de dois elétrons (o seu e o elétron compartilhado). Esses dois elétrons, contudo, já completam a camada *K*, que é a única de que o hidrogênio dispõe. Desse modo, o hidrogênio adquire a configuração do gás nobre hélio.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 143 6/7/05, 14:36

Consideremos, como segundo exemplo, a união entre dois átomos do **elemento cloro** (Cℓ), formando uma molécula de **gás cloro** ($C\ell_2$). Note que, no esquema, só estão representados os elétrons da última camada eletrônica do cloro, isto é, sua camada de valência:



Observamos que, na molécula final ($C\ell_2$), há um **par de elétrons compartilhado** pelos dois átomos de cloro. Com isso, podemos dizer que cada átomo de cloro dispõe de seus sete elétrons mais um elétron compartilhado, perfazendo então o **octeto**, que dá a cada átomo a configuração estável de um gás nobre. Na molécula formada acima, os elétrons da última camada que não participam do par eletrônico compartilhado são comumente chamados **elétrons não-ligantes** ou **pares eletrônicos isolados**.

Consideremos, como terceiro exemplo, a formação da molécula da substância simples **oxigênio** (O_2):



Cada átomo de oxigênio tem apenas seis elétrons na camada de valência. Os dois átomos se unem compartilhando **dois pares eletrônicos**, de modo que cada átomo "exerça domínio" sobre oito elétrons. Forma-se assim uma **ligação dupla** entre os átomos, que é indicada por **dois traços** na representação O = O (nos exemplos do H_2 e do $C\ell_2$, o único par eletrônico comum constitui uma **ligação simples**).

Como quarto exemplo, vejamos a formação da molécula da substância simples **nitrogênio** (N_2):



Cada átomo de nitrôgênio tem apenas cinco elétrons na camada periférica. Eles se unem compartilhando **três pares eletrônicos**. Forma-se assim uma **ligação tripla** entre os átomos, que é indicada pelos **três traços** na representação N ≡ N. Desse modo, cada átomo está com o octeto completo, pois além de seus cinco elétrons, compartilha três elétrons com o átomo vizinho.

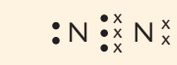
Concluindo, definimos:

> **Ligação covalente** ou **covalência** é a união entre átomos estabelecida por pares de elétrons.

Nesse tipo de ligação, a valência recebe o nome particular de **covalência** e corresponde ao número de pares de elétrons compartilhados.

As fórmulas em que os elétrons aparecem indicados pelos sinais • e × são chamadas **fórmulas eletrônicas** ou **fórmulas de Lewis**.

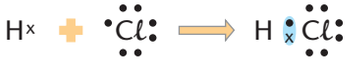
Quando os pares eletrônicos covalentes são representados por traços (—), chamamos essas representações de **fórmulas estruturais planas**; no último exemplo considerado:



Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural plana	Fórmula molecular
	N ≡ N	N_2

Todos os exemplos dados até agora foram de substâncias simples. No entanto, as ligações covalentes aparecem ainda com maior freqüência entre as substâncias compostas, como passamos a ilustrar.

- Formação da molécula do cloridreto ou gás clorídrico (HCℓ) (página ao lado; uso de cores-fantasia):



Gilbert Newton Lewis

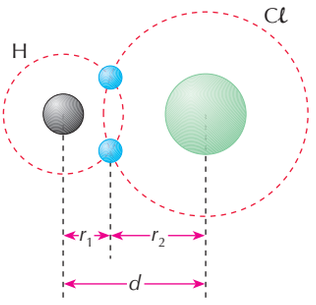
Nasceu nos Estados Unidos em 1875. Foi professor de Química na Universidade de Berkeley, na Califórnia. Lewis criou a teoria das ligações covalentes imaginando os elétrons orientados em certas direções, nas quais formariam ligações químicas (1916). Importante também foi sua nova teoria ácido-base (1923), que ampliou os conceitos aceitos até então. Lewis faleceu em 1946.



BETTMANN / CORBIS-STOCK PHOTOS

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

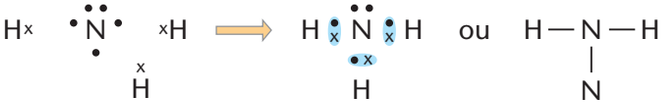
Agora, o **comprimento da ligação** (d) será a soma dos **raios covalentes** ($r_1 + r_2$) dos átomos envolvidos na covalência. O assunto na verdade é mais complicado, pois o raio covalente de um átomo pode variar conforme ele venha a se ligar a átomos diferentes.



- Formação da molécula de água (H_2O):



- Formação da molécula do amoníaco ou gás amônia (NH_3):

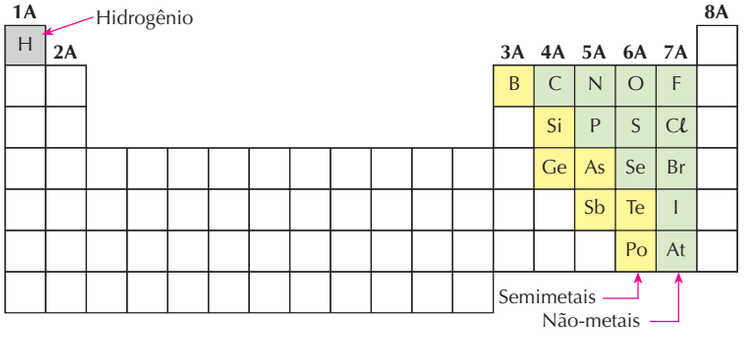


- Formação da molécula do gás carbônico (CO_2):



Continuamos notando que cada átomo termina ficando com o octeto completo. De fato, cada oxigênio, além de seus seis elétrons, passa a ter mais dois (compartilhados com o carbono); e o átomo de carbono, além de seus quatro elétrons, passa a ter mais quatro (dois compartilhados com um dos átomos de oxigênio e mais dois compartilhados com o outro).

Como conclusão, podemos dizer que a ligação é covalente quando **os dois átomos apresentam a tendência de ganhar elétrons**. Isso ocorre quando os dois átomos têm 4, 5, 6 ou 7 elétrons na última camada eletrônica, ou seja, quando os dois átomos já se "avizinham" na configuração de um gás nobre (e mais o hidrogênio, que, apesar de possuir apenas um elétron, está próximo da configuração do hélio). Em outras palavras, **a ligação covalente aparece entre dois átomos de não-metais, ou semimetais ou, ainda, entre esses elementos e o hidrogênio**. Pela Classificação Periódica, visualizamos perfeitamente os elementos que se ligam por covalência:



3.2. Caso particular da ligação covalente

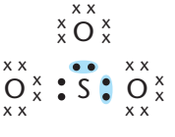
Vejamos como primeiro exemplo a formação da molécula de **gás sulfuroso** (SO_2):



Observe que o par eletrônico destacado (que está ligando o enxofre ao segundo oxigênio) pertencia, de início, apenas ao enxofre. Trata-se não mais da ligação covalente usual, em que cada ligação é formada por 1 elétron de cada átomo, mas de uma covalência especial, na qual o par eletrônico é cedido apenas por um dos átomos da ligação. Antigamente, esse tipo de ligação era denominado de **ligação dativa** e indicado por uma seta que vai do átomo doador para o átomo receptor do par eletrônico, como mostramos ao lado. De qualquer modo, você continuará contando 8 elétrons ao redor de cada átomo.

$O = S \rightarrow O$

O caso do **anidrido sulfúrico** (SO_3) é semelhante:



$\begin{matrix} O \\ \uparrow \\ O = S \rightarrow O \end{matrix}$

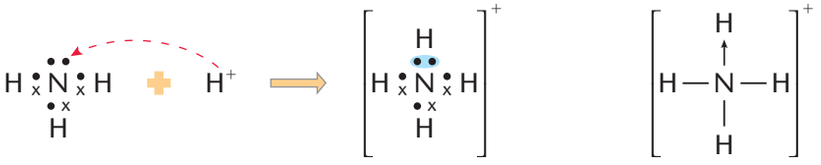
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 145 6/7/05, 14:37

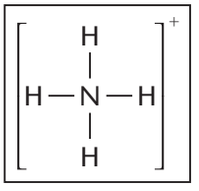
Um caso interessante é o do **monóxido de carbono** (**CO**), em que temos, entre o carbono e o oxigênio, duas ligações covalentes normais e uma especial (par eletrônico assinalado).



Como exemplo final, vamos examinar a formação do **íon amônio** (NH_4^+), que se dá pela reação $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$:



Note que, inicialmente, o NH_3 tinha um **par eletrônico livre**, e o íon hidrogênio (H^+), por sua vez, **estava sem elétrons** (normalmente o H^+ provém de outra molécula na qual deixou seu próprio elétron). Assim, o H^+ compartilha o par eletrônico livre, que inicialmente era exclusivo do nitrogênio.



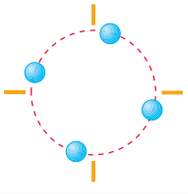
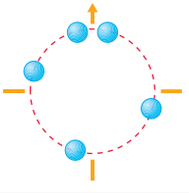
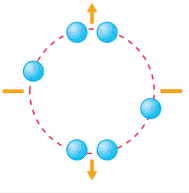
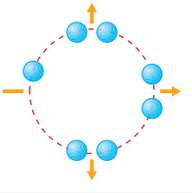
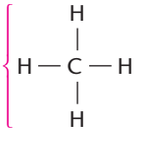
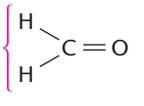
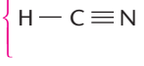
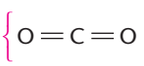
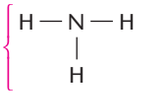
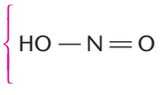
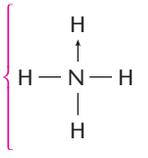
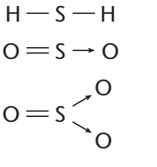
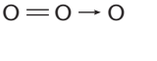
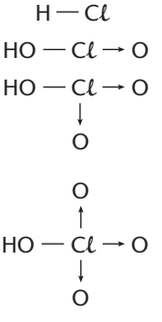
Considerando ainda o exemplo do NH_4^+ é importante observar que, após a formação do NH_4^+, **não há nenhuma diferença** entre as quatro ligações covalentes aí existentes. Em outras palavras, os quatro hidrogênios tornam-se perfeitamente equivalentes entre si. Desse modo, é mais correto representar o NH_4^+ como mostramos ao lado.

OBSERVAÇÃO

Somente por questões didáticas, ainda usaremos a seta nos exemplos seguintes, para indicar esse caso particular de ligação covalente.

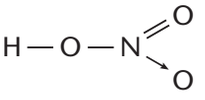
3.3. Fórmulas de compostos covalentes

De modo geral, a montagem das fórmulas dos compostos covalentes, a partir das configurações eletrônicas de seus átomos formadores, não é um problema simples. A Classificação Periódica pode, todavia, ajudar na formulação dos compostos de estrutura mais simples. Veja na tabela.

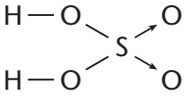
Colunas	4A	5A	6A	7A
Estrutura eletrônica da camada externa				
As quais poderão se distribuir em:	4 ligações simples:  2 ligações simples e 1 dupla:  1 ligação simples e 1 tripla:  2 ligações duplas: 	3 ligações simples:  1 ligação simples e 1 dupla:  1 ligação tripla:  3 ligações simples e 1 ligação especial: 	 Há ainda o caso de o átomo receber uma ligação especial, como ocorre com o 3º oxigênio do ozônio (O_3): 	

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Com um pouco de prática evidentemente poderemos escrever fórmulas estruturais de substâncias mais complicadas, como, por exemplo:



Ácido nítrico (HNO_3)

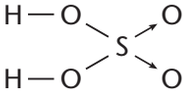


Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

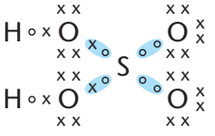
Note que estamos constantemente utilizando três tipos de fórmula para um mesmo composto químico. Veja o exemplo do **ácido sulfúrico**:

H_2SO_4

Fórmula molecular



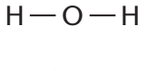
Fórmula estrutural plana



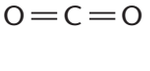
Fórmula eletrônica ou de Lewis

3.4. Compostos moleculares e compostos iônicos

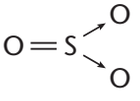
Um composto é considerado **composto molecular** quando apresenta **exclusivamente ligações covalentes**. Exemplos:



Água



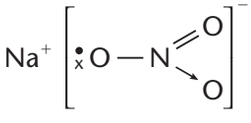
Gás carbônico



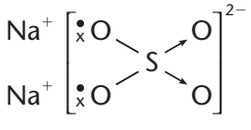
Gás sulfúrico

Um composto é considerado **composto iônico** desde que possua **pelo menos uma ligação iônica** (mesmo apresentando várias ligações covalentes). Por exemplo:

- o cloreto de sódio (NaCℓ): $Na^+ \; C\ell^-$
- o nitrato de sódio ($NaNO_3$):



- o sulfato de sódio (Na_2SO_4):



Nestes dois últimos exemplos, cada átomo de sódio "perdeu" 1 elétron para cada um dos primeiros oxigênios que aparecem dentro dos colchetes. Essas ligações são iônicas. As outras são todas ligações covalentes. Dizemos então que esses dois compostos são iônicos.

Num composto iônico não existem moléculas, mas **aglomerados iônicos**. Os íons formados por um único átomo, como, por exemplo, $Na^+C\ell^-$, são chamados de **íons** (ou **radicais**) **simples**; quando formados por vários átomos (NO_3^-, SO_4^{2-} etc.) são chamados de **íons** (ou **radicais**) **compostos**.

Já dissemos, na página 139, que a ligação iônica é forte, pois mantém os íons fortemente "presos" no reticulado. Por esse motivo, os compostos iônicos são, em geral, **sólidos** de ponto de fusão e ponto de ebulição elevados. Pelo contrário, em um composto totalmente covalente, as moléculas se atraem menos intensamente. Em conseqüência, os compostos covalentes são, em geral, **gases** (H_2, CO_2 etc.) ou **líquidos** de ponto de ebulição baixo (H_2O, HNO_3 etc.).

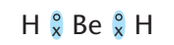
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

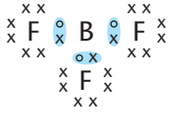
Capitulo 06-QF1-PNLEM 147 29/5/05, 19:17

3.5. Exceções à regra do octeto

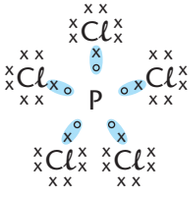
Hoje são conhecidos compostos que não obedecem à regra do octeto.

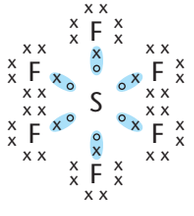
- Em alguns casos, as ligações se completam com **menos de 8 elétrons**. Isso acontece com o berílio (Be) e o boro (B), que, em certas moléculas não apresenta o octeto completo. Exemplos:

BeH_2  Aqui há apenas 4 elétrons ao redor do berílio.

BF_3  Aqui há apenas 6 elétrons ao redor do boro.

- Em outros casos, as ligações perfazem **mais do que 8 elétrons**. Ocorre geralmente com o fósforo (P) e o enxofre (S), que, em certas moléculas, aparecem com 10 e 12 elétrons na camada de valência. Exemplos:

PCl_5  Aqui há 10 elétrons ao redor do fósforo.

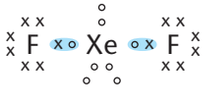
SF_5  Aqui há 12 elétrons ao redor do enxofre.

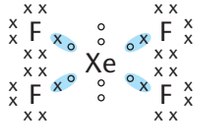
Esses casos só ocorrem quando o átomo central é relativamente grande, para que possa acomodar tantos elétrons ao seu redor. Por isso, essa chamada **camada de valência expandida** só aparece em elementos do 3º período da Tabela Periódica para baixo.

- Há poucos compostos em que a camada de valência é completada com **número ímpar de elétrons**. Por exemplo, no caso dos compostos NO, NO_2 e ClO_2 temos 7 elétrons ao redor do nitrogênio e do cloro:

 (N═O)  (O═N→O) e  (O═Cl═O)

- Compostos dos gases nobres. Embora no início deste capítulo tenhamos dito que os gases nobres têm "pouca vontade" de se unir a outros elementos, a partir de 1962 foram produzidos vários compostos de gases nobres. Exemplos:

XeF_2  Aqui há 10 elétrons ao redor do xenônio.

XeF_4  Aqui há 12 elétrons ao redor do xenônio.

Esses compostos também só ocorrem com os gases nobres de átomos grandes, que comportam a camada expandida de valência.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que é ligação covalente?

b) O que é comprimento da ligação covalente?

c) O que a fórmula de Lewis mostra?

d) O que um composto deve apresentar para ser iônico?

e) O que um composto deve apresentar para ser considerado covalente?

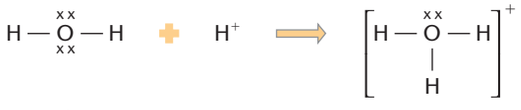
REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

20 (FEI-SP) A fórmula N ≡ N indica que os átomos de nitrogênio estão compartilhando três:
a) prótons.
b) elétrons.
c) pares de prótons.
d) pares de nêutrons.
e) pares de elétrons.

21 (Unifor-CE) À molécula de água, H_2O, pode-se adicionar o próton H^+, produzindo o íon hidrônio H_3O^+.



(x = elétron)

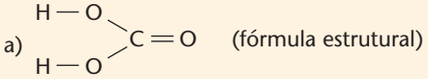
No íon hidrônio, quantos pares de elétrons pertencem, no total, tanto ao hidrogênio quanto ao oxigênio?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 6

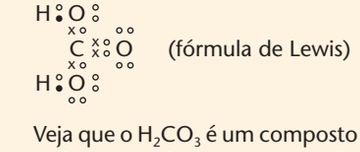
22 (Mackenzie-SP) Dados: O (Z = 8); C (Z = 6); F (Z = 9); H (Z = 1).
A molécula que apresenta somente uma ligação covalente normal é:
a) F_2
b) O_2
c) CO
d) O_3
e) H_2O

Exercício resolvido

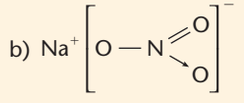
23 Escreva as fórmulas estruturais planas e as fórmulas de Lewis dos seguintes compostos:
a) H_2CO_3
b) $NaNO_3$

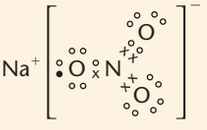
Resolução

a)  (fórmula estrutural)

 (fórmula de Lewis)

Veja que o H_2CO_3 é um composto molecular, pois todas as suas ligações são covalentes.

b)  (fórmula estrutural)

 (fórmula de Lewis)

Note que o $NaNO_3$ é um composto iônico devido à ligação iônica entre o Na^+ e o NO_3^- (apesar de todas as ligações no interior do NO_3 serem covalentes).

24 Escreva a fórmula estrutural plana e a fórmula de Lewis do hidreto de fósforo (PH_3).

25 (U. Católica de Salvador-BA) Ao formar ligações covalentes com o hidrogênio, a eletrosfera do silício adquire configuração de gás nobre. Com isso, é de se esperar a formação da molécula:
a) SiH
b) SiH_2
c) SiH_3
d) SiH_4
e) SiH_5

Exercício resolvido

26 (Acafe-SC) Considerando dois elementos, *A* e *B*, com números atômicos 20 e 17, a fórmula e o tipo de ligação do composto formado estão na alternativa:
a) AB_2 — ligação covalente
b) A_2B — ligação iônica
c) AB_2 — ligação iônica
d) A_2B — ligação covalente
e) A_7B_2 — ligação iônica

Resolução

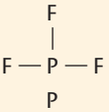
Na própria Tabela Periódica vemos que o elemento *A*, de número atômico 20, é o cálcio (de distribuição eletrônica 2 — 8 — 8 — 2); e o elemento *B*, com número atômico 17, é o cloro (de distribuição eletrônica 2 — 8 — 7). Sendo assim, o cálcio cede dois elétrons e forma o Ca^{2+}, e o cloro recebe um elétron e forma o $C\ell^-$. Conseqüentemente, a fórmula será $CaC\ell_2$ ou AB_2.
Alternativa c

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 149 29/5/05, 19:17

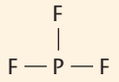
27 (Vunesp) Os elementos *X* e *Y* têm, respectivamente, 2 e 6 elétrons na camada de valência. Quando *X* e *Y* reagem, forma-se um composto:
a) covalente, de fórmula XY
b) covalente, de fórmula XY_2
c) covalente, de fórmula X_2Y_3
d) iônico, de fórmula $X^{2+}Y^{2-}$
e) iônico, de fórmula $X_2^{+}Y^{2-}$

Exercício resolvido

28 (FMSCSP-SP) Qual das fórmulas abaixo é prevista para o composto formado por átomos de fósforo e flúor, considerando o número de elétrons da camada de valência de cada átomo?
a) P ≡ F
b) P — F ≡ P
c) F — P ≡ F
d)

e) P — F — P

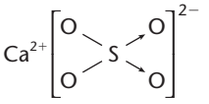
Resolução

O fósforo tem 5 elétrons em sua camada de valência e tende, portanto, a ganhar 3 elétrons. O flúor tem 7 elétrons em sua camada de valência, tendendo, portanto, a ganhar 1 elétron. Logo, os dois elementos deverão formar um **composto covalente**, com o fósforo na posição central. Assim, teremos:



Alternativa d

29 (Mackenzie-SP)



Relativamente à fórmula estrutural acima, dados os números atômicos Ca = 20, O = 8 e S = 16, é correto afirmar que:
a) existem duas ligações iônicas e quatro ligações covalentes.
b) existem somente ligações covalentes normais.
c) o oxigênio cede dois elétrons para o cálcio.
d) o enxofre recebe dois elétrons do cálcio.
e) o cálcio, no estado fundamental, apresenta seis elétrons na camada de valência.

30 (U. Católica Dom Bosco-MS) Conhecidas as estruturas de Lewis (fórmulas eletrônicas) dos elementos



podemos afirmar que algumas substâncias possíveis de se formar são:
a) A_2B e B_2C
b) A_2D e BD
c) C_2D e D_2
d) D_2 e E_2
e) BD e C_2

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

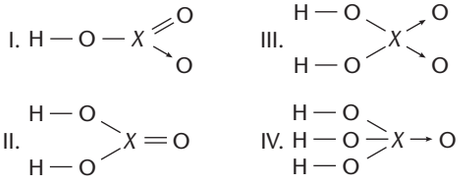
31 (Unifor-CE) Quando se comparam as espécies químicas CH_4, NH_3 e NaCℓ, pode-se afirmar que os átomos estão unidos por ligações covalentes somente no:
a) CH_4 e no NH_3
b) NH_3 e no NaCℓ
c) CH_4 e no NaCℓ
d) CH_4
e) NH_3

32 (UFPA) Os átomos dos elementos se ligam uns aos outros através de ligação simples, dupla ou tripla, procurando atingir uma situação de maior estabilidade, e o fazem de acordo com a sua valência (capacidade de um átomo ligar-se a outros), conhecida através de sua configuração eletrônica. Assim, verifica-se que os átomos das moléculas H_2, N_2, O_2, $Cℓ_2$ estão ligados de acordo com a valência de cada um na alternativa:
a) N ≡ N, O = O, Cℓ — Cℓ, H — H
b) H — H, N ≡ N, O — O, Cℓ = Cℓ
c) N ≡ N, O — O, H = H, Cℓ = Cℓ
d) H — H, O ≡ O, N — N, Cℓ = Cℓ
e) Cℓ — Cℓ, N = N, H = H, O ≡ O

33 (FEI-SP) Dentre os compostos a seguir, indique qual deles apresenta apenas ligações covalentes normais:
a) SO_3
b) NaCℓ
c) NH_3
d) O_3
e) H_2SO_4

34 Sabendo que no composto $HCℓO_4$ o hidrogênio acha-se ligado na forma **H — O —** e que todos os átomos do oxigênio se ligam ao cloro, escreva a sua fórmula estrutural plana e a de Lewis.

35 (UCS-RS) Nas fórmulas estruturais de ácidos abaixo, *X* representa um elemento químico.



Os elementos que substituem corretamente o *X* nas fórmulas estruturais são, respectivamente:
a) N, C, S, P
b) N, Si, Se, Br
c) P, C, Se, N
d) N, Sn, As, P
e) P, Pb, Br, As

36 (Cesgranrio-RJ) Das espécies químicas abaixo, indique aquela que não obedece à regra do octeto.
a) $MgBr_2$
b) $AℓCℓ_3$
c) CO_2
d) NaCℓ
e) SO_2

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4 LIGAÇÃO METÁLICA

Os metais e as ligas metálicas são cada vez mais importantes em nosso dia-a-dia.


CID

O aço é muito empregado em construções, na produção de veículos, fogões, geladeiras etc.


CID

O alumínio também é usado em construções, fabricação de utensílios domésticos, latas etc.


CID

O cobre é usado em fios elétricos e na construção de alambiques etc.

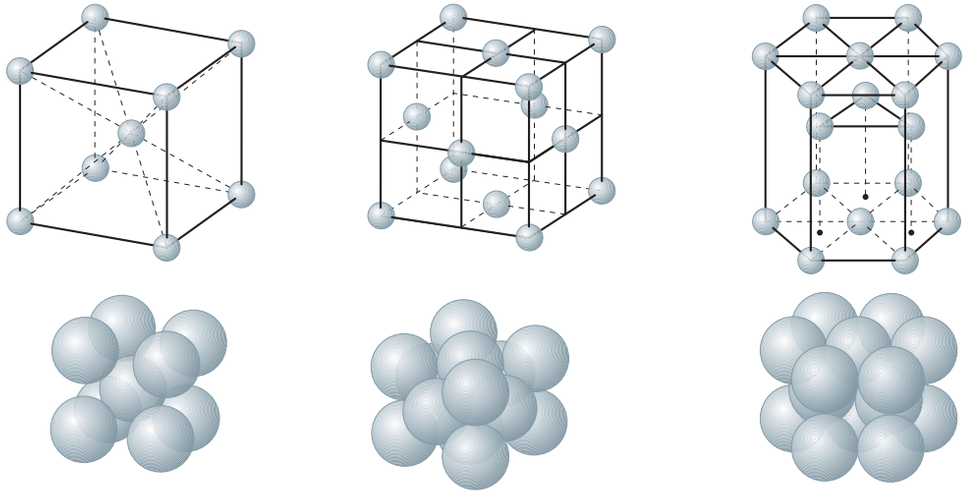

CID

O magnésio é "leve" e, por isso, empregado em rodas de automóveis, partes de aviões etc.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.1. Estrutura dos metais

No estado sólido, os átomos dos metais (e de alguns semimetais) se agrupam de forma geometricamente ordenada, dando origem às **células**, ou **grades**, ou **reticulados cristalinos**. Os reticulados unitários mais comuns dentre os metais são mostrados nas representações (com cor-fantasia) abaixo:



Cúbico de corpo centrado (CCC)

Cúbico de faces centradas (CFC)

Hexagonal compacto (HC)

Cada reticulado metálico é, na verdade, formado por milhões e milhões de átomos. Esse conjunto pode ser considerado uma **estrutura molecular gigante**, mas não passa, em geral, de um cristal microscópico. Examinando um pedaço de metal ao microscópio, perceberemos aspecto semelhante ao da figura ao lado, em que notamos um "amontoado" de cristais, dispostos de forma desordenada. (Aliás, se você olhar com atenção uma folha de zinco limpa, que é uma chapa de aço recoberta por uma fina camada de zinco, enxergará, mesmo a olho nu, os cristais de zinco que formam a superfície da chapa.)

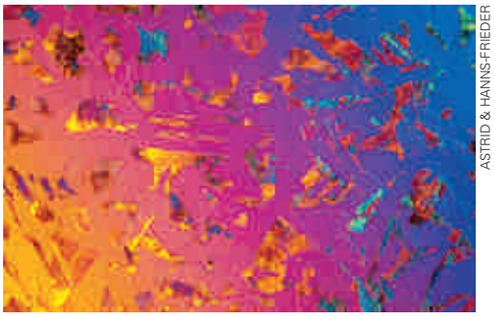
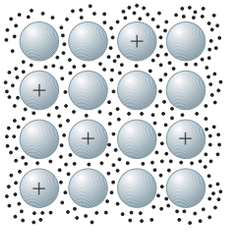

ASTRID & HANNS-FRIEDER MICHLER / SPL-STOCK PHOTOS

Imagem colorizada artificialmente da estrutura de uma amostra de aço com 0,35% de carbono, vista ao microscópio, com aumento de 125 vezes.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 151 29/5/05, 19:18

4.2. A ligação metálica

Uma das principais características dos metais é a condução fácil da eletricidade. A consideração de que a corrente elétrica é um fluxo de elétrons levou à criação da chamada **teoria da nuvem eletrônica** (ou **teoria do mar de elétrons**), que passamos a explicar.



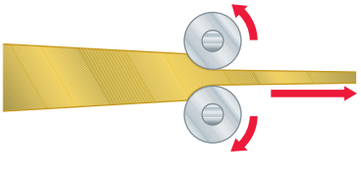
Em geral, os átomos dos metais têm apenas 1, 2 ou 3 elétrons na última camada eletrônica; essa camada está normalmente afastada do núcleo, que, conseqüentemente, atrai pouco aqueles elétrons. Como resultado, os elétrons escapam facilmente do átomo e transitam livremente pelo reticulado. Desse modo, os átomos que perdem elétrons transformam-se em cátions, os quais podem, logo depois, receber elétrons e voltar à forma de átomo neutro, e assim sucessivamente.

Concluindo, podemos dizer que, segundo essa teoria, o metal seria um aglomerado de átomos neutros e cátions, mergulhados em uma **nuvem (ou "mar") de elétrons livres** (costuma-se também dizer que esses elétrons estão **deslocalizados**). Assim, a "nuvem" de elétrons funcionaria como uma **ligação metálica**, mantendo os átomos unidos.

4.3. Propriedades dos metais

Em virtude de sua estrutura e do tipo de ligação, os metais apresentam uma série de propriedades características que, em geral, têm muitas aplicações práticas em nosso dia-a-dia. Listamos abaixo aquelas que podemos citar como principais propriedades dos metais.

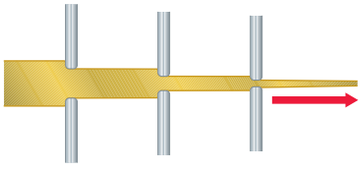
- **Brilho metálico:** os metais, quando polidos, refletem a luz como se fossem espelhos, o que permite o seu uso em decoração de edifícios, lojas etc.
- **Condutividades térmica e elétrica elevadas:** os metais, em geral, são bons condutores de calor e eletricidade. Isso é devido aos elétrons livres que existem na ligação metálica, como foi explicado no item anterior, e que permitem um trânsito rápido de calor e eletricidade através do metal. A condução do calor é importante, por exemplo, no aquecimento de panelas domésticas e caldeiras industriais; a condução da eletricidade é fundamental nos fios elétricos usados nas residências, escritórios e indústrias.
- **Densidade elevada:** os metais são, em geral, densos. Isso resulta das estruturas compactas, explicadas na página anterior, e está também de acordo com a variação das densidades absolutas, vista na página 127, no estudo das propriedades periódicas dos elementos químicos.
- **Pontos de fusão e de ebulição elevados:** os metais, em geral, fundem e fervem em temperaturas elevadas, como vimos na página 127, no estudo das propriedades periódicas. Isso acontece porque a ligação metálica é muito forte, e "segura" os átomos unidos com muita intensidade. Note que isso é muito importante na construção de caldeiras, tachos, reatores industriais etc., em que ocorrem aquecimentos intensos.
- **Resistência à tração:** os metais resistem bastante às forças que, quando aplicadas, tendem a alongar uma barra ou fio metálico. Essa propriedade é também uma conseqüência da "força" com que a ligação metálica mantém os átomos unidos. Uma aplicação importante da resistência à tração é a aplicação dos metais em cabos de elevadores ou de veículos suspensos (como os bondinhos do Pão de Açúcar, no Rio de Janeiro); outra aplicação é a colocação de vergalhões de aço dentro de uma estrutura de concreto para torná-la mais resistente – é o chamado concreto armado, de largo uso na construção de pontes, edifícios etc.
- **Maleabilidade:** é a propriedade que os metais apresentam de se deixarem reduzir a **chapas** e **lâminas** bastante finas, o que se consegue martelando o metal aquecido ou, então, passando o metal aquecido entre **cilindros laminadores**, que o vão achatando progressivamente, originando, assim, a chapa metálica (essa mesma técnica é usada nos cilindros que "abrem" massa de macarrão, pastel etc.). Isso é possível porque os átomos dos metais podem "escorregar" uns sobre os outros. Essa é uma das propriedades mais importantes dos metais, se considerarmos que as chapas metálicas são muito usadas na produção de veículos, trens, navios, aviões, geladeiras etc. O ouro é o metal mais maleável que se conhece; dele são obtidas lâminas com espessura da ordem de 0,0001 mm, usadas na decoração de imagens, estatuetas, bandejas etc.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 152 29/5/05, 19:18

• **Ductilidade:** é a propriedade que os metais apresentam de se deixarem transformar em **fios**, o que se consegue "puxando" o metal aquecido através de furos cada vez menores. A explicação para isso é semelhante à da maleabilidade. Os fios produzidos, de maior ou menor diâmetro, são muito usados nas construções, em concreto armado ou como fios elétricos e arames de vários tipos. O ouro é também o metal mais dúctil que se conhece; com 1 grama de ouro é possível obter um fio finíssimo com cerca de 2 km de comprimento.



REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Qual é a denominação dada à estrutura originada do ordenamento geométrico dos átomos dos metais?

b) Quais são os três reticulados mais comuns entre os metais?

c) O que é ligação metálica?

d) O que é maleabilidade?

e) O que é ductilidade?

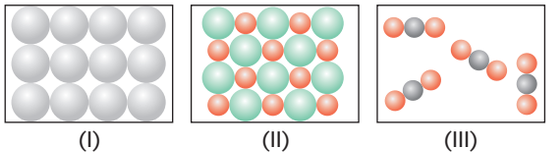
REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

37 (Fuvest-SP) As figuras abaixo representam, esquematicamente, estruturas de diferentes substâncias, à temperatura ambiente.

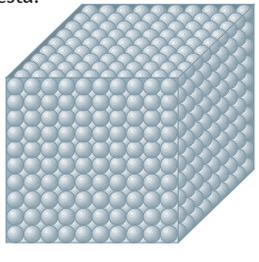


(I) (II) (III)

Sendo assim, as figuras I, II e III podem representar, respectivamente,

a) cloreto de sódio, dióxido de carbono e ferro.
b) cloreto de sódio, ferro e dióxido de carbono.
c) dióxido de carbono, ferro e cloreto de sódio.
d) ferro, cloreto de sódio e dióxido de carbono.
e) ferro, dióxido de carbono e cloreto de sódio.

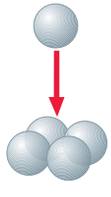
38 (Enem-MEC) Observe nas questões 38 e 39 o que foi feito para colocar bolinhas de gude de 1 cm de diâmetro numa caixa cúbica com 10 cm de aresta.



Uma pessoa arrumou as bolinhas em camadas superpostas iguais, tendo assim empregado:

a) 100 bolinhas
b) 300 bolinhas
c) 1.000 bolinhas
d) 2.000 bolinhas
e) 10.000 bolinhas

39 Uma segunda pessoa procurou encontrar outra maneira de arrumar as bolas na caixa, achando que seria uma boa idéia organizá-las em camadas alternadas, onde cada bolinha de uma camada se apoiaria em 4 bolinhas da camada inferior, como mostra a figura. Desse modo, ela conseguiu fazer 12 camadas. Portanto, ela conseguiu colocar na caixa:



a) 729 bolinhas
b) 984 bolinhas
c) 1.000 bolinhas
d) 1.086 bolinhas
e) 1.200 bolinhas

40 Dos elementos cloro, fósforo e mercúrio, qual é o que apresenta caráter metálico mais pronunciado? Por quê?

41 (UFU) Entre as substâncias simples puras constituídas por átomos de S, As, Cd, I e Br, a que deve conduzir melhor a corrente elétrica é a substância:

a) enxofre
b) arsênio
c) cádmio
d) iodo
e) bromo

42 (PUC-MG) As propriedades ductilidade, maleabilidade, brilho e condutividade elétrica caracterizam:

a) cloreto de potássio e alumínio
b) cobre e prata
c) talco e mercúrio
d) grafita e diamante
e) aço e P.V.C.

43 (UFC-CE) Nenhuma teoria convencional de ligação química é capaz de justificar as propriedades dos compostos metálicos. Investigações indicam que os sólidos metálicos são compostos de um arranjo regular de íons positivos, no qual os elétrons das ligações estão apenas parcialmente localizados. Isso significa dizer que se tem um arranjo de íons metálicos distribuídos em um "mar" de elétrons móveis.

Com base nessas informações, é correto afirmar que os metais, geralmente:

a) têm elevada condutividade elétrica e baixa condutividade térmica.
b) são solúveis em solventes apolares e possuem baixas condutividades térmica e elétrica.
c) são insolúveis em água e possuem baixa condutividade elétrica.
d) conduzem com facilidade a corrente elétrica e são solúveis em água.
e) possuem elevadas condutividades elétrica e térmica.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 153 29/5/05, 19:18

LEITURA

LIGAS METÁLICAS

Ligas metálicas são uniões de dois ou mais metais, podendo ainda incluir semimetais ou não-metais, mas sempre com predominância dos elementos metálicos.

Podemos dizer que as ligas metálicas têm maiores aplicações práticas que os próprios metais puros. Exemplos:



DANIEL CYMBALISTA / PULSAR

O aço inoxidável é uma liga de ferro, carbono, níquel e cromo. É usado em balcões de supermercado, talheres, pias de cozinha, vagões de metrô etc.



CID

O bronze é uma liga de cobre e estanho. É usado em estátuas, sinos etc.

As ligas metálicas são preparadas, em geral, aquecendo conjuntamente os metais, até sua fusão completa, e depois deixando-os esfriar e solidificar completamente.

As propriedades físicas e químicas das ligas metálicas podem ser muito diferentes das propriedades dos elementos que lhes deram origem. Isso vai depender de muitos fatores, dentre os quais destacamos: os próprios elementos que formam a liga; a proporção em que eles estão misturados; a estrutura cristalina da liga; o tamanho e a arrumação dos cristais microscópicos assim formados; e até mesmo dos **tratamentos** que a liga venha a sofrer, como, por exemplo, martelamento, laminação, trefilação e vários tipos de tratamento térmico (que consistem no aquecimento da liga, seguido de um resfriamento mais rápido ou mais lento). Na verdade, esses **tratamentos térmicos** alteram as propriedades das ligas metálicas porque alteram o tamanho e a arrumação dos cristais microscópicos que as formam. Mas é exatamente a possibilidade de ter as suas propriedades tão alteradas que faz com que as ligas metálicas tenham ampla aplicação. Exemplos:

- dissemos que os metais têm, em geral, condutividade elétrica elevada; uma liga de níquel e cromo, porém, tem condutividade elétrica baixa e, por esse motivo, é usada nas **resistências** dos ferros elétricos, chuveiros elétricos etc.;
- os metais têm, em geral, pontos de fusão elevados. No entanto, uma liga com 70% de estanho e 30% de chumbo funde a 192 °C, sendo então usada como **solda** em aparelhos eletrônicos;
- o **aço comum** (liga de ferro com 0,1 a 0,8% de carbono) tem maior resistência à tração do que o ferro puro;
- o **aço inoxidável** (por exemplo, com ferro, 0,1% de carbono, 18% de cromo e 8% de níquel) não enferruja, como acontece com o ferro e o aço comum.

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

44 O que é uma liga metálica?

45 Como são preparadas as ligas metálicas?

46 Cite três fatores responsáveis pelas propriedades das ligas metálicas.

47 Que são tratamentos térmicos nos metais?

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 154 29/5/05, 19:18

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

48 (UFRRJ) Íons são estruturas eletricamente carregadas, podendo ser positivas, quando perdem elétrons, e negativas, quando ganham. Considerando um certo íon de carga +2, cujo número de prótons é a metade do seu número de massa, que é 40, podemos afirmar que a distribuição eletrônica para esse íon será:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4\ 4s^2$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4\ 4s^2\ 3d^2$

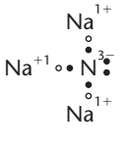
49 (Mackenzie-SP) O íon Se^{2-} tem 34 prótons e é isoeletrônico do íon Sr^{2+}. A distribuição eletrônica do átomo de estrôncio é:
a) $1s^2,\ 2s^2,\ 2p^6,\ 3s^2,\ 3p^6,\ 4s^2,\ 3d^{10},\ 4p^6$
b) $1s^2,\ 2s^2,\ 2p^6,\ 3s^2,\ 3p^6,\ 4s^2,\ 3d^{10},\ 4p^6,\ 5s^2$
c) $1s^2,\ 2s^2,\ 2p^6,\ 3s^2,\ 3p^6,\ 4s^2,\ 3d^{10},\ 4p^2$
d) $1s^2,\ 2s^2,\ 2p^6,\ 3s^2,\ 3p^6,\ 4s^2,\ 3d^{10},\ 4p^4$
e) $1s^2,\ 2s^2,\ 2p^6,\ 3s^2,\ 3p^6,\ 4s^2,\ 3d^{10}$

50 (PUC-Campinas-SP) Os átomos de certo elemento metálico possuem, cada um, 3 prótons, 4 nêutrons e 3 elétrons. A energia de ionização desse elemento está entre as mais baixas dos elementos da Tabela Periódica. Ao interagir com halogênio, esses átomos têm alterado o seu número de:
a) prótons, transformando-se em cátions.
b) elétrons, transformando-se em ânions.
c) nêutrons, mantendo-se eletricamente neutros.
d) prótons, transformando-se em ânions.
e) elétrons, transformando-se em cátions.

51 (Uniceub-DF) O elemento hipotético *X*, de número atômico 19 e número de massa 40, ao se combinar com enxofre, formará um composto do tipo:
a) XS_2 covalente.
b) X_2S_3 eletrovalente.
c) X_2S covalente.
d) X_2S eletrovalente.
e) XS eletrovalente.

52 (UFF-RJ) Estão representadas por *X*, *Y* e *Z* as configurações eletrônicas fundamentais de três átomos neutros:
X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
Y: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
Z: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
Pode-se concluir que:
a) A espécie formada por *X* e *Z* é predominantemente iônica e de fórmula X_2Z.
b) A espécie formada por *Y* e *Z* é predominantemente covalente e de fórmula *YZ*.
c) A espécie formada por *X* e *Z* é predominantemente iônica e de fórmula XZ_2.
d) A espécie formada por *X* e *Y* é predominantemente covalente e de fórmula X_2Y_3.
e) A espécie formada por *Y* e *Z* é predominantemente iônica e de fórmula XZ_3.

53 (Mackenzie-SP)



representa uma substância:
a) iônica, de fórmula NaN_3.
b) molecular, de fórmula NaN.
c) molecular, de fórmula N_2Na_3.
d) iônica, de fórmula Na_3N.
e) iônica, de fórmula Na_3N_3.

54 (UFRN) O níquel é um elemento utilizado em baterias de aparelhos de telefonia móvel. Com base nos conhecimentos sobre a Tabela Periódica, pode-se afirmar que esse elemento:
a) pertencem à mesma família do cobalto.
b) tem raio atômico maior que o do íon Ni^{2+}.
c) é mais reativo que o potássio.
d) é isoeletrônico do Br^-.
e) tem densidade maior que a do mercúrio.

55 (U. F. Santa Maria-RS) O sal de cozinha (NaCℓ) contém iodeto de potássio (KI) em concentrações muito pequenas, pois traços do íon iodeto na dieta ajudam a prevenir o alargamento da glândula da tireóide.
Em relação aos íons presentes nesses sais, pode-se afirmar:
I. Os íons Na^+ e K^+ pertencem ao mesmo período da Tabela Periódica.
II. O íon I^- tem raio iônico maior que o íon $C\ell^-$, pois I^- tem um maior número de camadas.
III. O íon K^+ tem potencial de ionização maior que o íon I^-, pois os elétrons do íon K^+ se encontram mais afastados do núcleo.
Está(ão) correta(s):
a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e II.
e) I, II e III.

56 (UFMG) Com relação aos íons K^+ e $C\ell^-$, é incorreto afirmar que:
a) ambos apresentam o mesmo número de elétrons que o átomo de argônio.
b) o ânion $C\ell^-$ é maior que o átomo neutro de cloro.
c) o átomo neutro de potássio absorve energia para se transformar no cátion K^+.
d) um elétron é transferido do $C\ell^-$ para o K^+, quando esses íons se ligam.

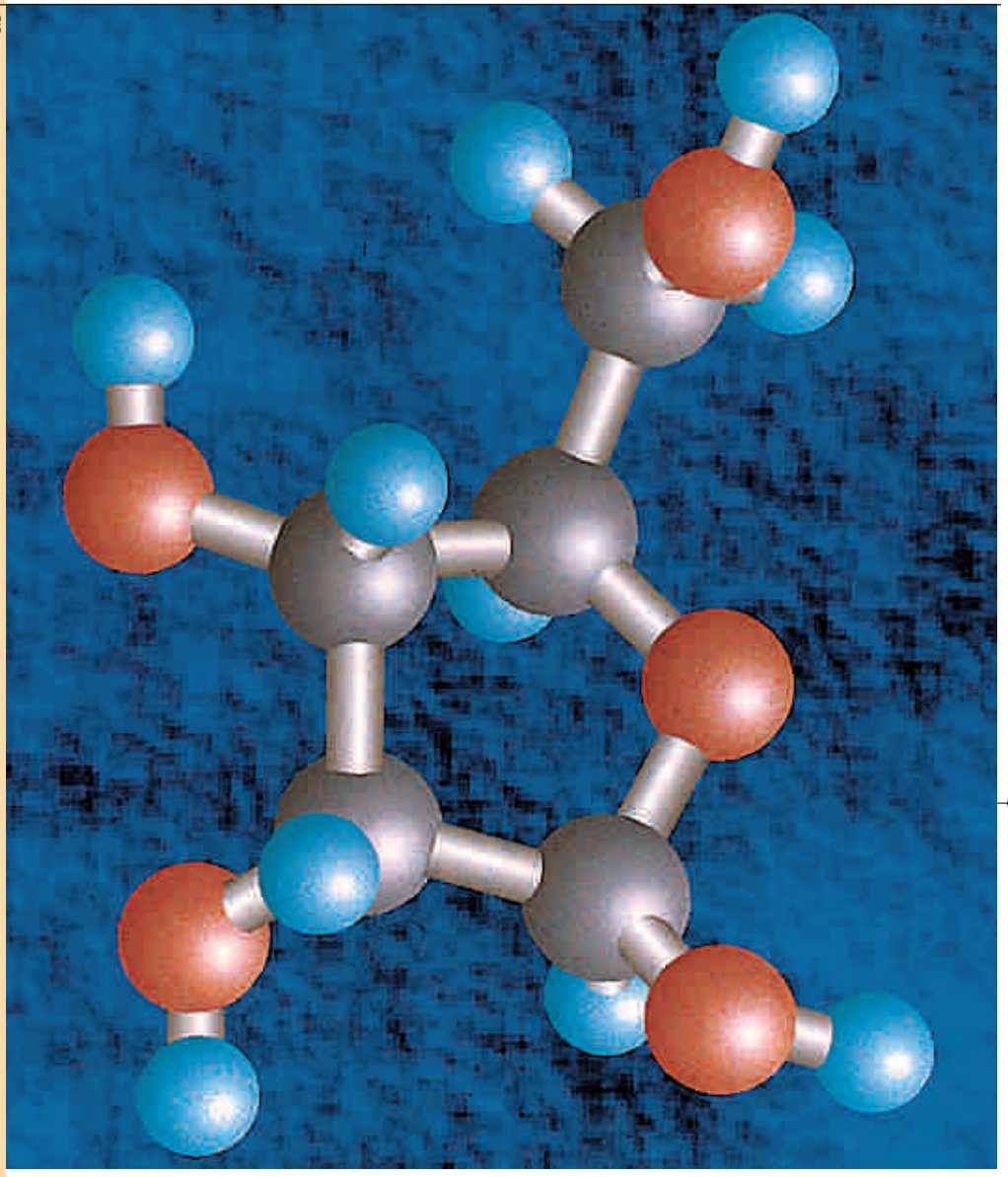
57 (UFC-CE) O gálio, que é utilizado na composição dos *chips* dos computadores, apresenta-se como um elemento químico de notáveis propriedades. Dentre estas, destaca-se a de se fundir a 30 °C e somente experimentar ebulição a 2.403 °C, à pressão atmosférica.
Com relação a esse elemento, é correto afirmar que:
a) sua configuração eletrônica, no estado fundamental, é $[Ne]3d^{10}4s^24p^1$, tendendo a formar ânions.
b) apresenta, no estado fundamental, três elétrons desemparelhados, encontrando-se sempre no estado líquido, independente da temperatura.
c) seu íon mais estável é representado por Ga^{13+}, resultando na mesma configuração eletrônica do elemento neônio.
d) apresenta-se no estado sólido, em temperaturas acima de 30 °C e, no estado líquido, em temperaturas abaixo de 2.403 °C.
e) experimenta processo de fusão ao ser mantido por um longo período de tempo em contato com a mão de um ser humano normal.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 06-QF1-PNLEM 155 29/5/05, 19:18

Capítulo 7

A GEOMETRIA MOLECULAR


CID

Representação da estrutura molecular da ribose.

Tópicos do capítulo

1 A estrutura espacial das moléculas

2 Eletronegatividade/Polaridade das ligações e das moléculas

3 Oxidação e redução

4 Forças (ou ligações) intermoleculares

Leitura: *Semicondutores*

Apresentação do capítulo

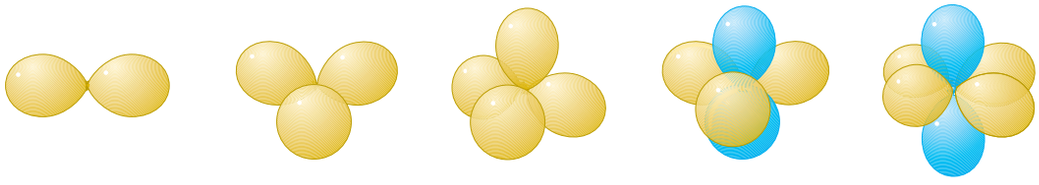
No capítulo anterior, vimos como os átomos se unem para formar as substâncias químicas. Agora, vamos falar da estrutura espacial das moléculas. Existem moléculas formadas por milhares de átomos que assumem estruturas geométricas bastante complicadas. É o caso, por exemplo, das proteínas, que têm grande importância biológica. Nesse particular, é interessante notar que a proteína só é eficaz quando tem uma estrutura geométrica bem definida.

*Além das ligações entre os átomos, que ocorrem dentro das moléculas (**ligações intramoleculares**), existem também as ligações entre as próprias moléculas (**ligações intermoleculares**). Neste capítulo, falaremos também dessas ligações intermoleculares e de suas influências sobre as propriedades físicas das substâncias.*

1 A ESTRUTURA ESPACIAL DAS MOLÉCULAS

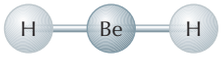
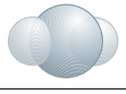
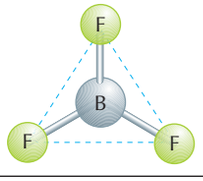
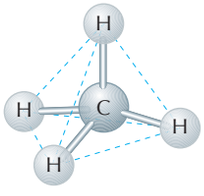
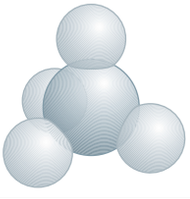
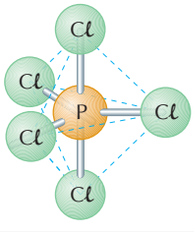
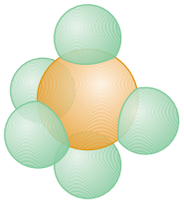
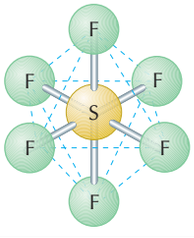
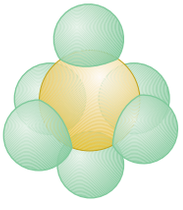
1.1. Conceitos gerais

A teoria das ligações covalentes de Lewis, que vimos no capítulo anterior, foi muito importante para o desenvolvimento da Química. No entanto, essa teoria não explicava a disposição (arrumação) dos átomos na molécula. Hoje sabemos que as moléculas bem simples, como H_2, O_2, $HC\ell$, H_2O etc., são moléculas planas. As moléculas mais complexas, porém, são quase sempre **tridimensionais**, isto é, têm seus átomos arrumados em uma estrutura (formato) espacial. Assim, passou-se a falar em **geometria molecular**. Um caso bastante comum é o da existência de um átomo central rodeado, no espaço, por vários outros átomos. Uma analogia bem simples pode ser feita com balões, amarrados como nas figuras abaixo:



Por que os balões assumem **espontaneamente** essas arrumações? Porque cada balão parece "empurrar" o balão vizinho de modo que, no final, todos ficam na disposição **mais espaçada** (esparramada) **possível**. Dizemos, também, que essa é a arrumação **mais estável** para os balões.

Pois bem, com os átomos acontece exatamente o mesmo, quando formam as moléculas. A tabela abaixo dá alguns exemplos comuns, nos quais o átomo central ocupa o lugar do **nó** que é dado nos balões.

Fórmula molecular	Modelo "de bolas"	Modelo "de preenchimento espacial" ou de Stuart	Tipo de estrutura molecular	Número de átomos ao redor do átomo central
BeH_2			**Linear** (é plana)	2
BF_3			**Trigonal** (é plana)	3
CH_4			**Tetraédrica** (é espacial)	4
$PC\ell_5$			**Bipirâmide trigonal** (é espacial)	5
SF_6			**Octaédrica** (é espacial)	6

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

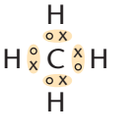
Capitulo 07A-QF1-PNLEM 157 6/7/05, 14:39

Na terceira coluna, vemos o modelo "de preenchimento espacial" que indica a posição e o tamanho individual de cada átomo na molécula, respeitando inclusive os raios covalentes dos átomos e os ângulos formados entre suas valências. Nesse modelo se procura, portanto, representar a molécula da maneira mais real possível, como se fosse uma fotografia da própria molécula.

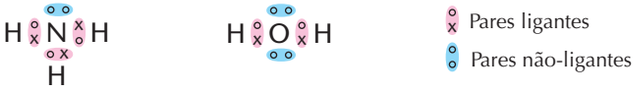
A questão da **geometria das moléculas** pode dar origem a casos interessantes. Por exemplo: embora exista a substância $PC\ell_5$, como vimos no esquema anterior, não existe a substância análoga PI_5, pois o átomo de iodo é muito maior que o átomo de cloro, de modo que "não há espaço" para se colocar cinco átomos de iodo ao redor de um único átomo de fósforo. Diz-se, então, que a molécula de PI_5 não pode existir por **impedimento espacial**.

1.2. Moléculas com pares eletrônicos ligantes e não-ligantes

Sabemos que a ligação covalente é a que ocorre pelo compartilhamento de pares eletrônicos nas camadas de valência dos átomos. Esses pares são chamados de **pares eletrônicos ligantes**. Por exemplo, no CH_4 temos quatro pares ligantes:



Em muitos casos sobram, na camada de valência, pares de elétrons que não participam de ligação alguma, sendo chamados, por isso, de **pares eletrônicos livres** ou de **pares não-ligantes**. Observe os exemplos do NH_3 e do H_2O:



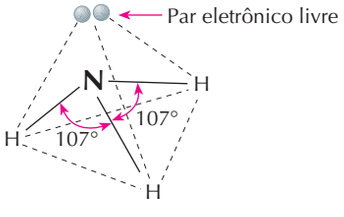
1.3. Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência

Esta teoria foi desenvolvida pelo cientista Ronald J. Gillespie e é também conhecida pela sigla VSEPR (do inglês *valence shell electron pair repulsion*). Em linhas gerais, esta teoria afirma que:

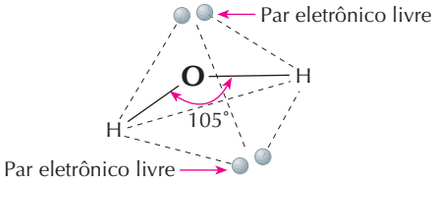
> Ao redor do átomo central, os pares eletrônicos ligantes e os não-ligantes se repelem, tendendo a ficar tão afastados quanto possível.

Com esse afastamento **máximo**, a repulsão entre os pares eletrônicos será **mínima** e, portanto, a estabilidade da molécula, como um todo, será **máxima**. É exatamente o que ocorre nas situações mostradas na figura da página 157, quando os balões se empurram (se afastam) o máximo possível.

Essa teoria explica as estruturas espaciais do CH_4, $PC\ell_5$ e SF_6, vistas na tabela da página anterior. E explica também a estrutura de muitas outras moléculas, como, por exemplo, as de NH_3 e de H_2O. Nesses casos, admite-se que os pares eletrônicos livres (não-ligantes) ocupam posições no espaço. Assim, temos as seguintes estruturas:



A molécula de NH_3 tem o formato de uma pirâmide trigonal, e os ângulos entre os hidrogênios valem aproximadamente 107°.



A molécula de H_2O tem forma de V, e o ângulo entre os hidrogênios vale aproximadamente 105° (forma angular).

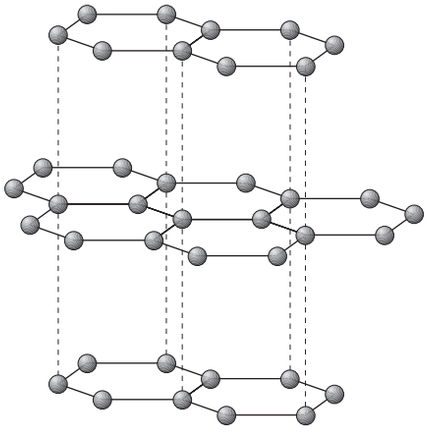
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1.4. Macromoléculas covalentes

Outro exemplo interessante a considerar é o das **macromoléculas covalentes**, que são "estruturas gigantes", nas quais se encontra um número enorme de átomos reunidos por ligações covalentes. Como ilustração podemos citar o caso da **grafite** e do **diamante**.

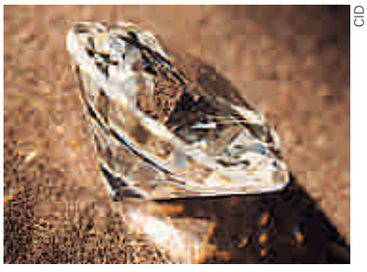


LUIZ ANTONIO / CID

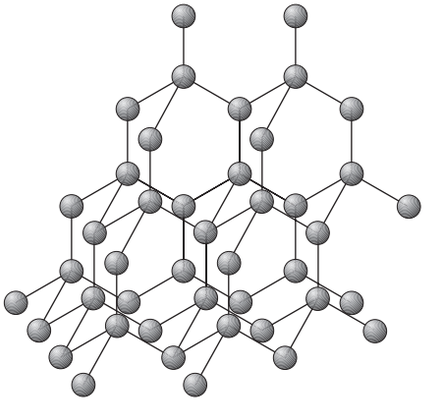


Grafite

Ângulo entre as ligações = 120°
Comprimento das ligações:
— em cada "camada" de átomos, 141 pm;
— entre "camadas", 335 pm.
A grafite é um sólido mole (usado nos lápis); conduz a eletricidade e tem densidade igual a 2,25 g/cm^3 (essa densidade indica estrutura cristalina **menos compacta**).



CID



Diamante

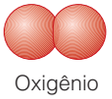
Ângulo entre as ligações ≃ 109°
Comprimento das ligações = 154 pm
(1 pm = 10^{-12} m)
O diamante é o sólido mais duro (difícil de ser riscado) que se conhece; não conduz eletricidade e tem densidade igual a 3,51 g/cm^3 (essa densidade indica estrutura cristalina **mais compacta**).

1.5. Alotropia

Já vimos, na página 57, que:

> **Alotropia** é o fenômeno que ocorre quando um elemento químico forma duas ou mais substâncias simples diferentes.

Mencionamos também, na mesma página, a alotropia do elemento **oxigênio**, que forma duas substâncias simples: o **oxigênio** (O_2) e o **ozônio** (O_3). No caso do elemento oxigênio, a alotropia é decorrente da **atomicidade**, que é o número de átomos existentes em cada molécula (cores-fantasia).



Oxigênio



Ozônio

A alotropia do carbono

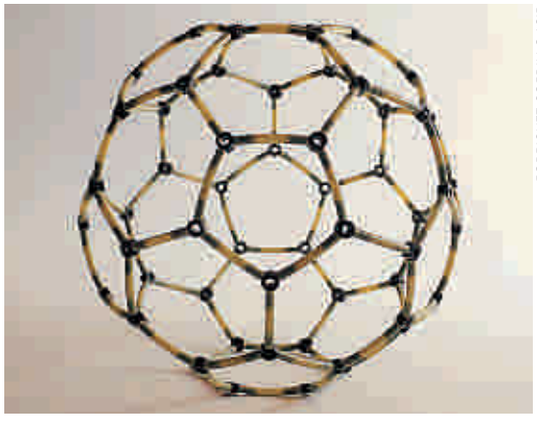
No item anterior vimos as estruturas do diamante e da grafite, que são duas formas alotrópicas diferentes do elemento químico carbono.

Podemos então dizer que a alotropia decorre ou da atomicidade da substância (como é o caso do O_2 e O_3) ou da "arrumação" dos átomos no espaço (como é o caso do diamante e da grafite).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07A-QF1-PNLEM 159 30/5/05, 9:21

Em 1985, os cientistas Harold W. Kroto, L. F. Cure e Richard E. Smalley descobriram uma nova forma alotrópica do carbono, formada por estruturas ocas, em forma de bola de futebol, com 60 átomos de carbono ligados entre si, como mostramos a seguir.



RODRIGUEZ GORDILLO / CID

Estrutura do C_{60}



CID

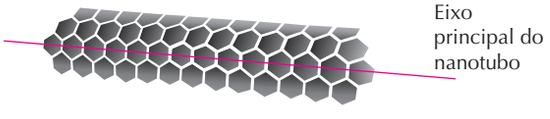
Estrutura do C_{60} é semelhante à de uma bola de futebol.

Essa estrutura esférica, com 60 vértices e 32 faces — sendo 20 hexágonos e 12 pentágonos regulares — recebeu a sigla C_{60} e o nome **fulereno-60**. Depois descobriram-se novos fulerenos, com 32, 44, 50... 540 e 960 átomos de carbono. Sendo assim, podemos dizer que o carbono tem muitas formas alotrópicas.

Ainda com respeito ao carbono, pesquisas recentes levaram à produção dos chamados **nanotubos**. A estrutura mais simples de um nanotubo pode ser imaginada como resultado da própria estrutura da grafite (que é plana) "enrolada" de modo a formar um tubo extremamente pequeno. Os cientistas já estão imaginando várias aplicações para os nanotubos — desde fibras de alta resistência mecânica até como substitutos dos atuais *chips* de silício usados em computadores.

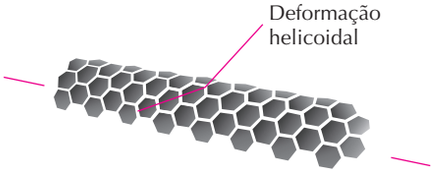
Os nanotubos, moléculas constituídas de átomos de carbono, podem vir a substituir os *chips* de silício em computadores muito menores que os atuais.

Condutor



Quando os anéis de carbono se alinham com o eixo principal de um nanotubo, a molécula conduz eletricidade tão facilmente quanto o metal.

Semicondutor



Quando o padrão dos anéis hexagonais em um nanotubo é deformado, o nanotubo age como um semicondutor. Isso significa que ele conduz eletricidade apenas depois que um certo limiar é atingido.

A alotropia do fósforo

Outro caso importante de alotropia é o do **fósforo**, que apresenta duas formas alotrópicas principais: o **fósforo branco** e o **fósforo vermelho**.

O fósforo branco, formado por moléculas P_4, é um sólido branco, de aspecto semelhante ao da cera, de densidade igual a 1,82 g/cm^3, que funde a 44 °C e ferve a 280 °C. É muito reativo (chega a pegar fogo quando exposto ao ar), sendo por isso conservado dentro de água. Quando o aquecemos em ausência de ar e a cerca de 300 °C, ele se converte lentamente em fósforo vermelho, que é mais estável (isto é, menos reativo).



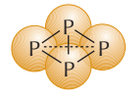
SÉRGIO DOTTA / THE NEXT - CID

Pedaços de fósforo branco num béquer com água e fósforo vermelho num vidro de relógio.

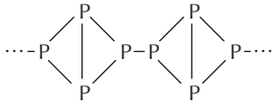
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07A-QF1-PNLEM 160 30/5/05, 9:22

O fósforo vermelho é um pó amorfo (isto é, não apresenta estrutura cristalina), de cor vermelho-escura, densidade 2,38 g/cm^3 e temperatura de fusão 590 °C; cada grão de pó é formado por milhões de moléculas P_4 unidas umas às outras, dando origem a uma **molécula gigante** (P_∞).



Fósforo branco

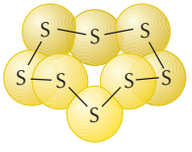


Fósforo vermelho

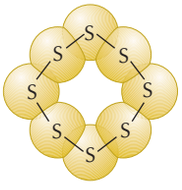
A alotropia do enxofre

O último caso de alotropia que vamos citar é o do **enxofre**, que também apresenta duas formas alotrópicas principais: o **enxofre ortorrômbico** (ou simplesmente **rômbico**) e o **enxofre monoclínico**. As duas formas alotrópicas são formadas por moléculas, em forma de anel, com oito átomos de enxofre (S_8), como mostramos abaixo.

Molécula de S_8



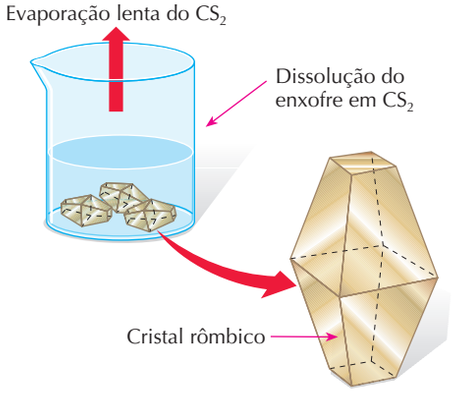
Vista lateral



Vista superior

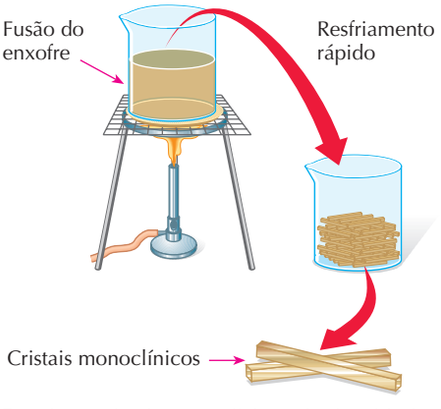
A diferença entre o enxofre rômbico e o monoclínico está nas diferentes arrumações das moléculas S_8 no espaço, produzindo cristais diferentes. Acompanhe, no esquema abaixo, a preparação e a diferença dos cristais dessas duas formas alotrópicas:

Preparação do enxofre rômbico



Resultam cristais rômbicos de densidade 2,08 g/cm^3 e ponto de fusão de 112,8 °C.

Preparação do enxofre monoclínico



Resultam cristais monoclínicos de densidade 1,96 g/cm^3 e ponto de fusão de 119,2 °C.

As duas formas alotrópicas do enxofre fervem a 445 °C. Em condições ambientes, ambas se apresentam como um pó amarelo, inodoro, insolúvel em água e muito solúvel em sulfeto de carbono (CS_2).

REVISÃO **Responda em seu caderno**

a) As moléculas geralmente têm estruturas planas ou tridimensionais?

b) Do que dependem as estruturas moleculares?

c) O que ocorre entre os pares eletrônicos ligantes e não-ligantes localizados ao redor do átomo central e como eles tendem a minimizar o ocorrido?

d) O que são macromoléculas covalentes?

e) O que é alotropia?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07A-QF1-PNLEM 161 30/5/05, 9:22

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

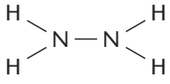
1 (Unifor-CE) Considerando-se as ligações entre os átomos e a geometria molecular da amônia, conclui-se que a fórmula estrutural dessa substância é:

a) $N \equiv H$

b) 

c) 

d) $N \equiv N$

e) 

Exercício resolvido

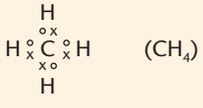
2 (Vunesp) A partir das configurações eletrônicas dos átomos constituintes e das estruturas de Lewis:

a) Determine as fórmulas dos compostos mais simples que se formam entre os elementos (números atômicos: H = 1; C = 6; P = 15):
I. hidrogênio e carbono;
II. hidrogênio e fósforo.

b) Qual é a geometria de cada uma das moléculas formadas, considerando-se o número de pares de elétrons?

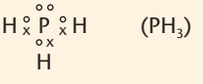
Resolução

a) I. Entre o hidrogênio e o carbono, temos:



(CH_4)

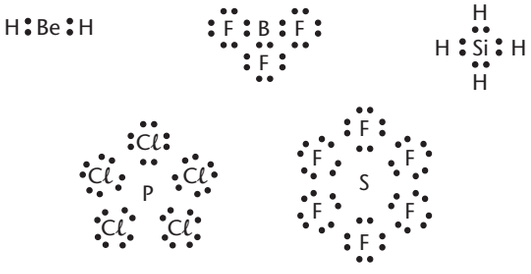
II. Entre o hidrogênio e o fósforo, temos:



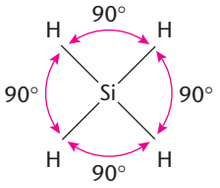
(PH_3)

b) As formas geométricas das moléculas serão as seguintes:
- a do CH_4 é tetraédrica;
- a do PH_3 é uma pirâmide trigonal (como no caso do NH_3).

3 (UnB-DF) Analisando as estruturas eletrônicas das moléculas representadas abaixo e usando a teoria da repulsão entre os pares de elétrons da camada de valência, quais são as respostas corretas?



a) A molécula BeH_2 tem geometria idêntica à da água (geometria angular).
b) A molécula BF_3 é trigonal planar.
c) A molécula de SiH_4 tem ângulos de ligação de 90°.



d) A molécula $PC\ell_5$ tem geometria bipiramidal triangular.
e) A geometria da molécula de SF_6 é hexagonal.

4 (UFRGS-RS) O modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência estabelece que a configuração eletrônica dos elementos que constituem uma molécula é responsável pela sua geometria molecular. Observe as duas colunas a seguir:

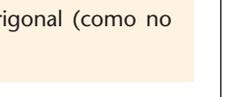
Geometria molecular	Moléculas
1. linear	A. SO_3
2. quadrada	B. NH_3
3. trigonal plana	C. CO_2
4. angular	D. SO_2
5. pirâmide trigonal	
6. bipirâmide trigonal	

A alternativa que traz a relação correta entre as moléculas e a respectiva geometria é:
a) 5A - 3B - 1C - 4D
b) 3A - 5B - 4C - 6D
c) 3A - 5B - 1C - 4D
d) 5A - 3B - 2C - 1D
e) 2A - 3B - 1C - 6D

Exercício resolvido

5 (Vunesp) Representar as estruturas de Lewis e descrever a geometria de NO_2^-, NO_3^- e NH_3. Para a resolução, considerar as cargas dos íons localizadas nos seus átomos centrais (números atômicos: N = 7; O = 8; H = 1).

Resolução

NO_2^- ➡  ➡ Este íon é angular devido à repulsão do par eletrônico livre.

Este elétron vem de algum cátion externo ao NO_2^-; como esse elétron está "a mais", ele determina a carga −1 do íon NO_2^-.

NO_3^- ➡  ➡ Este íon é trigonal plano.

Este elétron, da mesma maneira, determina a carga −1 do íon NO_3^-.

NH_3 ➡  ➡ Molécula piramidal

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07A-QF1-PNLEM 162 30/5/05, 9:22

6 (Uepi) Observe as colunas abaixo.

I. SO_3	A. Tetraédrica
II. $PC\ell_5$	B. Linear
III. H_2O	C. Angular
IV. NH_4^+	D. Trigonal planar
V. CO_2	E. Bipirâmide trigonal

Qual das alternativas traz a relação correta entre a espécie química e a respectiva geometria?

a) IIA, VB, IIIC, ID, IVE
b) IVA, VB, IIIC, ID, IIE
c) IIA, IIIB, VC, ID, IVE
d) IVA, IIIB, VC, ID, IIE
e) IVA, VB, IIIC, IID, IE

7 (UFSE) Alotropia é o fenômeno que envolve diferentes substâncias:

a) simples, formadas pelo mesmo elemento químico.
b) compostas, formadas por diferentes elementos químicos.
c) simples, com a mesma atomicidade.
d) compostas, com a mesma fórmula molecular.
e) compostas, formadas pelos mesmos elementos químicos.

8 (UFF-RJ) O oxigênio, fundamental à respiração dos animais, e o ozônio, gás que protege a Terra dos efeitos dos raios ultravioleta da luz solar, diferem quanto:

a) ao número de prótons dos átomos que entram em suas composições;
b) ao número atômico dos elementos químicos que os formam;
c) à configuração eletrônica dos átomos que os compõem;
d) à natureza dos elementos químicos que os originam;
e) ao número de átomos que compõem suas moléculas.

9 (Ueba) O elemento químico fósforo forma três espécies químicas simples diferentes: fósforo branco, fósforo vermelho e fósforo negro. Essas substâncias são:

a) isótopos
b) isômeros
c) isóbaros
d) isótonos
e) alótropos

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

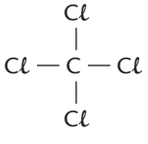
10 (PUC-SP) Em 1916, G. N. Lewis publicou o primeiro artigo propondo que átomos podem se ligar compartilhando elétrons. Esse compartilhamento de elétrons é chamado, hoje, de ligação covalente. De modo geral, podemos classificar as ligações entre átomos em três tipos genéricos: ligação iônica, ligação metálica e ligação covalente.
A alternativa que apresenta substâncias que contêm apenas ligações covalentes é:

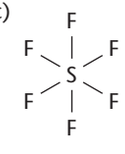
a) H_2O, C (diamante), Ag e LiH
b) O_2, $NaC\ell$, NH_3 e H_2O
c) CO_2, SO_2, H_2O e Na_2O
d) C (diamante), $C\ell_2$, NH_3 e CO_2
e) C (diamante), O_2, Ag e $KC\ell$

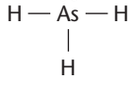
11 (FMTM-MG) A partir da análise das estruturas de Lewis, o par de substâncias que apresenta a mesma geometria molecular é:
(Dados: números atômicos H = 1, C = 6, N = 7, O = 8, P = 15, S = 16 e $C\ell$ = 17.)

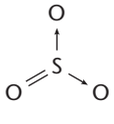
a) $CH_3C\ell$ e SO_3
b) NH_3 e SO_3
c) $PC\ell_3$ e SO_3
d) NH_3 e $PC\ell_3$
e) NH_3 e $CH_3C\ell$

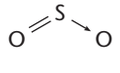
12 (Unip-SP) Baseado na teoria da repulsão dos pares de elétrons na camada de valência, qual é a molécula que tem a geometria de uma pirâmide trigonal?

a)


c)


e)


b)


d)


13 (Ufes) A molécula da água tem geometria molecular angular, e o ângulo formado é de ±104°, e não ±109°, como previsto. Essa diferença se deve:

a) aos dois pares de elétrons não-ligantes no átomo de oxigênio.
b) à repulsão entre os átomos de hidrogênio, muito próximos.
c) à atração entre os átomos de hidrogênio, muito próximos.
d) ao tamanho do átomo de oxigênio.
e) ao tamanho do átomo de hidrogênio.

14 (FEI-SP) Uma das preocupações com a qualidade de vida do nosso planeta é a diminuição da camada de ozônio, substância que filtra os raios ultravioleta do Sol, que são nocivos à nossa saúde. A única alternativa falsa referente ao ozônio é:

a) É uma molécula triatômica.
b) É uma forma alotrópica do gás oxigênio.
c) É uma substância molecular.
d) É um isótopo do elemento oxigênio.
e) Possui ligações covalentes.

15 (UFC-CE) O fósforo branco é usado na fabricação de bombas de fumaça. A inalação prolongada de seus vapores provoca necrose dos ossos. Já o fósforo vermelho, usado na fabricação do fósforo de segurança, encontra-se na tarja da caixa e não do palito.
A opção correta é:

a) Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de formas alotrópicas.
b) Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de formas isotérmicas.
c) A maneira como o fósforo se apresenta exemplifica o fenômeno de solidificação.
d) O fósforo se apresenta na natureza em duas formas isobáricas.
e) A diferença entre as duas formas do fósforo é somente no estado físico.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07A-QF1-PNLEM 163 30/5/05, 9:22

2 ELETRONEGATIVIDADE/POLARIDADE DAS LIGAÇÕES E DAS MOLÉCULAS

2.1. Conceitos gerais

Já vimos que uma ligação covalente significa o compartilhamento de um par eletrônico entre dois átomos:



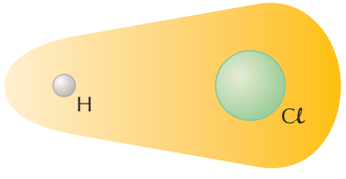
Quando os dois átomos são diferentes, no entanto, **é comum um deles atrair o par eletrônico compartilhado para o seu lado**. É o que acontece, por exemplo, na molécula HCℓ:



O cloro atrai o par eletrônico compartilhado para si. Nesse caso, dizemos que **o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio** e que a ligação covalente está polarizada, ou seja, é uma **ligação covalente polar**. É comum representar-se esse fato também da seguinte maneira:

$$\overset{\delta+}{H} \longrightarrow \overset{\delta-}{Cl}$$

Nesta representação, a flecha cortada indica o sentido de deslocamento do par eletrônico; o sinal $\delta-$ representa a região da molécula com maior densidade eletrônica, e o sinal $\delta+$, a região com menor densidade eletrônica. A molécula se comporta então como um **dipolo elétrico***, apresentando o que se convencionou chamar de **cargas parciais** — positiva ($\delta+$) e negativa ($\delta-$). A maior densidade eletrônica ao redor do cloro é também representada espacialmente, como na figura.

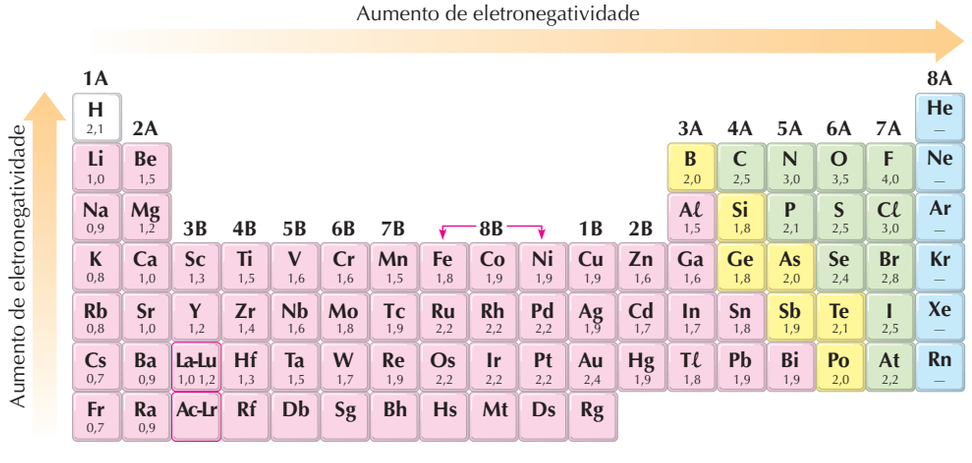


Evidentemente, quando os dois átomos são iguais, como acontece nas moléculas H_2 e $Cℓ_2$, não há razão para um átomo atrair o par eletrônico mais do que o outro. Teremos, então, uma **ligação covalente apolar**.

Conseqüentemente, podemos definir:

> **Eletronegatividade** é a capacidade que um átomo tem de atrair para si o par eletrônico que ele compartilha com outro átomo em uma ligação covalente.

Baseando-se em medidas experimentais, o cientista Linus Pauling criou uma escala de eletronegatividade, que representamos a seguir num esquema da Tabela Periódica (esses valores não têm unidades):



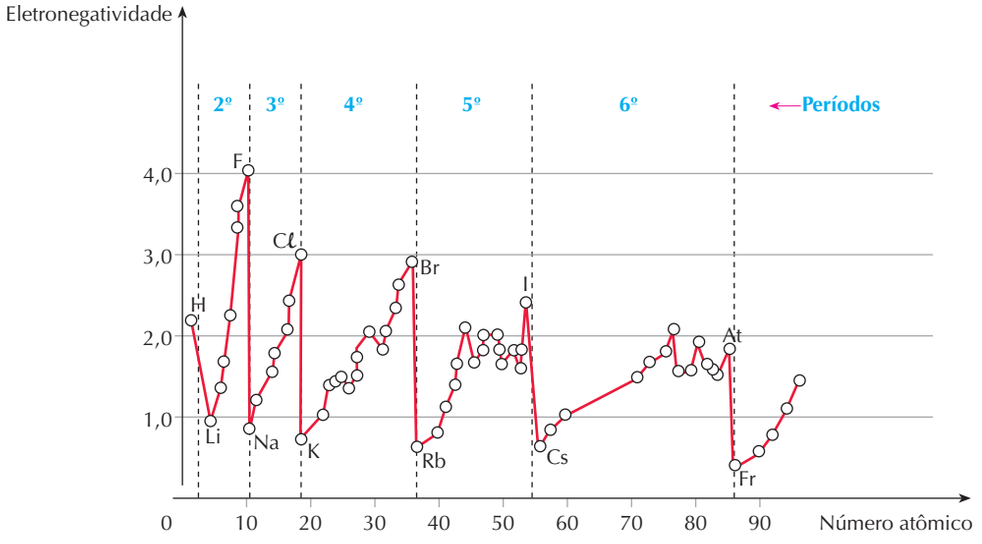
* Sistema constituído por duas cargas elétricas puntiformes de mesmo valor, mas de sinais opostos, à pequena distância uma da outra.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

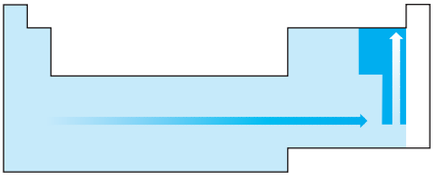
Capitulo 07A-QF1-PNLEM 164 12/7/05, 19:48

Os elementos mais eletronegativos são os **halogênios** (especialmente o flúor, com eletronegatividade igual a 4,0), o **oxigênio** (3,5) e o **nitrogênio** (3,0). Os elementos das colunas B da Tabela Periódica têm eletronegatividades que variam de 1,2 (eletronegatividade do Y-ítrio) a 2,4 (eletronegatividade do Au-ouro).

É interessante também notar que a eletronegatividade de cada elemento químico está relacionada com seu potencial de ionização e sua eletroafinidade (ou afinidade eletrônica), já explicados na página 127 no estudo das propriedades periódicas dos elementos. Conseqüentemente, **a eletronegatividade é também uma propriedade periódica**, como podemos ver no gráfico abaixo:



No esquema dado ao lado, as setas indicam o aumento da eletronegatividade dos elementos (e a parte mais escura indica a localização dos elementos de maior eletronegatividade).



Podemos ainda dizer que, no sentido oposto das setas indicadas nesse esquema, a **eletropositividade** dos elementos aumenta, atingindo seu máximo nos metais alcalinos, que estão situados na coluna 1A. Observe que os gases nobres foram excluídos, porque não apresentam nem caráter negativo nem caráter positivo.

2.2. Ligações apolares e ligações polares

Uma decorrência importante do estudo da eletronegatividade dos elementos é que, em função da **diferença de eletronegatividade** (Δ) entre os átomos envolvidos, podemos classificar as ligações covalentes como:

- **Ligações apolares:** são as que apresentam diferença de eletronegatividade igual a **zero** (ou muito próximo de zero). Exemplos:

$\underbrace{Cℓ}_{3,0} - \underbrace{Cℓ}_{3,0} \quad \rightarrow \quad \Delta = 3,0 - 3,0 = 0$

$H - \underbrace{Te}_{2,1} - \underbrace{H}_{2,1} \quad \rightarrow \quad \Delta = 2,1 - 2,1 = 0$

- **Ligações polares:** são as que apresentam diferença de eletronegatividade diferente de zero. Exemplos:

$\underbrace{H}_{2,1} - \underbrace{Cℓ}_{3,0} \quad \rightarrow \quad \Delta = 3,0 - 2,1 = 0,9$

$\underbrace{I}_{2,5} - \underbrace{F}_{4,0} \quad \rightarrow \quad \Delta = 4,0 - 2,5 = 1,5$ **(Note que essa ligação já é mais polar que a anterior.)**

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07A-QF1-PNLEM 165 30/5/05, 9:23

Agora é importante salientar o seguinte: **quando essa diferença ultrapassa o valor 1,7, a atração exercida por um dos átomos sobre o par eletrônico é tão grande que a ligação covalente se "rompe", tornando-se uma ligação iônica**. Exemplos:

$\underbrace{Na^+}_{0,9}$ $\underbrace{Cl^-}_{3,0}$ $\rightarrow$ $\Delta = 3,0 - 0,9 = 2,1$ **(Ligação iônica)**

$\underbrace{K^+}_{0,8}$ $\underbrace{F^-}_{4,0}$ $\rightarrow$ $\Delta = 4,0 - 0,8 = 3,2$ **(Ligação iônica)**

Conseqüentemente, podemos afirmar que existe uma **transição gradativa** entre as ligações covalentes e as iônicas, à proporção que o valor de Δ aumenta. Podemos então construir a seguinte tabela:

Diferença de eletronegatividade (Δ)	0,0	0,5	1,0	1,6		1,7	2,0	2,5	3,0
Porcentagem de caráter iônico da ligação	zero	6%	22%	47%		51%	63%	79%	89%

Ligações predominantemente covalentes ← → **Ligações predominantemente iônicas**

Aplicando essa idéia a alguns compostos ao longo da Classificação Periódica, temos:

Colunas	**1A**	**2A**	**3A**	**4A**	**5A**	**6A**	**7A**
Compostos	NaCl	$MgCl_2$	$AlCl_3$	$SiCl_4$	PCl_5	SCl_2	Cl_2
Diferença de eletronegatividade de cada ligação	2,1	1,8	1,5	1,2	0,9	0,5	zero
Porcentagem de caráter iônico	67%	55%	43%	30%	19%	6%	zero

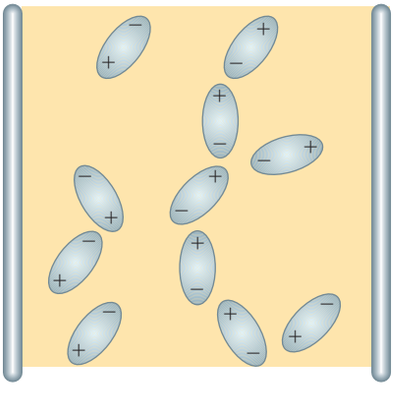
Como resumo geral temos, então, o seguinte esquema:

Ligações { Covalentes { Apolares; Polares } ; Iônicas }

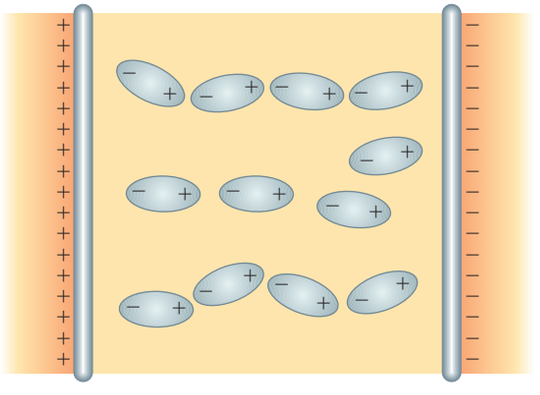
Neste sentido, aumenta a polaridade das ligações.

2.3. Momento dipolar

As moléculas polares se orientam sob a ação de um campo elétrico externo conforme o esquema abaixo:



Sem a ação do campo elétrico, as moléculas polares se dispõem ao acaso.



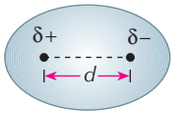
Sob a ação do campo elétrico, as moléculas polares se orientam, procurando voltar seu lado positivo na direção das cargas negativas do campo elétrico e vice-versa.

A capacidade de a molécula se orientar é maior ou menor dependendo da diferença de eletronegatividade e do comprimento da ligação entre os átomos. Por isso, a medida da polaridade das ligações é feita pelo chamado **momento dipolar**, que é representado pela letra grega μ (mi).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07A-QF1-PNLEM 166 30/5/05, 9:23

Momento dipolar (μ) é o produto do módulo da carga elétrica parcial (δ) pela distância entre os dois extremos de um dipolo.

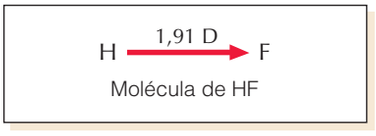


$$\mu = \delta d$$

O momento dipolar é medido na unidade **debye** (**D**), que equivale a $3{,}33 \cdot 10^{-30}$ coulomb · metro. Temos a seguir alguns exemplos de momentos dipolares:

Composto	Diferença de eletronegatividade	Momento dipolar (D)
HF	1,9	1,91
HCℓ	0,9	1,03
HBr	0,7	0,79
HI	0,4	0,38

Na molécula, o momento dipolar pode ser mais bem representado pelo chamado **vetor momento dipolar**, em que a **direção** do vetor é a da reta que une os núcleos dos átomos; o **sentido** do vetor é o do átomo menos para o mais eletronegativo; e o **módulo** do vetor é igual ao valor numérico do momento dipolar.

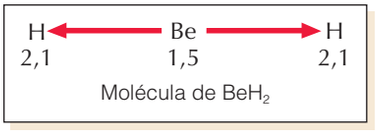


Molécula de HF

2.4. Moléculas polares e moléculas apolares

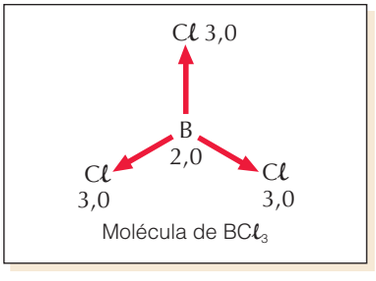
Surge, agora, uma pergunta importante: quando uma molécula tem ligações polares, ela será obrigatoriamente polar? Nem sempre, como você poderá ver pelos exemplos seguintes.

- A molécula BeH_2 tem duas ligações polares, pois o hidrogênio é mais eletronegativo do que o berílio. No entanto, considerando que a molécula é **linear**, a atração eletrônica do hidrogênio "da esquerda" é **contrabalançada** pela atração do hidrogênio "da direita" e, como resultado final, teremos uma **molécula não-polar** (ou **apolar**). Em outras palavras, a **resultante** dos dois vetores é nula.



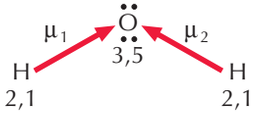
Molécula de BeH_2

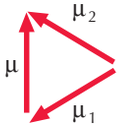
- A molécula $BC\ell_3$ tem três ligações polares. No entanto, a disposição dos átomos na molécula faz com que os três vetores momento dipolar se anulem e, como resultado, a molécula é **apolar**.

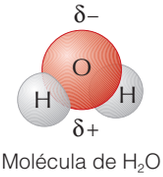


Molécula de $BC\ell_3$

- A molécula de água, por sua vez, tem forma de V (página 158). Somando os vetores momento dipolar μ_1 e μ_2, teremos, segundo o esquema abaixo, o **vetor resultante** (μ). Conseqüentemente: a molécula de água é **polar** ($\mu = 1{,}84$ D); o "lado" onde estão os hidrogênios é o mais eletropositivo (δ+); o "lado" do oxigênio é o mais eletronegativo (δ−). É devido a essa polaridade que um filete de água que escorre de uma torneira pode ser desviado por um objeto eletrizado.





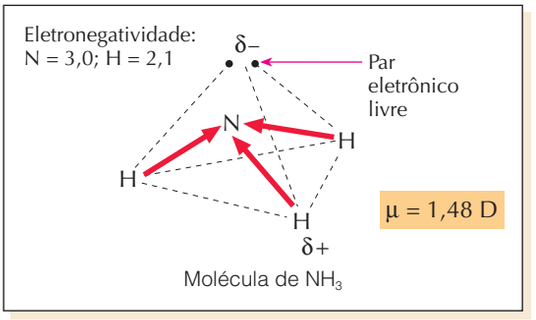


Molécula de H_2O

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

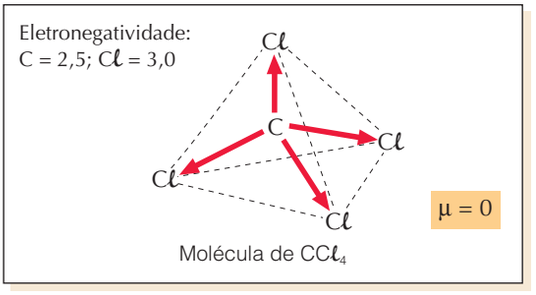
Capitulo 07A-QF1-PNLEM 167 30/5/05, 9:23

- A molécula de amônia (NH_3) tem a forma de uma pirâmide trigonal, como já vimos na página 158. Nessa molécula, os vetores momento dipolar também não se anulam e, como resultado, **a molécula é polar** ($\mu = 1{,}48$). Junto aos hidrogênios, a molécula é mais eletropositiva ($\delta+$); e junto ao par eletrônico livre, ela é mais eletronegativa ($\delta-$).



Molécula de NH_3

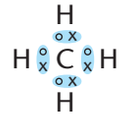
- A molécula do tetracloreto de carbono ($CC\ell_4$) tem forma de um tetraedro regular. Existem quatro ligações polares, mas os vetores se anulam; conseqüentemente, **a molécula é apolar** ($\mu = 0$). No entanto, bastaria trocar, por exemplo, um átomo de cloro por um de hidrogênio, para que a nova molécula ($CHC\ell_3$) fosse **polar**, isto é: quando os **vetores momento dipolar não se anulam**, a molécula será **polar**.

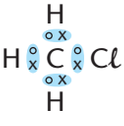


Molécula de $CC\ell_4$

Outra maneira de analisar a polaridade de uma molécula é comparar os números de:
- pares eletrônicos ao redor do átomo central;
- átomos iguais ligados ao átomo central.

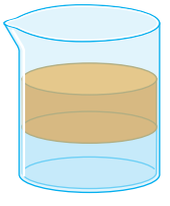
Se esses dois números forem **diferentes**, a molécula será **polar**. Por exemplo:

$CH_4 \Rightarrow$  Há 4 pares eletrônicos. Há 4 átomos iguais (H). → A molécula é **apolar.**

$CH_3C\ell \Rightarrow$  Há 4 pares eletrônicos. Só 3 átomos iguais (H). → A molécula é **polar**.

É importante ainda comentar que a polaridade das moléculas influi nas propriedades das substâncias. Um exemplo importante é o da **miscibilidade** (ou **solubilidade**) das substâncias. A água e o álcool comum, que são **polares**, misturam-se em qualquer proporção. A gasolina e o querosene, que são **apolares**, também se misturam em qualquer proporção. Já a água (**polar**) e a gasolina (**apolar**) não se misturam. Daí a regra prática que diz:

> Substância **polar** tende a se dissolver em outra substância **polar** e substância **apolar** tende a se dissolver em outra substância **apolar**. Ou, de uma forma mais resumida, "semelhante dissolve semelhante".


A água e a gasolina não se misturam porque suas moléculas diferem na polaridade.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Quando ocorre a ligação covalente polar?

b) O que é eletronegatividade?

c) Como é a diferença de eletronegatividade nas ligações apolares?

d) Qual é o valor da diferença de eletronegatividade que pode caracterizar uma ligação iônica?

e) De que depende o momento dipolar?

f) Quando uma molécula será apolar?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07A-QF1-PNLEM 168 30/5/05, 9:23

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

16 (Fesp-SP) Indicar a ordem correta de eletronegatividade dos elementos flúor, cloro, oxigênio, bromo e carbono.

a) F > Cℓ > O > Br > C
b) O > F > Cℓ > Br > C
c) F > O > Cℓ > Br > C
d) O > C > F > Cℓ > Br
e) F > C > O > Cℓ > Br

Exercício resolvido

17 (UFF-RJ) Com base nas diferenças de eletronegatividade apresentadas no quadro abaixo, classifique as ligações indicadas conforme sejam iônicas, covalentes polares ou covalentes apolares. Justifique sua classificação.

Elemento	Eletronegatividade
Rb	0,8
Aℓ	1,5
H	2,1
Cℓ	3,0
N	3,0
F	4,0

a) Ligação Aℓ — F no fluoreto de alumínio.
b) Ligação H — Cℓ no ácido clorídrico.
c) Ligação N — Cℓ no cloreto de nitrogênio.
d) Ligação Rb — Cℓ no cloreto de rubídio.

Resolução

Considerando os valores dados na tabela acima, temos:

a) Na ligação Aℓ — F: $\Delta = 4,0 - 1,5 = 2,5 > 1,7$ (ligação iônica)
b) Na ligação H — Cℓ: $\Delta = 3,0 - 2,1 = 0,9 < 1,7$ (ligação covalente polar)
c) Na ligação N — Cℓ: $\Delta = 3,0 - 3,0 = 0$ (ligação covalente apolar)
d) Na ligação Rb — Cℓ: $\Delta = 3,0 - 0,8 = 2,2 > 1,7$ (ligação iônica)

18 (Cesgranrio-RJ) Arranje, em ordem crescente de caráter iônico, as seguintes ligações do Si: Si — C, Si — O, Si — Mg, Si — Br.

a) Si — Mg, Si — C, Si — Br, Si — O
b) Si — C, Si — O, Si — Mg, Si — Br
c) Si — C, Si — Mg, Si — O, Si — Br
d) Si — C, Si — O, Si — Br, Si — Mg
e) Si — O, Si — Br, Si — C, Si — Mg

19 (UFF-RJ) A capacidade que um átomo tem de atrair elétrons de outro átomo, quando os dois formam uma ligação química, é denominada eletronegatividade. Esta é uma das propriedades químicas consideradas no estudo da polaridade das ligações.
Consulte a Tabela Periódica e aponte a opção que apresenta, corretamente, os compostos H_2O, H_2S e H_2Se em ordem crescente de polaridade.

a) $H_2Se < H_2O < H_2S$
b) $H_2S < H_2Se < H_2O$
c) $H_2S < H_2O < H_2Se$
d) $H_2O < H_2Se < H_2S$
e) $H_2Se < H_2S < H_2O$

20 (UFPE) As ligações químicas nas substâncias K(s), HCℓ(g), KCℓ(s) e $C\ell_2$(g), são, respectivamente:

a) metálica, covalente polar, iônica, covalente apolar.
b) iônica, covalente polar, metálica, covalente apolar.
c) covalente apolar, covalente polar, metálica, covalente apolar.
d) metálica, covalente apolar, iônica, covalente polar.
e) covalente apolar, covalente polar, iônica, metálica.

Exercício resolvido

21 (Unicenp-PR) A civilização moderna, com o seu consumo crescente de energia, que se utiliza da queima de carvão por usinas termoelétricas, de combustíveis fósseis derivados do petróleo, como gasolina e querosene, está fazendo aumentar a quantidade de dióxido de carbono na atmosfera, causando o efeito estufa. A respeito do dióxido de carbono, é correto afirmar que:

a) é uma substância polar, constituída de ligações covalentes polares.
b) é uma substância apolar, constituída de ligações covalentes polares.
c) é uma substância apolar, constituída de ligações covalentes apolares.
d) é uma substância apolar, constituída de ligações iônicas.
e) é uma substância polar, constituída de ligações covalentes apolares.

Resolução

A molécula do dióxido de carbono (CO_2) é linear (O ═ C ═ O). As ligações entre o carbono e os oxigênios são polares; no entanto, como os vetores momento dipolar se anulam, a molécula é apolar — o que equivale a dizer que a substância CO_2 é apolar.
Alternativa b

22 (U. E. Ponta Grossa-PR) Considerando que a forma geométrica da molécula influi na sua polaridade, qual é a alternativa que contém apenas moléculas apolares?

a) BeH_2 e NH_3
b) $BC\ell_3$ e $CC\ell_4$
c) H_2O e H_2
d) HBr e CO_2
e) H_2S e SiH_4

Exercício resolvido

23 (Fuvest-SP) Qual das moléculas tem maior momento dipolar: a) H_2O ou H_2S?; b) CH_4 ou NH_3? Justifique.

Resolução

a) A molécula H_2O apresenta maior momento dipolar, porque, apesar de as duas moléculas (H_2O e H_2S) serem angulares, a polaridade da ligação H — O é maior do que a da H — S.
b) A molécula NH_3 apresenta maior momento dipolar, porque a estrutura do CH_4 é um tetraedro regular e, portanto, a molécula é apolar, enquanto o NH_3, de geometria piramidal, tem momento dipolar diferente de zero.

24 (Unifor-CE) Dadas as fórmulas P_4, KF, N_2, HCℓ e H_2Se, representam substâncias de molécula apolar:

a) P_4 e HCℓ
b) N_2 e P_4
c) KF e P_4
d) HCℓ e H_2Se
e) KF e H_2Se

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

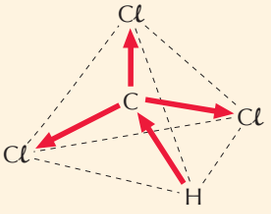
Capitulo 07A-QF1-PNLEM 169 30/5/05, 9:24

Exercício resolvido

25 (Fatec-SP) São dados os números atômicos: H = 1, O = 8; C = 6; Cℓ = 17; S = 16. Indique o par de substâncias polares:

a) H_2O e CO_2
b) $CC\ell_4$ e CH_4
c) SO_2 e CH_4
d) H_2O e $CC\ell_3H$
e) CH_4 e H_2O

Resolução



Neste teste encontramos a água, que é polar, e a substância $CC\ell_3H$, cuja molécula é um tetraedro irregular. A polaridade da ligação C — H é diferente das ligações C — Cℓ. Em conseqüência, os vetores momento dipolar **não se equilibram** e a molécula será polar.

Alternativa d

26 (Unirio-RJ) Uma substância polar tende a se dissolver em outra substância polar. Com base nesta regra, indique como será a mistura resultante após a adição de bromo (Br_2) à mistura inicial de tetracloreto de carbono ($CC\ell_4$) e água (H_2O).

a) Homogênea, com o bromo se dissolvendo completamente na mistura.
b) Homogênea, com o bromo se dissolvendo apenas no $CC\ell_4$.
c) Homogênea, com o bromo se dissolvendo apenas na H_2O.
d) Heterogênea, com o bromo se dissolvendo principalmente no $CC\ell_4$.
e) Heterogênea, com o bromo se dissolvendo principalmente na H_2O.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

27 (PUC-RS) Em relação aos elementos N, P e K, indispensáveis ao desenvolvimento dos vegetais, são feitas as seguintes afirmações:

I. O nitrogênio é o elemento mais eletronegativo.
II. O fósforo é um metal de transição.
III. O potássio é um metal alcalino.
IV. Estão localizados no mesmo período da Classificação Periódica.

Pode-se afirmar que estão corretas as da alternativa:

a) I e II
b) I e III
c) II e III
d) II e IV
e) III e IV

28 (Mogi-SP) Considere os elementos *A*, *B* e *C* e seus números atômicos (*A*: *Z* = 17; *B*: *Z* = 33; C: *Z* = 50).

a) Indique o número de elétrons de valência de cada elemento e identifique os grupos da Tabela Periódica a que pertencem os três elementos.
b) Indique qual dos três elementos tem maior eletronegatividade. Se o elemento *A* se combina com o elemento *B*, qual é a fórmula molecular provável do composto que se forma? Justifique as respostas.

29 (Vunesp) Linus Pauling, falecido em 1994, recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1954, por seu trabalho sobre a natureza das ligações químicas. Através dos valores das eletronegatividades dos elementos químicos, calculados por Pauling, é possível prever se uma ligação terá caráter covalente ou iônico. Com base nos conceitos de eletronegatividade e de ligação química, pede-se:

a) identificar dois grupos de elementos da Tabela Periódica que apresentam, respectivamente, as maiores e as menores eletronegatividades;
b) que tipo de ligação apresentará uma substância binária, formada por um elemento de cada um dos dois grupos identificados?

30 (UFRJ) A água boricada usada como colírio corresponde a uma solução diluída de ácido bórico, H_3BO_3.

a) Com base na Tabela Periódica, identifique o período, o grupo e o subgrupo a que pertence o semimetal presente no ácido bórico.
b) A partir dos valores das eletronegatividades constantes da Tabela Periódica, explique por que as ligações no H_3BO_3 são covalentes.

31 (Ufac) As espécies químicas a seguir apresentam, respectivamente, ligações:

O_2, $NaC\ell$, $HC\ell$ e $A\ell$.

a) covalente apolar, iônica, covalente polar e metálica.
b) covalente apolar, covalente polar, iônica e metálica.
c) iônica, covalente apolar, covalente polar e metálica.
d) metálica, covalente polar, iônica e covalente apolar.
e) covalente polar, iônica, covalente apolar e metálica.

32 (Vunesp) Um elemento químico *A*, de número atômico 11, um elemento químico *B*, de número atômico 8, e um elemento químico *C*, de número atômico 1, combinam-se formando o composto *ABC*.

As ligações *A* — *B* e *B* — *C*, no composto, são, respectivamente:

a) covalente polar, covalente apolar
b) iônica, iônica
c) covalente polar, covalente polar
d) iônica, covalente polar
e) metálica, iônica

33 (Fuvest-SP) O carbono e o silício pertencem à mesma família da Tabela Periódica.

a) Qual o tipo de ligação existente no composto SiH_4?
b) Embora a eletronegatividade do silício seja 1,7 e a do hidrogênio 2,1, a molécula do SiH_4 é apolar. Por quê?

34 (UFRGS-RS) O momento dipolar é a medida quantitativa da polaridade de uma ligação. Em moléculas apolares, a resultante dos momentos dipolares referentes a todas as ligações apresenta valor igual a zero. Entre as substâncias covalentes abaixo

I. CH_4 II. CS_2 III. HBr IV. N_2

quais as que apresentam a resultante do momento dipolar igual a zero?

a) Apenas I e II
b) Apenas II e III
c) Apenas I, II e III
d) Apenas I, II e IV
e) I, II, III e IV

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07A-QF1-PNLEM 170 30/5/05, 9:24

3 OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

Os fenômenos ou reações de oxidação e redução, também chamados abreviadamente de oxirredução, oxi-red ou redox, são dos mais importantes na Química e dos mais freqüentes em nosso cotidiano.

O fogo é o exemplo mais comum de oxirredução: quando um material qualquer entra em combustão, ele reage com o oxigênio do ar, e nessa reação ocorre oxirredução. O fenômeno de oxirredução também está presente quando o ferro enferruja, quando as calças *jeans* descoram, quando se descolorem os cabelos com água oxigenada, quando as pilhas e acumuladores produzem eletricidade e em muita outras situações. Devemos lembrar também que a oxirredução é a reação de queima dos combustíveis, como acontece com a gasolina nos automóveis, o querosene nos aviões a jato etc.


CID

Do ponto de vista da estrutura da matéria, a oxirredução é apenas a **transferência de elétrons entre átomos**. Ora, considerando que já estudamos as ligações químicas — nas quais ocorrem **trocas ou compartilhamento de elétrons** —, torna-se bastante oportuno detalharmos o fenômeno da oxirredução, partindo dos conceitos apresentados.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3.1. Conceitos de oxidação e de redução

Na formação de uma ligação iônica, um dos átomos **cede definitivamente** elétrons para o outro. Por exemplo:



Dizemos, então, que o sódio sofreu **oxidação** (perda de elétrons) e o cloro sofreu **redução** (ganho de elétrons). Evidentemente, os fenômenos de oxidação e redução são sempre **simultâneos**.

O significado primitivo da palavra **oxidação** foi o de **reação com o oxigênio**, como neste exemplo:



Nesse caso, o ferro também se oxidou (ou, em linguagem comum, "enferrujou").

Primitivamente, a palavra **redução** significou **volta ao estado inicial**; de fato, invertendo-se a reação anterior, o ferro volta à forma metálica inicial — isto é, se reduz.

Resumindo, dizemos atualmente que:

> **Oxidação** é a perda de elétrons.
> **Redução** é o ganho de elétrons.
> **Reação de oxirredução** é aquela em que há transferência de elétrons.

Nos exemplos anteriores, o cloro e o oxigênio são chamados **oxidantes**, porque **provocaram a oxidação** do sódio e a do ferro, respectivamente. Ao contrário, o sódio e o ferro são chamados **redutores**, porque **provocaram a redução** do cloro e a do oxigênio, respectivamente. Generalizando:

> **Oxidante** é o elemento (ou substância) que provoca oxidações (ele próprio se reduzindo).
> **Redutor** é o elemento (ou substância) que provoca reduções (ele próprio se oxidando).

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 171 30/5/05, 9:25

3.2. Conceito de número de oxidação

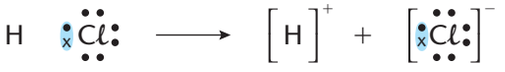
No caso dos compostos iônicos, chama-se **número de oxidação** ($N_{ox.}$) **a própria carga elétrica do íon**, ou seja, **o número de elétrons que o átomo perdeu ou ganhou**. Por exemplo:

- no $Na^+C\ell^-$ { para o Na^+: $N_{ox.} = +1$; para o $C\ell^-$: $N_{ox.} = -1$
- no $Fe^{2+}O^{2-}$ { para o Fe^{2+}: $N_{ox.} = +2$; para o O^{2-}: $N_{ox.} = -2$

E no caso dos compostos covalentes? Nesse caso, não há um átomo que perca e outro que ganhe elétrons, já que os átomos estão compartilhando elétrons. Entretanto, podemos estender o conceito de número de oxidação também para os compostos covalentes, dizendo que seria a **carga elétrica teórica que o átomo iria adquirir se houvesse quebra da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo**. Por exemplo, já sabemos que no $HC\ell$ o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e, em conseqüência, atrai o par eletrônico covalente para si.



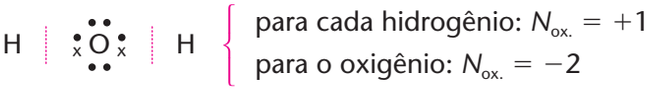
Se, por influência de alguma força externa, houver a ruptura dessa ligação, é evidente que o par eletrônico ficará com o cloro, ou seja:



Em vista dessa possibilidade, dizemos que:

- no $HC\ell$ { para o hidrogênio: $N_{ox.} = +1$; para o cloro: $N_{ox.} = -1$

Enfim, consultando a tabela de eletronegatividade da página 164, você poderá prever o local da ruptura das ligações, contar o número de elétrons ganhos e perdidos pelos átomos e, assim, calcular seus números de oxidação. Por exemplo, para a água:



Note que o oxigênio, sendo mais eletronegativo que o hidrogênio, ficou com 2 elétrons (1 de cada hidrogênio); logo, $N_{ox.} = -2$. Por outro lado, cada hidrogênio perdeu 1 elétron ($N_{ox.} = +1$).

Resumindo, podemos dizer que:

> Nos íons simples, o número de oxidação é a carga elétrica do íon. Nos compostos moleculares, é a carga elétrica que o átomo iria adquirir se houvesse ruptura da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo.

De certa maneira, o conceito de número de oxidação substitui o antigo conceito de valência, criado na metade do século XIX, como explicamos na página 136.

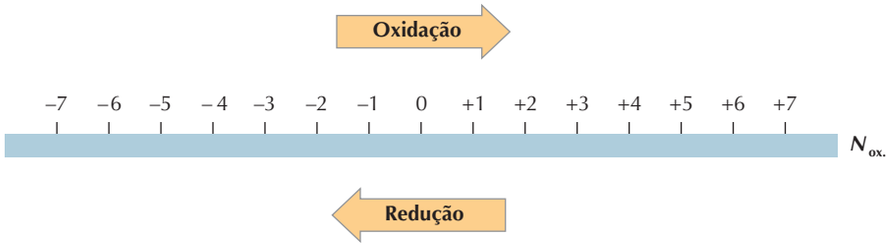
Dado o conceito de número de oxidação, podemos ampliar o conceito de oxidação e redução dizendo:

> **Oxidação** é perda de elétrons ou aumento do número de oxidação de um elemento.
> **Redução** é ganho de elétrons ou diminuição do número de oxidação de um elemento.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 172 30/5/05, 9:25

Esquematicamente:



3.3. Números de oxidação usuais

É importante lembrar que:

- **o número de oxidação de um elemento ou substância simples é zero;**
- nas substâncias compostas, temos os seguintes valores usuais:
  - — **o número de oxidação do hidrogênio é sempre +1** (exceto nos hidretos metálicos, como NaH, CaH_2 etc., nos quais é −1);
  - — **o número de oxidação do oxigênio é sempre −2** (exceto nos peróxidos, como H_2O_2, Na_2O_2 etc., nos quais é −1);
  - — **o número de oxidação dos elementos das colunas A** da Classificação Periódica pode ser deduzido do próprio **número da coluna**, de acordo com a tabela a seguir:

Número da coluna	1A Metais alcalinos	2A Metais alcalino-terrosos	3A	4A	5A	6A Calcogênios	7A Halogênios
$N_{ox.}$ máximo (pela perda de elétrons)	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
$N_{ox.}$ mínimo (pelo ganho de elétrons)				−4	−3	−2	−1

(Essa regra se torna óbvia se você lembrar que o número da coluna A coincide com o número de elétrons que o elemento possui em sua última camada eletrônica.)

3.4. Cálculo dos números de oxidação

É fácil calcular o número de oxidação de um elemento que aparece numa substância, lembrando que **a soma dos números de oxidação de todos os átomos, numa molécula, é zero**.

Vamos, por exemplo, calcular o número de oxidação do fósforo, na substância H_3PO_4. Lembre-se de que H ($N_{ox.} = +1$); O ($N_{ox.} = -2$). Chamando de x o $N_{ox.}$ do fósforo e, considerando o número de átomos de cada elemento, temos:

$$\overbrace{3 \cdot (+1)}^{H_3} + \overbrace{x}^{P} + \overbrace{4 \cdot (-2)}^{O_4} = 0, \text{ resultando: } x = +5$$

Consideremos outros exemplos:

$$\overbrace{2 \cdot (+1)}^{Na_2} + \overbrace{x}^{C} + \overbrace{3 \cdot (-2)}^{O_3} = 0 \Rightarrow x = +4 \ (N_{ox.} \text{ do C})$$

$$\overbrace{2 \cdot (+1)}^{K_2} + \overbrace{2x}^{Cr_2} + \overbrace{7 \cdot (-2)}^{O_7} = 0 \Rightarrow x = +6 \ (N_{ox.} \text{ do Cr})$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 173 30/5/05, 9:25

Para calcular o número de oxidação de um elemento formador de um íon composto, devemos lembrar que **a soma** dos números **de oxidação de todos os átomos, num íon composto, é igual à própria carga elétrica do íon**. Por exemplo:

$$\overbrace{Mn}^{x} + \overbrace{O_4^{-}}^{4\cdot(-2)} = -1 \Rightarrow x = +7$$

$$\overbrace{P_2}^{2x} + \overbrace{O_7^{4-}}^{7\cdot(-2)} = -4 \Rightarrow x = +5$$

$$\overbrace{N}^{x} + \overbrace{H_4^{+}}^{4\cdot(+1)} = +1 \Rightarrow x = -3$$

A EXPLOSÃO DO FOGUETE BRASILEIRO VLS-1 (VEÍCULO LANÇADOR DE SATÉLITES-1)

Os foguetes das festas juninas têm uma carga explosiva de pólvora (mistura de carvão, enxofre e nitrato de sódio). Quando acendemos um foguete, a combustão rapidíssima da pólvora impulsiona-o para cima.

Os foguetes espaciais também carregam materiais perigosos, que são altamente inflamáveis. Aqueles de "combustível líquido" carregam, por exemplo, como combustível o hidrogênio líquido (é o redutor) e como comburente o oxigênio líquido (é o oxidante). Os foguetes de "combustível sólido" carregam misturas sólidas de oxidantes e redutores fortíssimos. Nos dois casos, a forte combustão (reação de oxirredução) fornece a energia necessária à subida dos foguetes.

Se, por um lado, uma forte reação de oxirredução é necessária para a propulsão dos foguetes, por outro ela sempre representa um grande risco de acidente. Por exemplo, no dia 22 de agosto de 2003, na base de lançamento de Alcântara, no Maranhão, uma descarga elétrica de origem desconhecida acionou, fora de hora, um dos motores do 1º estágio do foguete VLS-1 e provocou uma explosão que destruiu esse foguete e a torre de lançamento e causou a morte de 21 técnicos especializados do CTA (Centro Técnico Aeroespacial) de São José dos Campos (SP).



LINDAURO GOMES / AE

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

REVISÃO — Responda em seu caderno

a) O que é oxidação?

b) O que é redução?

c) O que é oxidante?

d) O que é redutor?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

35 Quais são os números de oxidação do iodo nas substâncias I_2, NaI, $NaIO_4$ e AlI_3?

Resolução

- No I_2, o $N_{ox.}$ do iodo é **zero**.
- No NaI temos Na^+I^- e, portanto, o $N_{ox.}$ do iodo é **−1**.
- No $\underset{+1}{Na}\ \underset{+x}{I}\ \underset{+(-2)\cdot 4}{O_4} = 0 \Rightarrow x =$ **+7**.
- no AlI_3 temos $Al^{3+}(I^-)_3$.

Portanto, o $N_{ox.}$ do iodo é **−1**.

36 (Mogi-SP) O número de oxidação do manganês no permanganato de potássio ($KMnO_4$) é:
a) +2 b) +3 c) +5 d) +7 e) −8

37 (Vunesp) Indique, dentre as substâncias apresentadas, a que contém nitrogênio com número de oxidação mais elevado.
a) N_2 b) NaN_3 c) N_2O_3 d) NH_4Cl e) HNO_3

38 (Vunesp) O filme *Erin Brockowich* é baseado num fato, em que o emprego de crômio hexavalente numa usina termoelétrica provocou um número elevado de casos de câncer entre os habitantes de uma cidade vizinha.
Com base somente nessa informação, dentre os compostos de fórmulas

$CrCl_3$	CrO_3	Cr_2O_3	K_2CrO_4	$K_2Cr_2O_7$
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)

pode-se afirmar que **não** seriam potencialmente cancerígenos:
a) o composto 1, apenas.
b) o composto 2, apenas.
c) os compostos 1 e 3, apenas.
d) os compostos 1, 2 e 3, apenas.
e) os compostos 2, 4 e 5, apenas.

39 (Vunesp) Nas substâncias $CaCO_3$, CaC_2, CO_2, C (grafite) e CH_4, os números de oxidação do carbono são, respectivamente:

a)	−4	+1	+4	0	+4
b)	+4	−1	+4	0	−4
c)	−4	−2	0	+4	+4
d)	+2	−2	+4	0	−4
e)	+4	+4	+4	+4	+4

40 (Vunesp) No mineral perovskita, de fórmula mínima $CaTiO_3$, o número de oxidação do titânio é:
a) +4 b) +2 c) +1 d) −1 e) −2

Exercício resolvido

41 Quais os números de oxidação dos elementos que estão em negrito nos íons abaixo?
a) $\mathbf{IO_3^-}$ b) $\mathbf{MnO_3^{2-}}$ c) $\mathbf{CrO_4^{2-}}$ d) $\mathbf{PtCl_6^{2-}}$

Resolução

a) IO_3^- $\{x + (-2)\cdot 3 = -1 \Rightarrow$ **$x = +5$**

b) MnO_3^{2-} $\{x + (-2)\cdot 3 = -2 \Rightarrow$ **$x = +4$**

c) CrO_4^{2-} $\{x + (-2)\cdot 4 = -2 \Rightarrow$ **$x = +6$**

d) $PtCl_6^{2-}$ $\{x + (-1)\cdot 6 = -2 \Rightarrow$ **$x = +4$**

42 (Unigranrio-RJ) Nos íons SO_4^{2-} e SO_3^{2-}, os números de oxidação do enxofre são, respectivamente:
(Dados: S, Z = 16; O, Z = 8.)
a) +6 e +4 c) zero e zero e) +4 e +6
b) −4 e −3 d) −2 e −2

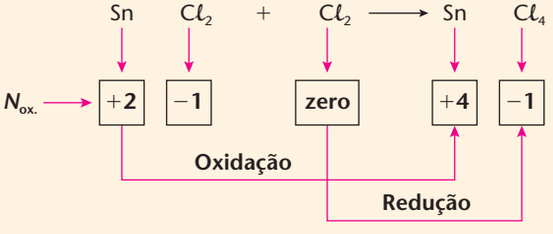
43 (UFU-MG) Os números de oxidação do boro, iodo e enxofre nas espécies químicas $H_2BO_3^-$, IO_4^- e HSO_4^- são, respectivamente:
a) +4, +8, +7 c) +3, +7, +6 e) +2, +6, +5
b) +3, +7, +8 d) +4, +5, +6

Exercício resolvido

44 Indique, na equação abaixo, qual é o oxidante e qual é o redutor:

$$SnCl_2 + Cl_2 \longrightarrow SnCl_4$$

Resolução



O estanho (Sn) é o **redutor**, pois sofreu oxidação de +2 para +4; por extensão, dizemos que o redutor é o $SnCl_2$. O cloro (Cl_2) é o **oxidante**, pois sofreu redução de zero para −1.

45 (U. Católica de Brasília-DF) Numa transformação química, o estanho teve seu número de oxidação aumentado em quatro unidades, segundo a equação:

$$Sn \longrightarrow Sn^{4+}$$

Nessa equação, o estanho:
a) ganhou quatro prótons.
b) ganhou quatro elétrons.
c) perdeu quatro prótons.
d) perdeu quatro elétrons.
e) perdeu dois prótons e dois elétrons.

46 (PUC-RS) Em relação à equação de oxidação-redução não balanceada $Fe^0 + CuSO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cu^0$, pode-se afirmar que o:
a) número de oxidação do cobre no sulfato cúprico é +1.
b) átomo de ferro perde 2 elétrons.
c) cobre sofre oxidação.
d) ferro é o agente oxidante.
e) ferro sofre oxidação.

47 (UFPA) Observe a reação:

$$6\,KI + 2\,KMnO_4 + 4\,H_2O \longrightarrow 3\,I_2 + 2\,MnO_2 + 8\,KOH$$

Os números de oxidação dos elementos Mn (no $KMnO_4$), I (no I_2) e Mn (no MnO_2) são, respectivamente:
a) +7; −1; +4 c) +4; −1; +4 e) −4; 0; +4
b) +7; 0; +4 d) +6; +1; +4

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 175 30/5/05, 9:26

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

48 (U. F. Santa Maria-RS) Os números de oxidação do cobre e do ferro nos compostos $CuC\ell$ e $Fe(NO_3)_2$ são, respectivamente:
a) +1 e +2
b) +2 e +3
c) +3 e +2
d) +2 e +5
e) +1 e +5

49 (UGF-RJ) Os números de oxidação dos halogênios nos compostos KBr, $NaIO_3$, F_2 e $C\ell_2O_3$ são, respectivamente:
a) −1, +5, 0, +3
b) −1, −5, −2, −3
c) +1, −1, −2, +2
d) +1, +3, 0, +5
e) −1, −1, −1, −1

50 (U. F. Viçosa-MG) A substância na qual o manganês apresenta maior número de oxidação é:
a) K_2MnO_4
b) $KMnO_4$
c) MnO_2
d) Mn
e) $MnSO_4$

51 (Vunesp) Os números de oxidação do enxofre nas espécies SO_2 e SO_4^{2-} são, respectivamente:
a) zero e +4
b) +1 e −4
c) +2 e +8
d) +4 e +6
e) −4 e −8

52 (Mackenzie-SP) A espécie química na qual o nitrogênio apresenta número de oxidação máximo é:
a) $(NO_3)^{1-}$
b) $(NH_4)^{1+}$
c) N_2O_3
d) N_2
e) N_2O

53 (Ufac) Na seguinte equação química:

$$Zn\ (s) + 2\ HC\ell_{(aq)} \longrightarrow ZnC\ell_{2\ (aq)} + H_2\ (g)$$

a) o elemento Zn(s) oxida-se e reage como agente oxidante.
b) o elemento Zn(s) oxida-se e reage como agente redutor.
c) o elemento Zn(s) reduz-se e reage como agente redutor.
d) o $HC\ell$ (ácido clorídrico) é um agente redutor.
e) a equação é classificada como reversível.

54 (UVA-CE) Na obtenção do ferro metálico a partir da hematita, uma das reações que ocorre nos altos fornos é:

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$

Pela equação, pode-se afirmar que o agente redutor e o número de oxidação do metal no reagente são, respectivamente:
a) CO_2 e zero
b) CO e +3
c) Fe_2O_3 e +2
d) Fe e −2

55 (F. C. Chagas-BA) Qual das equações seguintes representa uma reação de oxirredução?
a) $Ag^+ + I^- \longrightarrow AgI$
b) $NaI \longrightarrow Na^+ + I^-$
c) $Ag^+ + Na \longrightarrow Na^+ + Ag$
d) $A\ell^{3+} + 3\ OH^- \longrightarrow A\ell(OH)_3$
e) $HCO_3^- + H^+ \longrightarrow CO_2 + H_2O$

4 FORÇAS (OU LIGAÇÕES) INTERMOLECULARES

Em condições ambientes, os compostos iônicos são sólidos, devido às forças elétricas de atração entre seus cátions e ânions. Do mesmo modo, os metais são quase todos sólidos, devido à forte união que a ligação metálica exerce sobre seus átomos. Já as substâncias covalentes podem ser sólidas, líquidas ou gasosas. Isso prova que entre suas moléculas podem existir forças de atração maiores ou menores. São exatamente essas forças ou ligações entre as moléculas (intermoleculares) que iremos estudar neste item.

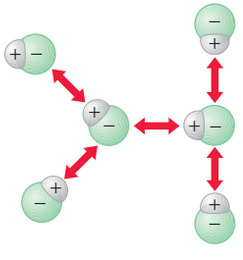
4.1. Forças (ou ligações) dipolo-dipolo

Quando uma molécula é polar, como, por exemplo, $HC\ell$, ela apresenta uma extremidade mais eletropositiva e outra mais eletronegativa:

$$\overset{\delta+}{H} \longrightarrow \overset{\delta-}{C\ell}$$

Sendo assim, a molécula é um **dipolo elétrico permanente**, que pode ser representado da seguinte forma:





Evidentemente, a "parte positiva" de uma molécula passa a atrair a "parte negativa" da molécula vizinha, e assim sucessivamente. Essas forças de coesão recebem o nome de **forças** (ou **ligações**) **dipolo-dipolo**.

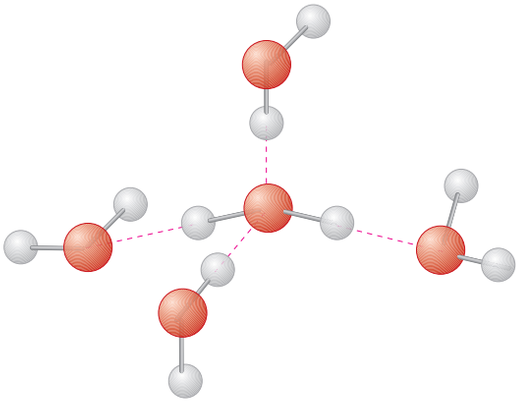
4.2. Ligações por pontes de hidrogênio

Um caso extremo de atração dipolo-dipolo ocorre quando temos o **hidrogênio** ligado a átomos pequenos e fortemente eletronegativos, especialmente o **flúor**, o **oxigênio** e o **nitrogênio**. A forte atração que se estabelece entre o hidrogênio e esses elementos chama-se **ligação de hidrogênio**, e existe fundamentalmente em substâncias nos estados sólido e líquido.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

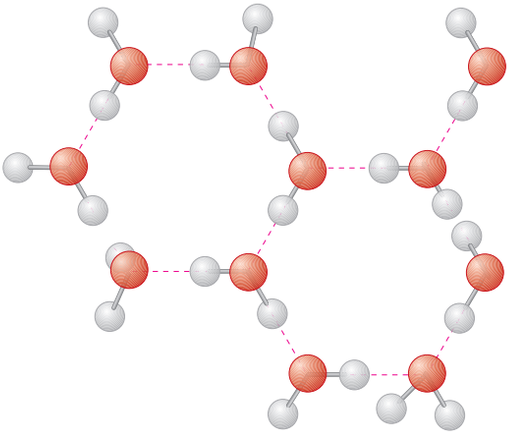
Esquematizamos (com o uso de cores-fantasia e sem escala) moléculas de água no estado líquido, na qual as ligações de hidrogênio estão indicadas por linhas pontilhadas. Por esse motivo, alguns químicos sugerem que a água deveria ser representada por $(H_2O)_n$, o que indica um agrupamento de *n* moléculas de água.

Água líquida

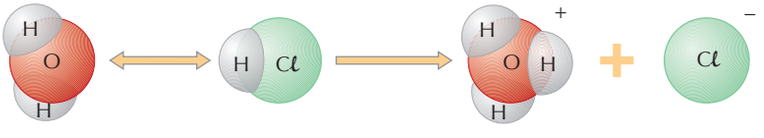


Enquanto a água líquida tem suas moléculas dispostas tridimensionalmente, mas de uma forma mais ou menos desorganizada, o gelo tem as suas moléculas arrumadas numa grade cristalina espacial, organizada e **mais espaçada** do que a água líquida. Disso resulta o fato de o gelo ser **menos denso** do que a água líquida (de fato, o gelo flutua na água, como podemos ver num copo com água e pedras de gelo).

Gelo



Apesar de ser aproximadamente dez vezes menos intensa do que uma ligação covalente, uma ligação de hidrogênio pode, em circunstâncias especiais, romper uma ligação covalente. Veja o esquema representado a seguir (cores-fantasia):



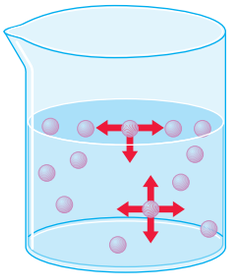
$$\begin{matrix} H \\ \diagdown \\ O \cdots H-Cl \\ \diagup \\ H \end{matrix} \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

No caso anterior, o oxigênio da água atrai mais o hidrogênio ligado ao cloro que o próprio cloro dando origem aos íons H_3O^+ (hidrônio ou hidroxônio) e Cl^- (cloreto). Esse fenômeno é, em particular, muito importante, pois corresponde à **ionização** dos ácidos, quando são dissolvidos em água.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 177 30/5/05, 9:26

Outra conseqüência importante das ligações de hidrogênio existentes na água é sua alta **tensão superficial**. As moléculas que estão no interior do líquido atraem e são atraídas por todas as moléculas vizinhas, de tal modo que essas forças se equilibram. Já as moléculas da superfície só são atraídas pelas moléculas "de baixo" e "dos lados". Conseqüentemente, essas moléculas se atraem mais fortemente e criam uma película semelhante a uma película elástica na superfície da água (isso ocorre com todos os líquidos; apenas estamos dizendo que o fenômeno é particularmente intenso na água).

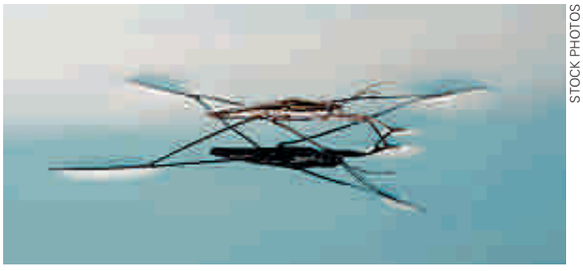


A tensão superficial da água explica vários fenômenos, como os exemplos seguintes:



CID

A forma esférica das gotas de água.

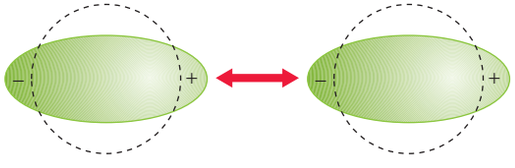


STOCK PHOTOS

Alguns insetos podem andar sobre a água.

4.3. Forças (ou ligações) de Van der Waals (ou de London)

Logicamente, tudo que acabamos de explicar não se aplica às **moléculas apolares**, como H_2, F_2, $C\ell_2$, O_2, CO_2, $CC\ell_4$ etc. (nem aos gases nobres, que são formados por átomos isolados). Não havendo atração elétrica entre essas moléculas, elas deveriam permanecer sempre afastadas, o que equivale a dizer **no estado gasoso**. No entanto, muitas substâncias apolares são líquidas e, mesmo quando gasosas (como H_2, F_2, $C\ell_2$ etc.), elas podem ser liquefeitas e solidificadas em temperaturas muito baixas. Surge, então, a pergunta: que forças mantêm unidas as moléculas apolares? São as chamadas **forças de Van der Waals**, ou **forças de dispersão de London**, que são cerca de dez vezes mais fracas do que as forças dipolo-dipolo e resultam do seguinte: mesmo sendo apolar, a molécula contém muitos elétrons, que se movimentam rapidamente. Pode acontecer, num dado instante, de uma molécula estar com **mais elétrons de um lado que do outro**; essa molécula estará, então, momentaneamente polarizada e, por **indução elétrica**, irá provocar a polarização de uma molécula vizinha (**dipolo induzido**), resultando uma atração fraca entre ambas. Essa atração deve-se às **forças de Van der Waals** ou **de London**.



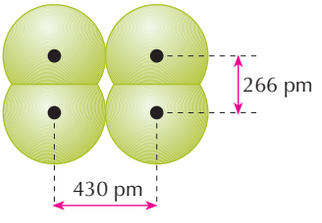


FABIO COLOMBINI

As lagartixas andam nos tetos e nas paredes em virtude das forças de Van der Waals, que dão a aderência entre suas patas e a superfície por onde caminham. E, por imitação, os cientistas já estão tentando criar um produto que pode fazer uma pessoa subir por uma parede.

OBSERVAÇÃO

Do mesmo modo que já falamos em raio atômico (página 124) e raio iônico (página 140), podemos falar também em **raio de Van der Waals**, para sólidos moleculares. Na figura ao lado, representamos duas moléculas de iodo (I_2) no estado sólido: a metade da distância entre dois núcleos, dentro da molécula (266 pm : 2 = 133 pm), é o já conhecido raio covalente; a metade da distância entre dois núcleos de moléculas vizinhas (430 pm : 2 = 215 pm) é o raio de Van der Waals.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.4. Relação entre as ligações e as propriedades das substâncias

Completando as idéias apresentadas neste capítulo, podemos dizer que, de modo geral:

- as **ligações químicas** (iônica, covalente e metálica) que existem **nas moléculas ou agregados iônicos** (intramoleculares) são **fortes** e responsáveis pelas **propriedades químicas** das substâncias;
- as **ligações intermoleculares** (dipolo-dipolo, ligações de hidrogênio e forças de Van der Waals ou forças de London) que ocorrem **entre as moléculas** são **mais fracas** e responsáveis pelas **propriedades físicas** das substâncias.

Um resumo da correlação entre as propriedades físicas das substâncias e os vários tipos de ligação é dado na tabela seguinte.

Tipo de substância	Metálica	Iônica	Covalente polar	Covalente apolar
Partículas formadoras	Átomos e cátions	Íons	Moléculas	Moléculas
Atração entre as partículas	Pelos "elétrons livres"	Eletrostática	Dipolo-dipolo ou ligação de hidrogênio	Van der Waals (London)
Estado físico	Sólido (exceção comum, mercúrio)	Sólido	Líquido (ou sólido, quando tem moléculas grandes)	Gasoso (ou líquido, quando tem moléculas grandes)
Pontos de fusão e ebulição	Em geral, altos	Em geral, altos	Baixos	Muito baixos
Condutividade elétrica	Alta (no estado sólido e líquido), **sem alteração da substância**	Alta (fundidos ou em solução), **com decomposição da substância eletrólise**)	Praticamente nula quando pura. Ou condutora, quando em soluções apropriadas ($HC\ell$ em H_2O)	Nula
Dureza	Dura, porém maleável e dúctil	Dura, porém quebradiça	—	—
Solubilidade em solventes comuns	Insolúvel	Em geral, solúvel em **solventes polares**	Em geral, solúvel em **solventes polares**	Em geral, solúvel em **solventes apolares**

ATIVIDADES PRÁTICAS

ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.
Este experimento deve ser realizado com a supervisão de um adulto, pois o etanol (álcool comum) é inflamável e pode causar queimaduras e incêndios.

1ª

Materiais

• 2 copos transparentes • água • óleo • álcool comum

Procedimento

• Coloque um pouco de água em um dos copos e adicione o mesmo volume de álcool. • Anote as observações em seu caderno. • Em um outro copo, repita o procedimento adicionando óleo em vez de álcool. • Anote as observações em seu caderno.

Perguntas

1) Em qual experiência a mistura resultante foi homogênea?
2) Relacione as observações feitas com as polaridades das substâncias utilizadas.

ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

2ª

Materiais

• 1 frasco com saída bem estreita (tipo jarra de suco) para líquido • óleo • água • 1 régua de plástico • 1 pedaço de tecido de lã

Procedimento

• Abra uma torneira de modo que se obtenha um filete fino e uniforme de água. • Aproxime, sem encostar, a régua de plástico, previamente atritada no pano de lã, do filete de água. • Anote as observações em seu caderno. • Repita o procedimento, utilizando um filete de óleo em vez do filete de água.

Perguntas

1) Houve alguma diferença entre as observações quando se utilizou a água e quando se utilizou o óleo? Tente explicar.
2) Tente relacionar as observações feitas com a polaridade da molécula em cada caso.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 179 30/5/05, 9:27

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que é ligação dipolo-dipolo e quando ela ocorre?

b) O que é ponte de hidrogênio e quando ela ocorre?

c) O que são forças de Van der Waals e quando elas ocorrem?

d) As ligações químicas dentro das moléculas, ou agregados iônicos, são mais fracas ou mais fortes que as ligações entre as moléculas? Qual delas é responsável pelas propriedades químicas e qual é responsável pelas propriedades físicas das substâncias?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

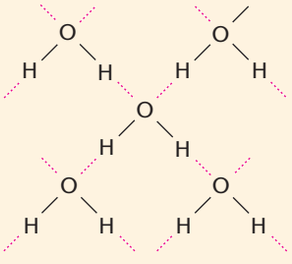
EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

56 (Ceeteps-SP) Para os compostos HF e HCℓ, as forças de atração entre as moléculas ocorrem por
a) ligações de hidrogênio para ambos.
b) dipolo-dipolo para ambos.
c) ligações de Van der Waals para HF e ligações de hidrogênio para HCℓ.
d) ligações de hidrogênio para HF e dipolo-dipolo para HCℓ.
e) ligações eletrostáticas para HF e dipolo induzido para HCℓ.

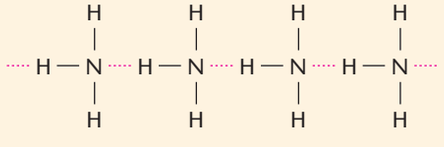
Exercício resolvido

57 (Unicamp-SP) As pontes de hidrogênio formadas entre moléculas de água $H\ddot{O}H$ podem ser representadas conforme modelo abaixo.
Com base nesse modelo, represente as pontes de hidrogênio que existem entre moléculas de amônia, $\ddot{N}H_3$.



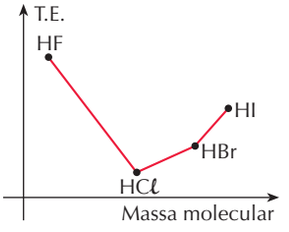
Resolução

A água tem dois pares de elétrons livres e pode apresentar uma arrumação espacial como a apresentada no enunciado. O NH_3 tem somente um par de elétrons livres e conseqüentemente só poderá apresentar uma arrumação linear como mostramos abaixo:



58 (Ceeteps-SP) Um *iceberg* é composto por moléculas de água que se mantêm fortemente unidas por meio de interações do tipo:
a) dipolo induzido-dipolo permanente.
b) dipolo instantâneo-dipolo induzido.
c) ligações covalentes dativas.
d) ligações covalentes.
e) ligações de hidrogênio.

59 (U. F. Santa Maria-RS) A temperatura de ebulição das substâncias normalmente aumenta à medida que aumenta a sua massa molecular. Analisando o gráfico, que mostra a temperatura de ebulição (T.E.) de ácidos halogenídricos, percebe-se que o HF tem um comportamento anômalo. Esse comportamento do ácido fluorídrico pode ser atribuído a(à):



a) fortes ligações covalentes entre os átomos.
b) formação de cristais covalentes.
c) interações do tipo forças de Van der Waals.
d) interações do tipo pontes de hidrogênio.
e) fortes ligações iônicas entre os átomos.

Exercício resolvido

60 (E. E. Mauá-SP) As substâncias, dadas pelas suas fórmulas moleculares, CH_4, H_2S e H_2O estão em ordem crescente de seus pontos de ebulição. Explique por que, do ponto de vista estrutural, esses compostos estão nessa ordem.

Resolução

Porque o CH_4 é covalente apolar; entre suas moléculas há forças de Van der Waals, que têm pouca intensidade. O H_2S é covalente polar; entre suas moléculas há forças dipolo-dipolo, que já são um pouco mais intensas. Finalmente, o H_2O é covalente e fortemente polar; entre suas moléculas há pontes de hidrogênio, que são ligações bem mais intensas do que as anteriores.

61 (PUC-MG) Observe as duas colunas a seguir.

Substância	Ligação
1. Ne	A. iônica
2. Fe	B. covalente polar
2. NH_3	C. covalente apolar
4. KF	D. metálica
5. O_2	E. Van der Waals

Considerando os tipos de ligações para as espécies químicas, qual das alternativas traz a associação correta?
a) 4A – 3B – 2C – 5D – 1E
b) 3A – 4B – 5C – 1D – 2E
c) 5A – 2B – 1C – 4D – 3E
d) 4A – 3B – 5C – 2D – 1E
e) 4A – 5B – 3C – 1D – 2E

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercício resolvido

62 (Unicamp-SP) Considere os processos I e II representados pelas equações:

$$H_2O(\ell) \xrightarrow{I} H_2O(g) \xrightarrow{II} 2\,H\,(g) + O(g)$$

Indique quais ligações são rompidas em cada um desses processos.

Resolução

Em (I) são rompidas as pontes de hidrogênio existentes na água líquida, permitindo sua passagem para o estado gasoso. Em (II) são rompidas as ligações covalentes entre o hidrogênio e o oxigênio (H — O — H), "quebrando" as moléculas de água e dando origem ao hidrogênio e ao oxigênio.

63 (Unip-SP) O principal tipo de forças atrativas que deve ser vencida para sublimar o gelo seco (CO_2 sólido) é:
a) ligação covalente.
b) forças de London (entre dipolos temporários).
c) forças entre dipolos permanentes (devidos à diferença de eletronegatividade).
d) ligação coordenada.
e) ligação iônica.

64 (UFSE) Quando um gás nobre sofre liquefação, seus átomos ficam unidos uns aos outros por ligações químicas denominadas:
a) covalentes
b) iônicas
c) metálicas
d) pontes de hidrogênio
e) Van der Waals

Exercício resolvido

65 (E. E. Mauá-SP) Uma substância *A* conduz a corrente elétrica quando fundida ou quando em solução aquosa. Outra substância, *B*, só a conduz em solução de solvente apropriado. E uma terceira, *C*, a conduz no estado sólido. Qual o tipo de ligação existente em cada uma das substâncias *A*, *B* e *C*?

Resolução

A **substância *A*** é **iônica**, sendo seus íons os responsáveis pela condução da corrente elétrica, seja fundida ou em solução. A **substância *B*** é **covalente polar**, pois necessita de um solvente apropriado que lhe provoque a formação de íons. A **substância *C*** é **metálica**, pois conduz a corrente elétrica no estado sólido.

66 (UFF-RJ) Para o estudo das relações entre o tipo de ligação química e as propriedades físicas das substâncias *X* e *Y*, sólidas à temperatura ambiente, foi realizado um experimento que permitiu as seguintes constatações:
I. A substância *X*, no estado sólido, não conduz a corrente elétrica; porém, no estado líquido, a conduz.
II. A substância *Y* não conduz a corrente elétrica no estado sólido nem no estado líquido.
Pode-se, então, concluir que:
a) As substâncias *X* e *Y* são covalentes.
b) As substâncias *X* e *Y* são iônicas.
c) A substância *X* é iônica e a substância *Y* é covalente.
d) A substância *X* é um metal.
e) A substância *Y* é um metal.

67 (Cesgranrio-RJ) Analise o tipo de ligação química existente nas diferentes substâncias: $C\ell_2$, HI, H_2O e $NaC\ell$. A alternativa que as relaciona em ordem crescente de seu respectivo ponto de fusão é:
a) $C\ell_2 < HI < H_2O < NaC\ell$
b) $C\ell_2 < NaC\ell < HI < H_2O$
c) $NaC\ell < C\ell_2 < H_2O < HI$
d) $NaC\ell < H_2O < HI < C\ell_2$
e) $HI < H_2O < NaC\ell < C\ell_2$

Exercício resolvido

68 (Unifor-CE) Dentre os elementos abaixo, o que deve apresentar menor temperatura de ebulição sob pressão ambiente é o:
a) sódio
b) ferro
c) oxigênio
d) bromo
e) iodo

Resolução

O oxigênio (O_2), o bromo (Br_2) e o iodo (I_2) são substâncias covalentes apolares. Logo, têm temperaturas de ebulição menores do que as do sódio (Na) e do ferro (Fe), que são metais. Além disso, das três substâncias (O_2, Br_2 e I_2), é o O_2 que tem a molécula mais "leve" e portanto a menor temperatura de ebulição.
Alternativa c

69 (UFRG-RS) Analise os dados da tabela seguinte em relação às forças de interação entre as unidades constituintes dos sólidos.

	Sólido	Ponto de fusão (°C)	Tipo de interação
1	CaF_2	1.423	Ligações iônicas
2	CH_4	−182	Forças dipolo-dipolo
3	SiO_2	1.610	Ligações covalentes
4	Ag	962	Ligação metálica

A ordem crescente das forças de interação, nesses sólidos é:
a) 1, 3, 2, 4
b) 2, 3, 1, 4
c) 2, 4, 1, 3
d) 3, 1, 4, 2
e) 4, 2, 3, 1

70 (Mackenzie-SP) À temperatura ambiente, uma substância simples sólida, uma substância composta gasosa e uma solução podem ser representadas, respectivamente, por:
a) Fe, $NaC\ell$ e CO
b) H_2, NH_3 e $NaC\ell$
c) H_2, CO_2 e C(grafite)
d) Hg, KI e H_2SO_4(diluído)
e) Au, CO_2 e água mineral

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 181 30/5/05, 9:27

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

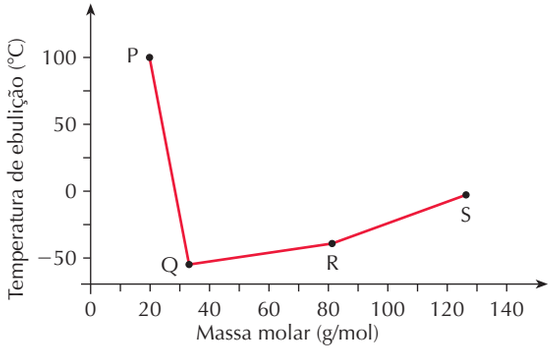
Registre as respostas em seu caderno

71 (Ufes) A existência de pontes de hidrogênio só é possível entre compostos quando há:
a) um elemento fortemente eletropositivo ligado a um átomo de hidrogênio.
b) dois elementos, um fortemente eletropositivo e outro fortemente eletronegativo, ligados entre si.
c) um elemento fortemente eletronegativo, dotado de pares de elétrons não-compartilhados, ligado ao hidrogênio.
d) um aumento muito grande na intensidade das forças de London.
e) uma ligação química entre o hidrogênio e os elementos de transição externa.

72 (Vunesp) Pode-se verificar que uma massa de água ocupa maior volume no estado sólido (gelo) do que no estado líquido. Isso pode ser explicado pela natureza dipolar das ligações entre os átomos de hidrogênio e oxigênio, pela geometria da molécula de água e pela rigidez dos cristais. As interações entre as moléculas de água são denominadas:
a) forças de Van der Waals.
b) forças de dipolo induzido.
c) forças de dipolo permanente.
d) pontes de hidrogênio.
e) ligações covalentes.

73 (UFRGS-RS) A intensificação das interações intermoleculares ocorre quando:
a) a água entra em ebulição.
b) o vapor de água sofre condensação.
c) a água, a altas temperaturas, decompõe-se em oxigênio e hidrogênio.
d) o vapor de água é aquecido.
e) o gelo sofre fusão.

74 (Vunesp) O gráfico a seguir foi construído com dados dos hidretos dos elementos do grupo 16.



Com base neste gráfico, são feitas as afirmações seguintes.
I. Os pontos *P*, *Q*, *R* e *S* no gráfico correspondem aos compostos H_2Te, H_2S, H_2Se e H_2O, respectivamente.
II. Todos esses hidretos são gases a temperatura ambiente, exceto a água, que é líquida.
III. Quando a água ferve, as ligações covalentes se rompem antes das intermoleculares.
Das três afirmações apresentadas:
a) apenas a I é verdadeira.
b) apenas a I e a II são verdadeiras.
c) apenas a II é verdadeira.
d) apenas a I e a III são verdadeiras.
e) apenas a III é verdadeira.

75 (UEMG) Três frascos denominados *A*, *B* e *C* contêm, respectivamente, $NaC\ell(s)$, $HNO_3(\ell)$ e $CO_2(g)$. Em termos de forças intermoleculares, é correto afirmar que:
a) em *A* observa-se força dipolo-dipolo.
b) em *B* observa-se força eletrostática.
c) em *C* observam-se forças de Van der Waals.
d) em *A* e *B* os compostos são apolares.
e) em *B* e *C* os compostos são polares.

76 (UFPI) Estudos recentes indicam que lagartixas podem andar pelo teto e em superfícies lisas utilizando forças intermoleculares entre essas superfícies e os filamentos microscópicos que têm nos pés (meio milhão em cada pé). O tipo de interação correspondente nesse caso é:
a) iônica
b) metálica
c) covalente
d) Van der Waals
e) nuclear

77 (U. Católica Dom Bosco-MS) O CO_2 no estado sólido (gelo seco) passa diretamente para o estado gasoso em condições ambiente; por outro lado, o gelo comum derrete nas mesmas condições em água líquida, a qual passa para o estado gasoso numa temperatura próxima a 100 °C. Nas três mudanças de estados físicos são rompidas, respectivamente:
a) ligações covalentes; pontes de hidrogênio; pontes de hidrogênio.
b) interações de Van der Waals; ligações iônicas; ligações iônicas.
c) interações de Van der Waals; pontes de hidrogênio; ligações covalentes.
d) interações de Van der Waals; pontes de hidrogênio; pontes de hidrogênio.
e) interações de Van der Waals; pontes de hidrogênio; interações de Van der Waals.

78 (FEI-SP) A tensão superficial dos líquidos depende diretamente de processos de interação entre as moléculas, como, por exemplo, pontes de hidrogênio. Qual das substâncias abaixo tem maior tensão superficial?
a) benzeno
b) hexano
c) tetracloreto de carbono
d) éter etílico
e) água

79 (UFMG) Um estudante fez testes para conhecer algumas propriedades físicas, no estado sólido, de cloreto de sódio, diamante, gelo e iodo.
Qual é a alternativa que indica corretamente os resultados encontrados pelo estudante?
a) Cloreto de sódio: conduz corrente elétrica e decompõe-se sob aquecimento em bico de gás.
b) Diamante: é isolante elétrico e sublima-se sob aquecimento em bico de gás.
c) Gelo: conduz corrente elétrica e funde-se sob aquecimento em bico de gás.
d) Iodo: é isolante elétrico e sublima-se sob aquecimento em bico de gás.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 182 30/5/05, 9:27

80 (Mackenzie-SP) A observação e o estudo da natureza das substâncias e de seu comportamento são intrigantes e por isso fascinantes. Leia com atenção os fatos reais relatados abaixo. Em relação a esses fatos, é **incorreto** afirmar:

— A água, ao contrário da maioria das substâncias, aumenta de volume ao se solidificar.

— A água, apesar de líquida nas condições ambientes, pode ser obtida pela reação entre os gases hidrogênio e oxigênio.

a) A estrutura hexagonal da água mantida pelas pontes de hidrogênio no estado sólido provoca "um vazio" dentro do cristal de gelo, tornando-o mais volumoso.
b) A existência de dipolos elétricos na água faz com que as moléculas se atraiam fortemente, levando-as ao estado líquido.
c) Ao contrário do que ocorre na água, substâncias simples como o hidrogênio e o oxigênio apresentam grande força de atração entre suas moléculas, portanto são gases.
d) Substâncias simples como o hidrogênio e o oxigênio possuem forças de atração fracas entre suas moléculas, portanto são gases.
e) O estado físico das substâncias depende das forças de atração entre suas moléculas.

81 (PUC-SP) Analise as propriedades físicas na tabela abaixo:

			Condução de corrente elétrica	
Amostra	**Ponto de fusão**	**Ponto de ebulição**	**a 25 °C**	**1.000 °C**
A	801 °C	1.413 °C	isolante	condutor
B	43 °C	182 °C	isolante	—
C	1.535 °C	2.760 °C	condutor	condutor
D	1.248 °C	2.250 °C	isolante	isolante

Segundo os modelos da ligação química, *A*, *B*, *C* e *D* podem ser classificados, respectivamente, como:

a) composto iônico, metal, substância molecular, metal.
b) metal, composto iônico, composto iônico, substância molecular.
c) composto iônico, substância molecular, metal, metal.
d) substância molecular, composto iônico, composto iônico, metal.
e) composto iônico, substância molecular, metal, composto iônico.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

LEITURA

SEMICONDUTORES

Já vimos que os **metais** são bons condutores de eletricidade porque dispõem de uma **nuvem de elétrons livres** (ver página 152). Sob a ação de um campo elétrico, essa nuvem se desloca rapidamente, o que constitui a corrente elétrica. Os **não-metais** são **isolantes**, isto é, **não conduzem a corrente elétrica**, porque não têm a nuvem eletrônica. Os **semimetais** estão em uma situação intermediária. Por exemplo: o silício, em temperaturas baixas (abaixo de 100 °C negativos), é isolante; em temperatura ambiente, o silício é um **condutor pobre** — daí o nome de **semicondutor** —, assim como ocorre com o elemento germânio.

A condutividade elétrica de um semimetal pode ser aumentada (até 100.000 vezes) pela adição de pequenas quantidades de impurezas apropriadas, no processo chamado **dopagem**. São exemplos dessas impurezas o fósforo (P), o arsênio (As), o antimônio (Sb), o boro (B) etc., usadas em proporções muito baixas (1 átomo de impureza para cada 1 milhão de átomos de silício, por exemplo).

Em decorrência desse fato, os semicondutores causaram uma grande revolução nos aparelhos eletrônicos. A associação de vários semicondutores deu origem a diodos, transistores etc., que substituíram as antigas válvulas eletrônicas. Posteriormente, criaram-se complexos circuitos eletrônicos integrados, na forma de pequenos *chips*, que constituem atualmente o cérebro dos relógios digitais, das calculadoras de bolso e dos computadores modernos.

Importantes também são as **células solares**, feitas de silício, que transformam a energia solar diretamente em energia elétrica. Assim, hoje já se obtém energia elétrica de forma "limpa", isto é, não-poluente. Atualmente, as células solares já estão sendo utilizadas em telefones, em regiões desérticas, e em veículos experimentais (veículos movidos a energia solar, como se costuma dizer). Até o momento, os veículos desse tipo ainda não estão suficientemente desenvolvidos para substituir os convencionais, dotados de motor a explosão, mas não deixam de representar uma alternativa promissora.



CID

Chip de computador



GARCIA-PELAYO / CID

Painel de energia solar em poste de iluminação.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 183 30/5/05, 9:27

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

82 Qual é a relação dos semicondutores com os metais e não-metais?

83 O que é dopagem?

84 Quais são os empregos dos semicondutores?

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

85 (U. F. Viçosa-MG) Um dos períodos da Tabela Periódica dos Elementos está representado abaixo:

Na	Mg							Aℓ	Si	P	S	Cℓ	Ar

Dentre as afirmativas abaixo, a única **incorreta** é:

a) Mg é um metal e forma íons positivos de carga 2^+.
b) Na é um metal alcalino e é o mais eletropositivo desse período.
c) Cℓ é um ametal da família dos halogênios.
d) Ar é um gás nobre cujo átomo possui 8 elétrons em sua camada de valência.
e) Aℓ é um ametal e é o elemento mais eletronegativo desse período.

86 (PUC-MG) Os elementos *X* e *Y* formam com o flúor compostos iônicos *X*F e *Y*F_2. Os íons de *X*, *Y* e o Ne são isoeletrônicos.

É correto afirmar em relação a *X* e *Y*, exceto:

a) têm mesmo número de oxidação no estado fundamental.
b) têm cargas nucleares diferentes.
c) têm íons de cargas elétricas diferentes.
d) são menos estáveis que seus íons.
e) podem formar ligação iônica entre si.

87 (UFC-CE) A água apresenta-se, no estado líquido, à temperatura ambiente e à pressão atmosférica, e entra em ebulição a uma temperatura que é cerca de 200 °C mais elevada do que a do ponto de ebulição previsto teoricamente, na ausência das ligações de hidrogênio.

Com relação às ligações de hidrogênio, é correto afirmar que:

a) ocorrem entre moléculas, onde o átomo de hidrogênio é ligado covalentemente aos átomos mais eletropositivos, pelos seus pares de elétrons ligantes.
b) originam-se da atração entre os átomos de hidrogênio de uma molécula de água, que têm carga parcial negativa, e o átomo de oxigênio de uma outra unidade molecular, que tem carga parcial positiva.
c) no estado sólido, as ligações de hidrogênio presentes na água são mais efetivas, resultando em efeitos estruturais que conferem menor densidade ao estado sólido do que ao líquido.
d) quanto maior for a eletronegatividade do átomo ligado ao hidrogênio na molécula, maior será a densidade de carga negativa no hidrogênio e mais fraca será a interação com a extremidade positiva da outra molécula.
e) são interações muito mais fortes do que as ligações covalentes polares convencionais e desempenham papel fundamental na química dos seres vivos.

88 (UFC-CE) Os agregados moleculares são mantidos por interações físicas (forças intermoleculares) distintas daquelas que originam as ligações químicas. Por exemplo, as moléculas de água são mantidas em um agregado molecular através das ligações de hidrogênio, que são originadas das interações entre as extremidades opostas dos dipolos da água.

Sobre as pontes de hidrogênio, é correto afirmar que:

a) ocorrem freqüentemente entre moléculas apolares, em baixas temperaturas.
b) são mais fortes do que as ligações iônicas ou eletrovalentes.
c) contribuem decisivamente para a ocorrência da água no estado líquido, a 25 °C e 1 atm.
d) são forças intermoleculares originadas da interação entre dois átomos de hidrogênio.
e) somente ocorrem nos agregados moleculares de água, a 25 °C e 1 atm.

89 (UFMG) As temperaturas de ebulição de tetraclorometano, $CC\ell_4$, e metano, CH_4, são iguais, respectivamente, a +77 °C e a −164 °C.

A alternativa que explica **corretamente** essa diferença de valores é:

a) A eletronegatividade dos átomos de Cℓ é maior que a dos átomos de H.
b) A energia necessária para quebrar ligações C — Cℓ é maior que aquela necessária para quebrar ligações C — H.
c) As interações de dipolos induzidos são mais intensas entre as moléculas de $CC\ell_4$, que entre as moléculas de CH_4.
d) As ligações químicas de $CC\ell_4$ têm natureza iônica, enquanto as de CH_4 têm natureza covalente.

90 (UFMG) Este quadro apresenta os valores das temperaturas de fusão e ebulição dos cloretos de sódio, magnésio e alumínio, todos a uma pressão de 1 atmosfera:

Composto	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
Cloreto de sódio	801	1.413
Cloreto de magnésio	708	1.412
Cloreto de alumínio	Sublima a 178 °C	

Considerando-se essas propriedades e os modelos de ligação química aplicáveis às três substâncias, é **correto** afirmar que:

a) a ligação iônica no cloreto de alumínio é mais fraca que as dos demais compostos, pois, nela, o cátion divide a sua força de atração entre três ânions.
b) as ligações químicas do cloreto de sódio, em estado sólido, se quebram com maior facilidade que as dos demais compostos, também em estado sólido.
c) o cloreto de alumínio tem um forte caráter molecular, não sendo puramente iônico.
d) os três compostos têm fórmulas correspondentes à estequiometria de um cátion para um ânion.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 184 30/5/05, 9:27

91 (ITA-SP) A opção relativa aos números de oxidação **corretos** do átomo de cloro nos compostos $KC\ell O_2$, $Ca(C\ell O)_2$, $Mg(C\ell O_3)_2$ e $Ba(C\ell O_4)_2$ é, respectivamente:

a) −1, −1, −1 e −1
b) +3, +1, +2 e +3
c) +3, +2, +4 e +6
d) +3, +1, +5 e +6
e) +3, +1, +5 e +7

92 (FEI-SP) Dadas as transformações químicas:

I. $3\ NO_2 + H_2O \longrightarrow 2\ HNO_3 + NO$
II. $2\ AgNO_3 + 2\ NaOH \longrightarrow Ag_2O + 2\ NaNO_3 + H_2O$
III. $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

Ocorre oxidação-redução apenas em:

a) I
b) II
c) III
d) I e III
e) II e III

93 (U. F. Viçosa-MG) O hidrogênio (H_2) funciona como agente oxidante na reação representada por:

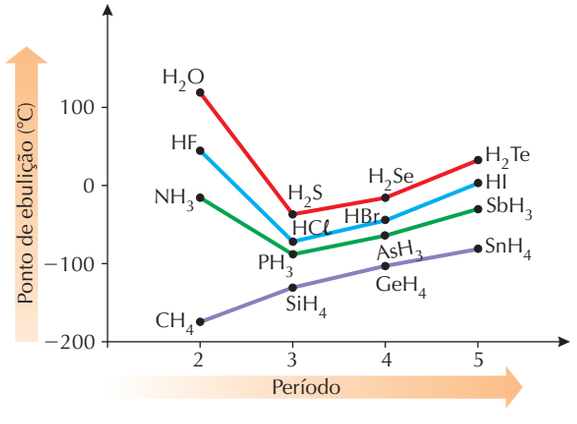
a) $2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$
b) $H_2 + 2\ K \longrightarrow 2\ KH$
c) $3\ H_2 + N_2 \longrightarrow 2\ NH_3$
d) $H_2 + C\ell_2 \longrightarrow 2\ HC\ell$
e) $8\ H_2 + S_8 \longrightarrow 8\ H_2S$

94 (Mackenzie-SP) Se o número total de elétrons no íon $[M(H_2O)_4]^{2+}$ é igual a 50, então o número atômico de *M* é:

a) 8
b) 10
c) 40
d) 12
e) 42

Dados: H ($Z = 1$) e O ($Z = 8$)

95 (UMFS) O gráfico abaixo fornece os pontos de ebulição dos compostos de hidrogênio com elementos dos grupos 14 (4A), 15 (5A), 16 (6A) e 17 (7A) da Tabela Periódica.



Analisando o gráfico acima, é **correto** afirmar que:

01. os compostos HF, H_2O e NH_3 têm pontos de ebulição maior que os esperados, porque cada um deles está envolvido com ligações de hidrogênio que são muito mais fortes que outras forças intermoleculares.
02. compostos hidrogenados do grupo 14 (4A) apresentam forças intermoleculares mais fortes que a ligação de hidrogênio.
04. a ligação de hidrogênio é a responsável pelo fato de a água ser líquida, a 25 °C, e não gasosa, como seria de se esperar.
08. se não fosse a ocorrência das ligações de hidrogênio, a água entraria em ebulição a aproximadamente −80 °C.
16. todos os compostos de elementos do terceiro período, representados no gráfico, apresentam ligações covalentes.
32. todos os compostos de elementos do segundo período, representados no gráfico, são iônicos.

96 (UFPE) A compreensão das interações intermoleculares é importante para a racionalização das propriedades fisico-químicas macroscópicas, bem como para o entendimento dos processos de reconhecimento molecular que ocorrem nos sistemas biológicos. A tabela abaixo apresenta as temperaturas de ebulição (TE), para três líquidos à pressão atmosférica.

Líquido	Fórmula Química	TE (°C)
acetona	$(CH_3)_2CO$	56
água	H_2O	100
etanol	CH_3CH_2OH	78

Com relação aos dados apresentados na tabela acima, podemos afirmar que:

a) as interações intermoleculares presentes na acetona são mais fortes que aquelas presentes na água.
b) as interações intermoleculares presentes no etanol são mais fracas que aquelas presentes na acetona.
c) dos três líquidos, a acetona é o que apresenta ligações de hidrogênio mais fortes.
d) a magnitude das interações intermoleculares é a mesma para os três líquidos.
e) as interações intermoleculares presentes no etanol são mais fracas que aquelas presentes na água.

97 (ITA-SP) Uma determinada substância apresenta as seguintes propriedades físico-químicas:

I. O estado físico mais estável a 25 °C e 1 atm é o sólido.
II. No estado sólido apresenta estrutura cristalina.
III. A condutividade elétrica é praticamente nula no estado físico mais estável a 25 °C e 1 atm.
IV. A condutividade elétrica é alta no estado líquido.

A alternativa relativa à substância que apresenta **todas** as propriedades acima é o/a:

a) poliacetileno
b) brometo de sódio
c) iodo
d) silício
e) grafita

98 (Fuvest-SP) Três variedades alotrópicas do carbono são diamante, grafita e fulereno. As densidades dessas substâncias, não necessariamente na ordem apresentada, são: 3,5; 1,7 e 2,3 g/cm^3.

Com base nas distâncias médias entre os átomos de carbono, escolha a densidade adequada e calcule o volume ocupado por um diamante de 0,175 quilate. Esse volume, em cm^3, é igual a:

(Dados:
Distância média entre os átomos de carbono, em nanômetro (10^{-9} m)
diamante 0,178
fulereno 0,226
grafita 0,207
1 quilate = 0,20 g.)

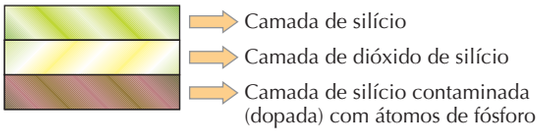
a) $0{,}50 \cdot 10^{-2}$
b) $1{,}0 \cdot 10^{-2}$
c) $1{,}5 \cdot 10^{-2}$
d) $2{,}0 \cdot 10^{-2}$
e) $2{,}5 \cdot 10^{-2}$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 185 30/5/05, 9:27

99 (UnB-DF) Para produzir a grande quantidade de materiais de que necessita, o homem tem ao seu dispor cerca de 90 diferentes tipos de átomos, sem contar com os elementos artificiais que não são utilizados pela indústria. Para melhor organizar as informações sobre os elementos químicos, o cientista russo Mendeleyev propôs a utilização de uma Tabela Periódica similar à que se utiliza hoje.

Na indústria de computadores, dois elementos importantíssimos são o silício (elemento que constitui aproximadamente 27,2% da massa da crosta terrestre) e o germânio, ambos utilizados para a confecção dos *chips*. Estes, cada vez menores, mais complexos e eficientes, já são feitos também a partir de diamantes (sintéticos), que são uma forma alotrópica do carbono. No caso da memória de um computador, os *chips* possuem a seguinte estrutura:



Com o auxílio das informações contidas no enunciado e na tabela fornecida nesta prova, julgue os itens que se seguem.

0. Os símbolos químicos do silício e do fósforo são, respectivamente, S e F.
1. Alguns elementos que constam da Tabela Periódica recebem o nome de gases nobres porque não reagem com nenhuma substância.
2. O silício e o fósforo são usados na fabricação dos *chips* porque pertencem à mesma família na Tabela Periódica.
3. A utilização do germânio, em vez do silício, para confecção de *chips*, pode ser entendida a partir de uma análise da Tabela Periódica.

100 (Enem-MEC) Quando definem moléculas, os livros geralmente apresentam conceitos como: "a menor parte da substância capaz de guardar suas propriedades". A partir de definições desse tipo, a idéia transmitida ao estudante é a de que o constituinte isolado (moléculas) contém os atributos do todo. É como dizer que uma molécula de água possui densidade, pressão de vapor, tensão superficial, ponto de fusão, ponto de ebulição etc. Tais propriedades pertencem ao conjunto, isto é, manifestam-se nas relações que as moléculas mantêm entre si.

Adaptado de OLIVEIRA, R. J. "O mito da substância". *Química Nova na Escola*, n. 1, 1995.

O texto evidencia a chamada visão substancialista que ainda se encontra presente no ensino da Química. Abaixo estão relacionadas algumas afirmativas pertinentes ao assunto.

I. O ouro é dourado, pois seus átomos são dourados.
II. Uma substância "macia" não pode ser feita de moléculas "rígidas".
III. Uma substância pura possui pontos de ebulição e fusão constantes, em virtude das interações entre suas moléculas.
IV. A expansão dos objetos com a temperatura ocorre porque os átomos se expandem.

Dessas afirmativas, estão apoiadas na visão substancialista criticada pelo autor apenas:

a) I e II
b) III e IV
c) I, II e III
d) I, II e IV
e) II, III e IV

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 07B-QF1-PNLEM 186 30/5/05, 9:27

Capítulo 8

ÁCIDOS, BASES E SAIS INORGÂNICOS

JOSE LUCAS RUIZ / CID



Salina na Ilha Cristina, Huelva, Espanha.

Tópicos do capítulo

1 Introdução

2 Ácidos

3 Bases ou hidróxidos

4 Comparação entre ácidos e bases

5 Sais

Leitura: *O tratamento da água*

Apresentação do capítulo

Num supermercado, a grande quantidade de tipos, itens e marcas de mercadorias obriga a agrupá-los em determinados corredores, gôndolas e prateleiras — as massas, as bebidas, os produtos de limpeza etc. Essa arrumação (classificação) facilita muito a vida dos consumidores.

Na Química, ocorre algo semelhante. Atualmente são conhecidos vários milhões de substâncias diferentes. É um número muito grande e que aumenta a cada dia. Conseqüentemente, torna-se necessário agrupar as substâncias em famílias que apresentem propriedades semelhantes. Essas famílias são denominadas ***funções****.*

Na Química Inorgânica, as funções mais importantes são os ***ácidos****, as* ***bases****, os* ***sais*** *e os* ***óxidos****, assuntos deste e do próximo capítulos.*

1 INTRODUÇÃO

Tarefa das mais importantes na atividade científica é reunir substâncias semelhantes em classes ou grupos, de modo a facilitar seu estudo. Uma classificação fundamental, nascida na metade do século XVIII, é a que divide as substâncias em **inorgânicas** (ou **minerais**) e **orgânicas**. Inicialmente, dizia-se:

> **Substância inorgânica** (ou **mineral**) é a que se origina dos minerais.
> **Substância orgânica** é a que se origina dos organismos vivos (vegetais e animais).

Posteriormente, verificou-se que todas as substâncias orgânicas contêm o elemento **carbono** e, então, passou-se a dizer:

> **Substâncias orgânicas** são as que contêm carbono.
> **Substâncias inorgânicas** (ou **minerais**) são as formadas por todos os demais elementos químicos.

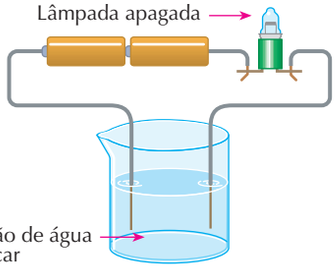
Dentro desse critério, porém, existem exceções; de fato, há compostos que contêm carbono, mas que apresentam todas as características de substância inorgânica, como CO, CO_2, Na_2CO_3, KCN etc. Devido às suas características, essas substâncias são consideradas inorgânicas.

As substâncias orgânicas serão estudadas no volume 3 desta obra. No volume 1, vamos nos dedicar ao estudo das **substâncias inorgânicas** ou **minerais**. Sabendo, porém, que o número de compostos inorgânicos é muito grande, convém subdividi-los em agrupamentos menores, denominados **funções químicas inorgânicas**. De modo geral, dizemos que:

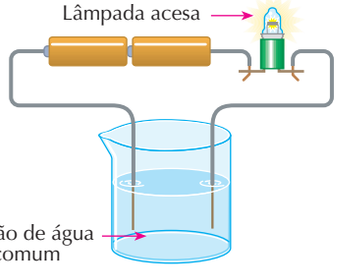
> **Função química** é um conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes, denominadas **propriedades funcionais**.

As principais funções químicas inorgânicas que iremos estudar são: os **ácidos**, as **bases**, os **sais** e os **óxidos**.

Antes, porém, de iniciarmos o estudo das funções químicas inorgânicas, devemos comentar a chamada **teoria da dissociação iônica de Arrhenius**. Arrhenius verificou, no fim do século XIX, que algumas soluções aquosas conduziam corrente elétrica, e outras não. Por exemplo:



A lâmpada se mantém apagada, provando que a solução de água e açúcar **não** permite a passagem da corrente elétrica (solução não-eletrolítica).



A lâmpada se acende, provando que a solução de água e sal permite a passagem da corrente elétrica (solução eletrolítica).

Svante August Arrhenius

Nasceu na Suécia em 1859. Em 1876 ingressou na Universidade de Upsala, onde se doutorou em 1884. A partir de 1891, tornou-se professor na Universidade de Estocolmo. Já em 1884, propôs sua célebre **teoria da dissociação iônica**, que revolucionou o mundo científico da época. De fato, suas idéias sobre a existência de **íons** foram de início muito combatidas, pois na época era aceito o modelo atômico de Dalton, que falava em partículas neutras e indivisíveis. Aos poucos, porém, as idéias de Arrhenius não só foram aceitas como também contribuíram para o desenvolvimento das teorias eletrônicas da matéria. Por seus trabalhos, Arrhenius recebeu, em 1903, o Prêmio Nobel de Química.


GARCIA-PELAYO / CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 188 30/5/05, 9:37

Como se explica essa diferença? Arrhenius explicou-a do seguinte modo: o açúcar (e outros não-eletrólitos), quando dissolvido na água, subdivide-se em moléculas ($C_{12}H_{22}O_{11}$) que são eletricamente neutras e, portanto, insensíveis ao campo elétrico; sendo assim, a corrente elétrica não pode fluir na solução.

O sal (e demais eletrólitos), quando dissolvido na água, subdivide-se em partículas carregadas eletricamente e denominadas **íons** (no caso do sal, temos Na^+ e $C\ell^-$). Os íons positivos (**cátions**) caminham em direção ao pólo negativo; os íons negativos (**ânions**) caminham em direção ao pólo positivo; desse modo, a corrente elétrica pode fluir na solução e, como o circuito elétrico não fica interrompido, a lâmpada se acende.

1.1. Dissociação e ionização

Outro fato importante é que os **não-eletrólitos** são sempre substâncias moleculares (como é o caso do açúcar). Os **eletrólitos**, no entanto, podem ser substâncias moleculares ou iônicas. De fato, o sal comum já é formado por íons (Na^+ e $C\ell^-$) no seu estado natural, que é o estado sólido; a água da solução apenas provoca a **separação dos íons já existentes**:

$$Na^+C\ell^- \xrightarrow{\text{Água}} Na^+ + C\ell^-$$

Essa **separação** de íons denomina-se **dissociação iônica** ou **dissociação eletrolítica**.



No estado sólido, os íons Na^+ e $C\ell^-$ estão "presos" no reticulado cristalino. (cores-fantasia; sem escala)

Em solução na água, os íons Na^+ e $C\ell^-$ estão "soltos" e podem se movimentar, transportando a corrente elétrica.

Analisemos agora o caso do ácido clorídrico, que em seu estado natural (gasoso) é formado por moléculas ($HC\ell$). Ao ser dissolvido em água, a própria água **quebra as moléculas $HC\ell$ e provoca a formação dos íons H^+ e $C\ell^-$**:

$$HC\ell \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + C\ell^-$$

Essa **formação** de íons denomina-se **ionização**.

A extensão da ionização depende da substância considerada. De fato, podemos verificar em certas condições experimentais que, de cada 100 moléculas de $HC\ell$ que colocamos em água, 92 se ionizam em H^+ e $C\ell^-$; por outro lado, em condições idênticas, de cada 100 moléculas de HF (ácido fluorídrico) dissolvidas em água, apenas 8 se ionizam em H^+ e F^-.

1.2. Grau de ionização

Para medir a maior ou menor extensão de uma ionização, usa-se o chamado **grau de ionização** (ou o **grau de dissociação iônica**, quando for o caso), que é representado pela letra α:

$$\alpha = \frac{\text{Número de moléculas ionizadas}}{\text{Número de moléculas dissolvidas}}$$

Aproveitando os dois últimos exemplos, temos:

- no caso do $HC\ell$: $\alpha = \frac{92}{100} = 0{,}92$ ou 92%
- no caso de HF: $\alpha = \frac{8}{100} = 0{,}08$ ou 8%

O grau de ionização varia entre 0 e 1 (ou 0% e 100%). Quando α tem valor próximo de zero, significa que a substância está pouco ionizada, sendo chamada de **eletrólito fraco**. Quando α se aproxima de 1, a substância está bastante ionizada, sendo chamada de **eletrólito forte**.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 189 30/5/05, 9:37

OBSERVAÇÃO

As **substâncias iônicas** (como o NaCℓ) conduzem a corrente elétrica tanto em solução como quando fundidas, pois a água ou a fusão apenas separam e libertam os íons já existentes. As **substâncias moleculares**, por sua vez, podem ser ionizáveis (como o HCℓ) ou não (como o açúcar); no entanto, as primeiras somente se ionizam com o auxílio da água ou de outro solvente (**solvente ionizante**) que venha a quebrar suas moléculas.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que são substâncias orgânicas?

b) O que são substâncias inorgânicas?

c) O que é função química?

d) Segundo Arrhenius, o que é solução eletrolítica e não-eletrolítica?

e) O que é dissociação?

f) O que é ionização?

g) O que é grau de ionização?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

1 (Unicamp-SP) Água pura é um mau condutor de corrente elétrica. O ácido sulfúrico puro (H_2SO_4) também é mau condutor. Explique o fato de uma solução diluída de ácido sulfúrico, em água, ser boa condutora de corrente elétrica.

Resolução

A água e o ácido sulfúrico, quando puros, não conduzem a corrente elétrica, porque são substâncias moleculares. Juntando-se as duas substâncias, a água provoca a ionização do ácido sulfúrico ($H_2SO_4 \longrightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$) e, em conseqüência, a solução passa a conduzir a corrente elétrica.

2 (Unicamp-SP) À temperatura ambiente, o cloreto de sódio, NaCℓ, é sólido e o cloreto de hidrogênio, HCℓ, é um gás. Estas duas substâncias podem ser líquidas em temperaturas adequadas.

a) Por que, no estado líquido, o NaCℓ é um bom condutor de eletricidade, enquanto, no estado sólido, não é?

b) Por que, no estado líquido, o HCℓ é um mau condutor de eletricidade?

c) Por que, em solução aquosa, ambos são bons condutores de eletricidade?

3 (UFMG) Considere cada uma das seguintes substâncias, todas no estado sólido: cloreto de sódio, diamante, iodo e sódio.

a) Cite o sólido que não conduz corrente elétrica, mas se torna bom condutor quando fundido. Justifique o fato de a substância ser condutora no estado líquido.

b) Cite o sólido cujo cristal é mantido coeso, principalmente por interações de Van der Waals. Justifique sua resposta.

4 (FGV-SP) Alguns compostos, quando solubilizados em água, geram uma solução aquosa que conduz eletricidade. Dos compostos abaixo,

I. Na_2SO_4
II. O_2
III. $C_{12}H_{22}O_{11}$
IV. KNO_3
V. CH_3COOH
VI. NaCℓ

formam solução aquosa que conduz eletricidade:

a) apenas I, IV e VI
b) apenas I, IV, V e VI
c) todos
d) apenas I e VI
e) apenas VI

Exercício resolvido

5 Dissolvendo-se 600 moléculas de uma substância em água, verificou-se que 15 moléculas sofreram dissociação. Qual é o grau de ionização (α) da substância em questão? Trata-se de um eletrólito forte ou fraco?

Resolução

Pela própria definição de grau de ionização, temos:

$$\alpha = \frac{15}{600} = 0{,}025 \Rightarrow \alpha = 2{,}5\%$$

Conseqüentemente, o eletrólito é fraco.

6 Qual dos itens a seguir representa o eletrólito mais forte?

a) $\alpha = 40\%$
b) $\alpha = 0{,}85\%$
c) Tem 40 moléculas dissociadas em cada 200 moléculas totais.
d) $\frac{3}{4}$ de moléculas estão dissociadas.
e) Metade das moléculas se dissociaram.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 190 30/5/05, 9:38

2 ÁCIDOS

Do ponto de vista prático, os ácidos apresentam as seguintes características:

- **formam soluções aquosas condutoras de eletricidade**;
- **mudam a cor de certas substâncias** (chamadas, por esse motivo, de **indicadores de ácidos**).

Os ácidos são muito comuns em nosso dia-a-dia: o vinagre contém ácido acético ($C_2H_4O_2$); o limão, a laranja e demais frutas cítricas contêm ácido cítrico ($C_6H_8O_7$); a bateria de um automóvel contém ácido sulfúrico (H_2SO_4); o ácido muriático, usado para a limpeza de pisos, azulejos etc., contém ácido clorídico ($HC\ell$); e assim por diante.

Os ácidos são muito usados, nas indústrias químicas, para a produção de novos materiais. Em particular, o ácido sulfúrico é o primeiro colocado em uso industrial. Devemos lembrar, porém, que acidentes com trens e caminhões transportando ácido sulfúrico podem dar origem a vazamentos do ácido, com efeitos bastante danosos ao meio ambiente.



EDUARDO SANTALIESTRA

Os ácidos são encontrados em muitos produtos de uso cotidiano.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.1. A definição de ácido de Arrhenius

Do ponto de vista teórico, Arrhenius definiu:

> **Ácidos** são compostos que em solução aquosa se **ionizam**, produzindo como íon positivo apenas **cátion hidrogênio (H^+)**.

O H^+ é, nessa perspectiva, o responsável pelas propriedades comuns a todos os ácidos, sendo chamado, por esse motivo, de **radical funcional dos ácidos**. Exemplos:

$$HC\ell \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + C\ell^-$$
$$HNO_3 \xrightarrow{\text{Água}} H^+ + NO_3^-$$
$$H_2SO_4 \xrightarrow{\text{Água}} 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$
$$H_3PO_4 \xrightarrow{\text{Água}} 3\,H^+ + PO_4^{3-}$$

Atualmente, sabe-se que a definição de Arrhenius não é rigorosamente correta. Na verdade, em solução aquosa, o cátion H^+ se une a uma molécula de água formando o íon H_3O^+, chamado de **hidrônio** ou **hidroxônio**:

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$$

Sendo assim, os quatro exemplos anteriores ficariam mais corretos se escritos da seguinte maneira:

$$HC\ell + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + C\ell^-$$
$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$
$$H_2SO_4 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-}$$
$$H_3PO_4 + 3\,H_2O \longrightarrow 3\,H_3O^+ + PO_4^{3-}$$

No entanto, por comodidade, continua-se usando a primeira forma de representação.

2.2. Classificação dos ácidos

a) De acordo com o número de hidrogênios ionizáveis

- **Monoácidos**: na ionização, a molécula produz apenas **1 H^+** ($HC\ell$, HNO_3 etc.).
- **Diácidos**: na ionização, a molécula produz **2 H^+** (H_2SO_4, H_2CO_3 etc.).
- **Triácidos**: na ionização, a molécula produz **3 H^+** (H_3PO_4, H_3BO_3 etc.).
- **Tetrácidos**: na ionização, a molécula produz **4 H^+** ($H_4P_2O_7$, H_4SiO_4 etc.).

Os ácidos com 2 ou mais hidrogênios ionizáveis são denominados **poliácidos**.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 191 6/7/05, 14:41

b) De acordo com a presença ou não de oxigênio na molécula

- **Hidrácidos**: não contêm oxigênio ($HC\ell$, HBr, H_2S etc.).
- **Oxiácidos**: contêm oxigênio (HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4 etc.).

c) De acordo com o grau de ionização

É importante relembrar a definição de grau de ionização (α), dada na página 189.

- **Ácidos fortes**: quando $\alpha > 50\%$. Exemplos: $HC\ell$ ($\alpha = 92\%$), H_2SO_4 ($\alpha = 61\%$) etc.
- **Ácidos moderados** ou **semifortes**: quando $5 < \alpha < 50\%$. Exemplos: HF ($\alpha = 8\%$), H_3PO_4 ($\alpha = 27\%$) etc.
- **Ácidos fracos**: quando $\alpha < 5\%$. Exemplos: HCN ($\alpha = 0{,}008\%$), H_2CO_3 ($\alpha = 0{,}18\%$) etc.

$$0 \xrightarrow{\alpha} 100\%$$

Ácido cada vez mais forte →

2.3. Fórmulas dos ácidos

Você já observou que todo ácido é formado pelo cátion H^+ e por um átomo ou grupo de átomos com carga negativa (ânion ou radical negativo):

H^{+1}	$C\ell^{1-}$
H_2^{+1}	SO_4^{2-}
H_3^{+1}	PO_4^{3-}

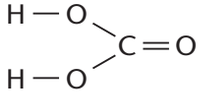
Observe também que a carga total positiva dos H^+ deve anular a carga total do radical negativo, de tal modo que a molécula seja eletricamente neutra.

Desse modo, representando o ânion (ou radical ácido) por *A* e supondo sua valência igual a $-x$, chegamos à seguinte **regra geral de formulação dos ácidos:**

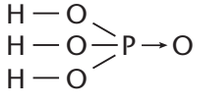
$H_x^{+1}\ A_1^{-x}$ ou seja: $\mathbf{H_xA}$ (normalmente, $x \leqslant 4$).

Nas fórmulas estruturais dos ácidos oxigenados, devemos assinalar que os hidrogênios ionizáveis sempre se ligam ao átomo central por intermédio de um átomo de oxigênio; os demais átomos de oxigênio ligam-se ao átomo central por meio de ligações covalentes.

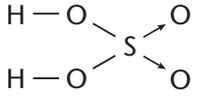
H_2CO_3 estruturalmente é:



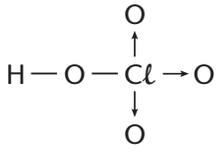
H_3PO_4 estruturalmente é:



H_2SO_4 estruturalmente é:



$HC\ell O_4$ estruturalmente é:

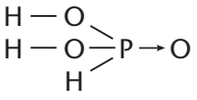


Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

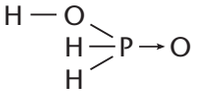
Capitulo 08A-QF1-PNLEM 192 30/5/05, 9:38

Quando ligado diretamente ao átomo central, o hidrogênio não é ionizável. Dois exemplos importantes são:

- O H_3PO_3, que, apesar de possuir três hidrogênios, é um **diácido**; sua fórmula estrutural mostra que os dois primeiros hidrogênios são ionizáveis, e o terceiro, ligado diretamente ao átomo de fósforo, não:



- O H_3PO_2, que é um **monoácido**, pois só um hidrogênio se liga ao fósforo por intermédio do oxigênio:



2.4. Nomenclatura dos ácidos

a) Hidrácidos

O nome é feito com a terminação **ídrico**:

Ácido ..... **ídrico**
(Nome do ânion)

- $HC\ell$ — ácido clor**ídrico**
- HI — ácido iod**ídrico**
- H_2S — ácido sulf**ídrico**
- HCN — ácido cian**ídrico**

b) Oxiácidos

- Quando o elemento forma apenas **um oxiácido**, usa-se a terminação **ico**:

Ácido ..... **ico**
(Nome do elemento)

- H_2CO_3 — ácido carbôn**ico**
- H_3BO_3 — ácido bór**ico**

- Quando o elemento forma **dois oxiácidos**:

Ácido ..... (Nome do elemento) { **ico** → $N_{ox.}$ maior (Quando o elemento tem) ; **oso** → $N_{ox.}$ menor }

- $\overset{+5}{HNO_3}$ — ácido nítr**ico**
- $\overset{+3}{HNO_2}$ — ácido nitr**oso**
- $\overset{+6}{H_2SO_4}$ — ácido sulfúr**ico**
- $\overset{+4}{H_2SO_3}$ — ácido sulfur**oso**

- Quando o elemento forma **três ou quatro oxiácidos**:

Ácido **per** ..... **ico**
Ácido ..... **ico**
Ácido ..... **oso**
Ácido **hipo** ..... **oso**

(Diminuição do $N_{ox.}$ do elemento central)

- $\overset{+7}{HC\ell O_4}$ — Ácido **per**clór**ico**
- $\overset{+5}{HC\ell O_3}$ — Ácido clór**ico**
- $\overset{+3}{HC\ell O_2}$ — Ácido clor**oso**
- $\overset{+1}{HC\ell O}$ — Ácido **hipo**clor**oso**

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 193 30/5/05, 9:38

OBSERVAÇÃO

Além dos prefixos **per** e **hipo**, são usados outros, como no caso de oxiácidos do fósforo:

H_3PO_4 — ácido **orto**fosfórico
$H_4P_2O_7$ — ácido **piro**fosfórico
HPO_3 — ácido **meta**fosfórico

Nos três casos, o fósforo tem o mesmo número de oxidação (+5); a diferença está no grau de hidratação.

- o H_3PO_4 chama-se ácido **orto**fosfórico, pois é o mais hidratado dos três;
- o $H_4P_2O_7$ chama-se ácido **piro**fosfórico, pois, simulando uma operação matemática, teríamos:

$$\begin{array}{r} 2 \times H_3PO_4 \text{ equivaleria a } H_6P_2O_8 \\ \text{subtraindo } H_2O \\ \hline \text{temos } H_4P_2O_7 \end{array}$$

(neste caso, tiramos **uma** molécula de água de **duas** moléculas do ácido H_3PO_4)

- o HPO_3 chama-se ácido **meta**fosfórico, pois:

$$\begin{array}{r} H_3PO_4 \\ H_2O - \\ \hline HPO_3 \end{array}$$

(o HPO_3 é, sem dúvida, o menos hidratado dos três, pois subtraímos **uma** molécula de água de apenas **uma** molécula do ácido H_3PO_4)

Para treinar a formulação e a nomenclatura dos ácidos, veja a **tabela dos principais ânions**, no final do livro.

2.5. Ácidos importantes

a) Ácido sulfúrico — H_2SO_4

O ácido sulfúrico é o produto químico mais utilizado na indústria; por isso costuma-se dizer que **o consumo de ácido sulfúrico mede o desenvolvimento industrial de um país**.

O H_2SO_4 puro é um líquido incolor, oleoso, denso (d = 1,84 g/mL), corrosivo e extremamente solúvel em água (para diluí-lo, deve-se despejá-lo lentamente em água, e nunca o contrário, pois, devido ao calor liberado, quando se despeja água sobre H_2SO_4, ela vaporiza rapidamente e pode se projetar contra as mãos ou o rosto do operador). O H_2SO_4 ferve a 338 °C, que é um valor bem acima da temperatura de ebulição dos ácidos comuns; por isso é considerado um **ácido fixo**, isto é, **pouco volátil**.

O ácido sulfúrico é produzido industrialmente pelo processo denominado **catalítico** ou **de contato**, de acordo com as seguintes etapas:



EDUARDO BARCELLOS / CORTESIA DA CIA. NITROQUÍMICA BRASILEIRA

Unidade de produção de ácido sulfúrico da Companhia Nitroquímica Brasileira, SP.

- **queima do enxofre**: $S + O_2 \longrightarrow SO_2\uparrow$
  (ou ustulação de sulfetos metálicos: $4\,FeS_2 + 11\,O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3 + 8\,SO_2\uparrow$)
- **oxidação do SO_2**: $2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$
- **reação do SO_3 com água**: $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

Nas equações químicas, o sinal ↑ indica que o gás é liberado durante a reação.

Os principais usos do ácido sulfúrico são:

- na produção de fertilizantes agrícolas, como os superfosfatos;
- na produção de compostos orgânicos (plásticos, fibras têxteis, celulose, corantes, tintas, pigmentos etc.);
- na produção de outros ácidos (H_3PO_4; HNO_3 etc.);
- na limpeza de metais e ligas metálicas (aço);
- no refino do petróleo;
- em baterias de automóveis.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 194 30/5/05, 9:39

b) Ácido clorídrico — HCℓ

O HCℓ puro, chamado de **gás clorídrico** ou **cloridreto** ou **cloreto de hidrogênio**, é um gás incolor, não-inflamável, muito tóxico e corrosivo. Esse gás é muito solúvel em água (cerca de 450 L de gás clorídrico por litro de água, em condições ambientes). Sua solução aquosa é denominada **ácido clorídrico**. Trata-se de uma solução incolor que, quando concentrada, contém cerca de 38% de HCℓ em massa, é fumegante (pois libera vapores de HCℓ), sufocante, muito tóxica e corrosiva.

Na indústria, o HCℓ é preparado por **síntese direta**:

$$H_2 + C\ell_2 \longrightarrow 2\ HC\ell$$

E, em laboratório, a partir do NaCℓ (sólido):

$$2\ NaC\ell + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ HC\ell\uparrow$$

O ácido clorídrico é usado na hidrólise de amidos e proteínas (indústria de alimentos); na produção de corantes, tintas, couros etc. Na limpeza de pisos e paredes de pedra ou de azulejo, usa-se o **ácido muriático**, que é o ácido clorídrico impuro.

Além disso, é importante destacar que o ácido clorídrico é um dos componentes do suco gástrico existente em nosso estômago. Sua ação é ajudar a digestão dos alimentos.



EDUARDO SANTALIESTRA

Ácido muriático, utilizado na limpeza de piso.

c) Ácido nítrico — HNO_3

O **ácido nítrico** é um líquido incolor, muito tóxico e corrosivo. Ferve a 83 °C. É muito solúvel em água e, com o tempo e a influência da luz, sua solução fica avermelhada devido à decomposição do HNO_3 em NO_2.

Industrialmente, o ácido nítrico é preparado a partir do NH_3, segundo as reações:

$$4\ NH_3 + 5\ O_2 \xrightarrow{\text{Catalisador}} 4\ NO + 6\ H_2O$$
$$2\ NO + O_2 \longrightarrow 2\ NO_2$$
$$3\ NO_2 + H_2O \longrightarrow 2\ HNO_3 + NO$$

E, em laboratório:

$$2\ NaNO_3(s) + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Na_2SO_4 + 2\ HNO_3\uparrow$$

O ácido nítrico é usado na produção de compostos orgânicos (explosivos, corantes, medicamentos etc.), na produção de fertilizantes agrícolas (por exemplo, NH_4NO_3), na produção de nitratos etc.

Nas equações químicas, o termo "catalisador", sobre a flecha, indica um composto que acelera a reação, e o símbolo Δ indica aquecimento.



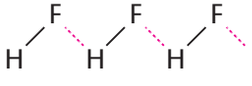
ENFERSA / CID

Nitrato de amônia (NH_4NO_3) presente em fertilizante agrícola.

d) Ácido fluorídrico — HF

É um líquido incolor, fumegante, de ponto de ebulição 20 °C sob pressão normal, altamente corrosivo para a pele.

Seu ponto de ebulição é superior aos demais ácidos halogenídricos, devido à formação de fortes **ligações de hidrogênio**, dando-lhe a seguinte estrutura:



ou seja: $(HF)_n$

É produzido a partir do minério denominado fluorita (CaF_2), por reação com ácido sulfúrico concentrado. Essa reação ocorre a uma temperatura de 250 °C.

$$CaF_2\ (s) + H_2SO_4\ (\ell) \xrightarrow{250\ ^\circ C} CaSO_4\ (s) + 2\ HF\uparrow (g)$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 195 30/5/05, 9:39

O ácido fluorídrico corrói o vidro comum, pois ataca a sílica (SiO_2) que o constitui.

$$SiO_2 + 4\,HF \longrightarrow \underbrace{SiF_4}_{\text{Fluoreto de silício}} + 2\,H_2O$$

e, ainda,

$$SiF_4 + 2\,HF \longrightarrow \underbrace{H_2SiF_6}_{\text{Ácido hexafluorsilícico}}$$

Daí seu uso para decoração em fosco de objetos de vidro e gravação do número de chassi em vidros de automóveis.

É também usado no preparo de $Na_3A\ell F_6$ (na produção de alumínio), no preparo de compostos do tipo $CC\ell_2F_2$ (em sistemas de refrigeração), no preparo de UF_6 (no enriquecimento de urânio para reatores atômicos) etc.



EDUARDO SANTALIESTRA / CID

Vidro de automóvel com o número do chassi gravado.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Segundo Arrhenius, qual é a definição de ácidos?

b) Segundo o número de hidrogênios ionizáveis, como podem ser classificados os ácidos?

c) Segundo a presença ou não de oxigênio na molécula, como podem ser classificados os ácidos?

d) Segundo o grau de ionização, como podem ser classificados os ácidos?

e) Qual é a terminação do nome de um hidrácido?

f) Qual é a terminação do nome de um oxiácido?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Procure resolver os exercícios dados a seguir usando não só as regras de formulação e nomenclatura que acabamos de aprender como também a tabela de radicais negativos (ânions) que é dada no final do livro.

7 Com o auxílio da tabela de radicais negativos apresentada no final do livro, procure escrever as fórmulas dos seguintes ácidos:
a) ácido permangânico;
b) ácido fosforoso;
c) ácido oxálico;
d) ácido sulfuroso;
e) ácido arsênico;
f) ácido ortossilícico.

8 Apenas com o auxílio da regra de nomenclatura que acabamos de estudar (não consulte a tabela de radicais negativos apresentada no final do livro), dê nome aos seguintes ácidos:

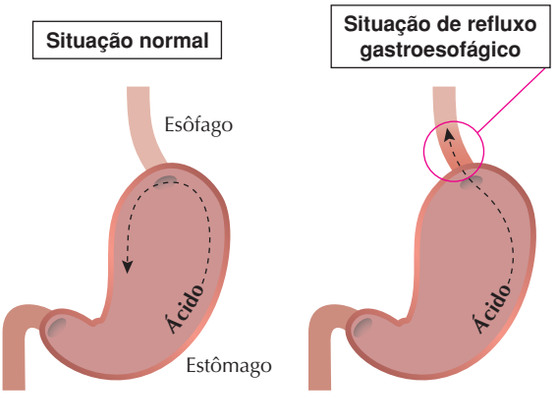
a) HBr

b) H_3AsO_4 ; H_3AsO_3

c) HIO ; HIO_2 ; HIO_3 ; HIO_4

d) H_3SbO_4 ; $H_4Sb_2O_7$

9 (Mackenzie-SP) Certo informe publicitário alerta para o fato de que, se o indivíduo tem azia ou pirose com grande freqüência, deve procurar um médico, pois pode estar ocorrendo refluxo gastroesofágico, isto é, o retorno do conteúdo ácido do estômago. A fórmula e o nome do ácido que, nesse caso, provoca a queimação no estômago, a rouquidão e mesmo dor torácica são:



a) $HC\ell$ e ácido clórico
b) $HC\ell O_2$ e ácido cloroso
c) $HC\ell O_3$ e ácido clorídrico
d) $HC\ell O_3$ e ácido clórico
e) $HC\ell$ e ácido clorídrico

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 196 30/5/05, 9:39

10 (PUC-MG) A tabela abaixo apresenta algumas características e aplicações de alguns ácidos:

Nome do ácido	Aplicações e características
Ácido muriático	Limpeza doméstica e de peças metálicas (decapagem)
Ácido fosfórico	Usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar
Ácido sulfúrico	Desidratante, solução de bateria
Ácido nítrico	Indústria de explosivos e corantes

As fórmulas dos ácidos da tabela são, respectivamente:
a) $HC\ell$, H_3PO_4, H_2SO_4, HNO_3
b) $HC\ell O$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_2
c) $HC\ell$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_3
d) $HC\ell O_2$, $H_4P_2O_7$, H_2SO_3, HNO_2
e) $HC\ell O$, H_3PO_4, H_2SO_3, HNO_3

11 (UVA-CE) Os ácidos $HC\ell O_4$, H_2MnO_4, H_3PO_3, $H_4Sb_2O_7$, quanto ao número de hidrogênios ionizáveis, podem ser classificados em:
a) monoácido, diácido, triácido, tetrácido.
b) monoácido, diácido, triácido, triácido.
c) monoácido, diácido, diácido, tetrácido
d) monoácido, monoácido, diácido, triácido.

12 Escreva as equações de ionização dos seguintes ácidos:
a) ácido bromídrico
b) ácido nitroso
c) ácido sulfuroso
d) ácido pirofosfórico

13 Repita o exercício anterior, supondo agora a participação da água, isto é, a formação do hidrônio.

14 (UFPE) Ácido perclórico ($HC\ell O_4$) é um ácido forte. Quais as espécies químicas presentes, em maior concentração, em uma solução aquosa deste ácido?
a) H^+ e $C\ell O_4^-$
b) $HC\ell O_4$ e H^+
c) $HC\ell O_4$ e OH^-
d) H^+, $C\ell^-$ e O_2
e) OH^-, $C\ell^-$ e O_2

15 (Cesgranrio-RJ) Com base na tabela de graus de ionização apresentada a seguir:

Ácido	Grau de ionização (α)
HF	8%
$HC\ell$	92%
HCN	0,08%
H_2SO_4	61%
H_3PO_4	27%

podemos concluir que o ácido mais forte é:
a) HF
b) $HC\ell$
c) HCN
d) H_2SO_4
e) H_3PO_4

16 (EEM-SP) Têm-se os três ácidos e os valores da tabela, que foram obtidos dissolvendo-se em água à temperatura constante:

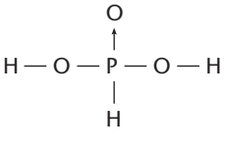
	Proporção entre	
	número de moléculas dissolvidas	número de moléculas ionizadas
H_2S	10	1
H_2SO_4	3	2
HNO_3	10	8

Calcule o grau de ionização para cada ácido e coloque-os em ordem crescente de sua força de ionização.

17 Escreva a fórmula estrutural do $HC\ell O_4$.

18 Escreva a fórmula estrutural do H_3PO_2, sabendo que se trata de um monoácido.

19 (Uesc) Considere o seguinte composto:



Julgue como verdadeira (V) ou falsa (F) as afirmações.

O composto apresenta três hidrogênios ionizáveis.
O composto apresenta quatro ligações covalentes comuns e uma dativa.
O composto é um diácido.
O composto pertence a uma função orgânica.

A seqüência correta, de cima para baixo, é:
a) V, V, V, F
b) F, F, V, F
c) F, V, F, V
d) V, F, F, V
e) V, F, F, F

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

20 (FEI-SP) Considere os ácidos oxigenados abaixo:
HNO_2 (aq) $HC\ell O_3$ (aq) H_2SO_3 (aq) H_3PO_4 (aq)
Seus nomes são, respectivamente:
a) nitroso, clórico, sulfuroso, fosfórico.
b) nítrico, clorídrico, sulfúrico, fosfórico.
c) nítrico, hipocloroso, sulfuroso, fosforoso.
d) nitroso, perclórico, sulfúrico, fosfórico.
e) nítrico, cloroso, sulfídrico, hipofosforoso.

21 (U. São Judas-SP) O ácido cianídrico é o gás de ação venenosa mais rápida que se conhece: uma concentração de 0,3 mg/L de ar é imediatamente mortal. É o gás usado nos estados americanos do norte que adotam a pena de morte por câmara de gás. A primeira vítima foi seu descobridor, Carl Wilhelm Scheele, que morreu ao deixar cair um vidro contendo solução de ácido cianídrico, cuja fórmula molecular é:
a) HCOOH
b) HCN
c) HCNS
d) HCNO
e) $H_4Fe(CN)_6$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 197 30/5/05, 9:40

22 (Univali-SC) A respeito da substância $HC\ell$ observa-se, experimentalmente, que:
- é um gás incolor.
- está presente no suco gástrico do estômago humano.
- aparece no comércio com o nome de ácido muriático, sendo utilizada na limpeza de pisos.
- a maioria de suas moléculas sofre ionização em solução aquosa.

Desse modo, pode-se concluir que:
a) o $HC\ell$ é uma substância iônica.
b) o $HC\ell$ é um ácido fraco.
c) o $HC\ell$ é um gás não-tóxico.
d) a ionização pode ser resumida pela equação:

$$HC\ell\,(g) \xrightarrow{\text{Água}} H^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$$

e) o suco gástrico não é ácido.

23 (UFRGS-RS) Admitindo-se 100% de ionização para o ácido clorídrico em solução diluída, pode-se afirmar que essa solução não contém a espécie:
a) $HC\ell$ b) OH^- c) H_3O^+ d) H_2O e) $C\ell^-$

24 (Mackenzie-SP) O ácido que é classificado como oxiácido, diácido e é formado por átomos de três elementos químicos diferentes é:
a) H_2S c) HCN e) HNO_3
b) $H_4P_2O_7$ d) H_2SO_3

25 (UFSM-RS) Analise as seguintes afirmativas:
I. $HC\ell O_3$ possui duas ligações covalentes normais e duas ligações dativas.
II. H_3PO_3 apresenta apenas ligações covalentes simples.
III. H_2SO_4 possui seis ligações covalentes normais e uma ligação dativa.

Está(ão) correta(s):
a) I apenas. d) I e II apenas.
b) II apenas. e) I e III apenas.
c) III apenas.

26 (Enem-MEC) Os gases liberados pelo esterco e por alimentos em decomposição podem conter sulfeto de hidrogênio (H_2S), gás com cheiro de ovo podre, que é tóxico para muitos seres vivos. Com base em tal fato, foram feitas as seguintes afirmações:
I. Gases tóxicos podem ser produzidos em processos naturais.
II. Deve-se evitar o uso de esterco como adubo porque polui o ar das zonas rurais.
III. Esterco e alimentos em decomposição podem fazer parte do ciclo natural do enxofre (S).

Está correto, **apenas**, o que se afirma em:
a) I c) III e) II e III
b) II d) I e III

3 BASES OU HIDRÓXIDOS


EDUARDO SANTALIESTRA

Do ponto de vista prático, bases ou hidróxidos são substâncias que apresentam as seguintes características:
- **formam soluções aquosas condutoras de eletricidade**;
- fazem voltar a cor primitiva dos indicadores, caso essa cor tenha sido alterada por um ácido (essa característica das bases dá sentido ao nome **indicadores ácido-base**).

As bases são muito comuns em nosso cotidiano. Vários líquidos de limpeza usados nas cozinhas contém bases, como o **hidróxido de sódio** (NaOH), presente em substâncias para desentupir pias, o **hidróxido de amônio** (NH_4OH), encontrado no amoníaco etc. O chamado "leite de magnésia", usado para combater a acidez estomacal, contém **hidróxido de magnésio** ($Mg(OH)_2$).

As bases são também muito usadas nas indústrias químicas. O hidróxido de sódio, por exemplo, é empregado na produção de sabões, detergentes, tecidos etc.

3.1. Definição de base de Arrhenius

Do ponto de vista teórico, Arrhenius definiu:

> **Bases** ou **hidróxidos** são compostos que, por **dissociação iônica**, liberam, como íon negativo, apenas o **ânion hidróxido (OH^-)**, também chamado de **oxidrila** ou **hidroxila**.

O **OH^-** é o responsável pelas propriedades comuns a todas as bases, constituindo por isso o **radical funcional das bases**. Exemplos:

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$
$$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2\ OH^-$$
$$A\ell(OH)_3 \longrightarrow A\ell^{3+} + 3\ OH^-$$

De modo geral, as bases são formadas por um **metal**, que constitui o radical positivo, ligado invariavelmente ao OH^-. A única **base não-metálica** importante é o hidróxido de amônio (NH_4OH).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3.2. Classificações das bases

a) De acordo com o número de hidroxilas (OH^-)

- **Monobases**: possuem apenas uma oxidrila (OH^-). Exemplos: NaOH, NH_4OH etc.
- **Dibases**: possuem duas OH^-. Exemplos: $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$ etc.
- **Tribases**: possuem três OH^-. Exemplos: $A\ell(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ etc.
- **Tetrabases**: possuem quatro OH^-. Exemplos: $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_4$ etc.

Não existem bases com mais de quatro oxidrilas por molécula.

b) De acordo com o grau de dissociação

Relembre a definição de grau de ionização ou grau de dissociação iônica (α) dada na página 189.

- **Bases fortes**: são aquelas cujo grau de dissociação é praticamente 100%. É o caso dos **hidróxidos dos metais alcalinos**, como NaOH, KOH etc., e dos **metais alcalino-terrosos**, como $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ etc., que já **são iônicos** por natureza. O $Mg(OH)_2$ é uma exceção à regra, pois constitui uma base fraca.
- **Bases fracas**: cujo grau de dissociação é, em geral, inferior a 5%. É o caso do **hidróxido de amônio** (NH_4OH) e dos **hidróxidos dos metais em geral** (excluídos os metais alcalinos e alcalino-terrosos), que são **moleculares** por sua própria natureza.

c) De acordo com a solubilidade em água

- **Solúveis**: hidróxidos dos metais alcalinos como NaOH, KOH etc., e hidróxido de amônio (NH_4OH).
- **Pouco solúveis**: hidróxidos dos metais alcalino-terrosos, como $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ etc.
- **Praticamente insolúveis**: todos os demais.

3.3. Fórmulas das bases

Uma base é sempre formada por um radical positivo (metal ou NH_4^+) ligado **invariavelmente** ao radical negativo **oxidrila** (OH^-):

Na^+	OH^-
Ca^{2+}	$(OH^-)_2$
$A\ell^{3+}$	$(OH^-)_3$

Note também que a carga positiva do cátion é neutralizada pela carga negativa total das oxidrilas, originando a seguinte **regra geral de formulação das bases**:

$$B_1^{+y} \quad (OH)_y^{-1} \qquad \text{ou seja:} \qquad B(OH)_y$$

Nessa expressão, B representa o **radical básico** (metal ou NH_4^+) de carga $+y$. Cabe também assinalar que, nas bases, $y \leqslant 4$.

3.4. Nomenclatura das bases

a) Quando o elemento forma apenas uma base

Hidróxido de ..... (Nome do elemento)

- $NaOH$ — hidróxido de **sódio**
- NH_4OH — hidróxido de **amônio**

b) Quando o elemento forma duas bases

Hidróxido ..... (Nome do elemento) { **ico** → $N_{ox.}$ **maior** (Quando o elemento tem) ; **oso** → $N_{ox.}$ **menor**

- $Fe(OH)_3$ — hidróxido fér**rico**
- $Fe(OH)_2$ — hidróxido ferr**oso**
- $Sn(OH)_4$ — hidróxido estân**ico**
- $Sn(OH)_2$ — hidróxido estan**oso**

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08A-QF1-PNLEM 199 30/5/05, 9:40

Em lugar das terminações **ico** e **oso**, podemos usar também um **algarismo romano** indicando o **número de oxidação** do elemento.

$\left\{\begin{array}{l} Fe(OH)_3 \text{ — hidróxido de ferro III} \\ Fe(OH)_2 \text{ — hidróxido de ferro II} \end{array}\right.$ $\left\{\begin{array}{l} Sn(OH)_4 \text{ — hidróxido de estanho IV} \\ Sn(OH)_2 \text{ — hidróxido de estanho II} \end{array}\right.$

Para treinar a formulação e nomenclatura das bases, veja a **tabela dos principais cátions**, dada no suplemento de consulta.

3.5. Bases importantes

a) Hidróxido de sódio — NaOH

O **hidróxido de sódio**, também chamado de **soda cáustica**, é um sólido branco, de ponto de fusão 318 °C, muito tóxico e corrosivo e bastante solúvel em água (dissolução muito exotérmica).

É produzido, industrialmente, por eletrólise de soluções aquosas de NaCℓ:

$$2\ NaC\ell + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2\uparrow + C\ell_2\uparrow$$

É uma das bases mais usadas pela indústria química, servindo na preparação de compostos orgânicos (sabão, seda artificial, celofane etc.), na purificação de óleos vegetais, na purificação de derivados do petróleo, na fabricação de produtos para desentupir pias etc.

GARCIA-PELAYO / CID



GARCIA-PELAYO / CID



Em Ⓐ, temos uma mistura de soda cáustica e óleo. Em Ⓑ, temos a mesma mistura se transformando em sabão.

b) Hidróxido de cálcio — $Ca(OH)_2$

O hidróxido de cálcio é conhecido por **cal hidratada**, **cal extinta** ou **cal apagada**. Esses nomes provêm de seu método de preparação, que é por hidratação do óxido de cálcio (CaO), chamado de **cal viva** ou **cal virgem**:

$$\underbrace{CaO}_{\text{Cal viva}} + H_2O \longrightarrow \underbrace{Ca(OH)_2}_{\text{Cal hidratada}}$$

O $Ca(OH)_2$ é um sólido branco pouco solúvel em água. A suspensão aquosa de $Ca(OH)_2$ é chamada de **leite de cal** ou **água de cal**. O maior uso do hidróxido de cálcio é na construção civil:

- na preparação de argamassa (massa para assentar tijolos);
- na pintura de paredes (caiação).

É usada também na agricultura, como inseticida e fungicida, e ainda no tratamento (purificação) de águas e esgotos.

EDUARDO SANTALIESTRA



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 200 30/5/05, 9:41

c) Hidróxido de amônio — NH_4OH

O hidróxido de amônio não existe isolado, sendo, na verdade, uma solução aquosa de NH_3 (**amoníaco** ou **amônia**):

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

O NH_3, por sua vez, é preparado por **síntese direta** (**processo de Haber-Bosch**):

$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

É usado em limpeza doméstica, como fertilizante agrícola, na fabricação de ácido nítrico (HNO_3), na produção de compostos orgânicos e como gás de refrigeração.

REVISÃO — **Responda em seu caderno**

a) Qual é a definição de bases ou hidróxidos segundo Arrhenius?

b) De acordo com a solubilidade em água, como podem ser classificadas as bases? Dê exemplos.

c) Como é dado nome a uma base?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Para resolver os exercícios, use, se necessário, a tabela de radicais positivos (cátions) apresentada no final do livro.

27 Escreva as fórmulas das seguintes bases:
a) hidróxido de lítio
b) hidróxido de cromo
c) hidróxido ferroso
d) hidróxido áurico
e) hidróxido de cobre I

28 Dê os nomes das seguintes bases:
a) $Mg(OH)_2$
b) $CsOH$
c) $Hg(OH)_2$
d) $Sn(OH)_2$
e) $Pt(OH)_4$

29 (Osec-SP) Uma base forte deve ter ligado ao grupo OH^-:
a) um elemento muito eletropositivo.
b) um elemento muito eletronegativo.
c) um semimetal.
d) um metal que dê 3 elétrons.
e) um ametal.

30 (Mackenzie-SP) O hidróxido de sódio, conhecido no comércio como soda cáustica, é um dos produtos que contaminaram o rio Pomba, em Minas Gerais, causando um dos piores desastres ecológicos no Brasil.
Dessa substância é **incorreto** afirmar que:
a) tem fórmula NaOH.
b) é um composto iônico.
c) em água, dissocia-se.
d) é usada na produção de sabões.
e) é uma molécula insolúvel em água.

31 (Mackenzie-SP) Observe as fórmulas do sulfato de amônio $(NH_4)_2SO_4$ e do hidróxido de potássio KOH. A alternativa que apresenta a fórmula do hidróxido de amônio, substância presente em alguns produtos de limpeza, é:
a) NH_4^{1+}
b) $(NH_4)_2OH$
c) $NH_4(OH)_2$
d) NH_4OH
e) $NH_4(OH)_4$

32 Escreva as equações de dissociação iônica das seguintes bases:
a) hidróxido de bário;
b) hidróxido de potássio.

33 Ordene as bases AgOH, NH_4OH, $Ca(OH)_2$, da mais solúvel para a menos solúvel em água.

34 (FEI-SP) Explique por que é praticamente impossível medir a condutividade elétrica de um hidróxido que não seja de um metal alcalino.

35 (UEPG-PR) Com relação às propriedades das bases de Arrhenius, é incorreto afirmar:
a) o hidróxido de amônio é uma base não-metálica, bastante solúvel em água.
b) os metais alcalinos formam monobases com alto grau de ionização.
c) as bases formadas pelos metais alcalinos terrosos são fracas, visto que são moleculares por sua própria natureza.
d) os hidróxidos dos metais alcalino-terrosos são pouco solúveis em água.
e) uma base é tanto mais forte quanto maior for seu grau de ionização.

36 (Mackenzie-SP)

Força e solubilidade de bases em água	
Bases de metais alcalinos	Fortes e solúveis
Bases de metais alcalino-terrosos	Fortes e parcialmente solúveis, exceto a de magnésio, que é fraca
Demais bases	Fracas e praticamente insolúveis

Para desentupir um cano de cozinha e para combater a acidez estomacal, necessita-se, respectivamente, de uma base forte e solúvel e de uma base fraca e parcialmente solúvel.
Consultando a tabela acima, conclui-se que as fórmulas dessas bases podem ser:
a) $Ba(OH)_2$ e $Fe(OH)_3$
b) $A\ell(OH)_3$ e NaOH
c) KOH e $Ba(OH)_2$
d) $Cu(OH)_2$ e $Mg(OH)_2$
e) NaOH e $Mg(OH)_2$

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 201 6/7/05, 14:43

4 COMPARAÇÃO ENTRE ÁCIDOS E BASES

Na Química, **ácidos** e **bases** podem ser considerados substâncias com características opostas, fato que pode ser percebido se observarmos suas propriedades funcionais, como mostramos a seguir.

4.1. Propriedades funcionais

	Ácidos	Bases
Quanto à solubilidade em água	A maior parte é **solúvel**.	A maior parte é **insolúvel** (só os hidróxidos alcalinos e o NH_4OH são solúveis).
Quanto à estrutura	São **moleculares**.	Os hidróxidos alcalinos e os alcalino-terrosos são **iônicos**; os demais são **moleculares**.
Quanto à condutividade elétrica	Só conduzem a corrente elétrica em solução aquosa.	Conduzem a corrente elétrica em solução aquosa; os hidróxidos alcalinos, sendo iônicos, também conduzem a corrente elétrica quando fundidos.
Ação em relação aos indicadores	Ácidos e bases mudam a cor de certas substâncias que são, por esse motivo, denominadas **indicadores ácido-base**; se um ácido provoca uma certa mudança de cor, a base fará o indicador voltar à cor primitiva, e vice-versa.	
Ação recíproca	Juntando-se um ácido e uma base, um irá neutralizar as propriedades do outro, porque o ácido e a base reagem quimicamente entre si; a reação, por esse motivo, é chamada de **reação de neutralização**. Além da água, essa reação forma um **sal**; por isso, ela é também chamada de **reação de salificação**. Exemplificando: $\underbrace{HCl}_{\text{Ácido}} + \underbrace{NaOH}_{\text{Base}} \longrightarrow \underbrace{NaCl}_{\text{Sal}} + \underbrace{H_2O}_{\text{Água}}$	

Um emprego interessante da reação de neutralização é o seguinte: nosso estômago contém **suco gástrico**, que é necessário à digestão dos alimentos. Trata-se de uma solução ácida, pois contém ácido clorídrico (HCl). Em conseqüência de doenças ou tensões nervosas, a quantidade de HCl no estômago pode aumentar, causando os sintomas conhecidos por **azia**. Certos medicamentos combatem a azia; eles contêm bases fracas, como, por exemplo, $Mg(OH)_2$ (que existe no "leite de magnésia") ou $Al(OH)_3$. Essas bases irão **neutralizar** o excesso de acidez existente no estômago, aliviando os sintomas da azia.



POMPEU / STUDIO 47-CID

Medicamentos alcalinos combatem a acidez estomacal; devem ser ingeridos apenas com orientação médica.

O MAGO DE ID — PARKER & HART



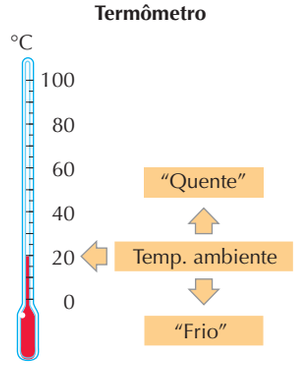
TRIBUNE MEDIA / INTERCONTINENTAL PRESS

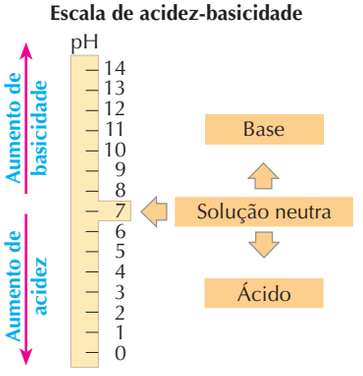
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 202 6/7/05, 14:43

4.2. A medida do caráter ácido e do básico

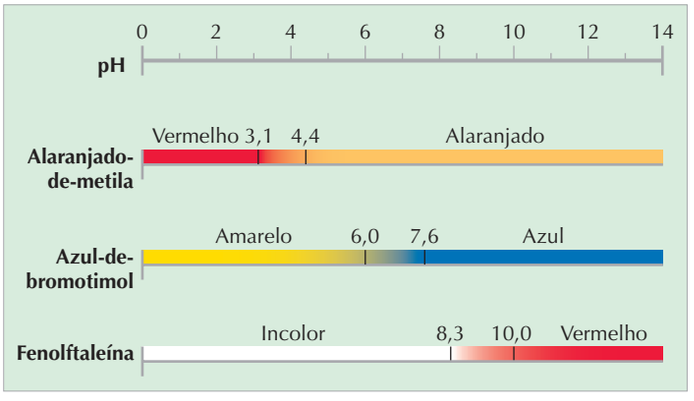
Para medir a temperatura, usamos um termômetro, ou melhor, uma escala termométrica. Para medir a acidez ou a basicidade de uma solução, usamos uma escala denominada **escala de pH**, que varia de **zero** (**soluções muito ácidas**) **até 14** (**soluções muito básicas**); o valor **pH = 7** indica uma **solução neutra** (nem ácida nem básica). Fazendo uma analogia:





Na prática, o pH é medido com **indicadores ácido-base** (substâncias que mudam de cor em valores bem definidos de pH) ou por meio de **aparelhagem elétrica** (que mede a condutividade elétrica da solução). Embora esse último processo seja mais preciso, o uso dos indicadores é bastante freqüente, dada a sua comodidade; os químicos dispõem, inclusive, de um grande número de indicadores, **que mudam de cor em diferentes valores de pH** (a mudança de cor é chamada, usualmente, de **viragem** do indicador). Na figura ao lado, temos a escala de cores para três tipos de indicadores muito utilizados na Química.

Outro indicador muito usado em laboratório é o **papel de tornassol**, que fica **vermelho** em contato com os **ácidos**, e **azul** em contato com as **bases**.

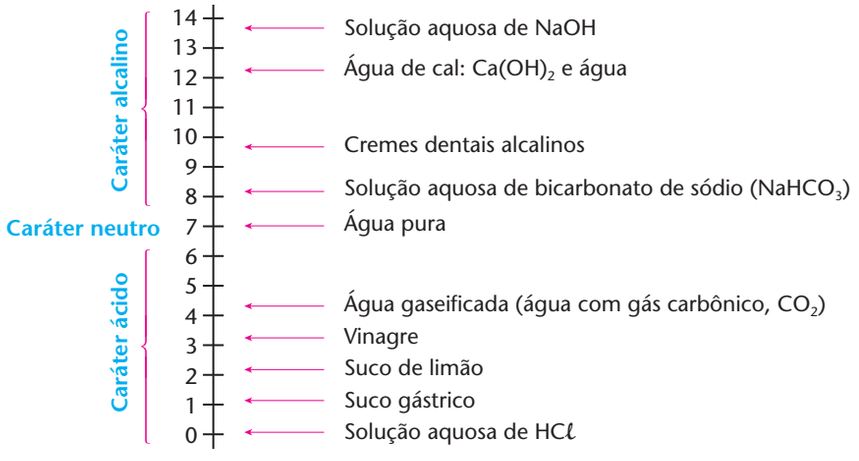




EDUARDO SANTALIESTRA / CID

O limão, devido ao seu caráter ácido, deixa o papel de tornassol com coloração avermelhada. Por sua vez, o sabão, devido ao seu caráter básico, deixa o papel de tornassol com coloração azulada.

Mostramos abaixo alguns valores comuns de pH:



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 203 13/7/05, 11:45

OBSERVAÇÃO

Há certas substâncias que não são ácidos nem bases, mas que produzem **soluções aquosas ou de caráter ácido ou de caráter básico**. Um caso importante é o de muitos sais que sofrem **hidrólise** (reação com água). A hidrólise (que será explicada com maiores detalhes no volume 2 — Físico-química) é a **reação inversa da salificação ou neutralização**. Por exemplo:

$$NH_4C\ell + H_2O \longrightarrow NH_4OH + HC\ell$$

Nesse exemplo, a solução final é **ácida** (pH < 7), pois estão misturados o NH_4OH (base fraca) e o $HC\ell$ (ácido forte); **predomina, então, o "caráter do mais forte"** (caráter ácido do $HC\ell$).

ACIDEZ DO SOLO

A medida do pH do solo é muito importante na agricultura. De fato, cada vegetal cresce melhor em um determinado valor de pH.

Duas espécies que requerem solo ácido são a erva-mate e a mandioca, uma vez que são nativas da América, onde predominam solos ácidos. Culturas como soja, alfafa, algodão e feijão são menos tolerantes à acidez do solo, ou seja, se adaptam e crescem melhor em solos corrigidos com calcário ($CaCO_3$), cujo pH se situa na faixa de 6,0 a 6,2.

O pH do solo não influencia apenas o crescimento dos vegetais. A hortênsia, por exemplo, produz flores azuis em solos ácidos, e flores rosa em solos alcalinos.



EDUARDO SANTALIESTRA



EDUARDO SANTALIESTRA

ATIVIDADES PRÁTICAS

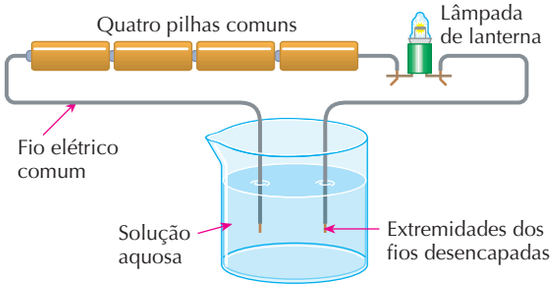
ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

Materiais

• 3 pedaços de fio elétrico comum • 4 pilhas comuns • 1 lâmpada de lanterna • 1 copo de vidro com boca larga • água • 1 colher (de sopa) de sal de cozinha • 1 colher (de sopa) de açúcar • vinagre • 1 colher (de sopa) de antiácido não-efervescente (tipo "leite de magnésia")

Procedimento

• Monte o sistema segundo o esquema a seguir.



• Coloque água até a metade do copo e mergulhe as extremidades desencapadas dos fios, **sem encostar uma na outra**, na água. • Anote as observações no caderno. • Retire os fios, adicione o sal na água do copo e agite até a dissolução. • Mergulhe as extremidades desencapadas dos fios na solução. • Anote as observações no caderno.• Retire os fios da solução, desconecte-os das pilhas e limpe-os muito bem. • Lave muito bem o copo. • Coloque água até a metade do copo e adicione o açúcar. • Agite até a dissolução. • Mergulhe as extremidades desencapadas dos fios na solução. • Anote as observações no caderno. • Retire os fios da solução, desconecte-os das pilhas e limpe-os muito bem. • Lave muito bem o copo. • Coloque o vinagre até a metade do copo. • Mergulhe as extremidades desencapadas dos fios na solução. • Anote as observações no caderno. • Retire os fios do vinagre, desconecte-os das pilhas e limpe-os muito bem. • Lave muito bem o copo. • Coloque água até a metade do copo e adicione o antiácido. • Agite para dissolver o máximo possível. • Mergulhe as extremidades desencapadas dos fios na mistura. • Anote as observações no caderno. • Retire os fios da mistura, desconecte-os das pilhas e limpe-os muito bem. • Lave muito bem o copo.

Perguntas

1) A lâmpada acendeu em qual(is) situação(ões)? Por quê?
2) Em qual(is) situação(ões) ela permaneceu apagada? Por quê?
3) Se fossem utilizadas soluções de ácido clorídrico e de hidróxido de sódio, a lâmpada acenderia? Justifique sua resposta.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 204 30/5/05, 9:42

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Como são denominadas as reações entre ácidos e bases?

b) O que são indicadores ácido-base?

c) Qual é o valor mínimo e o valor máximo de acidez indicado em uma escala de pH? Que caráter — ácido ou básico — teria uma solução que apresentasse o valor mínimo de pH? E a que apresentasse o valor máximo?

d) Que tipo de solução apresenta valor de pH igual a 7?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

37 (UFSM-RS) Sabe-se que a reação de formação do hidróxido de amônio do detergente, que contém amoníaco, é expressa pela equação:

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Fazemos, então, as seguintes afirmativas:

I. O produto dessa reação se encontra altamente dissociado.
II. A solução tem pH básico.
III. De acordo com a teoria de Arrhenius, bases são substâncias que se dissociam em água, produzindo íons OH^-.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I. c) apenas III. e) apenas II e III.
b) apenas II. d) apenas I e II.

38 (UFSC) Soluções ácidas e soluções alcalinas exibem propriedades importantes, algumas delas ligadas à força do ácido ou da base. Uma solução aquosa de um ácido genérico HA poderá ser classificada como **solução de um ácido fraco** quando:

01. não se alterar na presença de uma base.
02. apresentar coloração avermelhada na presença do indicador fenolftaleína.
04. apresentar uma concentração de íons H^+ maior que a concentração de íons A^-.
08. mantiver uma concentração de HA muito maior que a concentração dos íons H^+.
16. a solução for altamente condutora de corrente elétrica.

39 (UFU-MG) O ácido clorídrico é muito usado industrialmente na manufatura de corantes. Com o nome de ácido muriático ele é largamente empregado na limpeza em geral, não podendo ser utilizado, no entanto, em pisos de mármore, os quais são constituídos de carbonato de cálcio. Se por acidente um pouco de ácido muriático cair sobre um piso de mármore, entre os produtos citados abaixo, normalmente encontrados em qualquer residência, o mais indicado para se espalhar sobre o local será:

a) vinagre c) sal de cozinha e) amoníaco
b) suco de limão d) suco de tomate

40 (FEI-SP) Num recipiente contendo uma substância *A*, foram adicionadas gotas de fenolftaleína, dando uma coloração rósea. Adicionando-se uma substância *B* em *A*, a solução apresenta-se incolor. Com base nessas informações podemos afirmar que:

a) *A* e *B* são bases.
b) *A* é um ácido e *B* é uma base.
c) *A* é uma base e *B* é um ácido.
d) *A* e *B* são ácidos.
e) *A* e *B* são sais neutros.

41 (Unisinos-RS) Um aluno, trabalhando no laboratório de sua escola, deixou cair uma certa quantidade de solução alcoólica de fenolftaleína sobre um balcão que estava sendo limpo com sapólio. O local onde caiu a fenolftaleína adquiriu, quase que imediatamente, uma coloração violácea. Esse aluno, observando a mancha violácea, concluiu que:

a) o sapólio deve ser um meio ácido.
b) o sapólio deve ser um meio alcalino.
c) o sapólio deve ser um meio neutro.
d) o sapólio tem características de um sal.
e) a fenolftaleína removeu o sapólio do local.

42 (Vunesp) Uma dona-de-casa fez a seguinte seqüência de operações: 1ª) colocou, em água, folhas de repolho-roxo picado; 2ª) depois de algum tempo, despejou a água, que apresentava cor roxa, em dois copos; 3ª) adicionou vinagre em um copo, e a cor não se modificou; 4ª) adicionou leite de magnésia no outro copo, e a cor tornou-se verde. Os nomes dos processos de separação empregados nas operações 1ª e 2ª e o nome da substância que dá a coloração ao repolho e à água são, respectivamente:

a) filtração, catação e corante.
b) evaporação, decantação e titulante.
c) extração, decantação e indicador ácido-base.
d) solubilização, filtração e indicador ácido-base.
e) destilação, decantação e corante.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

43 (Mackenzie-SP) O suco gástrico necessário à digestão contém ácido clorídrico que, em excesso, pode provocar "dor de estômago". Neutraliza-se esse ácido, sem risco, ingerindo-se:

a) solução aquosa de base forte (NaOH).
b) solução aquosa de cloreto de sódio.
c) suspensão de base fraca ($A\ell(OH)_3$).
d) somente água.
e) solução concentrada de ácido sulfúrico.

44 (PUC-MG) Urtiga é o nome genérico dado a diversas plantas da família das Urticáceas, cujas folhas são cobertas de pêlos finos, os quais liberam ácido fórmico (H_2CO_2) que, em contato com a pele, produz uma irritação.
Dos produtos de uso doméstico abaixo, o que você utilizaria para diminuir essa irritação é:

a) vinagre d) coalhada
b) sal de cozinha e) leite de magnésia
c) óleo

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 205 30/5/05, 9:42

45 (Uece) Um laxante vendido nas farmácias tem uma substância denominada fenolftaleína, que, em contato com o hidróxido de amônia, faz com que a solução tome uma coloração avermelhada, chamada de "sangue mágico", porque, quando molhado em um tecido, inicialmente tinge-o de vermelho, mas em poucos minutos a cor desaparece. Sabendo que a função da fenolftaleína é somente dar a cor vermelha à solução de hidróxido de amônia, qual é a reação química que provoca o desaparecimento dessa cor?

a) $NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$

b) $2\ NH_3 \longrightarrow 3\ H_2 + N_2$

c) $4\ NH_4OH + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ N_2 + 10\ H_2O$

d) $NH_4OH \longrightarrow NH_3\uparrow + H_2O$

46 (Acafe-SC) Certos corantes naturais, contidos em flores e folhas, sofrem mudanças de cor quando o pH do meio é alterado. Por essa razão, tais corantes funcionam como bons indicadores de ácido e base. Folhas de repolho-roxo, por exemplo, imersas em água, formam uma solução violeta. Ao se adicionar vinagre, essa solução do corante fica rosa; ao se adicionar carbonato de sódio, fica verde. Qual é a opção que apresenta corretamente as cores desse indicador natural nos meios indicados?

	pH ≃ 2	pH ≃ 7	pH ≃ 12
a)	Rosa	Violeta	Verde
b)	Verde	Rosa	Violeta
c)	Verde	Violeta	Rosa
d)	Violeta	Rosa	Verde
e)	Rosa	Verde	Violeta

5 SAIS

Os sais são também muito comuns em nosso cotidiano: o **sal comum**, NaCℓ (cloreto de sódio), está presente em nossa alimentação, na conservação de alimentos (carne-seca, bacalhau e outros) etc; o **bicarbonato de sódio**, $NaHCO_3$, é usado como antiácido e também no preparo de bolos e biscoitos; o **sulfato de sódio**, Na_2SO_4 (sal de Glauber), e o **sulfato de magnésio**, $MgSO_4$ (sal amargo), são usados como purgante; o gesso usado em ortopedia ou em construção é o **sulfato de cálcio hidratado**, $2\ CaSO_4 \cdot H_2O$; e assim por diante.

Os sais também são muito usados nas indústrias químicas. O sal comum (NaCℓ) é muito usado na fabricação da soda cáustica (NaOH), do gás hidrogênio (H_2) e do gás cloro ($C\ell_2$). Outro exemplo importante é o do calcário ($CaCO_3$) usado na fabricação da cal (CaO), do vidro, do cimento, como fundente em indústrias metalúrgicas etc.



JAVIER JAIME / CID

O carbonato de cálcio ($CaCO_3$) existe no mármore, no calcário, nas cascas de ovos etc.



JAVIER JAIME / CID

O gesso — sulfato de cálcio hidratado ($2\ CaSO_4 \cdot H_2O$) — é usado em ortopedia, na fabricação de giz escolar etc.

IMPÉRIO DO SAL

Os chineses foram os primeiros a encarar a produção de sal como um negócio de grandes proporções. Desde o século IX a.C., eles obtinham cristais de sal fervendo água do mar em vasilhas de barro. Essa técnica se espalharia pelo mundo ocidental e, um milênio depois, no Império Romano, ainda seria a mais disseminada. Quando o mar estava longe, o jeito era cavar a terra em busca do sal. Foi o que fizeram os celtas, os inventores da mineração de sal-gema. Segundo os registros arqueológicos, procuravam o sal sob o solo já em 1300 a.C.

O sal logo virou alvo de cobiça dos governantes, que passaram a tributar seu comércio e produção, e a arrecadar grandes somas de dinheiro com isso. Em várias civilizações, a extração de sal era monopólio estatal.

Da mesma forma que deveria estar disponível para o cidadão comum, o sal era imprescindível para os legionários romanos, que conquistavam e mantinham o gigantesco império. Tanto que os soldados chegavam a ser pagos em sal, de onde vêm as palavras "salário", "soldo" (pagamento em sal) e "soldado" (aquele que recebeu o pagamento em sal).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 206 30/5/05, 9:43

A Legião **Bill Rechin & Don Wilder**



5.1. Conceituação dos sais

Do **ponto de vista prático**, podemos dizer que:

> **Sais** são compostos formados juntamente com a água na reação de um ácido com uma base de Arrhenius.

De fato, já vimos que a reação entre um ácido e uma base de Arrhenius — chamada de **reação de neutralização** ou **de salificação** — forma um sal, além da água:

$$\underbrace{HCl}_{\text{Ácido}} + \underbrace{NaOH}_{\text{Base}} \longrightarrow \underbrace{NaCl}_{\text{Sal}} + \underbrace{H_2O}_{\text{Água}}$$

Salientamos que existem outros tipos de reação que também formam sais, mas que somente serão vistas nos capítulos 9 e 10.

Do **ponto de vista teórico**, dizemos que:

> **Sais** são compostos iônicos que possuem, pelo menos, um cátion diferente do H^+ e um ânion diferente do OH^-.

Por exemplo:

$NaCl$	ou	Na^+Cl^-
$NaHSO_4$	ou	$Na^+H^+SO_4^{2-}$
$Ca(OH)Cl$	ou	$Ca^{2+}OH^-Cl^-$
$NaKSO_4$	ou	$Na^+K^+SO_4^{2-}$
$CaClBr$	ou	$Ca^{2+}Cl^-Br^-$

5.2. Reação de neutralização total/Sais normais ou neutros

Dizemos que uma reação é de **neutralização total** quando reagem todos os H^+ do ácido e todos os OH^- da base. O sal assim formado é chamado de **sal normal** ou **neutro**.

Base	Ácido	Sal normal	Água
Na OH	H Cl	NaCl	H_2O
Na OH	H O	Na^+ ^-O	HOH
Na OH	H O—P→O	Na^+ ^-O—P→O	HOH
Na OH	H O	Na^+ ^-O	HOH
Abreviadamente: 3 NaOH	H_3PO_4	Na_3PO_4	3 H_2O
Ca OH	H NO_3	NO_3^-	HOH
Ca OH	H NO_3	Ca^{2+} NO_3^-	HOH
Abreviadamente: $Ca(OH)_2$	2 HNO_3	$Ca(NO_3)_2$	2 H_2O

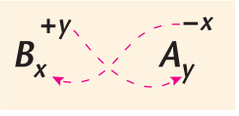
Nessas reações, $NaCl$, Na_3PO_4 e $Ca(NO_3)_2$ são exemplos de sais normais ou neutros. Note que, nessas reações, o que realmente ocorre é a união entre o H^+ do ácido e o OH^- da base.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 207 30/5/05, 9:43

a) Fórmula geral dos sais normais

Um sal normal é formado por um cátion *B*, proveniente da base, e um ânion *A*, proveniente do ácido, segundo o esquema:



Observe os exemplos:

$Na_1^{1+}\ C\ell_1^{2+}$ ou $NaC\ell$ $\qquad$ $Ca_1^{2+}\ (NO_3)_2^{1-}$ ou $Ca(NO_3)_2$

$Na_3^{1+}\ (PO_4)_1^{3-}$ ou Na_3PO_4 $\qquad$ $Ca_3^{2+}\ (PO_4)_2^{3-}$ ou $Ca_3(PO_4)_2$

Veja que não é necessário indicar o índice 1. Os demais índices são simplificados, sempre que possível. Por exemplo:

$Ca_2^{2+}\ (SO_4)_2^{2-}$ ou $CaSO_4$ $\qquad$ $Ca_4^{2+}\ (P_2O_7)_2^{4-}$ ou $Ca_2P_2O_7$

$Fe_3^{3+}\ (PO_4)_3^{3-}$ ou $FePO_4$

b) Nomenclatura dos sais normais

O nome de um sal normal deriva do ácido e da base que lhe dão origem. Assim, para obter o nome de um sal, basta **alterar a terminação do nome do ácido correspondente**, de acordo com o seguinte código:

Ácido { **ídrico** / **oso** / **ico** } → Sal { **eto** / **ito** / **ato** }

Esquematicamente, o nome de um sal normal é:

..... (Nome do ácido de origem, trocando-se a terminação) { **eto** / **ito** / **ato** } ..... (Nome do cátion da base de origem)

Observe os exemplos:

$HC\ell$ Ácido **clorídrico**	+	NaOH Hidróxido de sódio	→	$NaC\ell$ Cloreto de sódio	+	H_2O
HNO_2 Ácido **nitroso**	+	KOH Hidróxido de potássio	→	KNO_2 Nitrito de potássio	+	H_2O
$2\ H_3PO_4$ Ácido **ortofosfórico**	+	$3\ Ca(OH)_2$ Hidróxido de cálcio	→	$Ca_3(PO_4)_2$ Ortofosfato de cálcio	+	$6\ H_2O$

(aqui, ortofosf**ato** é abreviação de ortofosfor**ato**)

Para treinar a formulação e nomenclatura dos sais normais, use as tabelas de cátions e ânions, dadas no final do livro.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 208 30/5/05, 9:43

c) Solubilidade dos sais normais

A tabela a seguir dá a solubilidade em água das principais "famílias" de sais normais, onde é possível observar os casos de grande solubilidade:

Sal	Solubilidade	Exceções
Nitratos Cloratos Acetatos	Solúveis	
Cloretos Brometos Iodetos	Solúveis	Ag^+, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}
Sulfatos	Solúveis	Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Pb^{2+}
Sulfetos	Insolúveis	Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, NH_4^+, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}
Outros sais	Insolúveis	Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, NH_4^+

5.3. Outros tipos de sais

A família dos sais é muito grande e bastante diversificada. Outros tipos de sal são apresentados a seguir.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

a) Sais ácidos ou hidrogeno-sais

São sais que apresentam hidrogênios ionizáveis em suas estruturas. Por exemplo:

- $NaHCO_3$ { carbonato monossódico ou; carbonato (mono) ácido de sódio ou; (mono) hidrogeno-carbonato de sódio; (chamado usualmente de **bicarbonato de sódio**, usado na fabricação de fermento);
- Na_2HPO_4 { ortofosfato dissódico ou; ortofosfato (mono) ácido de sódio ou; (mono) hidrogeno-ortofosfato de sódio

Esses sais são provenientes da **neutralização parcial** de seus ácidos de origem.

Por exemplo: $2\ NaOH + H_3PO_4 \longrightarrow Na_2HPO_4 + 2\ H_2O$

b) Sais básicos ou hidroxi-sais

São sais que apresentam oxidrilas em suas estruturas. Por exemplo:

$A\ell(OH)_2C\ell$ (cloreto dibásico de alumínio ou dihidróxi-cloreto de alumínio)

Esses sais são provenientes da **neutralização parcial** de suas bases de origem.

Por exemplo: $A\ell(OH)_3 + HC\ell \longrightarrow A\ell(OH)_2C\ell + H_2O$

OBSERVAÇÃO

As soluções aquosas dos sais **neutros, ácidos** ou **básicos** podem não ser, respectivamente, **neutras** (pH = 7); **ácidas** (pH < 7) ou **básicas** (pH > 7). Por exemplo:

- Na_2CO_3 é um sal **neutro**, cuja solução é **básica** (pH > 7).
- $FeC\ell_3$ é um sal **neutro**, cuja solução é **ácida** (pH < 7).

Podemos dizer que o fato de a solução aquosa de um sal ser ácida ou básica depende do ácido e da base que deram origem ao sal em questão. Observa-se que:

- quando o **ácido** é mais forte que a base, a solução será **ácida**;
- quando a **base** é mais forte que o ácido, a solução será **básica**.

Abreviadamente, podemos dizer que predomina o caráter do "mais forte".

Esse fato pode levar a situações aparentemente contraditórias. Por exemplo, o $NaHCO_3$ é um sal classificado como **sal ácido** (devido à presença do H^+), mas que produz uma solução de **caráter básico** (porque resulta da reação entre NaOH — base forte — com o H_2CO_3 — ácido fraco).

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 209 30/5/05, 9:43

c) Sais duplos ou mistos

São sais derivados de dois ácidos (ou duas bases) diferentes. Por exemplo:

- $KNaSO_4$ — sulfato duplo de sódio e potássio
- $CaC\ell Br$ — cloreto-brometo de cálcio

d) Sais hidratados ou hidratos

São sais que cristalizam com uma ou mais moléculas de água. Por exemplo:

$$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O \text{ — sulfato cúprico penta-hidratado}$$

A água presente em sais desse tipo é chamada de **água de cristalização** ou **água de hidratação**.

e) Sais complexos

São os sais formados por um **cátion complexo** ou **ânion complexo**. Estes são formados por um átomo central (em geral, metais de transição, como Fe, Pt, Ag, Cu etc.) e íons ou moléculas (chamados **ligantes**) que se unem ao átomo central por ligações covalentes. Por exemplo:

- o cátion complexo $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, que é formado pelo cátion Cu^{2+} e 4 moléculas de NH_3;
- o ânion complexo $[Fe(CN)_6]^{4-}$, que é formado pelo cátion Fe^{2+} e por 6 ânions CN^-;

Como exemplo de um sal com cátion complexo, temos:

$$[Cu(NH_3)_4]SO_4 \text{ — sulfato de tetramin-cobre II}$$

Como exemplo de um sal com ânion complexo, temos:

$$K_4[Fe(CN)_6] \text{ — ferrocianeto de potássio}$$

O GALO DO TEMPO


EDUARDO SANTALIESTRA / CID


EDUARDO SANTALIESTRA / CID

Substâncias complexas são muito importantes na manutenção da vida. Basta dizer que, em nosso sangue, existe a **hemoglobina**, que é um complexo de ferro com ligantes de estrutura complicada. O mesmo acontece com a **clorofila** dos vegetais, que é um complexo do magnésio.

A água já foi mencionada, acima, como **água de cristalização** em muitos sais. Em muitos casos a água funciona, na verdade, como um **ligante**, formando-se então um sal complexo. Tal fato é aproveitado em um pequeno enfeite chamado **galo do tempo**. Trata-se de um pequeno galo de gesso, recoberto com veludo impregnado de $NaC\ell$ e $CoC\ell_2$, que produzem $Na_2[CoC\ell_4]$. Com o tempo seco, o galo fica **azul**; em dias úmidos, fica **rosado**. Do ponto de vista químico, o que acontece é o seguinte:

$$\underbrace{Na_2[CoC\ell]_4}_{\text{Azul}} + \underbrace{6\ H_2O}_{\text{Umidade do ar}} \overset{\text{úmido}}{\rightleftharpoons} \underbrace{[Co(H_2O)_6]\ C\ell_2}_{\text{Rosa}} + 2\ NaC\ell$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5.4. Sais importantes

a) Cloreto de sódio — $NaC\ell$

É obtido da água do mar (processo de salinas) ou de minas subterrâneas (sal-gema). É usado diretamente na alimentação ou na conservação de carnes e de pescados. Na alimentação, é importante que o sal contenha pequenas quantidades de compostos do iodo (NaI, KI, $NaIO_3$ etc.); caso contrário, a pessoa poderá sofrer dilatação da glândula tireóide, uma doença conhecida como **bócio** ou **papo**. Uma solução aquosa com 0,92% de $NaC\ell$ é chamada de **soro fisiológico** e é usada em medicina.

O uso industrial mais importante de $NaC\ell$ é a produção de NaOH, H_2 e $C\ell_2$, pela reação:

$$2\ NaC\ell + 2\ H_2O \xrightarrow{\text{eletricidade}} 2\ NaOH + H_2\uparrow + C\ell_2\uparrow$$


C. REDONDO RETUERTO / CID

Antigos utensílios expostos em uma galeria da mina de sal de Wielicza, Polônia, cuja exploração começou no século XIII.

b) Carbonato de sódio — Na_2CO_3

É também conhecido como **soda** ou **barrilha**. Sua principal aplicação é a fabricação do vidro, de acordo com a equação:

$$\underbrace{Na_2CO_3}_{\text{Barrilha}} + \underbrace{CaCO_3}_{\text{Calcário}} + \underbrace{SiO_2}_{\text{Areia}} \xrightarrow{1.500\ ^\circ C} \underbrace{\text{vidro}}_{\substack{\text{Silicatos}\\ \text{de sódio}\\ \text{e cálcio}}}$$

O Na_2CO_3 é usado também na fabricação de sabões, de corantes, no tratamento de água de piscina etc.



JAUM GUAL CARBONELL / CID

Fabricação artesanal de objeto de vidro num ateliê de Mallorca, Espanha.

c) Hipoclorito de sódio — NaOCℓ

É um alvejante usado no branqueamento de roupas (água de lavadeira ou água sanitária).

É também vendido como "cloro" e usado no tratamento de piscinas. Sendo agente anti-séptico, é usado na limpeza de casas, hospitais etc. Em pequenas quantidades pode ser adicionado à água para lavagem de vegetais.



EDUARDO SANTALIESTRA

Hipoclorito de sódio sendo adicionado na água para lavagem de verdura.

d) Carbonato de cálcio — $CaCO_3$

É muito comum na natureza, na forma de calcita, calcário, mármore etc. O $CaCO_3$ é também formador das estalactites e estalagmites encontradas em cavernas calcárias, nos recifes de corais e na carapaça de seres marinhos.

Os usos mais comuns do carbonato de cálcio são:

- na produção da cal virgem (CaO) pela reação:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\text{Calor}} CaO + CO_2\uparrow$$

- na produção do cimento pela reação:

$$\text{calcário} + \text{argila} + \text{areia} \longrightarrow \text{cimento (silicato de cálcio e alumínio)}$$

- na agricultura, para reduzir a acidez do solo (**calagem**).



MANU SAN FELIX / CID

Recifes de corais.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 211 30/5/05, 9:44

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que são sais?

b) Quando um sal pode ser classificado como normal?

c) Qual é a fórmula geral de um sal?

d) Qual a relação existente entre o nome de um ácido e o nome de um sal?

e) O que um sal deve ter para que ele seja classificado como sal ácido?

f) O que um sal deve ter para que ele seja classificado como sal básico?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

47 (UFRRJ) Os derivados do potássio são amplamente utilizados na fabricação de explosivos, fogos de artifício, além de outras aplicações. As fórmulas que correspondem ao nitrato de potássio, perclorato de potássio, sulfato de potássio e dicromato de potássio, são, respectivamente:
a) KNO_2, $KC\ell O_4$, K_2SO_4, $K_2Cr_2O_7$
b) KNO_3, $KC\ell O_4$, K_2SO_4, $K_2Cr_2O_7$
c) KNO_2, $KC\ell O_3$, K_2SO_4, $K_2Cr_2O_7$
d) KNO_2, $KC\ell O_4$, K_2SO_4, K_2CrO_4
e) KNO_3, $KC\ell O_3$, K_2SO_4, $K_2Cr_2O_7$

48 (UFRGS-RS) Um sensor químico desenvolvido por uma universidade norte-americana é utilizado para detectar compostos de enxofre, tais como o sulfito ferroso e o sulfito de hidrogênio, provenientes de vulcões marinhos. Tais compostos podem ser úteis para indicar a presença de tipos de bactérias utilizadas na fabricação de certos medicamentos. As fórmulas químicas do sulfito ferroso e do sulfito de hidrogênio são, respectivamente:
a) $FeSO_3$ e H_2S
b) $FeSO_3$ e H_2SO_3
c) Fe_2S_3 e H_2SO_3
d) $FeSO_4$ e H_2SO_4
e) $Fe_2(SO_3)_3$ e H_2SO_3

49 (UFRGS-RS) Considerando-se que o elemento ferro pode formar diferentes compostos nos quais apresenta valores de número de oxidação +2 ou +3, as fórmulas dos possíveis sulfatos e hidróxidos de ferro são:
a) Fe_2SO_4, Fe_3SO_4, Fe_2OH, Fe_3OH
b) $FeSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$
c) $Fe(SO_4)_2$, $Fe(SO_4)_3$, FeO, Fe_2O_3
d) $FeSO_3$, $Fe_2(SO_3)_3$, $FeOH$, $Fe(OH)_3$
e) FeS, Fe_2S_3, Fe_2O_3, Fe_3O_4

50 (UFPA) Na madeira serrada, aparecem, às vezes, manchas ocasionadas por cloreto férrico e sulfato férrico. A certeza de que essas manchas são devidas à presença de sais de ferro (III), e não a algum outro fator, como, por exemplo, a decomposição provocada por fungos, reside no teste com o ferrocianeto de potássio, em que se forma um precipitado, denominado azul-da-prússia, o ferrocianeto férrico. Utilizando-se os ânions $C\ell^{1-}$, SO_4^{2-} e $[Fe(CN)_6]^{4-}$, os sais mencionados apresentam, respectivamente, as fórmulas:
a) $FeC\ell_2$; $FeSO_4$; $K_4[Fe(CN)_6]$; $Fe_2[Fe(CN)_6]$
b) $FeC\ell_2$; $FeSO_4$; $K_3[Fe(CN)_6]$; $Fe_3[Fe(CN)_6]$
c) $FeC\ell_3$; $Fe_2(SO_4)_3$; $K_4[Fe(CN)_6]$; $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
d) $FeC\ell_3$; $Fe_2(SO_4)_3$; $K_3[Fe(CN)_6]$; $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
e) $FeC\ell_3$; $FeSO_4$; $K_4[Fe(CN)_6]$; $Fe[Fe(CN)_6]$

51 (PUC-RS) Considerando-se as seguintes espécies químicas:
H^{1+} NH_3 $A\ell^{3+}$ SO_3^{2-} OH^{1-}
a fórmula e a função corretas são, respectivamente:
a) $(NH_3)_2SO_3$, sal
b) HNH_3, ácido
c) HSO_3, ácido
d) $A\ell(OH)_3$, base
e) NH_3OH, base

Exercício resolvido

52 (Fuvest-SP) Um elemento metálico *M* forma um cloreto de fórmula $MC\ell_3$. A fórmula de seu sulfato é:
a) M_2SO_4 c) $M_2(SO_4)_3$ e) $M(SO_4)_3$
b) MSO_4 d) $M(SO_4)_2$

Resolução

Considerando que o $N_{ox.}$ do ânion cloreto é −1, temos:

$$M^{+3}\ C\ell_3^{-1}$$

Ou seja: o $N_{ox.}$ de *M* é +3 e, portanto, seu sulfato será:

$$M_2^{+3}\ (SO_4)_3^{-2}$$

Alternativa c

53 (Esan-SP) Um metal *M* forma um carbonato de fórmula $M_2(CO_3)_3$. O fosfato do metal *M* tem a fórmula:
a) MPO_4 d) $M_2(PO_4)_3$
b) $M(PO_4)_3$ e) $M_3(PO_4)_2$
c) M_2PO_4

54 (Fuvest-SP) A seguir aparecem os nomes alquímicos e os nomes modernos de três compostos químicos: natro = = carbonato de sódio; sal de Epson = sulfato de magnésio; sal de Glauber = sulfato de sódio. O elemento químico comum às três substâncias é:
a) H c) S e) O
b) Na d) C

55 (ITA-SP) São pouco solúveis em água os seguintes pares de sais:
a) $BaC\ell_2$ e $PbC\ell_2$
b) $MgSO_4$ e $BaSO_4$
c) $PbSO_4$ e $Pb(NO_3)_2$
d) K_2CrO_4 e Na_2CrO_4
e) AgBr e PbS

56 (Unifor-CE) Observe as duas colunas.

I. $Na_2B_4O_7 \cdot 10\ H_2O$	A. sal básico
II. $Mg(OH)C\ell$	B. sal duplo
III. $NaKSO_4$	C. sal ácido
IV. $NaHCO_3$	D. sal hidratado

A associação correta entre elas é:
a) AI, BIII, CIV, DII
b) AII, BIV, CIII, DI
c) AI, BII, CIII, DIV
d) AII, BIII, CIV, DI

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

57 (Uece) O ácido fosfórico, H_3PO_4, é um ácido usado na preparação de fertilizantes e como acidulante em bebidas refrigerantes. Pode ser neutralizado por uma base. A alternativa que mostra uma reação de neutralização parcial desse ácido por uma base é:

a) $H_3PO_4 + 3\ NaC\ell \longrightarrow 3\ HC\ell + Na_3PO_4$
b) $H_3PO_4 + 2\ A\ell(OH)_3 \longrightarrow A\ell_2(OH)_3PO_4 + 3\ H_2O$
c) $2\ H_3PO_4 + 3\ Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$
d) $H_3PO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2HPO_4 + 2\ H_2O$

58 (UFRRJ) A tabela a seguir mostra alguns sais e suas principais aplicações:

Sal	Função
$MgSO_4$	Laxante salino
KNO_3	Componente de explosivos
$BaSO_4$	Contraste radiológico
$FeSO_4$	Tratamento de anemia

Para cada um dos sais acima, faça uma reação de um ácido com uma base, a fim de obter:

a) Sulfato de magnésio.
b) Nitrato de potássio.
c) Sulfato de bário.
d) Sulfato de ferro II.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

59 (Mackenzie-SP) Na época da seca, para obter alimento para o gado, um sertanejo usou a seguinte estratégia:
"Em bagaço triturado de cana-de-açúcar, colocado em cima de um plástico, plantou milho, cujos pés, ao cabo de 15 dias, já alcançavam 20 cm de altura, sendo então servidos, como ração (bagaço e pés de milho), ao gado faminto.
Para conseguir esse resultado, o milho foi regado com água salobra (a única disponível), na qual foram dissolvidos nitrato de amônia (NH_4NO_3), nitrato de magnésio e nitrato de potássio".
As fórmulas do nitrato de magnésio e do nitrato de potássio são, respectivamente:

a) $MgNO_3$ e KNO_3
b) $Mg(NO_3)_2$ e K_3NO_3
c) Mg_2NO_3 e K_4NO_3
d) $Mg_3(NO_3)_2$ e K_3NO_3
e) $Mg(NO_3)_2$ e KNO_3

60 (Uece) Normalmente, um palito de fósforo contém em sua cabeça as seguintes substâncias: trissulfeto de tetrafósforo; enxofre; clorato de potássio; fosfato de amônio. Suas respectivas fórmulas químicas são:

a) P_4S_3, S, $KC\ell O_4$ e $(NH_4)_3PO_4$
b) P_4S_3, S, $KC\ell O_3$ e $(NH_4)_3PO_4$
c) P_5S_3, S, $KC\ell O_3$ e $(NH_4)_3PO_4$
d) P_4S_3, S, $KC\ell O$ e $(NH_3)_4PO_4$

61 (PUC-RS) Responder à questão com base nas afirmativas abaixo, sobre o carbonato de lítio, que é utilizado na medicina como antidepressivo.

I. Apresenta fórmula Li_2HCO_3.
II. Apresenta somente ligações iônicas.
III. Conduz a eletricidade quando fundido ou em solução.
IV. Pode ser obtido pela reação de um ácido e uma base.

A alternativa que contém as afirmativas corretas é:

a) I e II b) I e III c) II e III d) II e IV e) III e IV

62 (Mackenzie-SP) Usado por dentistas como anti-séptico, o líquido de Dakin é uma solução aquosa de $NaOC\ell$. Relativamente ao $NaOC\ell$, é **incorreto** afirmar que:

a) é uma substância iônica.
b) é um óxido insolúvel em água.
c) é o hipoclorito de sódio.
d) pertence à mesma função química que o $AgNO_3$.
e) é uma substância composta.

63 (Ceub-DF) Considere as espécies químicas: H^+; Na^+; NH_3; CO_3^{-2}. É correta a fórmula:

a) NH_3CO_3 c) HCO_3 e) $NaHCO_3$
b) $NaCO_3$ d) NH_3HCO_3

64 (Fuvest-SP) Um químico leu a seguinte instrução num procedimento descrito no seu guia de laboratório:
"Dissolva 5,0 g de cloreto em 100 mL de água, à temperatura ambiente...".
Dentre as substâncias abaixo, qual é a citada no texto?

a) $C\ell_2$ b) $CC\ell_4$ c) $NaC\ell O$ d) $NH_4C\ell$ e) $AgC\ell$

65 (UEL-PR) Considere as soluções aquosas ao lado.
A partir dessa tabela, é possível concluir que os íons responsáveis pelas cores azul e amarela são:

a) Cu^{2+} e SO_4^{2-}
b) K^+ e CrO_4^{2-}
c) K^+ e SO_4^{2-}
d) Na^+ e NO_3^-
e) Cu^{2+} e CrO_4^{2-}

Solução	Cor
$CuSO_4$	Azul
KNO_3	Incolor
Na_2SO_4	Incolor
K_2CrO_4	Amarela

66 (Unirio-RJ) Os sais são produtos também obtidos pela reação de neutralização total ou parcial dos hidrogênios ionizáveis dos ácidos com as bases ou hidróxidos, segundo a reação genérica:

Ácido + Base $\longrightarrow$ Sal + Água

Com base nessa afirmação, qual é o único ácido que não apresenta todos os seus produtos possíveis relacionados?

a) clorídrico $\longrightarrow$ só produz o sal neutro cloreto.
b) nítrico $\longrightarrow$ só produz o sal neutro nitrato.
c) fosfórico $\longrightarrow$ só produz o sal neutro fosfato.
d) sulfídrico $\longrightarrow$ pode produzir tanto o sal neutro sulfeto como o sal ácido, sulfeto ácido ou hidrogenossulfeto.
e) sulfúrico $\longrightarrow$ pode produzir tanto o sal neutro sulfato como o sal ácido, sulfato ácido ou hidrogenossulfato.

67 (Uepa) A equação química que apresenta um hidróxi-sal como produto se encontra na alternativa:

a) $HC\ell + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(OH)C\ell + H_2O$
b) $2\ HC\ell + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaC\ell_2 + 2\ H_2O$
c) $HC\ell + HBr + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaC\ell Br + 2\ H_2O$
d) $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaHPO_4 + 2\ H_2O$
e) $2\ H_3PO_4 + 3\ Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$

68 (UFV-MG) Um estudante abre, simultaneamente, um frasco contendo solução aquosa de ácido clorídrico ($HC\ell$) concentrado e um frasco de solução aquosa de hidróxido de amônio (NH_4OH) concentrada. Ao aproximá-los, o estudante irá observar a formação de uma "fumaça" de coloração branca, que contém sal:

a) nitrato de amônio.
b) perclorato de amônio.
c) cloreto de amônio.
d) cloreto de sódio.
e) hipoclorito de amônio.

69 (Vunesp) Alguns produtos de limpeza contêm, em suas composições, amoníaco, que impropriamente é representado como NH_4OH (aq). O cheiro forte e sufocante deste composto básico tende a desaparecer depois de utilizado na remoção de gordura impregnada em pias ou panelas.

a) Forneça as equações químicas para a dissolução da amônia e para sua dissociação em água.
b) Explique o desaparecimento do cheiro forte do amoníaco após sua utilização.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 213 30/5/05, 9:44

LEITURA

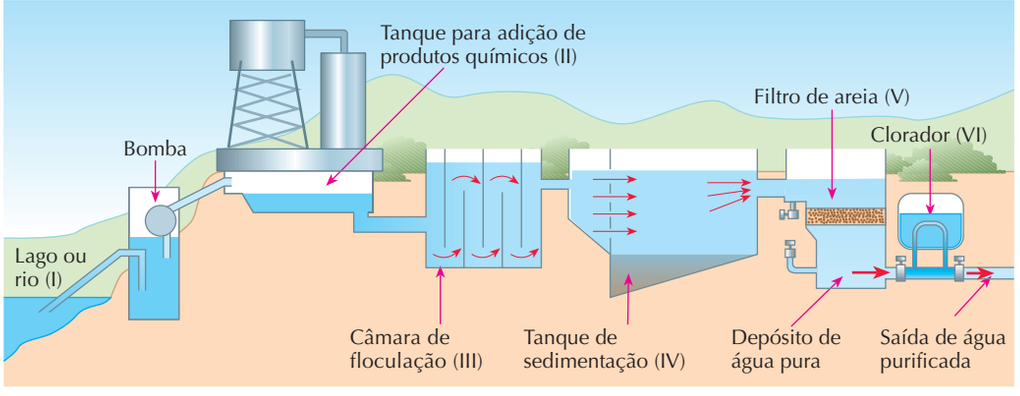
O TRATAMENTO DA ÁGUA

A água é indispensável à vida humana: além de bebermos, usamos a água para cozer os alimentos e para a higiene pessoal e doméstica; é importante para a agricultura; é utilizada em grandes quantidades e para diversos fins pelas indústrias; e assim por diante.

A água própria para se beber é denominada **água potável**. Não precisa ser **pura**, na conceituação química — isto é, conter somente moléculas H_2O —, mas é necessário que ela esteja **límpida**; não pode conter terra nem outros materiais em suspensão; pode conter somente vestígios de **sais em solução**, que lhe conferem algum sabor (diferente da água destilada); precisa estar **aerada**, ou seja, conter um pouco de ar dissolvido, dando ao paladar uma sensação de "água leve"; não deve conter **microrganismos** que possam causar doenças. Evidentemente, essa água será também apropriada para outros usos domésticos, como: cozer alimentos, lavar roupas e utensílios domésticos, tomar banho etc.

Afortunada seria a cidade que dispusesse de "fontes de água pura", com todas as características da água potável. Infelizmente, para satisfazer o enorme consumo das grandes cidades, é preciso retirar a água de lagos ou de rios, que, em geral, não é potável — tendo, por isso, de ser convenientemente **tratada**.

O **tratamento da água** para o consumo público segue, em geral, os passos mostrados no esquema dado a seguir:



- a água é bombeada de um lago ou rio (I) até um tanque (II), onde recebe produtos químicos, em geral uma mistura de $A\ell_2(SO_4)_3$ e $Ca(OH)_2$;
- a água passa por uma **câmara de floculação** (III), onde se completa a reação:

$$A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\ A\ell(OH)_3\downarrow + 3\ CaSO_4$$

- $A\ell(OH)_3$ produzido forma "flocos" ou "coágulos" gelatinosos e insolúveis em água; esses flocos vão "agarrando" as partículas (terra em suspensão, restos de folhas etc.) que estão sendo arrastadas pela água;
- a água vai então para um **tanque de decantação ou sedimentação** (IV), onde circula lentamente, dando tempo para que o $A\ell(OH)_3$ precipite, arrastando consigo as partículas em suspensão existentes na água;
- a seguir, a água passa por um **filtro de areia** (V), que retém as partículas menores de $A\ell(OH)_3$ e outras impurezas;
- finalmente, a água passa por um **clorador** (VI), onde é introduzido o cloro, que mata os microrganismos.


CID

Vista aérea de uma estação de tratamento de água.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 214 30/5/05, 9:44

A água é um bem precioso. Nas grandes cidades, a captação da água, seu tratamento e sua distribuição estão se tornando cada vez mais difíceis. Portanto, **não desperdice água** — abra pouco as torneiras, tome banhos rápidos, não abuse na descarga de aparelhos sanitários, não lave automóveis desnecessariamente etc. Com o aumento da população da Terra, dizem alguns técnicos que, já neste século, possivelmente haverá falta de água potável — o que poderá até levar a humanidade a uma "guerra pela água".

A Legião **By Bill & Don Wilder**



Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

70 De onde vem a água que bebemos?

71 O que é água potável? Quais são suas características?

72 No que consiste o tratamento da água para o consumo público?

73 (Enem-MEC) A falta de água doce no planeta será, possivelmente, um dos mais graves problemas deste século. Prevê-se que, nos próximos vinte anos, a quantidade de água doce disponível para cada habitante será drasticamente reduzida. Por meio de seus diferentes usos e consumos, as atividades humanas interferem no ciclo da água, alterando:
a) a quantidade total, mas não a qualidade da água disponível no planeta.
b) a qualidade da água e sua quantidade disponível para o consumo das populações.
c) a qualidade da água disponível, apenas no subsolo terrestre.
d) apenas a disponibilidade de água superficial existente nos rios e lagos.
e) o regime de chuvas, mas não a quantidade de água disponível no planeta.

74 (Enem-MEC) Considerando os custos e a importância da preservação dos recursos hídricos, uma indústria decidiu purificar parte da água que consome para reutilizá-la no processo industrial. De uma perspectiva econômica e ambiental, a iniciativa é importante porque esse processo:
a) permite que toda água seja devolvida limpa aos mananciais.
b) diminui a quantidade de água adquirida e comprometida pelo uso industrial.
c) reduz o prejuízo ambiental, aumentando o consumo de água.
d) torna menor a evaporação da água e mantém o ciclo hidrológico inalterado.
e) recupera o rio onde são lançadas as águas utilizadas.

75 (Vunesp) Nas estações de tratamento de água, uma das etapas do tratamento para obtenção de água potável consiste na eliminação das impurezas que se encontram em suspensão. Isto é feito produzindo-se hidróxido de alumínio e sulfato de cálcio na superfície da água a ser tratada. O hidróxido de alumínio atua como floculante, arrastando consigo as impurezas sólidas para o fundo do tanque de decantação. Com base nas informações fornecidas, os compostos utilizados nas estações de tratamento de água são:
a) $A\ell C\ell_3$ e NaOH
b) $A\ell(NO_3)_3$ e KOH
c) $A\ell_2(SO_4)_3$ e KOH
d) $A\ell_2(SO_4)_3$ e Na_2CO_3
e) $A\ell_2(SO_4)_3$ e $Ca(HCO_3)_2$

76 (Enem-MEC) Visando adotar um sistema de reutilização de água, uma indústria testou cinco sistemas com diferentes fluxos de entrada de água suja e fluxos de saída de água purificada.

	Sistema I	Sistema II	Sistema III	Sistema IV	Sistema V
Fluxo de entrada (água suja)	45 L/h	40 L/h	40 L/h	20 L/h	20 L/h
Fluxo de saída (água purificada)	15 L/h	10 L/h	5 L/h	10 L/h	5 L/h

Supondo que o custo por litro de água purificada seja o mesmo, obtém-se maior eficiência na purificação por meio do sistema:
a) I b) II c) III d) IV e) V

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 215 30/5/05, 9:45

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

77 (UFSCar-SP) Dentre as substâncias cujas fórmulas são $NaHCO_3$, $Mg(OH)_2$ e CH_3COOH, pode(m) ser empregada(s) para combater excesso de acidez estomacal:
a) $NaHCO_3$, apenas.
b) $Mg(OH)_2$, apenas.
c) CH_3COOH_3, apenas.
d) $NaHCO_3$ e $Mg(OH)_2$, apenas.
e) $NaHCO_3$, $Mg(OH)_2$ e CH_3COOH.

78 (UFPA) A água do mar pode ser fonte de sais usados na fabricação de fermento em pó, de água sanitária e de soro fisiológico. Os principais constituintes ativos desses materiais são, respectivamente:
a) Na_2CO_3, $HC\ell$ e $NaC\ell$
b) $NaHCO_3$, $C\ell_2$ e $CaC\ell_2$
c) $NaHCO_3$, $NaOC\ell$ e $NaC\ell$
d) Na_2CO_3, $NaC\ell$ e $KC\ell$
e) $NaOC\ell$, $NaHCO_3$ e $NaC\ell$

79 (PUC-Campinas-SP) Considere as afirmações abaixo relativas aos tipos de ligações químicas.
I. Num fio de cobre, os elétrons dos níveis de valência dos átomos formam a nuvem eletrônica responsável pela união desses átomos e pela boa condutividade elétrica do metal.
II. Substâncias moleculares como os açúcares têm pontos de fusão mais elevados do que os de substâncias iônicas como os sais.
III. Amostras de vinagre conduzem a corrente elétrica porque têm íons em movimento.
É possível afirmar que apenas:
a) I é correta.
b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e III são corretas.
e) II e III são corretas.

80 (Vunesp) Ácidos instáveis são ácidos que se decompõem parcial ou totalmente sob condições normais de temperatura e pressão, formando, quase sempre, como produtos de decomposição, água líquida e um gás. Entre os pares de ácidos relacionados, é constituído apenas por ácidos instáveis:
a) H_2SO_4 e H_3PO_4.
b) $HC\ell O_4$ e HBr.
c) H_2CO_3 e H_2SO_3.
d) $H_2C_2O_4$ e H_3BO_3.
e) HI e HF.

81 (UFMG) Considere o quadro.

Tipo de sólido	Partículas unitárias	Temperatura de fusão	Exemplos
Molecular	Átomos ou moléculas	Baixa a moderadamente alta	IV
Iônico	Íons	III	Sal de cozinha, sulfato de cobre
Covalente	II	Alta	Diamante, quartzo
I	Átomos	Baixa a muito alta	Ferro e cobre metálicos

Nesse quadro, foram deixadas lacunas indicadas pelos algarismos I, II, III e IV.
A alternativa que apresenta um preenchimento **incorreto** da lacuna é:
a) I — metálico
b) II — átomos
c) III — baixa
d) IV — naftaleno, iodo e gelo

82 (Fuvest-SP) Hidroxiapatita, mineral presente em ossos e dentes, é constituída por íons cálcio, íons fosfato (PO_4^{3-}) e íons hidróxido. A sua fórmula química pode ser representada por $Ca_x(PO_4)_3(OH)$. O valor de *x* nessa fórmula é:
a) 1 c) 3 e) 5
b) 2 d) 4

83 (Fuvest-SP) O cobre pode ser encontrado na natureza no mineral denominado "atacamita":

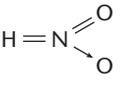
$$CuC\ell_2 \cdot 3\ Cu(OH)_2$$

Na fórmula da atacamita, identifica-se cobre com valências, respectivamente:
a) um e um
b) um e dois
c) um e três
d) dois e um
e) dois e dois

84 (Fatec-SP) Os cálculos renais, popularmente conhecidos como "pedras nos rins", são agregados cristalinos compostos por alguns sais, dentre eles o fosfato de cálcio, que se forma através da reação entre os íons cálcio e fosfato presentes no sangue:

$$3\ Ca^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

O número de oxidação ($N_{ox.}$) do átomo de fósforo do íon fosfato é:
a) +5
b) −5
c) +3
d) −3
e) −2

85 (Mackenzie-SP) Dentre as fórmulas estruturais dadas nas alternativas, relativas às substâncias H_2O, HNO_2 e NaHS, a única correta é:
a) $Na^{1-}\ [H - S]^{1+}$
b) H ═ O
c) H — O — N ═ O
d) Na — H — S
e) 

Dados os números atômicos:
H = 1; N = 7; O = 8;
Na = 11; S = 16

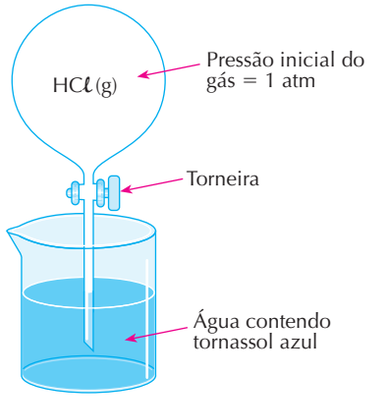
86 (UFPel-RS) A absorção de elementos químicos pelas raízes das plantas dá-se a partir da solução do solo (fase líquida) na forma de íons. Dos dezesseis nutrientes essenciais para as plantas, seis são chamados de **macronutrientes**. Os íons desses macronutrientes ocorrem, na solução do solo, da seguinte maneira:
- potássio, cálcio e magnésio, como cátions;
- enxofre, como ânion sulfato;
- fósforo, como ânion monoidrogenofosfato e diidrogenofosfato;
- nitrogênio, como cátion amônio ou ânion nitrato.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 216 30/5/05, 9:45

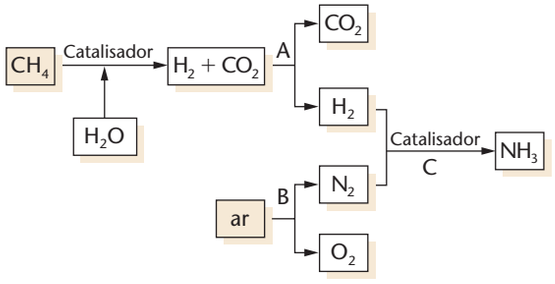
a) Considerando os cátions magnésio, potássio e cálcio, estabeleça a ordem crescente de raio atômico dessas espécies.
b) Faça a fórmula estrutural do cátion amônio.
c) Indique as fórmulas químicas resultantes da combinação do ânion monoidrogenofosfato com um cátion monovalente e outro bivalente, citados no texto.
d) Escreva o nome da família ou grupo a que pertencem, respectivamente, os elementos K e Mg.

87 (Unicamp) Num dia em que você faltou à aula, a professora explicou que o HCℓ gasoso é muitíssimo solúvel em água. A seguir, montou um experimento para ilustrar essa propriedade do HCℓ(g) e pediu para alguém dar início à experiência. Na aparelhagem mostrada, o HCℓ(g) e a água não estão inicialmente em contato. Um colega foi à frente e executou o primeiro passo do procedimento.



a) O que foi que o colega fez no equipamento para dar início ao experimento?
b) A seguir, o que foi observado no experimento?

88 (Fuvest-SP) O esquema abaixo apresenta, de maneira simplificada, processos possíveis para a obtenção de importantes substâncias, a partir de gás natural e ar atmosférico.



Dados:

Gás	H_2	N_2	O_2	NH_3
Temperatura de ebulição (kelvin), sob pressão de 1 atm	20	77	90	240

Considere as afirmações:
I. Na etapa *A*, a separação dos gases pode ser efetuada borbulhando-se a mistura gasosa numa solução aquosa alcalina.
II. Na etapa *B*, N_2 e O_2 podem ser separados pela liquefação do ar, seguida de destilação fracionada.
III. A amônia, formada na etapa *C*, pode ser removida da mistura gasosa por resfriamento.

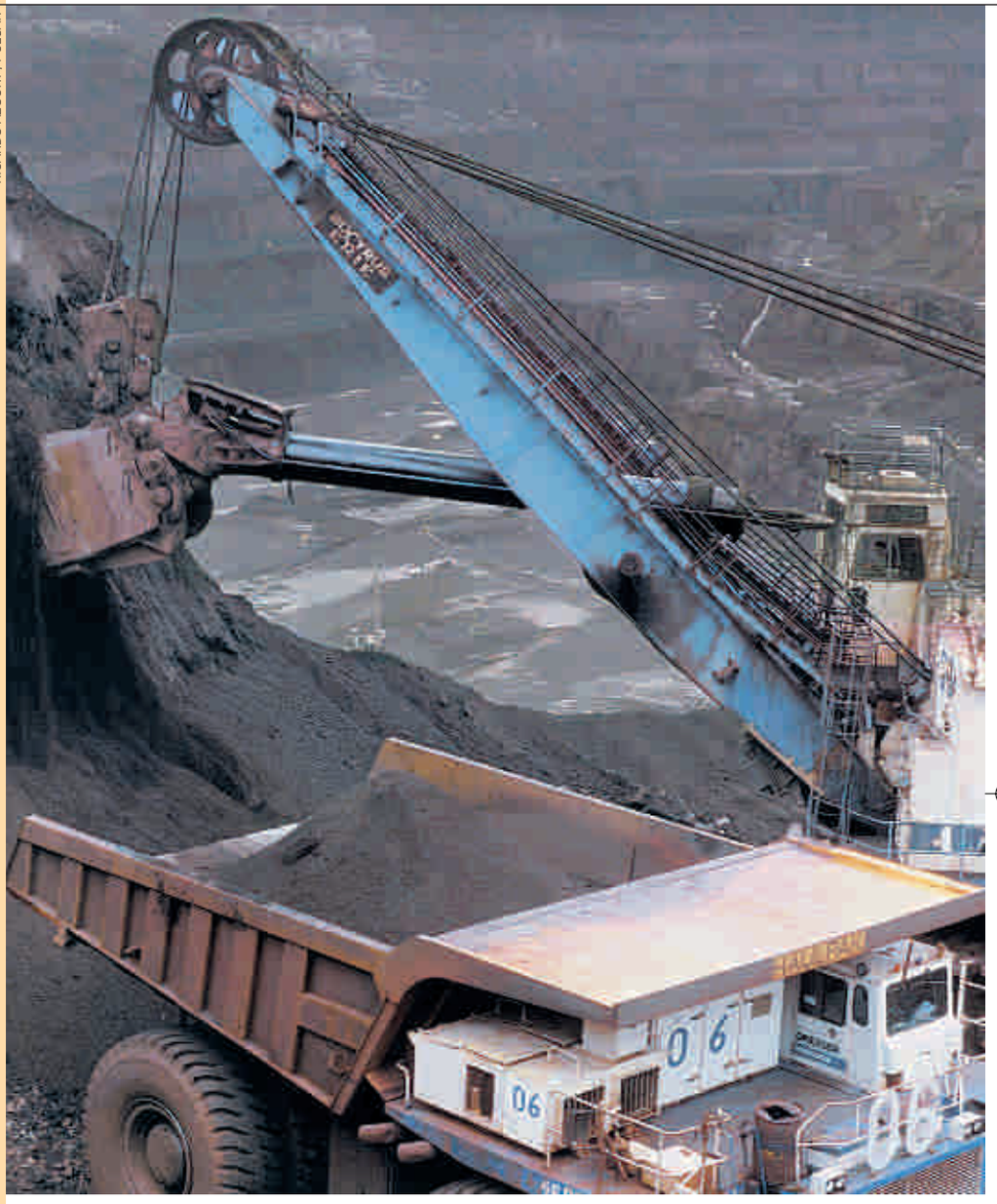
Está correto o que se afirma:
a) em I, apenas.
b) em II, apenas.
c) em III, apenas.
d) em II e III, apenas.
e) em I, II e III.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 08B-QF1-PNLEM 217 30/5/05, 9:45

Capítulo 9

ÓXIDOS INORGÂNICOS



RICARDO AZOURY / PULSAR

Extração de minério de ferro em Carajás.

Tópicos do capítulo

1 Definição de óxido

2 Fórmula geral dos óxidos

3 Óxidos básicos

4 Óxidos ácidos ou anidridos

5 Óxidos anfóteros

6 Óxidos indiferentes ou neutros

7 Óxidos duplos, mistos ou salinos

8 Peróxidos

9 Óxidos importantes

10 As funções inorgânicas e a Classificação Periódica

Leitura: *A chuva ácida*

Apresentação do capítulo

Os óxidos inorgânicos constituem uma família muito importante, grande e diversificada de compostos químicos. Basta lembrar da água e de muitos minérios, de onde são extraídos metais de grande importância na vida diária. São óxidos os principais poluentes de nossa atmosfera — CO, SO_2, SO_3, NO, NO_2 etc.

Neste capítulo, iremos também relacionar as funções inorgânicas com a Classificação Periódica. Mostraremos como a Classificação Periódica pode ajudar no problema de formulação e da nomenclatura dos compostos inorgânicos.

Por fim, teremos uma leitura importante que diz respeito à formação da chamada chuva ácida.

1 DEFINIÇÃO DE ÓXIDO

Óxidos são compostos binários nos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Por exemplo: H_2O, CO_2, Fe_2O_3, SO_2, P_2O_5 etc.

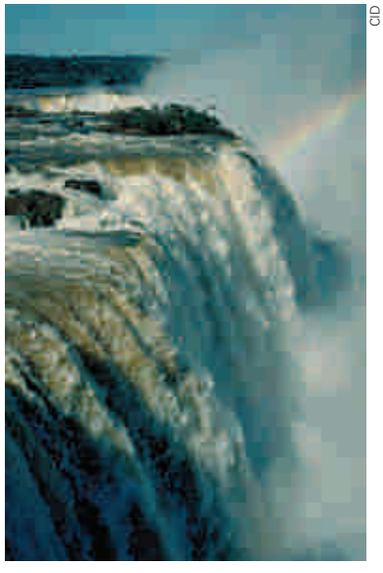
Os óxidos constituem um grupo muito numeroso, pois praticamente todos os elementos químicos formam óxidos (até mesmo gases nobres, como, por exemplo, o XeO_3).

Apenas os compostos oxigenados do flúor (como, por exemplo, OF_2 e O_2F_2) não são considerados óxidos, mas sim **fluoretos de oxigênio**, pois, como já vimos, **o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio**.

Sendo assim, outra definição possível para os óxidos seria:

Óxidos são compostos binários do oxigênio com qualquer outro elemento químico, exceto o flúor.

Os óxidos estão sempre presentes em nossa vida. Veja os exemplos abaixo:



CID

A **água** (H_2O) é, sem dúvida, o óxido mais importante do planeta. A própria existência de vida na Terra, em todas as formas que conhecemos, está intimamente ligada à água.



EDUARDO SANTALIESTRA

O **gás carbônico** (CO_2) participa da fotossíntese, processo que é a base da vida dos vegetais e dos animais que deles se alimentam. Engarrafado, é utilizado como agente extintor de incêndios.

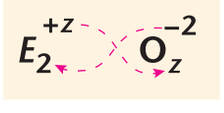


ANTONIO VIAS VALCARCEL / CID

Muitos minérios são óxidos, como a **hematita** (Fe_2O_3, da qual se extrai o ferro), a **pirolusita** (MnO_2, da qual se obtém o manganês) etc. Na foto temos a **magnetita** (Fe_3O_4).

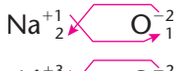
2 FÓRMULA GERAL DOS ÓXIDOS

Considerando um elemento químico *E*, de número de oxidação $+z$, e lembrando que o oxigênio tem número de oxidação -2, temos:

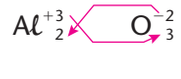


ou seja: E_2O_z

Por exemplo:



ou Na_2O

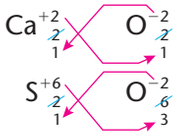


ou $Aℓ_2O_3$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 09-QF1-PNLEM 219 30/5/05, 9:47

Sendo possível, devemos simplificar os índices:



3 ÓXIDOS BÁSICOS

Óxidos básicos são óxidos que reagem com a água, produzindo uma base, ou reagem com um ácido, produzindo sal e água.

Exemplos:

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$

$$Na_2O + 2\ HC\ell \longrightarrow 2\ NaC\ell + H_2O$$

Os **óxidos básicos** são formados por **metais** com números de oxidação baixos (+1, +2 ou +3). São compostos sólidos, iônicos, que encerram o ânion oxigênio (O^{2-}) e apresentam pontos de fusão e de ebulição elevados. Os óxidos dos metais alcalinos e alcalino-terrosos reagem com a água; os demais óxidos básicos são pouco solúveis em água.

3.1. Nomenclatura dos óxidos básicos

Quando o elemento forma apenas **um óxido**, dizemos:

Óxido de ..... (Nome do elemento)

Na_2O — óxido de sódio
CaO — óxido de cálcio

Quando o elemento forma **dois óxidos**, dizemos:

Quando o elemento tem

Óxido ..... (Nome do elemento) { **ico** → $N_{ox.}$ maior; **oso** → $N_{ox.}$ menor

{ Fe_2O_3 — óxido férr**ico** ($N_{ox.}$ do ferro = +3)
{ FeO — óxido ferr**oso** ($N_{ox.}$ do ferro = +2)

{ CuO — óxido cúpr**ico** ($N_{ox.}$ do cobre = +2)
{ Cu_2O — óxido cupr**oso** ($N_{ox.}$ do cobre = +1)



EDUARDO SANTALIESTRA

O óxido de cálcio (CaO) é chamado de **cal virgem**; com a água, forma a chamada **cal hidratada** — $Ca(OH)_2$ —, que é usada para pintar paredes, troncos de árvores etc. (**pintura de caiação**).

(Observe que os nomes dos óxidos básicos acompanham os nomes das bases correspondentes.)

Quando o elemento forma **dois ou mais óxidos**, podemos indicar o **número de oxidação** do elemento por um **algarismo romano**:

Óxido de ..... (Nome do elemento) ..... (Algarismo romano)

{ Fe_2O_3 — óxido de ferro III
{ FeO — óxido de ferro II

{ CuO — óxido de cobre II
{ Cu_2O — óxido de cobre I

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Quando o elemento forma dois ou mais óxidos, podemos ainda indicar o **número de átomos de oxigênio** e o **número de átomos do elemento** com o auxílio dos prefixos **mono**, **di**, **tri** etc. Freqüentemente, o prefixo **mono** é omitido.

mono / di / tri / ... óxido de **mono / di / tri / ...** ..... (Nome do elemento)

Fe_2O_3	—	trióxido de diferro	CuO	—	(mono) óxido de (mono) cobre
FeO	—	(mono) óxido de (mono) ferro	Cu_2O	—	(mono) óxido de dicobre

Essas duas nomenclaturas — com algarismo romano final e com prefixos "mono", "di", "tri" etc. — são de caráter geral, servindo não só para os óxidos básicos, mas também para as demais classes de óxidos que virão a seguir.

4 ÓXIDOS ÁCIDOS OU ANIDRIDOS

Óxidos ácidos ou **anidridos** são óxidos que reagem com a água, produzindo um ácido, ou reagem com uma base, produzindo sal e água.

Exemplos:

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

$$SO_3 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

Os **óxidos ácidos** ou são formados por **não-metais** (e, nesse caso, são compostos geralmente gasosos) ou por **metais com números de oxidação elevados**, como, por exemplo, CrO_3, MnO_3, Mn_2O_7 etc.:

$$CrO_3 + H_2O \longrightarrow H_2CrO_4$$

$$CrO_3 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$$

Os óxidos ácidos são compostos moleculares e, em geral, solúveis em água.

Considere agora a reação característica:

Óxido ácido + Água ⟶ Ácido

É por meio desse tipo de reação que ocorre o fenômeno da **chuva ácida**, responsável pelo desaparecimento da cobertura vegetal, pela corrosão de metais e outros materiais, como os que são usados em monumentos e obras de arte.

É interessante imaginar a reação inversa, isto é, a subtração de água do ácido, dando o óxido ácido:

H_2CO_3	H_2SO_4	$2\,HNO_3$ equivaleria a $H_2N_2O_6$
H_2O —	H_2O —	H_2O —
CO_2	SO_3	N_2O_5

Desse modo, podemos considerar um óxido ácido como um "ácido sem água". Daí o nome **anidrido** dado a esses óxidos (do grego *anhydros*, "sem água").



SIMON FRASER / SPL-STOCK PHOTOS

Árvores danificadas pelos efeitos da chuva ácida devido à poluição emitida pelas siderúrgicas e refinarias de Mynydd Dinas, nas proximidades de Port Talbot, País de Gales, na década de 1990.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 09-QF1-PNLEM 221 30/5/05, 9:48

4.1. Nomenclatura dos óxidos ácidos

Anidrido ..... (Nome do elemento) { **ico** → Quando o elemento tem $N_{ox.}$ maior ; **oso** → Quando o elemento tem $N_{ox.}$ menor }

SO_3 — anidrido sulfú**rico** ($N_{ox.}$ do enxofre = +6)
SO_2 — anidrido sulfu**roso** ($N_{ox.}$ do enxofre = +4)

N_2O_5 — anidrido nít**rico** ($N_{ox.}$ do nitrogênio = +5)
N_2O_3 — anidrido nit**roso** ($N_{ox.}$ do nitrogênio = +3)

Quando o elemento forma apenas **um anidrido**, usa-se a terminação **ico**:

CO_2 — anidrido carbô**nico**
B_2O_3 — anidrido bó**rico**

Observe que os nomes dos anidridos acompanham os nomes dos ácidos correspondentes:

Ácido sulfúrico H_2SO_4
H_2O −
Anidrido sulfúrico → SO_3

No caso dos anidridos, podemos também usar as nomenclaturas gerais, citadas anteriormente:

SO_3 — óxido de enxofre VI ou trióxido de (mono) enxofre
SO_2 — óxido de enxofre IV ou dióxido de (mono) enxofre

OBSERVAÇÕES

- Alguns anidridos podem reagir com quantidades crescentes de água (**hidratação crescente**), produzindo ácidos diferentes. É o caso do anidrido fosfórico (P_2O_5):

$P_2O_5 + 1\,H_2O \longrightarrow 2\,HPO_3$ (ácido **meta**fosfórico)
$P_2O_5 + 2\,H_2O \longrightarrow H_4P_2O_7$ (ácido **piro**fosfórico)
$P_2O_5 + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3PO_4$ (ácido **orto**fosfórico)

Hidratação crescente

- Alguns anidridos reagem com água, produzindo dois ácidos diferentes; por esse motivo, são chamados **anidridos duplos** ou **mistos**. É o caso do anidrido nitroso-nítrico (NO_2):

$2\,NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_2 + HNO_3$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5 ÓXIDOS ANFÓTEROS

Óxidos anfóteros podem se comportar ora como **óxido básico**, ora como **óxido ácido**.

Apresentando um caráter intermediário entre o dos óxidos ácidos e o dos óxidos básicos, os óxidos anfóteros só reagem com outra substância de caráter químico pronunciado: ou ácido forte ou base forte. É, por exemplo, o que acontece com o óxido de zinco (ZnO):

$ZnO + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2O$
Óxido básico — Ácido forte — Cloreto de zinco

$2\,NaOH + ZnO \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$
Base forte — Óxido ácido — Zincato de sódio


C/D

O **óxido de zinco** (ZnO), chamado de **alvaiade**, é um pó branco usado na pintura do rosto dos palhaços de circo. É também um ótimo protetor solar.

Outro caso importante é o Al_2O_3:

$$\underbrace{Al_2O_3}_{\text{Óxido básico}} + \underbrace{3\ H_2SO_4}_{\text{Ácido forte}} \longrightarrow \underbrace{Al_2(SO_4)_3}_{\text{Sulfato de alumínio}} + 3\ H_2O$$

$$\underbrace{2\ NaOH}_{\text{Base forte}} + \underbrace{Al_2O_3}_{\text{Óxido ácido}} \longrightarrow \underbrace{2\ NaAlO_2}_{\text{Aluminato de sódio}} + H_2O$$

Os óxidos anfóteros são, em geral, sólidos, iônicos, insolúveis na água e formados:
- ou por metais: ZnO; Al_2O_3; SnO e SnO_2; PbO e PbO_2;
- ou por semimetais: As_2O_3 e As_2O_5; Sb_2O_3 e Sb_2O_5.

A nomenclatura é idêntica à dos óxidos básicos:

ZnO — óxido de zinco
SnO_2 — óxido estânico ou óxido de estanho IV, ou dióxido de (mono) estanho
SnO — óxido estanoso ou óxido de estanho II, ou (mono) óxido de (mono) estanho

Quando um metal forma vários óxidos, é interessante notar que o caráter do óxido passa, gradativamente, **de básico para anfótero e depois para ácido, à medida que o $N_{ox.}$ do metal vai crescendo**:

$$\overset{+2}{\underbrace{CrO}}_{\text{Óxido básico}} \qquad \overset{+3}{\underbrace{Cr_2O_3}}_{\text{Óxido anfótero}} \qquad \overset{+6}{\underbrace{CrO_3}}_{\text{Óxido ácido}}$$

Aumento do $N_{ox.}$ do metal →
Aumento do caráter ácido do óxido

6 ÓXIDOS INDIFERENTES OU NEUTROS

Óxidos indiferentes (ou **neutros**) são óxidos que não reagem com água, nem com ácidos nem com bases.

Assim, os óxidos neutros não apresentam nem caráter ácido nem caráter básico. São poucos os óxidos dessa classe. Os mais comuns são:

CO — monóxido de carbono
N_2O — óxido nitroso
NO — óxido nítrico

São compostos gasosos, moleculares, formados por não-metais. Mas o fato de serem "indiferentes" ou "neutros" não significa que esses óxidos não possam participar de outras reações. O CO, por exemplo, queima com muita facilidade:

$$2\ CO + O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 \quad \text{(reação de oxirredução)}$$

CELSO JÚNIOR / AE



Os gases emitidos pelos escapamentos de veículos e caminhões são os principais responsáveis pela poluição do ar.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 09-QF1-PNLEM 223 30/5/05, 9:48

7 ÓXIDOS DUPLOS, MISTOS OU SALINOS

Óxidos duplos são óxidos que se comportam como se fossem formados por dois outros óxidos, do mesmo elemento químico.

Por exemplo:

Fe_3O_4 equivale a $FeO + Fe_2O_3$

Pb_3O_4 equivale a $2\ PbO + PbO_2$

Eles reagem como se fossem a mistura de dois óxidos:

$$\begin{array}{rcl} FeO + H_2SO_4 & \longrightarrow & FeSO_4 + H_2O \\ Fe_2O_3 + 3\ H_2SO_4 & \longrightarrow & Fe_2(SO_4)_3 + 3\ H_2O \\ \hline Fe_3O_4 + 4\ H_2SO_4 & \longrightarrow & FeSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + 4\ H_2O \end{array}$$

São sempre óxidos metálicos, sólidos e de estrutura iônica. A nomenclatura preferida, nesse caso, é:

Fe_3O_4 — tetróxido de triferro



EDUARDO SANTALIESTRA

Pintor utilizando zarcão (óxido vermelho de chumbo), usado como pigmento na confecção de tintas de proteção.

8 PERÓXIDOS

Peróxidos são óxidos que reagem com a água ou com ácidos diluídos, produzindo água oxigenada (H_2O_2).

$$Na_2O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2O_2$$

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

A nomenclatura é feita com a própria palavra **peróxido**. Por exemplo:

Na_2O_2 — peróxido de sódio

Os peróxidos mais comuns são:

- peróxido de hidrogênio: H_2O_2 (quando em solução aquosa se chama **água oxigenada**);
- peróxidos dos metais alcalinos: Na_2O_2, K_2O_2 etc.;
- peróxidos dos metais alcalino-terrosos: BaO_2 etc.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ÁGUA OXIGENADA

A solução aquosa de **peróxido de hidrogênio** (H_2O_2 ou H — O — O — H) recebe o nome de **água oxigenada**. O peróxido de hidrogênio puro é um líquido incolor muito instável, que se decompõe rápida e espontaneamente (o que pode até ocorrer de maneira explosiva) segundo a reação:

$$2\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + O_2\uparrow$$

Quando lemos em uma embalagem **"água oxigenada a 10 volumes"**, isso significa que temos uma solução aquosa H_2O_2 preparada em tal proporção que **1 litro** de solução produz **10 litros de O_2**, na pressão de 1 atm e na temperatura 0 °C, segundo a reação mostrada acima. A decomposição da água oxigenada é muito mais lenta do que a do peróxido puro, mas é acelerada pela ação do calor e da luz; assim sendo, ela deve ser guardada em frascos escuros e em lugares frescos. Essa decomposição também é acelerada por enzimas existentes em nosso sangue; por esse motivo, quando colocamos água oxigenada sobre um ferimento, observamos uma efervescência — é a liberação do O_2, que então age como bactericida. As bases também aceleram a decomposição do H_2O_2 (e os ácidos, pelo contrário, a retardam).

Na presença de redutores, a água oxigenada age como **oxidante**:

$$2\ HI + H_2O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + I_2$$

Também como oxidante, a água oxigenada é utilizada no branqueamento de cabelos, fibras têxteis, papel etc. No entanto, em relação a oxidantes fortes, age como **redutora**:

$$2\ KMnO_4 + 5\ H_2O_2 + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\ MnSO_4 + 8\ H_2O + 5\ O_2$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

9 ÓXIDOS IMPORTANTES

9.1. Óxido de cálcio — CaO

O óxido de cálcio (CaO), chamado de **cal viva** ou **cal virgem**, é um sólido branco que só funde em temperaturas elevadíssimas (2.572 °C).

É preparado por decomposição térmica do calcário:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2\uparrow$$

Apresenta as propriedades características de um óxido básico:

- reage com a água: $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$ (o hidróxido de cálcio formado, chamado de **cal apagada** ou **extinta**, é pouco solúvel em água; sua suspensão chama-se **água de cal**);
- reage com ácidos:

$$CaO + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Tanto o CaO como o $Ca(OH)_2$ absorvem CO_2 do ar. Quando sopramos ar na água de cal através de um canudinho, o CO_2 contido no ar que expiramos irá turvar a água de cal, devido à formação do $CaCO_3$, de acordo com a última equação acima.



Na foto Ⓐ, o béquer contém apenas uma suspensão de água de cal, $Ca(OH)_2$, que é incolor. Soprando-se ar (foto Ⓑ), o $Ca(OH)_2$ reage com o CO_2, produzindo $CaCO_3$, um precipitado branco (foto Ⓒ).

Capitulo 09-QF1-PNLEM 225 30/5/05, 9:49

O CaO e o $Ca(OH)_2$ são as bases mais baratas de que dispomos. Por isso são muito usados:

- em construção civil: reboco, cimento, estuque, fabricação de tijolos, cerâmicas;
- na produção do vidro, do Na_2CO_3, do $CaC\ell(C\ell O)$ (cloreto de cal);
- como inseticida, fungicida etc.;
- na agricultura, para corrigir solos ácidos;
- na purificação de açúcares, óleos vegetais e sucos de frutas;
- na fabricação de tijolos refratários para fornos metalúrgicos;
- no tratamento de águas e esgotos.

9.2. Dióxido de carbono — CO_2

O CO_2 pode ser preparado pela queima do carvão ou de materiais orgânicos, como a madeira:

$$C + O_2(ar) \longrightarrow CO_2$$

No entanto, o CO_2 é obtido usualmente como subproduto de várias reações industriais, como, por exemplo, a decomposição de carbonatos ($CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$), a fermentação alcoólica na produção do álcool comum e de bebidas alcoólicas etc.

O CO_2 gasoso é dissolvido, sob pressão, nas "águas gaseificadas" e nos refrigerantes; ocorre, nesse caso, a reação:

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

Quando a garrafa é aberta, ocorre a reação inversa:

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

e o CO_2 gasoso que escapa dá a efervescência característica das águas gaseificadas e dos refrigerantes.

Abaixo de 78 °C negativos, o CO_2 torna-se sólido e é conhecido como **gelo-seco**. Esse nome provém do fato de o gelo-seco não derreter para formar um líquido, mas sim sublimar-se, passando diretamente do estado sólido para o gasoso. O gelo-seco é usado em refrigeração (como nos carrinhos de sorvete) e também para produzir "fumaça" em *shows*, bailes etc.

Sendo um óxido ácido, o CO_2 reage com as bases:

$$NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHCO_3$$

HANS NELEMAN / THE IMAGE BANK-GETTY IMAGES



Num copo com água gaseificada, as bolhas representam o gás carbônico que escapa para o ambiente.

EDUARDO SANTALIESTRA



Pedaços de gelo-seco sendo colocados num recipiente com água.

REVISÃO — Responda em seu caderno

a) O que são óxidos?

b) O que são óxidos básicos?

c) O que são óxidos ácidos?

d) O que são óxidos anfóteros?

e) O que são peróxidos?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

1 (Mackenzie-SP) Com cerca de 40 km de profundidade, a crosta terrestre contém principalmente óxido de silício e óxido de alumínio. Sabendo que o número de oxidação do silício é +4 e o do alumínio é +3, as fórmulas desses óxidos são:
a) SiO_2 e $A\ell_2O_3$
b) SiO_2 e $A\ell_2O$
c) SiO_3 e $A\ell O$
d) SiO_4 e $A\ell O_3$
e) Si_2O e $A\ell_2O_3$

2 (Mackenzie-SP) O ferro é um dos elementos mais abundantes na crosta terrestre. Em Carajás, o principal minério de ferro é a hematita, substância constituída, principalmente, por óxido férrico (ou óxido de ferro III), cuja fórmula é:
a) FeO
b) Fe_3O
c) FeO_3
d) Fe_2O_3
e) Fe_3O_2

3 (Cesgranrio-RJ) O consumidor brasileiro já está informado de que os alimentos industrializados que ingere contêm substâncias cuja função básica é a de preservá-los da deterioração. Alguns exemplos dessas substâncias são: conservantes — ácido bórico (P. II) e anidrido sulfuroso (P. V); antioxidante — ácido fosfórico (A. III); antiumectantes — carbonato de cálcio (Au. I) e dióxido de silício (Au. VIII). Qual é a opção que indica a fórmula de cada substância na ordem apresentada no texto?
a) H_2BO_4; SO_3; H_3PO_3; K_2CO_3; Si_2O
b) H_3BO_3; SO_2; H_3PO_3; K_2CO_3; SiO_2
c) H_3BO_3; SO_2; H_3PO_4; $CaCO_3$; SiO_2
d) H_3BO_3; SO_3; H_3PO_4; $CaCO_3$; Si_2O
e) H_3BO_4; SO_2; H_3PO_3; $CaCO_3$; SiO_2

4 (UFPE) A tabela abaixo apresenta a classificação das substâncias inorgânicas de maior produção nos Estados Unidos, em 1999:

Classificação	Produto
1º lugar	ácido sulfúrico
2º lugar	amônia
3º lugar	ácido fosfórico
10º lugar	dióxido de titânio

As fórmulas químicas das substâncias classificadas em 1º, 2º, 3º e 10º lugares são, respectivamente:
a) H_2PO_4, NH_3, H_3SO_4, TiO_2
b) H_2S, PH_3, H_3PO_4, Ti_2O
c) H_2SO_4, NH_3, $HC\ell O_4$, TiO_2
d) H_2SO_3, NH_4, $HC\ell O_4$, TiO
e) H_2SO_4, NH_3, H_3PO_4, TiO_2

5 (Cesgranrio-RJ) Os principais poluentes do ar nos grandes centros urbanos são o gás sulfuroso (SO_2) e o monóxido de carbono (CO). O SO_2 é proveniente das indústrias que queimam combustíveis fósseis (carvão e petróleo). Já o CO provém da combustão incompleta da gasolina em veículos automotivos desregulados. Sabendo-se que o SO_2 (causador da chuva ácida) e o CO (causador de inibição respiratória) são óxidos, suas classificações são, respectivamente:
a) anfótero e neutro
b) básico e ácido
c) ácido e anfótero
d) ácido e básico
e) ácido e neutro

6 (Mackenzie-SP)

$$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2\ HNO_3$$
$$CO + H_2O \longrightarrow \text{não reage}$$
$$K_2O + H_2O \longrightarrow 2\ KOH$$

Nas equações acima, do comportamento mostrado pelos óxidos, conclui-se que:
a) K_2O é um peróxido.
b) CO é um óxido neutro ou indiferente.
c) K_2O é um óxido ácido.
d) N_2O_5 é um óxido duplo ou misto.
e) N_2O_5 é um óxido básico.

7 (Acafe-SC) A alternativa que apresenta os anidridos correspondentes aos ácidos H_2SO_3, H_2CO_3, H_2SiO_3, $HC\ell O_4$ é:
a) SO_2, CO_2, SiO_2, $C\ell O_4$
b) SO_3, CO_2, SiO_2, $C\ell O_4$
c) SO_3, CO_2, SiO_2, $C\ell_2O_5$
d) SO_2, CO, SiO_2, $C\ell_2O_3$
e) SO_2, CO_2, SiO_2, $C\ell_2O_7$

8 Coloque os óxidos MnO_3, Mn_2O_3, MnO_2, Mn_2O_7, MnO na ordem do mais básico para o mais ácido.

9 Escreva as equações das reações do óxido anfótero SnO com o $HC\ell$ e com o NaOH.

10 (Osec-SP) Na queima do enxofre em pó forma-se um gás (dióxido de enxofre). O papel de tornassol azul embebido em água, na presença desse gás, apresentará a coloração:
a) incolor
b) amarela
c) verde
d) azul
e) vermelha

11 (UFRGS-RS) São apresentadas abaixo substâncias químicas, na coluna da esquerda, e uma possível aplicação para cada uma delas, na coluna da direita.

1. H_2SO_4	A. descorante de cabelos
2. $NaOC\ell$	B. antiácido estomacal
3. H_2O_2	C. água sanitária
4. $Mg(OH)_2$	D. conservação de alimentos
5. $NaC\ell$	E. solução de baterias automotivas

A associação correta entre as substâncias químicas, na coluna da esquerda, e as aplicações correspondentes, na coluna da direita, é:
a) 3A, 4B, 2C, 5D, 1E.
b) 2A, 3B, 1C, 5D, 4E.
c) 3A, 4B, 1C, 5D, 2E.
d) 2A, 3B, 4C, 1D, 5E.
e) 3A, 2B, 1C, 4D, 5E.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 09-QF1-PNLEM 227 30/5/05, 9:49

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

12 (Mackenzie-SP)

I	Galena	PbS
II	Pirolusita	MnO_2
III	Blenda	ZnS
IV	Cassiterita	SnO_2
V	Calcopirita	CuS · FeS

Na tabela acima estão numerados, de I a V, os principais minérios de alguns metais. O chumbo, o zinco e o estanho são obtidos, respectivamente, pela redução dos minérios:

a) I, IV e V
b) V, II e IV
c) III, IV e II
d) I, III e IV
e) V, IV e I

13 (Vunesp) Na Idade Média, era usual o emprego de óxido de chumbo (IV) como pigmento branco em telas. Em nossos dias, com o aumento do teor de H_2S na atmosfera, proveniente da queima de combustíveis fósseis, pinturas dessa época passaram a ter suas áreas brancas transformadas em castanho escuro, devido à formação de sulfeto de chumbo (II). No trabalho de restauração dessas pinturas são empregadas soluções diluídas de peróxido de hidrogênio, que transformam o sulfeto de chumbo (II) em sulfato de chumbo (II), um sólido branco. As fórmulas do óxido de chumbo (IV), sulfeto de chumbo (II), peróxido de hidrogênio e sulfato de chumbo (II) são, respectivamente:

a) PbO, PbS, H_2O_2, $PbSO_4$
b) PbO_2, PbS, H_2O_2, $PbSO_4$
c) Pb_2O_3, PbS_2, H_2O, $Pb(SO_4)_2$
d) PbO_2, PbS, H_2O_2, $PbSO_3$
e) PbO, $PbSO_3$, H_2O_2, PbS_2O_3

14 (UFF-RJ) Um dos processos de purificação da água para uso doméstico constitui-se das seguintes etapas:

1ª filtração seguida de alcalinização com **óxido de cálcio** (*X*).
2ª floculação por adição de **sulfato de alumínio** (*Y*) seguida de filtração.
3ª aeração e adição de cloro para formação do **ácido hipocloroso** (*Z*) que elimina bactérias.

A opção que apresenta as fórmulas químicas das substâncias indicadas, respectivamente, por *X*, *Y* e *Z* é.

a) CaO_2; $A\ell_2(SO_4)_3$; $HC\ell O$
b) CaO_2; $A\ell_2(SO_3)_3$; $HC\ell O_2$
c) CaO; $A\ell_2S_3$; $HC\ell O_3$
d) CaO; $A\ell_2(SO_4)_3$; $HC\ell O$
e) CaO; $A\ell_2(SO_4)_3$; $HC\ell O_2$

15 (FEI-SP) Um elemento metálico forma um óxido de fórmula MO_2. A fórmula de seu cloreto será, provavelmente:

a) $MC\ell$ c) $MC\ell_3$ e) $MC\ell_5$
b) $MC\ell_2$ d) $MC\ell_4$

16 (PUC-MG) Observe as reações químicas abaixo:

I. $MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$
II. $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$
III. $K_2O + 2\ HC\ell \longrightarrow 2\ KC\ell + H_2O$
IV. $SO_3 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

A afirmativa incorreta é:

a) As reações II e IV envolvem óxidos ácidos ou anidridos.
b) As reações I e III envolvem óxidos básicos.
c) O sal produzido na reação IV chama-se sulfato de sódio.
d) O sal produzido na reação III chama-se cloreto de potássio.
e) O caráter básico dos óxidos se acentua, à medida que o oxigênio se liga a elementos mais eletronegativos.

17 (Uece) O ferro em contato com a umidade do ar provoca a formação da ferrugem, que é um óxido de ferro. A combinação do ferro (Fe), com o oxigênio (O_2) do ar diluído em água faz surgir uma teia, na qual cada átomo de ferro se liga a 4 ou 6 átomos de oxigênio. Um dos óxidos do ferro é o Fe_3O_4, que é classificado como:

a) óxido neutro
b) óxido básico
c) óxido duplo ou misto
d) peróxido

18 (Mackenzie-SP) Ao se colocar gelo-seco, $CO_2(s)$, em água levemente alcalina, em presença de fenolftaleína, verifica-se que a solução que inicialmente era rósea torna-se incolor. Esse fato se observa porque:

a) ocorre abaixamento da temperatura da água.
b) ocorre vaporização da fenolftaleína.
c) o ácido carbônico formado é incolor.
d) o pH da solução aumenta.
e) o pH da solução diminui.

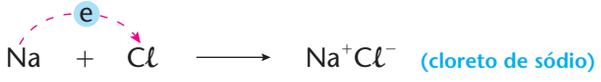
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

10 AS FUNÇÕES INORGÂNICAS E A CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA

No estudo da Classificação Periódica, vimos na página 127 que várias **propriedades físicas** dos elementos (como densidade, ponto de fusão, ponto de ebulição etc.) variam periodicamente com o aumento dos números atômicos. Com as **propriedades químicas** acontece o mesmo, de tal modo que podemos dizer:

> Os elementos situados em uma mesma coluna da Tabela Periódica têm propriedades químicas semelhantes e, em conseqüência, formam compostos com **fórmulas e nomes semelhantes**.

Isso decorre do fato de todos os elementos da mesma coluna apresentarem o mesmo número de elétrons na última camada eletrônica, como foi explicado no capítulo 5. Assim, por exemplo, todos os elementos da **coluna 1A** (metais alcalinos) têm **1 elétron** na última camada; eles tendem a ceder esse elétron, transformando-se em cátion de carga 1+. Todos os elementos da **coluna 7A** (halogênios) têm **7 elétrons** na última camada; eles tendem a receber um elétron, transformando-se em ânions, de carga 1−. Tomando como exemplo o sódio e o cloro, temos:



Repare na semelhança de fórmulas e nomes, quando consideramos outros elementos das colunas 1A e 7A:

Colunas		Fórmulas dos sais	Nomes dos sais
1A	7A		
Na	Cℓ	NaCℓ	Cloreto de sódio
K	I	KI	Iodeto de potássio
Rb	F	RbF	Fluoreto de rubídio
Cs	Br	CsBr	Brometo de césio

Essa semelhança de fórmulas e nomes aparece em todas as funções químicas: **ácidos**, **bases**, **sais** e **óxidos**. Acompanhe os exemplos:

Ácidos
Na **coluna 7A**, temos, por exemplo:
HCℓ — ácido clorídrico
HBr — ácido bromídrico
(ambos covalentes, de caráter ácido forte)

Bases
Na **coluna 1A**, temos, por exemplo:
NaOH — hidróxido de sódio
KOH — hidróxido de potássio
(ambos iônicos, de caráter básico forte)

Sais
Nas **colunas 1A** e **7A**, já vimos, como exemplos:
NaCℓ — cloreto de sódio
KI — iodeto de potássio
(ambos sólidos, iônicos, cristalinos, de fusão e ebulição difíceis)

Óxidos
Na **coluna 5A**, temos, por exemplo:
N_2O_5 — anidrido nítrico
P_2O_5 — anidrido fosfórico
(ambos covalentes e classificados como óxidos ácidos ou anidridos)

A partir daí, podemos afirmar que quem conhece as fórmulas e os nomes de alguns compostos de um certo elemento químico pode "deduzir" as fórmulas e os nomes dos compostos correspondentes de todos os outros elementos que estão na mesma coluna da Tabela Periódica.

Por exemplo, quem conhece os ácidos do cloro (coluna 7 A)

	H	Cℓ	O_4	— ácido	per	clór	ico
	H	Cℓ	O_3	— ácido		clór	ico
	H	Cℓ	O_2	— ácido		clor	oso
	H	Cℓ	O	— ácido	hipo	clor	oso
	H	Cℓ		— ácido		clor	ídrico
trocando:	H	Br		— ácido		brom	ídrico
ou trocando:	H	I		— ácido		iod	ídrico

terá "deduzido" as fórmulas e os nomes dos ácidos do bromo e do iodo, respectivamente.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

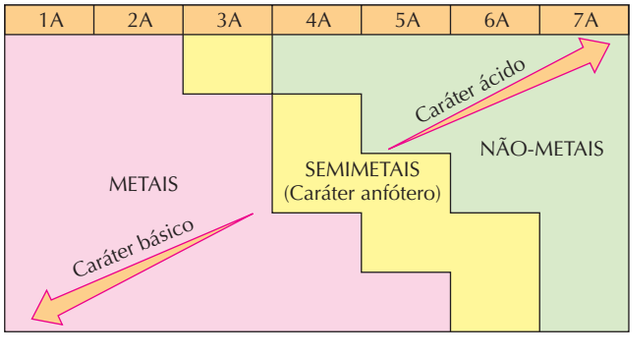
Capitulo 09-QF1-PNLEM 229 30/5/05, 9:50

O esquema a seguir resume as fórmulas dos principais compostos ao longo da Tabela Periódica:

Coluna	1A (B)	2A (B)	3A (B)	4A (B)	5A (B)	6A (B)	7A (B)
$N_{ox.}$ máximo	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
$N_{ox.}$ mínimo				−4	−3	−2	−1
Ácidos			(H_3XO_3)	H_4XO_4 H_2XO_3	H_3XO_4 $H_4X_2O_7$ HXO_3 H_3XO_3	H_2XO_4 H_2XO_3 H_2X	HXO_4 HXO_3 HXO_2 HXO HX
Bases	BOH	$B(OH)_2$	$B(OH)_3$	$B(OH)_4$ $B(OH)_2$			
Óxidos	E_2O	EO	E_2O_3	EO_2 EO	E_2O_5 E_2O_3	EO_3 EO_2	E_2O_7 E_2O_5

OBSERVAÇÕES

- As fórmulas são mais regulares nas **colunas A** da Tabela Periódica. Nas **colunas B**, isto é, nos metais de transição, a regularidade é menor.
- Relembramos que: o **número de oxidação máximo** de um elemento coincide com o número da coluna onde ele se encontra; e o **número de oxidação mínimo** é igual ao número dessa coluna subtraído de 8. Isso decorre da variação da estrutura eletrônica ao longo do período da Tabela Periódica e da tendência dos elementos de completarem o octeto eletrônico. Considerando esse fato, podemos entender melhor as fórmulas dos ácidos, bases e óxidos, que são dadas no quadro anterior.
- O caráter ácido é próprio dos não-metais. Sendo assim, **os ácidos** aparecem do **lado direito e superior da Tabela Periódica**. O caráter básico é próprio dos metais. Desse modo, **as bases** aparecem do **lado esquerdo e inferior da Tabela Periódica**. Intermediariamente, aparece o caráter anfótero.



- Os **óxidos** também acompanham a variação do caráter ácido-básico, ao longo da Tabela Periódica:

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
E_2O	EO	E_2O_3	EO_2 EO	E_2O_5 E_2O_3	EO_3 EO_2	E_2O_7 E_2O_5
Óxidos básicos (iônicos) ←			Óxidos anfóteros (moleculares)	→ Óxidos ácidos ou anidridos (moleculares)		

- Também os **sais**, que não foram mencionados nos esquemas anteriores, apresentam analogias quando trocamos seus elementos por outros da mesma coluna da Tabela Periódica.
  Por exemplo:

  $Na_4P_2O_7$ — pirofosfato de sódio
  $Na_4As_2O_7$ — piroarseniato de sódio

  Nesse caso, trocamos o P pelo As, ambos da coluna 5A.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 09-QF1-PNLEM 230 30/5/05, 9:50

Outro exemplo:

$CaSO_4$ — sulfato de cálcio
$BaSeO_4$ — selenato de bário

Nesse caso, trocamos o Ca pelo Ba, ambos da coluna 2A, e também o S pelo Se, ambos da coluna 6A.

- Uma classe de compostos importantes, mas que não foi detalhada até agora, é a classe dos **hidretos**, que são os **compostos binários do hidrogênio**. Por exemplo: NaH, CH_4, NH_3, H_2O, HCℓ etc. Essa classe é muito grande e abrange compostos com características muito diferentes entre si.

Os hidretos dos metais alcalinos e alcalino-terrosos (colunas 1A e 2A) são compostos **iônicos**, sólidos e cristalinos, em que o hidrogênio apresenta $N_{ox.}$ igual a −1. Esses hidretos têm "caráter básico", pois reagem com a água, produzindo bases:

$$NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2\uparrow$$
$$CaH_2 + 2\,H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2\,H_2\uparrow$$

Os hidretos dos semimetais e dos não-metais (colunas 3A e 7A) são **compostos moleculares**, líquidos ou gasosos, em que o hidrogênio apresenta $N_{ox.}$ igual a +1. Como exemplos importantes podemos citar:

— na coluna 4A, o carbono forma desde CH_4, que é seu hidreto mais simples, até compostos C_xH_y nos quais *x* e *y* assumem valores bastante elevados. Esses compostos têm o nome genérico de **hidrocarbonetos** e são "indiferentes" às reações ácido-base;

— na coluna 5A, o nitrogênio forma o NH_3, composto molecular, gasoso e de "caráter básico", pois reage com a água, formando o hidróxido de amônio:

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

— na coluna 6A, o oxigênio forma a água, composto molecular, líquido e de "caráter anfótero", os demais elementos da coluna 6A formam "hidretos ácidos": H_2S, H_2Se, H_2Te;

— na coluna 7A, os hidretos são moleculares, gasosos e fortemente ácidos: HCℓ, HBr, HI.

É interessante notar que todos esses exemplos se encaixam perfeitamente nos esquemas de formulação segundo a Tabela Periódica, como vemos a seguir:

Colunas	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
Fórmula geral do hidreto	*E*H	EH_2	EH_3	EH_4	EH_3	H_2E	H*E*
Exemplos	NaH	CaH_2	BH_3	CH_4	NH_3	H_2O	HCℓ

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Quais as semelhanças que compostos formados por elementos situados em um mesmo grupo da Tabela Periódica apresentam?

b) Que colunas, A (representativos) ou B (não-representativos), da Tabela Periódica apresentam maiores regularidades de formulação e nomenclatura?

c) Como varia o caráter básico na Tabela Periódica? E o caráter ácido?

REPRODUZA AS QUESTÕES • NO CADERNO •

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

19 Conhecendo as seguintes fórmulas e nomes:

H_2SO_4 — ácido sulfúrico
H_2SO_3 — ácido sulfuroso
H_2S — ácido sulfídrico

deduza as fórmulas e os nomes dos ácidos correspondentes, formados pelos elementos químicos selênio (Se) e telúrio (Te), que aparecem na mesma coluna (6A) em que se encontra o enxofre (S) na Tabela Periódica.

Resolução

Por analogia, serão:

H_2SeO_4 — ácido selênico
H_2SeO_3 — ácido selenoso
H_2S — ácido selenídrico
H_2TeO_4 — ácido telúrico
H_2TeO_3 — ácido teluroso
H_2Te — ácido telurídrico

20 Escreva as fórmulas dos hidróxidos dos seguintes elementos:

a) gálio (Ga)
b) rádio (Ra)
c) frâncio (Fr)
d) berílio (Be)
e) rubídio (Rb)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 09-QF1-PNLEM 231 12/7/05, 19:55

21 (Cesgranrio-RJ) São dadas as seguintes fórmulas: $Ca_3(PO_4)_2$, $CsC\ell$ e Rb_2CrO_4. Por analogia, a opção que contém as fórmulas corretas das substâncias arsenato de magnésio, fluoreto de lítio e molibdato de sódio é:

a) $Mg_3(AsO_4)_2$, LiF_2, Na_2MoO_4
b) $Mg_3(AsO_4)_2$, Li_2F, Na_2MoO_4
c) $Mg_3(AsO_4)_2$, LiF, Na_2MoO_4
d) $Mg_2(AsO_4)_3$, LiF, $NaMoO_4$
e) $MgAsO_4$, LiF, $NaMoO_4$

22 (PUC-RJ) As fórmulas dos hidretos de alguns ametais e semimetais estão apresentadas a seguir: $A\ell H_3$, SiH_4, PH_3, GaH_3, AsH_3, InH_3, SnH_4, SbH_3. Com base nesses dados e com o auxílio da Tabela Periódica, pode-se dizer que a fórmula correta para o hidreto de germânio será:

a) GeH
b) GeH_2
c) GeH_3
d) GeH_4
e) GeH_5

Exercício resolvido

23 (Vunesp) Com base na distribuição eletrônica o elemento de número atômico 19 combina-se mais facilmente, formando um composto iônico, com o elemento de número atômico:

a) 11
b) 17
c) 18
d) 20
e) 27

Resolução

Nesta questão, os elementos químicos são mencionados por seus números atômicos.
Podemos, então, identificá-los facilmente olhando para a Tabela Periódica. Temos assim:
(dado) 19 — potássio (K) : alcalino (positivo)

a) 11 — sódio (Na)
b) 17 — cloro (Cℓ) : halogênio (negativo)
c) 18 — argônio (Ar)
d) 20 — cálcio (Ca)
e) 27 — cobalto (Co)

KCℓ

Alternativa b

24 (Ceeteps-SP) À temperatura ambiente, a ligação química e o estado físico de um composto binário constituído por elementos pertencentes a famílias extremas (por exemplo, 2A e 6A) da tabela periódica são, respectivamente:

a) iônica, sólido.
b) metálica, sólido.
c) covalente, sólido.
d) covalente, líquido.
e) covalente, gasoso.

25 (Ulbra-RS) É possível prever teoricamente a existência de diferentes substâncias pela posição dos elementos que as formam na Tabela Periódica. Assim é provável que não ocorra:

a) Mg_2P_3
b) $SiC\ell_4$
c) SrO
d) LiF
e) K_2S

26 (Cesgranrio-RJ) Dois elementos, *X* e *T*, apresentam somente covalências simples nos compostos oxigenados de fórmulas X_2O e TO_2. A opção correta é:

a) *X* pode formar hidróxidos de fórmulas *X*OH e $X(OH)_2$.
b) *T* pode formar ácidos de fórmulas H*T* e H_2T.
c) *X* pode formar oxiácidos de fórmulas H*X*O e HXO_4.
d) *T* pode formar hidróxidos de fórmulas *T*OH e $T(OH)_3$.
e) *X* e *T* podem ser calcogênios.

27 (Cesgranrio-RJ) A opção que apresenta os óxidos em ordem crescente de caráter ácido é:

a) MgO; P_4O_{10}; $A\ell_2O_3$; $C\ell_2O_7$
b) MgO; $C\ell_2O_7$; P_4O_{10}; Na_2O
c) Na_2O; $A\ell_2O_3$; SO_3; SiO_2
d) Na_2O; $A\ell_2O_3$; SiO_2; SO_3
e) Na_2O; $C\ell_2O_7$; MgO; P_4O_{10}

28 (FMU-SP) Nos garimpos, utiliza-se mercúrio para separar o ouro das impurezas. Quando o mercúrio entra em contato com a água dos rios, causa uma séria contaminação: é absorvido por microrganismos, que são ingeridos pelos peixes pequenos, os quais são devorados pelos peixes grandes, que são usados na alimentação humana. Podemos prever, com o auxílio da Tabela, que um elemento com comportamento semelhante ao do mercúrio é:

a) Na
b) C
c) Cd
d) Ca
e) Fe

29 (Vest-Rio) Um médico atendeu um paciente com dores abdominais, originadas de uma patologia denominada "úlcera péptica duodenal". Para tratamento desse paciente, o médico prescreveu um medicamento que contém um hidróxido metálico, classificado como "uma base fraca". Esse metal pertence, de acordo com a Tabela Periódica, ao seguinte grupo:

a) 1A
b) 3A
c) 6A
d) 7A
e) Zero

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

30 Escreva as fórmulas dos óxidos máximos (**óxido máximo** é o que contém o elemento em seu $N_{ox.}$ máximo) de:

a) vanádio (V);
b) germânio (Ge);
c) manganês (Mn);
d) zircônio (Zr);
e) cromo (Cr).

31 (UFMG) Considere os seguintes elementos hipotéticos, cujos números atômicos estão dados nos índices inferiores:

$_{114}G$, $_{115}J$, $_{116}L$, $_{117}X$ e $_{118}Z$

Entre seus compostos abaixo, qual é o mais provável de um dia ser sintetizado?

a) GO_2
b) $JC\ell_4$
c) FeL_2
d) CaX
e) Z_2

32 (UFMG) Considere os seguintes elementos e os seus respectivos números atômicos: alumínio (13), silício (14), enxofre (16) e bário (56).

A alternativa que indica o hidreto menos provável de ser formado é:

a) $A\ell H_2$
b) BaH_2
c) H_2S
d) SiH_4

33 (PUC-Campinas-SP) Considere os seguintes elementos químicos e suas localizações na Tabela Periódica.

A: família 1A
B: família 5A
C: família 6A
D: família 7A

Qual é a fórmula representativa de uma possível substância formada por dois dos elementos citados e cuja molécula apresenta três ligações covalentes?

a) AB_3
b) A_2B
c) B_3C
d) AD
e) BD_3

34 (Mackenzie-SP) Se átomos do elemento genérico *W* que formam íons bivalentes negativos ligam-se a átomos de outro elemento $^{85}_{37}Y$, a fórmula do composto formado e a função inorgânica a que pertence são, respectivamente:

a) YW_2; óxido
b) Y_2W; sal
c) W_2Y_3; sal
d) W_3Y_2; óxido
e) Y_2W; ácido

35 (Vunesp) Os elementos químicos C, Si, Ge, Sn e Pb pertencem ao grupo IVA (ou 14) da Tabela Periódica. Sobre esses elementos, são feitas as cinco afirmações seguintes.

I. C, Si e Ge são semimetais.
II. Sn e Pb são os únicos metais do grupo.
III. C existe em várias formas alotrópicas, como o grafite, o diamante e os fulerenos.
IV. Esses elementos formam, com cloro e hidrogênio, somente compostos de fórmulas $EC\ell_3$ e EH_3, onde *E* é um desses elementos.
V. Si é o elemento mais abundante da crosta terrestre e é encontrado em muitos minerais na forma de SiO_2.

Dessas afirmações, estão corretas:

a) I, II e V, somente.
b) I, III e IV, somente.
c) II, III e V, somente.
d) II e IV, somente.
e) I, II, III, IV e V.

36 (Fatec-SP) O cloreto de potássio ($KC\ell$) é um sal bastante solúvel em água. Essa solução foi submetida a alguns testes, cujos resultados estão representados abaixo:

Teste	Resultado
pH	Neutro
Interação com solução de $AgNO_3$	Formação de precipitado
Interação com solução de H_2SO_4	Não há formação de precipitado; não há liberação de gás.

A alternativa em que se encontra um outro sal cuja solução aquosa, submetida aos mesmos testes, daria resultados análogos aos observados para a solução de $KC\ell$ é:

a) CaS
b) MgO
c) BaI
d) NaBr
e) HF

LEITURA

A CHUVA ÁCIDA

O conceito de pH, dado na página 203, diz que a água pura tem pH = 7. Valores de pH acima de 7 indicam soluções básicas, e abaixo de 7, soluções ácidas.

Não existe chuva totalmente pura, pois ela sempre arrasta consigo componentes da atmosfera. O próprio CO_2, que existe normalmente na atmosfera (como resultado da respiração dos seres vivos e da queima de materiais orgânicos), ao se dissolver na água da chuva, já a torna ácida, devido à reação $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$. O ácido carbônico formado é, porém, muito fraco, e a chuva assim "contaminada" tem pH por volta de 5,6.

A situação, contudo, se complica em função dos **óxidos de enxofre** (SO_2 e SO_3) e dos **óxidos de nitrogênio** (NO e NO_2) existentes na atmosfera.

O SO_2, existente na atmosfera, pode ser de origem **natural** ou **artificial**. O SO_2 natural é proveniente das erupções vulcânicas e da decomposição de vegetais e animais no solo, nos pântanos e nos oceanos. O SO_2 artificial é proveniente principalmente da queima de carvão mineral (em caldeiras industriais, em usinas termoelétricas etc.) e da queima dos derivados do petróleo (em motores de veículos, de avião etc.). Na atmosfera ocorrem, por exemplo, as reações:

$$2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Assim, forma-se o H_2SO_4, que é um ácido forte e constitui o maior "vilão" da chuva ácida.

Fatos semelhantes ocorrem, na atmosfera, com os óxidos do nitrogênio — especialmente NO e NO_2. O ar é formado principalmente por N_2 e O_2; durante as tempestades, os raios provocam a reação $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO$. Além disso, a decomposição de vegetais e animais, por bactérias do solo, também produz óxidos de nitrogênio. Além desses fenômenos naturais, as combustões nos motores de veículos, de avião etc. constituem fontes artificiais de grandes quantidades de óxidos de nitrogênio. Na atmosfera podem então ocorrer reações como:

$$2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$$
$$2\,NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_2 + HNO_3$$
$$2\,HNO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,HNO_3$$

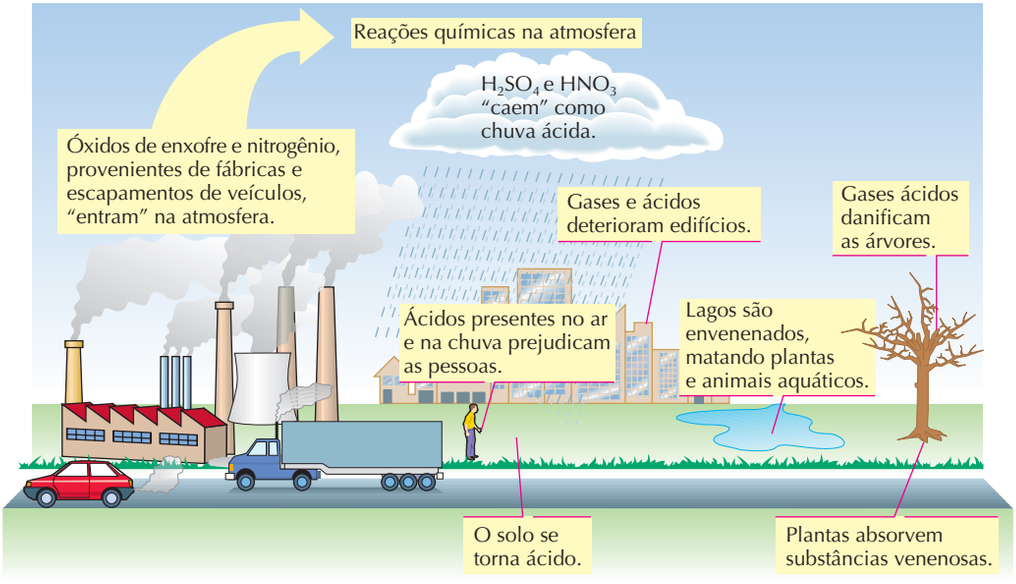
Desse modo, forma-se o HNO_3, que é o segundo "vilão" da chuva ácida.

Pois bem, em grandes cidades (devido às indústrias e ao grande número de veículos) e em regiões muito industrializadas (com refinarias de petróleo, indústrias metalúrgicas etc.), o ar vai acumulando grandes quantidades de H_2SO_4 e HNO_3. A chuva traz esses ácidos para o solo, dando origem ao fenômeno chamado de **chuva ácida**. Tecnicamente, chama-se de chuva ácida a qualquer chuva com pH < 5,6; em regiões populosas e industriais são comuns chuvas com pH = 4,5 (já foram registradas chuvas com pH = 2, o que corresponde à acidez de um suco de limão ou do vinagre concentrado.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 09-QF1-PNLEM 233 30/5/05, 9:50

Os efeitos da chuva ácida são múltiplos e sempre bastante nocivos.



Nos lagos, a chuva ácida provoca a morte dos peixes; nas florestas, a destruição das árvores. O próprio solo se altera quimicamente, envenenando as plantações e reduzindo as colheitas. As águas subterrâneas são contaminadas. Há corrosão e desgaste dos prédios e dos monumentos. Por fim, a própria saúde do homem e dos animais é prejudicada, com o aparecimento de várias enfermidades do sistema respiratório, como tosse, bronquite e enfisema pulmonar. Um incidente triste ocorreu em Londres, em dezembro de 1952, quando a cidade ficou coberta, durante vários dias, por uma nuvem de fumaça (*smoke*) e neblina (*fog*), conhecida pela abreviação ***smog***; aproximadamente 4.000 pessoas, principalmente crianças e idosos, acabaram morrendo por causa dessa forte poluição.

As soluções para a chuva ácida são caras e de aplicação complicada, pois envolvem aspectos técnicos, econômicos, políticos, sociais etc. Do ponto de vista técnico, recomendam-se, como medidas principais:

- a purificação do carvão mineral, antes de seu uso;
- o emprego de caldeiras com sistemas de absorção de SO_2;
- o uso de petróleo de melhor qualidade e a purificação de seus derivados, visando à eliminação de compostos de enxofre;
- nas cidades, o maior uso de transporte coletivo (metrôs, trens suburbanos, ônibus etc.) e o desestímulo ao uso de carros particulares;
- a construção de carros menores, com motores mais eficientes e com escapamentos providos de catalisadores que decomponham os gases tóxicos e nocivos.
- e muitas outras medidas, aplicáveis às indústrias, às residências, aos transportes e ao nosso dia-a-dia.



SPL-STOCK PHOTOS

Efeitos da chuva ácida numa estátua em antigo edifício na Europa.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Capitulo 09-QF1-PNLEM 234 30/5/05, 9:51

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

37 Por que a chuva normal é ligeiramente ácida?

38 Qual é a origem do SO_2 existente na atmosfera? E a dos óxidos de nitrogênio?

39 Quais são os principais responsáveis pela chuva ácida?

40 (Vunesp) Sabe-se que a chuva ácida é formada pela dissolução, na água da chuva, de óxidos ácidos presentes na atmosfera.
Entre os pares de óxidos relacionados, qual é constituído apenas por óxidos que provocam a chuva ácida?
a) Na_2O e NO_2
b) CO_2 e MgO
c) CO_2 e SO_3
d) CO e N_2O
e) CO e NO

41 (Univali-SC) A chuva ácida é um fenômeno químico resultante do contato entre o vapor d'água existente no ar, o dióxido de enxofre e os óxidos de nitrogênio. O enxofre é liberado, principalmente, por indústrias de veículos e usinas termoelétricas movidas a carvão e a óleo; os óxidos de nitrogênio por automóveis e fertilizantes.
Ambos reagem com o vapor de água, originando, respectivamente, os ácidos sulfuroso, sulfídrico e sulfúrico, e o ácido nítrico. Esses elementos se precipitam, então, na forma de chuva, neve, orvalho ou geada, na chamada chuva ácida.
Dentre os efeitos da chuva ácida estão a corrosão de equipamentos e a degradação das plantas, solos e lagos. O contato com os ácidos é prejudicial, podendo causar, por exemplo, doenças respiratórias.
As fórmulas dos ácidos citados no texto acima, respectivamente, são.
a) H_2S, H_2SO_4, H_2SO_3, HNO_3.
b) H_2SO_3, H_2SO_4, H_2S, HNO_2.
c) HSO_4, HS, H_2SO_4, HNO_3.
d) HNO_3, H_2SO_4, H_2S, H_2SO_3.
e) H_2SO_3, H_2S, H_2SO_4, HNO_3.

(Enem-MEC) O enunciado abaixo servirá para as duas questões seguintes.
Um dos problemas ambientais decorrentes da industrialização é a poluição atmosférica. Chaminés altas lançam ao ar, entre outros materiais, o dióxido de enxofre (SO_2), que pode ser transportado por muitos quilômetros em poucos dias. Dessa forma, podem ocorrer precipitações ácidas em regiões distantes, causando vários danos ao meio ambiente (chuva ácida).

42 Um dos danos ao meio ambiente diz respeito à corrosão de certos materiais. Considere as seguintes obras:
I. monumento Itamarati — Brasília (mármore);
II. esculturas do Aleijadinho — MG (pedra sabão, contém carbonato de cálcio);
III. grades de ferro ou alumínio de edifícios.
A ação da chuva ácida pode acontecer em:
a) I, apenas
b) I e II, apenas
c) I e III, apenas
d) II e III, apenas
e) I, II e III

43 Com relação aos efeitos sobre o ecossistema, pode-se afirmar que:
I. as chuvas ácidas poderiam causar a diminuição do pH da água de um lago, o que acarretaria a morte de algumas espécies, rompendo a cadeia alimentar;
II. as chuvas ácidas poderiam provocar acidificação do solo, o que prejudicaria o crescimento de certos vegetais;
III. as chuvas ácidas causam danos se apresentam valor de pH maior que o da água destilada.
Dessas afirmativas está(ão) correta(s):
a) I, apenas
b) III, apenas
c) I e II, apenas
d) II e III, apenas
e) I e III, apenas

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

44 (UFJF-MG) O composto $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ é um dos componentes da ferrugem, resultante da reação química que ocorre em ligas metálicas que contêm ferro, quando expostas ao ar atmosférico úmido. Na formação da ferrugem, pode-se afirmar que:
a) ocorre a oxidação do ferro.
b) no composto $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, o ferro possui número de oxidação igual a zero.
c) ocorre a redução do ferro.
d) o oxigênio sofre oxidação.
e) não é necessária a presença de água para que a ferrugem seja formada.

45 (Unirio-RJ) "Os grãos arrancados das dunas do deserto do Saara, no continente africano, sobem para a atmosfera e formam um verdadeiro continente flutuante, de 5.000 quilômetros de extensão. Ao refletir a radiação do Sol de volta para o espaço, a areia faz o papel de filtro solar, contrabalançando o aquecimento do planeta, chamado de efeito estufa."

Superinteressante, nº 9, setembro 1997, p. 12.

Considerando que a areia é basicamente formada por SiO_2, qual é a opção que contém o óxido com a mesma classificação do SiO_2?
a) BaO
b) CaO
c) $C\ell_2O_7$
d) H_2O_2
e) Li_2O

46 (Fuvest-SP) A criação de camarão em cativeiro exige, entre outros cuidados, que a água a ser utilizada apresente pH próximo de 6. Para tornar a água, com pH igual a 8,0, adequada à criação de camarão, um criador poderia:
a) adicionar água de cal.
b) adicionar carbonato de sódio sólido.
c) adicionar solução aquosa de amônia.
d) borbulhar, por certo tempo, gás carbônico.
e) borbulhar, por certo tempo, oxigênio.

47 (Vunesp) Entre os peróxidos, apenas o peróxido de hidrogênio (H_2O_2) é molecular, todos os demais são iônicos. Peróxidos metálicos, como, por exemplo, peróxido de sódio (Na_2O_2), ao reagirem com água, podem formar peróxido de hidrogênio mais o hidróxido metálico correspondente. No entanto, em meio alcalino, o peróxido de hidrogênio sofre decomposição, liberando gás oxigênio (O_2) e água. Com base nas informações dadas escreva:
a) a equação química da reação entre peróxido de sódio e água;
b) a equação química de decomposição do peróxido de hidrogênio em meio alcalino.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 09-QF1-PNLEM 235 30/5/05, 9:51

48 (UFMG) A água oxigenada pode ser usada para a desinfecção de ferimentos, promovida pelo oxigênio liberado na reação:

$$H_2O_2\,(aq) \longrightarrow H_2O\,(\ell) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g)$$

Essa reação ocorre lentamente, em condições normais de armazenagem. Quando, porém, a água oxigenada entra em contato com um ferimento, observa-se um borbulhamento intenso.

Com relação a esse fenômeno, é **incorreto** afirmar que:

a) a decomposição da água oxigenada é acelerada quando em contato com um ferimento.
b) o borbulhamento da água oxigenada, em contato com um ferimento, evidencia a vaporização dessa substância.
c) o hidrogênio presente em H_2O_2 mantém seu número de oxidação ao final da reação de decomposição.
d) o oxigênio presente em H_2O_2 é oxidado e reduzido na reação de decomposição.

49 (PUC-SP) Considere 4 elementos químicos representados por: *X*, *A*, *B* e *C*. Sabe-se que:

- os elementos *A* e *X* pertencem ao mesmo grupo da Tabela Periódica;
- *A*, *B* e *C* apresentam números atômicos consecutivos, sendo o elemento *B* um gás nobre.

É correto afirmar que:

a) o composto formado por *A* e *C* é molecular e sua fórmula é *AC*.
b) o composto formado por *A* e *C* é iônico e sua fórmula é *CA*.
c) o composto *AX* apresenta ligação coordenada, sendo sólido a 20 °C e 1 atm.
d) os elementos *A* e *X* apresentam eletronegatividades idênticas por possuírem o mesmo número de elétrons na última camada.
e) *C* é um metal alcalino-terroso e forma um composto molecular de fórmula CX_2.

50 (Unicamp-SP) Freqüentemente tem-se recorrido à exumação de ossadas para investigação policial e arqueológica. Os ossos que restaram após um longo período de sepultamento resistiram à ação do tempo por serem constituídos, principalmente, por um tipo de fosfato de cálcio, muito estável, de fórmula genérica $Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_x$.

a) Qual o nome do elemento químico que, no composto acima citado, aparece na forma de cátion?
b) Consulte a Tabela Periódica e indique outro elemento que poderia substituir o cátion do referido composto.
c) Determine o valor de *x* indicado na fórmula acima. Lembre-se de que a fórmula do ácido fosfórico é H_3PO_4.

51 (Fatec-SP) A figura a seguir mostra um fragmento da Tabela Periódica, no qual estão indicados alguns elementos, suas respectivas massas atômicas e a fórmula do óxido comumente formado pelo elemento:

Na	Mg	Aℓ
23,0	24,3	27,0
Na_2O	MgO	$Aℓ_2O_3$
K	*X*	Ga
39,1	?	69,7
K_2O	?	Ga_2O_3
Rb	Sr	In
85,5	87,6	114,8
Rb_2O	SrO	In_2O_3

Com base nesses dados, qual é a alternativa que contém, respectivamente, um valor plausível para a massa atômica e a provável fórmula do óxido do elemento identificado como *X*:

a) 37,9; *X*O
b) 41,0; *X*O
c) 54,4; X_2O
d) 55,9; X_2O
e) 72,6; X_2O_3

52 (UFMG) O monitoramento dos compostos nitrogenados presentes em águas poluídas é usado para avaliar o grau de decomposição da matéria orgânica presente nessas águas. Quanto maior o grau de decomposição da matéria orgânica, mais oxidado está o nitrogênio.

Os resultados da análise de quatro amostras de água contaminada indicaram a predominância das seguintes espécies nitrogenadas:

Amostra de água	Espécie nitrogenada predominante
I	N_2
II	NH_4^+
III	NO_2^-
IV	NO_3^-

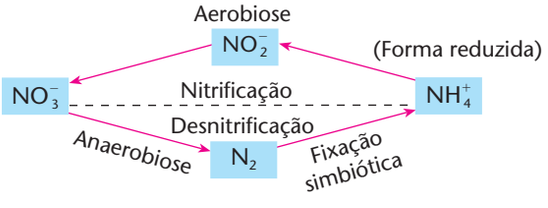
Com base nesses resultados, é **correto** afirmar que a amostra em que a matéria orgânica se encontra em estágio **mais** avançado de decomposição é a:

a) III
b) IV
c) II
d) I

53 (UFPel-RS) Um dos nutrientes essenciais para as plantas é o nitrogênio que, apesar de abundante na atmosfera, não pode ser incorporado diretamente do ar. Por isso, usamos artifícios para aumentar a assimilação desse elemento, como a adubação nitrogenada e a fixação simbiótica, com o uso de bactérias do gênero *Rhisobium*.

No processo de incorporação ao solo, o nitrogênio passa por diversas transformações até chegar à forma reduzida (amoniacal), que é absorvida pelas plantas, formando o chamado "ciclo do nitrogênio".

Ciclo do nitrogênio



Podemos afirmar, sobre as seguintes estruturas, formadas pelo nitrogênio: N_2; NO_2^-; NO_3^- e NH_4^+, que:

I. o N_2 é uma substância simples.
II. no íon NO_3^- o nitrogênio possui $N_{ox.}$ igual a +1.
III. o nome do óxido representado por N_2O é óxido nítrico.
IV. o composto formado pela interação dos íons NO_3^- e NH_4^+ é o nitrato de amônio.

Estão corretas as afirmativas:

a) I e IV
b) I, II e III
c) III e IV
d) II e IV
e) I, III e IV

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capítulo 10

AS REAÇÕES QUÍMICAS

CID



Partida do ônibus espacial *Endeavour*.

Tópicos do capítulo

1 Introdução

2 Balanceamento das equações químicas

3 Classificações das reações químicas

4 Quando ocorre uma reação química?

5 Resumo das principais reações envolvendo as funções inorgânicas

Leitura: *O vidro e o cimento*

Apresentação do capítulo

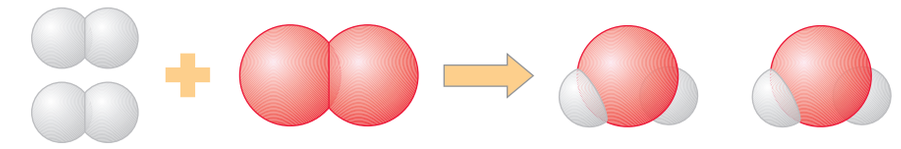
*Nos capítulos iniciais deste livro, falamos em **matéria** e em suas **transformações**. Vimos que as transformações ou reações químicas produzem novos materiais e, muitas vezes, produzem também energia, que é usada para movimentar máquinas e veículos. Em seguida, por meio da teoria atômica, explicamos a estrutura dos átomos e suas ligações, para formar as substâncias da natureza. Mostramos também como os elementos químicos são agrupados na Tabela Periódica e como as substâncias inorgânicas são reunidas em funções.*

Vivemos em um mundo rodeado de reações químicas. Na cozinha, o preparo dos alimentos envolve reações químicas muito complexas. O próprio ato de comer dá início a uma série de reações químicas que ocorrem em nosso organismo e que sustentam a vida. Na partida, o ônibus espacial queima hidrogênio e gera nuvens de vapor d'água.

Nos capítulos anteriores, já mencionamos várias reações químicas envolvendo ácidos, bases, sais e óxidos. Agora vamos ampliar o estudo das reações. Mostraremos como se pode prever e agrupar as reações químicas mais comuns.

1 INTRODUÇÃO

No capítulo 3, vimos que a reação química é um fenômeno em que os átomos permanecem praticamente intactos. Na reação química, as moléculas (ou aglomerados iônicos) iniciais são "desmontadas" e seus átomos são reaproveitados para "montar" as moléculas (ou aglomerados iônicos) finais. Veja uma representação esquemática (cores-fantasia) em que as moléculas foram bastante ampliadas:



2 moléculas de hidrogênio (H_2) — 1 molécula de oxigênio (O_2) — 2 moléculas de água (H_2O)

São os **reagentes** que vão "desaparecer" durante a reação. (Aqui há um total de 6 átomos.)

São os **produtos** que "aparecem" após a reação. (Aqui reencontramos os mesmos 6 átomos reagrupados de forma diferente.)

Podemos representar essa reação de maneira simplificada, escrevendo:

$$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$$

A essa representação damos o nome de **equação química**.

> **Equação química** é a representação simbólica e abreviada de uma reação química (ou fenômeno químico).

Os músicos comunicam-se, por escrito, utilizando a notação musical; os matemáticos têm seus símbolos próprios; no trânsito, existem sinais a que os motoristas devem obedecer etc. Enfim, cada "tribo" se comunica a sua maneira.



Alguns sinais de trânsito e seus significados.

As equações químicas representam a escrita usada pelos químicos. É uma linguagem universal, isto é, não muda de uma língua para outra ou de um país para outro. Isso simplifica bastante a maneira de expressar um fenômeno ou reação química.

Nas equações químicas, temos:

$$\underbrace{2\ H_2 + O_2}_{\text{Reagentes (1º membro)}} \longrightarrow \underbrace{2\ H_2O}_{\text{Produtos (2º membro)}}$$

- **fórmulas** (H_2, O_2, H_2O), que indicam quais são as substâncias participantes da reação química. No primeiro membro, aparecem os **reagentes**, isto é, as substâncias que entram em reação; no segundo membro, aparecem os **produtos**, isto é, as substâncias que são formadas pela reação.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 238 6/7/05, 14:46

• **coeficientes estequiométricos** ou simplesmente **coeficientes** (2, 1, 2), que indicam a proporção de moléculas que participam da reação (não é costume escrever o coeficiente **1**, que fica, então, subentendido); o objetivo dos coeficientes é igualar o número total de átomos de cada elemento no primeiro e no segundo membros da equação.

As **fórmulas** dão um **sentido qualitativo**, enquanto os **coeficientes** dão um **sentido quantitativo** às equações químicas.

OBSERVAÇÃO

Nas equações químicas, o sinal Δ sobre a flecha indica aquecimento; o sinal ↗ indica um gás que é liberado; o sinal ↓ indica um sólido que se precipita. E ainda: (s) indica uma substância no estado sólido; (ℓ), líquido; (g), gasoso; e (aq), aquoso, indica que a substância está dissolvida na água.

1.1. Equações iônicas

Quando uma reação envolve substâncias iônicas ou ionizadas, podemos escrever apenas os íons que nos interessam na explicação do fenômeno químico. Por exemplo:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$ Equação iônica

Essa equação indica que um ácido forte (possuidor de H^+) reagiu com uma base forte (possuidora de OH^-), formando água.

Equação iônica é a equação química em que aparecem íons, além de átomos e moléculas.

Seja a seguinte equação, escrita na forma comum:

$$\underbrace{Zn}_{\text{Metal}} + \underbrace{CuSO_4}_{\substack{\text{Sal}\\(\text{iônico})}} \longrightarrow \underbrace{ZnSO_4}_{\substack{\text{Sal}\\(\text{iônico})}} + \underbrace{Cu}_{\text{Metal}}$$

Ela pode, também, ser escrita:

$$Zn + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow Zn^{2+} + SO_4^{2-} + Cu$$

Cancelando o SO_4^{2-}, que não reagiu (pois não se alterou), temos:

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$ Equação iônica



EDUARDO SANTALIESTRA



EDUARDO SANTALIESTRA

Em Ⓐ temos uma placa de zinco sendo mergulhada numa solução de sulfato de cobre. Em Ⓑ pode-se observar depósitos de cobre ao redor da placa de zinco. Durante a reação química, o zinco da placa passa para a solução na forma de íons Zn^{2+} e uma parte dos íons cobre Cu^{2+} da solução passa para a placa na forma de cobre metálico (Cu).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 239 29/5/05, 20:17

2 BALANCEAMENTO DAS EQUAÇÕES QUÍMICAS

É importante ressaltar que uma equação química só está correta quando representa um fenômeno químico que **realmente ocorre**, por meio de **fórmulas corretas** (aspecto qualitativo) e **coeficientes corretos** (aspecto quantitativo).

Lembrando que numa reação química os átomos permanecem praticamente "intactos", podemos enunciar o seguinte critério geral:

> **Acertar os coeficientes** ou **balancear** uma equação química é igualar o número total de átomos de cada elemento, no 1º e no 2º membros da equação.

Existem vários métodos de balanceamento de uma equação química, porém o mais simples é o chamado **método por tentativas**, que segue as regras abaixo.

> **Regras práticas**
>
> **Regra (a)** — raciocinar com o elemento (ou radical) que aparece apenas uma vez no 1º e no 2º membros da equação.
>
> **Regra (b)** — preferir o elemento (ou radical) que possua índices maiores.
>
> **Regra (c)** — escolhido o elemento (ou radical), transpor seus índices de um membro para outro, usando-os como coeficientes.
>
> **Regra (d)** — prosseguir com os outros elementos (ou radicais), usando o mesmo raciocínio, até o final do balanceamento.

1º exemplo — Balancear a equação:

$$Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$$

Regra (a) — indiferente para **Al** ou **O**.

Regra (b) — preferimos o **O**, que possui índices maiores (2 e 3).

Regra (c) —

$$Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3$$

Regra (d) — agora só falta acertar o **Al**:

$$4\ Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3 \qquad (2 \cdot 2 = 4)$$

Conclusão —

$$4\ Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3$$

OBSERVAÇÃO

No balanceamento, estamos mais interessados na **proporção entre os coeficientes** do que nos **coeficientes em si**. Por isso, podemos multiplicar ou dividir todos os coeficientes por um mesmo número.

A equação $4\ Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3$

equivale a $8\ Al + 6\ O_2 \longrightarrow 4\ Al_2O_3$

ou a $2\ Al + \frac{3}{2}\ O_2 \longrightarrow Al_2O_3$

Entretanto, é sempre preferível a primeira representação, em que os coeficientes são **números inteiros e os menores possíveis**.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 240 29/5/05, 20:17

2º exemplo — Balancear a equação:

$$CaO + P_2O_5 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

Regra (a) — devemos raciocinar com o **Ca** ou o **P**, porque o **O** já aparece duas vezes no 1º membro (no CaO e no P_2O_5).

Regra (b) — preferimos o **Ca**, que possui índices maiores (1 e 3).

Regra (c) —



Regra (d) — por fim, acertamos o **P**:



Conclusão —

$$3\ CaO + P_2O_5 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

Observe que, na equação final, o oxigênio ficou automaticamente acertado com $3 + 5 = 4 \cdot 2 = 8$ átomos, antes e depois da reação. Observe também que, embora na equação final não seja necessário escrever o coeficiente 1, é prudente conservá-lo até o final, para lembrar que ele já foi acertado.

3º exemplo — Balancear a equação:

$$A\ell(OH)_3 + H_2SO_4 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Regra (a) — devemos raciocinar com o **Aℓ**, o **S** ou com o radical $\mathbf{SO_4^{2-}}$ (e não com o **H** e o **O**, que aparecem várias vezes).

Regra (b) — preferimos o SO_4^{2-}, que apresenta índices maiores (1 e 3).

Regra (c) —



Regra (d) — prosseguimos com o **Aℓ**:



Finalmente, o coeficiente da água pode ser acertado pela contagem dos **H** ou dos **O**:

$$2\ A\ell(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$$

REVISÃO — Responda em seu caderno

a) O que é equação química?

b) O que é equação iônica?

c) O que é balancear uma equação química?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

1 (Mackenzie-SP) Aquecido a 800 °C, o carbonato de cálcio decompõe-se em óxido de cálcio (cal virgem) e gás carbônico. A equação corretamente balanceada, que corresponde ao fenômeno descrito, é:
(Dado: Ca — metal alcalino-terroso.)

a) $CaCO_3 \longrightarrow 3\ CaO + CO_2$
b) $CaC_2 \longrightarrow CaO_2 + CO$
c) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$
d) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + O_2$
e) $CaCO_3 \longrightarrow Ca + C + O_3$

2 (Mackenzie-SP) A água oxigenada, usada para limpar ferimentos, é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio que, na presença de luz, decompõe-se em água e gás oxigênio. A alternativa que possui essa reação corretamente equacionada e balanceada é:

a) $H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} H_2\ (g) + O_2\ (g)$
b) $H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} H_2O\ (líq) + O_2\ (g)$
c) $H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} 2\ H_2O\ (líq) + O_2\ (g)$
d) $2\ H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} 2\ H_2O\ (líq) + O_2\ (g)$
e) $2\ H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} 2\ H_2O\ (líq) + H_2\ (g)$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 241 29/5/05, 20:17

3 (PUC-RJ) O óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$) é utilizado como antiácido. A reação que ocorre no estômago é:

$$x\ A\ell_2O_3 + y\ HC\ell \longrightarrow z\ A\ell C\ell_3 + w\ H_2O$$

Os coeficientes *x*, *y*, *z* e *w* são, respectivamente:

a) 1, 2, 3, 6 c) 2, 3, 1, 6 e) 4, 2, 1, 6
b) 1, 6, 2, 3 d) 2, 4, 4, 3

4 (UFMG) A equação

$$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$$

não está balanceada. Balanceando-a com os menores números possíveis, a soma dos coeficientes estequiométricos será:

a) 4 b) 7 c) 10 d) 11 e) 12

5 (Fatec-SP) Uma característica essencial dos fertilizantes é a sua solubilidade em água. Por isso, a indústria de fertilizantes transforma o fosfato de cálcio, cuja solubilidade em água é muito reduzida, num composto muito mais solúvel, que é o superfosfato de cálcio. Representa-se esse processo pela equação:

$$Ca_x(PO_4)_2 + y\ H_2SO_4 \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_z + 2\ CaSO_4$$

onde os valores de *x*, *y* e *z* são, respectivamente:

a) 4, 2 e 2 c) 2, 2 e 2 e) 3, 2 e 2
b) 3, 6 e 3 d) 5, 2 e 3

6 (Unifor-CE) O coeficiente estequiométrico do O_2 na equação $2\ Fe + \ldots\ldots\ O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$ é corretamente indicado pelo número:

a) 1,0 b) 1,5 c) 3 d) 3,5 e) 5

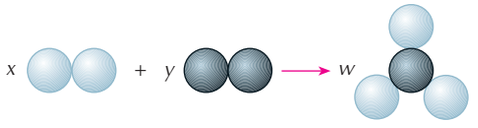
7 (Fuvest-SP) A seqüência de reações:

$$x\ KHCO_3 \longrightarrow M + CO_2 + H_2O$$
$$CO_2 + Ba(OH)_2 \longrightarrow N + H_2O$$

ficará correta se *x*, *M* e *N* forem substituídos, respectivamente, por:

a) 1, K_2CO_3 e Ba_2CO_3
b) 1, K_2O_2 e Ba_2C
c) 2, K_2O e $BaHCO_3$
d) 2, K_2CO_3 e Ba_2HCO_3
e) 2, K_2CO_3 e $BaCO_3$

8 (Mackenzie-SP)



Supondo que ● e ● signifiquem átomos diferentes, então o esquema acima representará uma reação química balanceada se substituirmos as letras *x*, *y* e *w*, respectivamente, pelos valores:

a) 3, 2 e 2
b) 1, 2 e 3
c) 1, 2 e 2
d) 2, 1 e 3
e) 3, 1 e 2

3 CLASSIFICAÇÕES DAS REAÇÕES QUÍMICAS

As reações químicas podem ser classificadas segundo vários critérios. Por exemplo:

- quando uma reação **libera calor**, nós a chamamos de **exotérmica** (do grego: *exo*, "para fora"; *thermos*, calor); é o caso da queima do carvão:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + \text{calor}$$

- pelo contrário, quando uma reação **consome calor** para se processar, nós a chamamos de **endotérmica** (do grego: *endo*, "para dentro"; *thermos*, calor); é o caso da reação:

$$N_2 + O_2 + \text{calor} \longrightarrow 2\ NO$$

No momento, a classificação que mais nos interessa é a que agrupa as reações em:

- reações de síntese ou de adição;
- reações de análise ou de decomposição;
- reações de deslocamento ou de substituição ou de simples troca;
- reações de dupla troca ou de dupla substituição.

3.1. Reações de síntese ou de adição

Ocorrem quando duas ou mais substâncias reagem, produzindo uma única substância mais complexa. Por exemplo:

$$C + O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2\uparrow$$
$$S + O_2 \xrightarrow{\Delta} SO_2\uparrow$$
$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

A reação de síntese é denominada:

- **síntese total** — quando partimos apenas de substâncias simples (1º e 2º exemplos anteriores);
- **síntese parcial** — quando, entre os reagentes, já houver no mínimo uma substância composta (3º exemplo anterior).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3.2. Reações de análise ou de decomposição

Ocorrem quando uma substância se divide em duas ou mais substâncias de estruturas mais simples. Por exemplo:

$$2\ HgO \xrightarrow{\Delta} 2\ Hg + O_2\uparrow; \qquad 2\ KC\ell O_3 \xrightarrow[MnO_2]{\Delta} 2\ KC\ell + 3\ O_2\uparrow$$

Certas reações de análise ou de decomposição recebem nomes especiais, como:

• **pirólise** — decomposição pelo calor (na indústria é chamada também de **calcinação**);

$$\underbrace{2\ Cu(NO_3)_2}_{\text{Sólido azul}} \xrightarrow{\Delta} \underbrace{2\ CuO}_{\text{Sólido preto}} + \underbrace{4\ NO_2\uparrow}_{\text{Gás vermelho}} + \underbrace{O_2\uparrow}_{\text{Gás incolor}}$$



EDUARDO SANTALIESTRA



EDUARDO SANTALIESTRA

Em Ⓐ temos cristais de nitrato de cobre ($Cu(NO_3)_2$). Em Ⓑ os cristais de nitrato de cobre são aquecidos (pirólise do nitrato de cobre), formando o óxido cúprico (CuO), que é um sólido preto, com desprendimento do dióxido de nitrogênio (NO_2), gás com coloração avermelhada, e oxigênio, que é um gás incolor.

• **fotólise** — decomposição pela luz $\left(H_2O_2 \xrightarrow{Luz} H_2O + \frac{1}{2}\ O_2\right)$

• **eletrólise** — decomposição pela eletricidade $\left(H_2O \xrightarrow{Eletrólise} H_2 + \frac{1}{2}\ O_2\right)$

3.3. Reações de deslocamento ou de substituição ou de simples troca

Ocorrem quando uma substância simples reage com uma substância composta e "desloca" desta última uma nova substância simples:

$$Cu + 2\ AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$$



JAVIER JAIME / CID



JAVIER JAIME / CID

Em Ⓐ temos uma fita de cobre numa solução de nitrato de prata ($AgNO_3$). À medida que a reação se processa, a fita vai ficando prateada e a solução de nitrato de prata vai ficando azulada Ⓑ. Trata-se de uma reação de deslocamento (substituição ou simples troca). A prata presente na solução vai sendo deslocada pelo cobre presente na fita. Os íons cobre em solução são responsáveis pelo tom azulado.

As reações indicadas abaixo também são exemplos de reação de deslocamento ou de substituição ou de simples troca.

$$Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow; \qquad Fe + 2\ HC\ell \longrightarrow FeC\ell_2 + H_2\uparrow$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 243 29/5/05, 20:18

3.4. Reações de dupla troca ou de dupla substituição

Ocorrem quando dois compostos reagem, permutando entre si dois elementos ou radicais e dando origem a dois novos compostos:

$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

$$FeS + 2\,HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

A própria reação de salificação (ácido + base) é um exemplo de reação de dupla troca:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + HOH\ (ou\ H_2O)$$

O MAGO DE ID **Parker e Hart**



REVISÃO **Responda em seu caderno**

a) Quando uma reação química pode ser classificada como reação de síntese?

b) Quando uma reação química pode ser classificada como reação de análise?

c) O que ocorre em uma reação de deslocamento?

d) O que ocorre em uma reação de dupla troca?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

9 (Mackenzie-SP)

I. $P_2O_5 + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3PO_4$

II. $2\,KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2\,KCl + 3\,O_2$

III. $3\,CuSO_4 + 2\,Al \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\,Cu$

As equações I, II e III representam, respectivamente, reações de:

a) síntese, análise e simples troca.
b) análise, síntese e simples troca.
c) simples troca, análise e análise.
d) síntese, simples troca e dupla troca.
e) dupla troca, simples troca e dupla troca.

10 (UFPA) Dadas as seguintes reações químicas:

a) $NH_3\,(g) + HCl\,(g) \longrightarrow NH_4Cl\,(\ell)$
b) $2\,H_2O_2\,(aq) \longrightarrow 2\,H_2O\,(\ell) + O_2\,(g)$
c) $NaOH\,(aq) + HCl\,(aq) \longrightarrow NaCl\,(aq) + H_2O\,(\ell)$
d) $Zn\,(s) + H_2SO_4\,(aq) \longrightarrow ZnSO_4\,(aq) + H_2\,(g)$
e) $CaO\,(s) + H_2O\,(\ell) \longrightarrow Ca(OH)_2\,(aq)$

Leia as afirmativas a seguir.

1. Reação de simples troca.
2. Reação de síntese, tendo como produto um sal.
3. Reação de síntese, tendo como produto uma base.
4. Reação de análise.
5. Reação de dupla troca.

A seqüência que associa corretamente as reações químicas com as afirmativas é:

a) d1, a2, e3, b4, c5
b) a1, e2, b3, d4, c5
c) d1, a2, e3, c4, b5
d) c1, b2, e3, a4, d5
e) d1, e2, a3, c4, b5

11 (UFPA) Observe as reações I e II abaixo:

I. $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$

II. $2\,HgO \xrightarrow{\Delta} 2\,Hg + O_2$

Podemos afirmar que I e II são, respectivamente, reações de:

a) síntese e análise.
b) simples troca e síntese.
c) dupla troca e análise.
d) análise e síntese.
e) dupla troca e simples troca.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

12 (Mackenzie-SP) Dadas as equações:

I. $CuCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow \mathbf{CuSO_4} + 2\ HCl$

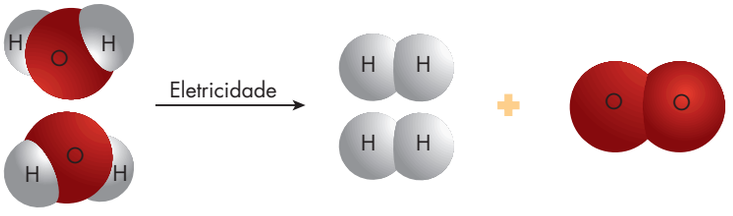
II. $CuSO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow \mathbf{Cu(OH)_2}\downarrow + Na_2SO_4$

III. $Cu(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} \mathbf{CuO} + H_2O$

A classificação da reação equacionada e o nome do composto assinalado em negrito são:

a) em I, dupla troca e sulfato de cobre I.
b) em III, síntese e óxido cúprico.
c) em II, dupla troca e hidróxido cúprico.
d) em III, análise e óxido cuproso.
e) em I, simples troca e sulfato de cobre II.

13 (UCS-RS) A transformação representada pelo esquema abaixo evidencia:



a) uma mistura homogênea.
b) uma mistura heterogênea.
c) uma reação química.
d) um fenômeno físico.
e) um processo de síntese.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

14 Considerando as reações químicas abaixo:

I. $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

II. $AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NaNO_3$

III. $2\ KClO_3 \longrightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$

é correto dizer que:

a) a reação I é de síntese.
b) a reação II é de deslocamento.
c) a reação III é de adição.
d) a reação I é de simples troca.
e) a reação III é de decomposição.

15 (Unirio-RJ)

I. $Zn + 2\ AgNO_3 \longrightarrow 2\ Ag + Zn(NO_3)_2$

II. $(NH_4)_2\ Cr_2O_7 \longrightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4\ H_2O$

III. $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$

IV. $Cl_2 + 2\ NaBr \longrightarrow Br_2 + 2\ NaCl$

V. $H_2SO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$

Dadas as reações acima, indique a opção que apresenta a ordem correta de suas classificações:

a) deslocamento; decomposição; síntese; deslocamento; dupla troca
b) deslocamento; síntese; decomposição; deslocamento; dupla troca
c) dupla troca; decomposição; síntese; dupla troca; deslocamento
d) dupla troca; síntese; decomposição; dupla troca; deslocamento
e) síntese; decomposição; deslocamento; dupla troca; dupla troca

16 (Mackenzie-SP) A emulsão colocada em películas para fazer filmes fotográficos é preparada adicionando-se uma solução de nitrato de prata ($AgNO_3$) a uma mistura que contém gelatina e brometo de potássio (KBr), dissolvidos em água. Ocorre, então, uma reação formando-se um sal de prata na forma de cristais amarelos insolúveis em água.
O tipo de reação que ocorre e a fórmula desses cristais são, respectivamente:

a) neutralização e AgBr.
b) simples troca e Ag_2O.
c) precipitação e KNO_2.
d) oxidação e $AgNO_3$.
e) dupla troca e AgBr.

17 Quando uma solução de hidróxido de sódio é adicionada a uma solução de sulfato férrico, forma-se um precipitado castanho de $Fe(OH)_3$. A equação que melhor representa esse processo é aquela que só representa os participantes essenciais da reação. Trata-se da equação:

a) $\frac{1}{2}\ Fe_2(SO_4)_3 + 3\ NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3 + \frac{3}{2}\ Na_2SO_4$

b) $Fe^{3+} + 3\ OH^- \longrightarrow Fe(OH)_3$

c) $2\ Fe^{3+} + 3\ SO_4^{2-} + 6\ Na^+ + 6\ OH^- \longrightarrow Fe(OH)_3 + 3\ SO_4^{2-} + 6\ Na^+$

d) $2\ Fe^{3+} + 3\ SO_4^{2-} \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3$

e) $3\ SO_4^{2-} + 6\ Na^+ \longrightarrow 3\ Na_2SO_4$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 245 29/5/05, 20:19

4 QUANDO OCORRE UMA REAÇÃO QUÍMICA?

Para duas substâncias reagirem quimicamente, é necessário que:

a) suas moléculas sejam postas em **contato** do modo mais eficaz possível. É por isso que uma reação no estado gasoso é, em geral, mais fácil e rápida que no estado líquido; e neste, em geral, mais fácil e rápida que no estado sólido. Entre sólidos a reação é normalmente muito difícil, pois falta "contato" entre suas moléculas; daí, o costume de "pulverizar" os reagentes sólidos, ou o que é, em geral, melhor: procurar dissolver os sólidos na água ou em outro solvente apropriado;

b) os reagentes tenham uma certa **afinidade química**, ou seja, uma certa tendência a reagir.

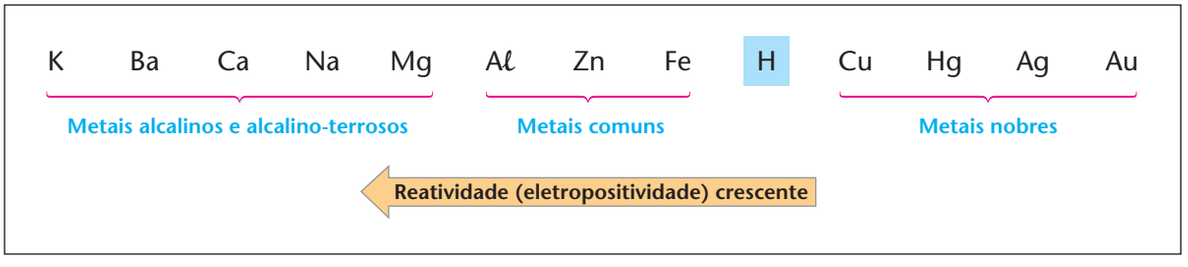
Embora seja fácil constatar que existem reagentes mais reativos e outros menos reativos, devemos avisar que o estudo da reatividade e da afinidade química é bastante complexo. Entretanto, para as reações comuns, podemos indicar certos critérios que permitem prever quais serão os produtos formados, a partir de determinados reagentes. É o que vamos explicar a seguir.

4.1. Reações de oxirredução

Para que uma reação de oxirredução ocorra, um dos reagentes deve apresentar a tendência de ceder elétrons, e o outro, de receber elétrons. Em relação a essas tendências, é fundamental destacar o comportamento dos **metais** e o dos **não-metais**.

a) Comportamento dos metais

Os **metais** têm sempre **tendência para ceder elétrons**; conseqüentemente, eles se oxidam e agem como redutores. Os químicos, comparando vários metais, conseguiram determinar quais são os metais que têm maior tendência e quais os que têm menor tendência para ceder elétrons. Daí surgiu a **fila da reatividade** ou **fila de tensões eletrolíticas**, que é dada parcialmente a seguir:



Nessa fila, qualquer metal mais reativo irá deslocar o menos reativo. Em outras palavras, qualquer metal pode deslocar (ceder elétrons) outro metal situado mais à direita na fila.





Ag + $A\ell(NO_3)_3$ → Impossível, pois o Ag está mais à direita que o Aℓ na fila.

Um caso particular é o das reações de metais com ácidos (veja a posição do hidrogênio na fila):

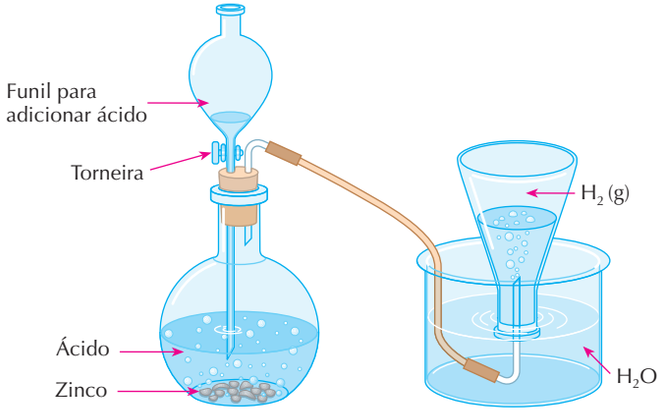


Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 246 29/5/05, 20:19

Esse tipo de reação pode ser usado para obter hidrogênio, no laboratório, com a aparelhagem representada abaixo:

Produção de H_2 em laboratório



Outros exemplos de reações de metais com ácidos são:

$$Fe + H_2SO_4 \xrightarrow{e^-} FeSO_4 + H_2\uparrow$$

$$Au + HCl \longrightarrow \text{Impossível, pois o Au está mais à direita que o H na fila.}$$

OBSERVAÇÃO

O HNO_3 e o H_2SO_4 concentrados reagem com os metais nobres, dando reações de oxirredução mais complicadas:

$$3\,Cu + 8\,HNO_3 \longrightarrow 3\,Cu(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2\,NO\uparrow$$

$$Ag + 2\,HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + H_2O + NO_2\uparrow$$

$$Cu + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2\,H_2O + SO_2\uparrow$$

Nesses casos, além do sal correspondente e da água, o HNO_3 produzirá NO ou NO_2, o H_2SO_4 produzirá SO_2, mas **nunca será produzido o H_2**, pois os metais nobres, estando depois do H na fila de reatividade, não poderão deslocá-lo de um ácido.

b) Comportamento dos não-metais

Os **não-metais** têm sempre **tendência para receber elétrons**; conseqüentemente, os não-metais se reduzem e agem como oxidantes. Podemos também arrumar os não-metais em uma **fila de reatividade**.

F O Cl Br I S

Reatividade (eletronegatividade) crescente

Qualquer não-metal desta fila pode deslocar (receber elétrons) de outro não-metal situado mais à direita na fila.

$$F_2 + 2\,NaBr \xrightarrow{e^-} 2\,NaF + Br_2$$

$$Cl_2 + Na_2S \xrightarrow{e^-} 2\,NaCl + S$$

$$I_2 + NaCl \longrightarrow \text{Impossível, pois o I está mais à direita que o Cl na fila.}$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 247 29/5/05, 20:19

4.2. Reações que não são de oxirredução

As mais importantes, nesse caso, são as **reações de dupla troca**. Elas ocorrem nas três situações descritas a seguir.

a) Quando um dos produtos for menos solúvel que os reagentes

Uma reação de dupla troca pode acontecer desde que tenhamos reagentes solúveis e ao menos um produto insolúvel, que irá formar um precipitado.

(Lembre-se de que a maior parte das reações ocorre em solução aquosa.)

$$NaC\ell + AgNO_3 \longrightarrow AgC\ell_{\downarrow} + NaNO_3$$

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \longrightarrow 2\ Fe(OH)_{3\downarrow} + 3\ Na_2SO_4$$

SÉRGIO DOTTA / THE NEXT-CID



Ao se adicionar uma solução aquosa de nitrato de prata ($AgNO_3$) a uma solução aquosa de cloreto de sódio ($NaC\ell$), é possível observar a formação de um precipitado branco, que é o cloreto de prata ($AgC\ell$).

EDUARDO SANTALIESTRA



Ao se adicionar uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) a uma solução aquosa de sulfato férrico ($Fe_2(SO_4)_3$), também ocorre formação de precipitado, que neste caso é o hidróxido de ferro III ($Fe(OH)_3$), de cor castanho-avermelhada.

No estudo das funções inorgânicas vimos que:

- os ácidos são, em geral, solúveis em água;
- as bases (exceto as bases dos metais alcalinos e o NH_4OH) são pouco solúveis em água;
- foi dada uma tabela de solubilidade dos sais normais (página 209).

Com essas informações, você estará apto a prever um grande número de reações de dupla troca que ocorrem em soluções aquosas.

b) Quando um dos produtos for mais volátil que os reagentes

Uma reação de dupla troca pode acontecer se houver pelo menos um produto volátil.

$$FeS + 2\ HC\ell \longrightarrow FeC\ell_2 + H_2S^{\uparrow}$$

$$2\ NaC\ell + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Na_2SO_4 + 2\ HC\ell^{\uparrow}$$

$$2\ NaNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Na_2SO_4 + 2\ HNO_3^{\uparrow}$$

As duas últimas equações indicam processos de preparação, em laboratório, do $HC\ell$ e do HNO_3 respectivamente. Para isso utiliza-se a aparelhagem indicada na página anterior, colocando-se $NaC\ell$ (ou $NaNO_3$) sólido no balão e gotejando H_2SO_4 concentrado.

Os exemplos mais importantes de produtos gasosos que tendem a escapar do sistema em reação são os ácidos HF, $HC\ell$, HBr, HI, H_2S e HCN. Pelo contrário, o H_2SO_4 é muito pouco volátil (ácido fixo), servindo, então, para produzir outros ácidos. Três casos importantes de desprendimento gasoso são devidos às seguintes **decomposições espontâneas**:

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2^{\uparrow}$$

$$H_2SO_3 \longrightarrow H_2O + SO_2^{\uparrow}$$

$$NH_4OH \longrightarrow NH_3^{\uparrow} + H_2O$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Por esse motivo, em toda reação de dupla troca, em que deveria haver produção de H_2CO_3, H_2SO_3 ou de NH_4OH, teremos, na realidade, água e CO_2, água e SO_2 ou água e NH_3, respectivamente:

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + \cancel{H_2CO_3} \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

$$K_2SO_3 + 2\,HCl \longrightarrow 2\,KCl + \cancel{H_2SO_3} \rightarrow H_2O + SO_2\uparrow$$

$$NH_4Cl + NaOH \longrightarrow NaCl + \cancel{NH_4OH} \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O$$



GARCIA-PELAYO / CID

Efervescência decorrente da mistura de uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4) com carbonato de cálcio ($CaCO_3$). As bolhas observadas durante a efervescência são decorrentes da liberação de gás carbônico (CO_2) obtido como produto da reação entre as substâncias iniciais.

c) Quando um dos produtos for menos ionizado que os reagentes

Uma reação de dupla troca pode ocorrer se houver entre os produtos um eletrólito mais fraco que os reagentes ou um composto molecular.

Nesse caso, o exemplo mais comum é a **reação de salificação**, em que forma um sal (composto iônico) e a água (composto molecular):

$$\underbrace{HCl}_{\text{Ionizável}} + \underbrace{NaOH}_{\text{Iônico}} \longrightarrow \underbrace{NaCl}_{\text{Iônico}} + \underbrace{H_2O}_{\text{Molecular}}$$

$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ionizável}} + \underbrace{2\,KOH}_{\text{Iônico}} \longrightarrow \underbrace{K_2SO_4}_{\text{Iônico}} + \underbrace{2\,H_2O}_{\text{Molecular}}$$

Outro caso que podemos mencionar é o de um ácido (ou base) mais forte deslocando, de um sal, o ácido (ou base) mais fraco:

$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ácido forte}} + 2\,NaNO_2 \longrightarrow Na_2SO_4 + \underbrace{2\,HNO_2}_{\text{Ácido fraco}}$$

$$\underbrace{NaOH}_{\text{Base forte}} + NH_4Cl \longrightarrow NaCl + \underbrace{NH_4OH}_{\text{Base fraca}}$$

REVISÃO — **Responda em seu caderno**

a) O que é necessário para que uma reação química possa ocorrer?

b) Quando um elemento deslocará outro elemento de um composto?

c) Quando ocorre uma reação de dupla troca?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 249 29/5/05, 20:20

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

18 (UFSM-RS)

Na Aℓ Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Au

Aumenta a oxidação

Analisando a série eletromotriz, que fornece a reatividade dos metais, indique qual é a reação que irá ocorrer espontaneamente:

a) $2\ A\ell\ (s) + 3\ Cu_4SO_4\ (aq) \longrightarrow$
b) $3\ Ag\ (s) + FeC\ell_3\ (aq) \longrightarrow$
c) $Cu\ (s) + NaC\ell\ (aq) \longrightarrow$
d) $Ag\ (s) + CuSO_4\ (aq) \longrightarrow$
e) $Pb\ (s) + ZnSO_4\ (aq) \longrightarrow$

19 (UFSM-RS)

Zn Fe Ni Cu Ag Pt Au

Segundo a série de reatividade química, a seta para a direita indica o aumento da facilidade de redução dos íons e a seta para a esquerda indica o aumento da facilidade de oxidação dos metais. Assim, ocorre, espontaneamente, somente na reação:

a) $Cu + Fe^{2+} \longrightarrow$
b) $Fe + Zn^{2+} \longrightarrow$
c) $Ni + Au^{+} \longrightarrow$
d) $Ag + Ni^{2+} \longrightarrow$
e) $Pt + Cu^{2+} \longrightarrow$

20 (Mackenzie-SP) Na reação entre zinco e ácido clorídrico, há a formação de um gás altamente inflamável.
Esse gás é o:

a) gás oxigênio. b) gás carbônico. c) gás hidrogênio. d) gás cloro. e) monóxido de carbono.

21 (Mackenzie-SP) A reação de sódio metálico com água produz uma solução fortemente alcalina e gás hidrogênio que se desprende.
A equação que representa essa reação é:
Dados: Na (Z = 11); O (Z = 8); H (Z = 1).

a) $Na\ (s) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow Na^{1+}\ (aq) + OH^{1-}\ (aq) + O_2\ (g)$
b) $2\ Na\ (s) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow 2\ Na^{1+}\ (aq) + O_2\ (g) + H_2\ (g)$
c) $2\ Na\ (s) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow 2\ Na^{1+}\ (aq) + H^{1-}\ (aq) + O_2\ (g)$
d) $2\ Na\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow 2\ Na^{1+}\ (aq) + 2\ OH^{1-}\ (aq) + H_2\ (g)$
e) $Na\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow Na^{1+}\ (aq) + OH^{1-}\ (aq) + H_3O^{1+}\ (aq)$

22 (Ceeteps-SP) As equações seguintes representam transformações químicas de que o ácido sulfúrico é um dos participantes.

I. $Mg\ (s) + 2\ H^{+}\ (aq) \longrightarrow Mg^{2+}\ (aq) + H_2\ (g)$
II. $2\ H^{+}\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq) \longrightarrow H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$
III. $Ca^{2+}\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq) \longrightarrow CaSO_4\ (s)$
IV. $H^{+}\ (aq) + OH^{-}\ (aq) \longrightarrow H_2O$

Representam, respectivamente, uma oxirredução e uma neutralização as equações:

a) III e IV b) II e III c) I e II d) I e III e) I e IV

23 (PUC-MG) Quando se "limpa" o mármore (carbonato de cálcio) com ácido muriático (ácido clorídrico), observa-se uma "fervura", que é o desprendimento do gás carbônico, um dos produtos da reação juntamente com água e cloreto de cálcio.
A equação química que mais bem representa essa reação é:

a) $Ca(OH)_2 + Ca \longrightarrow Ca(CO_2)_2 + HC\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2O$
b) $Ca(OH)_2 + 2\ HC\ell \xrightarrow{CO_2} CaC\ell_2 + H_2O$
c) $CaCO_3 + CO_2 \xrightarrow{H_2O} CaC\ell_2 + HC\ell$
d) $Ca(OH)_2 + CO_2 \xrightarrow{HC\ell} CaC\ell_2 + H_2O$
e) $CaCO_3 + 2\ HC\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2O + CO_2\uparrow$

24 (EEM-SP) A acidez elevada do solo dos cerrados prejudica a agricultura; dispondo das seguintes substâncias: $CaSO_4$, NH_4NO_3 e $CaCO_3$, com a finalidade única de corrigir a acidez do solo, qual substância seria a indicada? Por quê?

25 (Unicamp-SP) Um fermento químico utilizado para fazer bolos é o sal bicarbonato de amônio, também chamado de "carbonato ácido de amônio". Quando aquecido, esse sal se decompõe em dióxido de carbono (gás carbônico), amônia e água. Escreva a equação química desse processo e explique como essa reação favorece o crescimento do bolo.

26 (Fuvest-SP) Para distinguir uma solução aquosa de ácido sulfúrico de outra de ácido clorídrico, basta adicionar a cada uma delas:

a) um pouco de solução aquosa de hidróxido de sódio.
b) um pouco de solução aquosa de nitrato de bário.
c) raspas de magnésio.
d) uma porção de carbonato de sódio.
e) gotas de fenolftaleína.

27 (PUC-Campinas-SP) Cátions de metais pesados como Hg^{2+} e Pb^{2+} são alguns dos agentes da poluição da água de muitos rios. Um dos processos de separá-los pode ser pela precipitação como hidróxido (OH^{-}) e cromato (CrO_4^{2-}). As fórmulas desses precipitados são:

a) $Hg_2(OH)_2$ e Pb_2CrO_4
b) Hg_2OH e $PbCrO_4$
c) $Hg(OH)_3$ e $Pb_2(CrO_4)_3$
d) $Hg(OH)_2$ e $Pb(CrO_4)_2$
e) $Hg(OH)_2$ e $PbCrO_4$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 250 29/5/05, 20:20

28 (Cesesp-PE) Quais dos pares de íons seguintes formarão precipitados quando se misturam suas soluções diluídas?

1. Na^+, SO_4^{2-}
2. Ag^+, $C\ell^-$
3. K^+, $C\ell^-$
4. Ba^{2+}, SO_4^{2-}
5. Na^+, Br^-

a) 2 e 4
b) 1 e 4
c) 2 e 5
d) 3 e 4
e) 2, 4 e 5

29 (PUC-Campinas-SP) Para evitar a poluição dos rios por cromatos, há indústrias que transformam esses ânions em cátions Cr^{3+} (reação I). Posteriormente, tratados com cal ou hidróxido de sódio (reação II), são separados na forma do hidróxido insolúvel.

As representações dessas transformações

reação I $\quad CrO_4^{2-}(aq) \longrightarrow Cr^{3+}(aq)$

reação II $\quad Cr^{3+}(aq) \longrightarrow Cr(OH)_3(s)$

indicam tratar-se, respectivamente, de reações de:

a) oxidação e redução.
b) redução e solvatação.
c) precipitação e oxidação.
d) redução e precipitação.
e) oxidação e dissociação.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

30 (Univali-SC) Em um experimento, coloca-se um prego dentro de um béquer contendo ácido clorídrico e verifica-se uma efervescência ao redor do prego.

É correto afirmar que:

a) a efervescência ocorre devido ao aumento de temperatura do ácido, fazendo com que o mesmo entre em ebulição.
b) há desprendimento do gás hidrogênio que se forma na reação de ferro com ácido clorídrico.
c) há eliminação de gás oxigênio.
d) há desprendimento de gás cloro devido à presença do ácido clorídrico.
e) há desprendimento de gás cloro devido à presença de ácido clorídrico.

31 (UFRRJ) Os metais alcalinos são moles e extremamente reativos, reagindo explosivamente com a água. Dentre as equações, a que representa sua reação com a água é:

a) $X(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow XH(aq) + H_2(g)$
b) $X(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow XOH(aq) + H_2O(\ell)$
c) $X(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow XOH(aq)$
d) $X(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow XOH(aq) + O_2(g)$
e) $X(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow XOH(aq) + H_2(g)$

32 (Mackenzie-SP)

$Cu(NO_3)_2 + Ag \longrightarrow$ (Não ocorre reação.)

$2\,AgNO_3 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,Ag$

$CuSO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$

$ZnSO_4 + Cu \longrightarrow$ (Não ocorre reação.)

Os resultados observados nas experiências acima equacionadas nos permitem afirmar que a ordem decrescente de reatividade dos metais envolvidos é:

a) Zn Cu Ag
b) Ag Cu Zn
c) Cu Zn Ag
d) Ag Zn Cu
e) Zn Ag Cu

33 (Uniderp-MS) A reação de um metal com um não-metal é classificada como de:

a) deslocamento.
b) dupla troca.
c) decomposição.
d) oxirredução.
e) substituição.

34 (Uniderp-MS) A efervescência que se verifica quando se misturam soluções aquosas de H_2SO_4 e de Na_2CO_3, deve-se à:

a) liberação de íons H^+.
b) formação de precipitado.
c) decomposição do ânion SO_4^{2-}.
d) formação de CO_2.
e) reação de deslocamento.

35 (Mackenzie-SP)

$BaC\ell_2 + Na_2CrO_4 \longrightarrow A + B_{\downarrow}$

Na equação acima, a fórmula e o nome do precipitado são:

a) $NaC\ell$ e cloreto de sódio.
b) Ba_2CrO_4 e dicromato de bário.
c) $BaCrO_4$ e cromato de bário.
d) $BaC\ell_2$ e cloreto de bário.
e) $CrC\ell_3$ e cloreto de cromo III.

36 (Mackenzie-SP)

$CO_2 + Ca_2(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$

$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$

No decorrer de uma experiência, realizada em duas etapas, foram feitas as seguintes observações:

- borbulhando-se gás carbônico na água de cal (solução aquosa de $Ca(OH)_2$), a solução turvou;
- continuou-se a borbulhar gás carbônico na água de cal por mais um certo tempo e notou-se que a solução, antes turva, tornou-se límpida e transparente.

Com base nessas observações e nas equações acima, pode-se afirmar que:

a) formam-se dois precipitados diferentes nas duas etapas.
b) somente na etapa inicial, há a formação de uma substância solúvel em água.
c) em ambas as etapas formam-se substâncias solúveis em água.
d) na primeira etapa, ocorre a precipitação de carbonato de cálcio, enquanto, na segunda etapa, o sal formado é solúvel em água.
e) nas duas etapas, o sal obtido é o mesmo.

37 (Fuvest-SP) Nitrato de bário pode ser preparado, em meio aquoso, através das transformações químicas abaixo:

$$BaC\ell_2 \xrightarrow[\text{Etapa 1}]{Na_2CO_3} BaCO_3 \xrightarrow[\text{Etapa 2}]{HNO_3} Ba(NO_3)_2$$

Nas etapas 1 e 2, ocorrem, respectivamente:

a) precipitação de carbono de bário e desprendimento de dióxido de carbono.
b) precipitação de carbonato de bário e desprendimento de hidrogênio.
c) desprendimento de cloro e desprendimento de dióxido de carbono.
d) desprendimento de dióxido de carbono e precipitação de nitrato de bário.
e) desprendimento de cloro e neutralização de carbonato de bário.

38 (ITA-SP) Quando se deseja detectar a presença de NH_4^+ em soluções aquosas, aquece-se uma mistura da solução que contém esse íon com uma base forte, NaOH, por exemplo; testa-se então o gás produzido com papel indicador tornassol vermelho umedecido em água. Explique por que esse experimento permite detectar a presença de íons NH_4^+ em soluções aquosas. Em sua explicação deve(m) constar a(s) equação(ões) química(s) balanceada(s) da(s) reação(ões) envolvida(s).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10A-QF1-PNLEM 251 29/5/05, 20:20

5 RESUMO DAS PRINCIPAIS REAÇÕES ENVOLVENDO AS FUNÇÕES INORGÂNICAS

5.1. Reações entre os "opostos"

É interessante notar que muitas reações químicas envolvem substâncias de características "opostas" como, por exemplo, as de:

- **caráter oxidante** e **caráter redutor**;
- **caráter ácido** e **caráter básico**.

Nas reações entre **oxidantes** e **redutores**, temos, de um lado e de outro:

Oxidantes	×	Redutores
• não-metais • substâncias contendo elementos com $N_{ox.}$ elevado	×	• metais • substâncias contendo elementos com $N_{ox.}$ baixo

Exemplos:

$$\underbrace{2\ Na}_{\text{Metal (redutor)}} + \underbrace{Cl_2}_{\text{Não-metal (oxidante)}} \longrightarrow 2\ NaCl$$

$$\underbrace{2\ KMnO_4}_{\text{Mn: } N_{ox.} \text{ elevado } (+7) \text{ (oxidante)}} + \underbrace{16\ HCl}_{\text{Cl: } N_{ox.} \text{ baixo } (-1) \text{ (redutor)}} \longrightarrow 2\ KCl + 2\ MnCl_2 + 8\ H_2O + 5\ Cl_2$$

Nas reações entre **ácidos** e **bases**, temos, de um lado e de outro:

Ácidos	×	Bases
• os próprios ácidos • óxidos ácidos • óxidos anfóteros • não-metais	×	• as próprias bases • óxidos básicos • óxidos anfóteros • metais

Exemplos:

$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ácido}} + \underbrace{2\ NaOH}_{\text{Base}} \longrightarrow \underbrace{Na_2SO_4}_{\text{Sal}} + 2\ H_2O$$

$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ácido}} + \underbrace{Na_2O}_{\text{Óxido básico}} \longrightarrow \underbrace{Na_2SO_4}_{\text{Sal}} + H_2O$$

$$\underbrace{H_2SO_4}_{\text{Ácido}} + \underbrace{Zn}_{\text{Metal}} \longrightarrow \underbrace{ZnSO_4}_{\text{Sal}} + H_2\uparrow$$

$$\underbrace{SO_3}_{\text{Óxido ácido}} + \underbrace{Na_2O}_{\text{Óxido básico}} \longrightarrow \underbrace{Na_2SO_4}_{\text{Sal}}$$

O MAGO DE ID — PARKER & HART



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5.2. Outros tipos de reação

a) Reações com o oxigênio

O oxigênio é um não-metal bastante reativo que consegue reagir com quase todos os demais elementos químicos; a reação é, em geral, denominada **queima** ou **combustão** e produz óxidos de vários tipos.

Nos exemplos a seguir, no lugar do oxigênio podemos considerar o ar, que é uma mistura de oxigênio e nitrogênio; como o nitrogênio normalmente não reage, a ação com o ar é bem "mais fraca" que a do oxigênio puro.

A reação com **metais** produz, em geral, **óxidos básicos**, mas às vezes pode produzir **óxidos anfóteros** ou **peróxidos**:

$$2\ Cu + O_2 \longrightarrow 2\ CuO \text{ (óxido básico)}$$
$$4\ A\ell + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ A\ell_2O_3 \text{ (óxido anfótero)}$$
$$2\ Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2 \text{ (peróxido)}$$

A reação com **não-metais** produz **óxidos ácidos** (ou **óxidos indiferentes**):

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \text{ (óxido ácido)}$$
$$4\ P + 5\ O_2 \longrightarrow 2\ P_2O_5 \text{ (óxido ácido) ou } P_4O_{10}$$
$$2\ C + O_2 \longrightarrow 2\ CO \text{ (óxido indiferente)}$$

O oxigênio pode "oxidar" muitos compostos:

$$2\ Na_2SO_3 + O_2 \longrightarrow 2\ Na_2SO_4$$

O oxigênio (mesmo o do ar) reage com **sulfetos metálicos** em temperaturas elevadas; freqüentemente, é produzido o **óxido do metal**:

$$2\ ZnS \text{ (blenda)} + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2\uparrow$$
$$4\ FeS_2 \text{ (pirita)} + 11\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2\uparrow$$

Quando o sulfeto é de metal nobre, libera-se o próprio metal:

$$HgS \text{ (cinábrio)} + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2\uparrow$$

Essas reações têm uma grande importância prática nas indústrias metalúrgicas e são denominadas reações de **ustulação dos sulfetos**.

b) Reações com o hidrogênio

O hidrogênio reage com **metais** e com **não-metais** de alta reatividade, formando **hidretos**. Reações com **não-metais** formam hidretos gasosos, moleculares, estáveis e de caráter ácido:

$$H_2 + C\ell_2 \longrightarrow 2\ HC\ell$$
$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

Faz exceção a água ($2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$), que é **líquida** e **não tem caráter ácido**.

Reações com **metais** formam hidretos sólidos, cristalinos, iônicos, muito reativos e de caráter básico:

$$2\ Na + H_2 \longrightarrow 2\ NaH \text{ (hidreto de sódio)}$$
$$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2 \text{ (hidreto de cálcio)}$$

Os hidretos metálicos hidrolisam (reagem com a água) facilmente, sendo por isso afetados até pela umidade do ar:

$$NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2\uparrow$$

Nos hidretos metálicos o hidrogênio está na forma de ânion (H^-) e, portanto, seu $N_{ox.}$ é -1.

c) Reações com a água

Os **metais alcalinos** e **alcalino-terrosos** reagem com a água em temperatura ambiente, formando os **hidróxidos** correspondentes:

$$2\ Na + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2\uparrow$$
$$Ca + 2\ H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10B-QF1-PNLEM 253 29/5/05, 20:23

Os **metais comuns** só reagem com a água por aquecimento, formando os **óxidos** correspondentes:

$$Zn + H_2O \xrightarrow{\Delta} ZnO + H_2\uparrow$$

$$3\,Fe + 4\,H_2O \xrightarrow{\Delta} Fe_3O_4 + 4\,H_2\uparrow$$

Os **metais nobres** (Cu, Hg, Ag, Pt e Au) não reagem com a água.

d) Comportamento diante do calor

Dentre os **ácidos**, os **hidrácidos** HF e HCℓ são bastante estáveis em relação ao calor. Os demais se decompõem, em maior ou menor extensão, quando aquecidos:

$$2\,HI \xrightarrow{\Delta} H_2 + I_2$$

Dentre os **oxiácidos comuns**, o H_2SO_4 é o mais estável; o HNO_3 e o H_3PO_4 são relativamente estáveis. Os demais se decompõem, dando normalmente água e o anidrido correspondente:

$$2\,H_3PO_3 \xrightarrow{\Delta} 3\,H_2O + P_2O_3$$

$$2\,HNO_2 \xrightarrow{\Delta} H_2O + \cancel{N_2O_3} \qquad NO_2 + NO$$

Neste último caso, até o próprio anidrido se decompõe em óxidos mais simples.

Como já vimos, alguns oxiácidos são tão instáveis que se decompõem espontaneamente em temperatura ambiente:

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2$$

$$H_2SO_3 \longrightarrow H_2O + SO_2$$

Dentre as **bases**, os hidróxidos alcalinos são tão estáveis que podem ser fundidos sem decomposição. Os demais se decompõem pelo calor, dando água e o óxido correspondente:

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} CaO + H_2O\uparrow$$

$$2\,Fe(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3 + H_2O\uparrow$$

O caso particular do hidróxido de amônio já foi mencionado:

$$NH_4OH \longrightarrow NH_3\uparrow + H_2O$$

De modo geral, **os sais são muito mais estáveis em relação ao calor** do que os ácidos e as bases correspondentes. Entretanto, quando o ácido e/ou a base forem instáveis ou muito sensíveis ao calor, esse fato irá se refletir em seus sais:

$$Ca(CO)_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2\uparrow$$

$$Fe_2(CO_3)_3 \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3 + 3\,CO_2\uparrow$$

Os **óxidos**, de modo geral, são muito estáveis em relação ao calor; esta é uma das razões da existência de inúmeros óxidos metálicos na crosta terrestre. Entretanto, alguns sofrem decomposição pelo calor, como os óxidos dos metais nobres:

$$2\,Ag_2O \xrightarrow{\Delta} 4\,Ag + O_2\uparrow$$

Ou, ainda, certos óxidos de não-metais:

$$2\,N_2O_5 \xrightarrow{\Delta} 4\,NO_2 + O_2$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ATIVIDADES PRÁTICAS

ATENÇÃO: Não cheire nem experimente substância alguma utilizada nesta atividade.

Este experimento deve ser realizado com a supervisão de um adulto, pois haverá a necessidade de manipular objetos quentes, podendo haver risco de queimaduras.

1ª

Materiais

• 1 ponta de espátula de fermento em pó químico • vinagre ou o suco de um limão • 1 conta-gotas • 1 copo de vidro transparente e seco • 1 palito de madeira bem longo • fósforos

Procedimento

• Coloque o fermento em pó no copo de vidro e adicione, sobre o sólido, gota a gota o vinagre (ou o suco de limão). • Anote as observações no caderno. • Com o auxílio de fósforos, faça a extremidade do palito de madeira pegar fogo e imediatamente introduza, com cuidado e não deixando encostar em nada, a chama no copo. • Anote as observações no caderno.

Perguntas

1) O que ocorreu quando o vinagre foi adicionado ao fermento? Por quê?
2) O que ocorreu com a chama ao ser introduzida no copo? Por quê?

ATENÇÃO: Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são altamente recomendados.

2ª

Materiais

• 1 ponta de espátula de sulfato de cobre (II) • 1 espátula de raspas de sabão • 2 béqueres de 100 mL • 1 bastão de vidro • indicador químico • água

Procedimento

• Dissolva as raspas de sabão em um béquer com água. • Retire uma amostra pequena da solução e verifique, com o auxílio de um indicador químico, o caráter ácido ou básico da solução de sabão. • Reserve essa solução. • Coloque o sulfato de cobre (II) em um outro béquer e adicione cerca de 50 mL de água. • Agite bem até a completa dissolução. • Adicione a solução de sabão à solução de sulfato de cobre (II). • Anote as observações no caderno.

Perguntas

1) A solução de sabão possui caráter ácido ou básico?
2) Qual o aspecto inicial das duas soluções?
3) O que ocorre quando as duas soluções são misturadas? Por quê? Tente utilizar uma equação química para representar o ocorrido.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Que caráter é oposto ao oxidante?

b) Que caráter é oposto ao ácido?

c) Como são denominadas, geralmente, as reações envolvendo o gás oxigênio?

d) Como é denominada a reação entre um sulfeto e o oxigênio ou o ar?

e) Como são denominados os compostos binários do hidrogênio?

f) Que metais reagem com a água em temperatura ambiente?

g) Os óxidos ou as bases são mais resistentes (estáveis) ao calor?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

39 (Mackenzie-SP) Na combustão do magnésio, a substância produzida é um:
Dados: Mg (2A); N (5A); O (6A); Cℓ (7A).
a) óxido molecular de fórmula MgO_2.
b) sal iônico de fórmula $MgCℓ_2$.
c) sal iônico de fórmula Mg_3N_2.
d) óxido molecular de fórmula Mg_2O.
e) óxido iônico de fórmula MgO.

40 (UFSM-RS) O cálcio, ao ser dissolvido na água, produz uma turvação do meio reacional permitindo observar a liberação de um gás.
O composto que ocasiona a turvação e o gás formado são, respectivamente:
a) CaO e O_2
b) $Ca(OH)_2$ e O_2
c) CaO e H_2O
d) $Ca(OH)_2$ e H_2
e) CaO e H_2

41 (Unisinos-RS) Para obter o sulfato ferroso, um sal usado para combater a anemia, a reação executada é a:
a) $Fe(OH)_2 + H_2S_2O_3 \longrightarrow FeS_2O_3 + 2\,H_2O$
b) $Fe(OH)_2 + H_2S \longrightarrow FeS + 2\,H_2O$
c) $FeCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + CO_2 + H_2O$
d) $Fe(OH)_2 + H_2SO_3 \longrightarrow FeSO_3 + 2\,H_2O$
e) $2\,Fe(OH)_3 + 3\,H_2SO_3 \longrightarrow Fe_2(SO_3)_3 + 6\,H_2O$

Capitulo 10B-QF1-PNLEM 255 29/5/05, 20:23

42 (Fesp-PE) Antes de um funileiro soldar peças de zinco galvanizadas, ele as limpa com uma solução de ácido muriático (ácido clorídrico). A equação que melhor representa a reação que ocorre, bem como sua classificação é:

a) $Zn + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2$; reação de dupla troca.

b) $ZnO + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2O$; reação de decomposição.

c) $ZnO + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2O$; reação de dupla troca.

d) $Zn + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2$; reação de decomposição.

e) $ZnO + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2O$; reação de oxidação.

43 (Mackenzie-SP) A equação que representa uma reação em que **não** ocorre óxido-redução é:

a) $SO_3 + Na_2O \longrightarrow Na_2SO_4$

b) $2\,Na + C\ell_2 \longrightarrow 2\,NaC\ell$

c) $H_2SO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$

d) $2\,AgNO_3 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,Ag$

e) $2\,H_2O_2 \xrightarrow{luz} 2\,H_2O + O_2\uparrow$

44 Copie no caderno as equações parciais indicadas abaixo. Complete-as acertando seus coeficientes, quando possível.

a) $CO_2 + NaOH \longrightarrow$

b) $SO_3 + HC\ell \longrightarrow$

c) $A\ell_2O_3 + H_2SO_4 \longrightarrow$

d) $CO + KOH \longrightarrow$

e) $MgO + HC\ell \longrightarrow$

f) $Fe_3O_4 + HC\ell \longrightarrow$

g) $Na_2O_2 + NaOH \longrightarrow$

h) $K_2O + H_2SO_4 \longrightarrow$

45 (UFRRJ) A água é um dos principais componentes da natureza; contudo o desperdício e seu aproveitamento inadequado podem levar a uma crise de sérias proporções, bem mais graves do que a atual crise energética. Em relação à água e seus componentes, pode-se afirmar que:

a) a água é um solvente de baixa polaridade.

b) o gás oxigênio é incolor e não comburente.

c) a água apresenta ligações iônicas.

d) o gás hidrogênio é incolor e combustível.

e) a água pura é boa condutora de corrente elétrica.

46 (UFRGS-RS) Considere as reações representadas pelas equações abaixo.

I. $2\,Ca + O_2 \longrightarrow 2\,CaO$

II. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

III. $S + O_2 \longrightarrow SO_2$

IV. $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$

V. $Ca(OH)_2 + H_2SO_3 \longrightarrow CaSO_3 + 2\,H_2O$

Qual é a alternativa que apresenta uma afirmação **incorreta** em relação às características das reações citadas?

a) Ocorre a formação de óxido ácido e óxido básico.

b) Uma das reações é do tipo dupla troca.

c) Algumas das reações são do tipo oxidação-redução.

d) Ocorre a formação de produtos que em soluções aquosas diluídas apresentam pH diferente de 7.

e) A maioria das reações é do tipo análise.

47 (Mackenzie-SP)

I. $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} X + CO_2$

II. $BaC\ell_2 + Y \longrightarrow BaCrO_4\downarrow + 2\,KC\ell$

III. $Zn + 2\,HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + W$

Para que as reações acima fiquem corretamente equacionadas, *X*, *Y* e *W* devem ser, respectivamente:

a) CaC_2, H_2CrO_4 e H_2S

b) CO, K_2CrO_4 e $C\ell_2$

c) CaO, K_2CrO_4 e H_2

d) CaO_2, K_2CrO_4 e $C\ell_2$

e) CaO_2, H_2CrO_4 e H_2

48 (UFPE) Três recipientes *A*, *B* e *C* contêm os gases O_2, H_2 e CO_2. Introduzindo um palito de fósforo aceso em cada recipiente, observa-se que: no recipiente *A*, a chama imediatamente se apaga; no recipiente *B*, a chama se torna mais brilhante; e, no recipiente *C*, ocorre uma pequena explosão. De acordo com esses dados, podemos concluir que os recipientes *A*, *B* e *C* contêm, respectivamente:

a) H_2, O_2 e CO_2

b) CO_2, H_2 e O_2

c) H_2, CO_2 e O_2

d) CO_2, O_2 e H_2

e) O_2, H_2 e CO_2

49 (UnB-DF) A Química está tão presente na vida do homem que é difícil imaginar a vida sem a Química. Os produtos químicos têm inúmeras aplicações, entre as quais ressalta-se a fabricação dos computadores, que constituem a revolução do final do século XX.

Considerando a presença da Química no cotidiano, julgue os itens abaixo.

0. Apesar dos benefícios que os produtos químicos trazem para a indústria, deve-se evitar a ingestão de quaisquer desses produtos.
1. A água do mar é uma substância composta formada por água (H_2O) e cloreto de sódio ($NaC\ell$).
2. Um aquário com muitos peixes deve ter sua água borbulhada com ar para repor oxigênio que os peixes consomem das moléculas de água (H_2O) durante a respiração.
3. O eventual processo de enferrujamento de componentes de um computador, confeccionados com determinado metal, é um exemplo de transformação química.

50 (PUC-SP) Em um erlenmeyer foi feita a combustão do enxofre; ao produto dessa reação, adicionou-se água e obteve-se uma substância *A* que torna vermelho o papel azul de tornassol. Em outro erlenmeyer, fez-se a combustão do magnésio, adicionou-se água e obteve-se uma substância *B* que torna azul o papel vermelho de tornassol.

a) Equacione os processos de obtenção de *A* e *B*.

b) Supondo que ocorreu reação de neutralização total, equacione tal reação quando se adiciona *A* a *B*.

51 (Fuvest-SP) Colocam-se em um recipiente de vidro água destilada, gotas de solução de fenolftaleína e, em seguida, pedaços de sódio metálico. Observa-se, então, violenta reação do metal com a água, resultando chama na superfície exposta do metal e coloração rósea na solução. A chama e a coloração resultam, respectivamente, da queima de:

a) hidrogênio produzido na reação e aumento de pH.

b) oxigênio produzido na reação e aumento de pH.

c) nitrogênio do ar e aumento de pH.

d) hidrogênio produzido na reação e diminuição de pH.

e) nitrogênio do ar e diminuição de pH.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

52 (Vunesp) O magnésio pode ser obtido da água do mar. A etapa inicial desse processo envolve o tratamento da água do mar com óxido de cálcio. Nessa etapa, o magnésio é precipitado na forma de:
a) $MgCl_2$ c) MgO e) Mg metálico
b) $Mg(OH)_2$ d) $MgSO_4$

53 (UFPI) A reação química na qual um dos reagentes é um óxido básico é:
a) $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
b) $Na_2O + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2O$
c) $2\,NaOH + SO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
d) $ZnO + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$
e) $2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$

54 (UFRGS-RS) A substância química Na_2SO_3 pode ser obtida pela reação entre:
a) óxido de sódio e ácido sulfúrico.
b) cloreto de sódio e ácido sulfídrico.
c) hidróxido de sódio e ácido sulfídrico.
d) hidróxido de sódio e ácido sulfúrico.
e) óxido de sódio e ácido sulfuroso.

55 (Mackenzie-SP) Dispõe-se de 5 tubos de ensaio, contendo respectivamente:
I. H_2O
II. solução aquosa de $NaCl$
III. solução aquosa de $NaNO_3$
IV. solução aquosa de Na_2CO_3
V. solução aquosa de Na_2SO_4
Adicionando-se HCl (gota a gota) a cada um dos tubos, observa-se que somente em um deles ocorre efervescência. Essa efervescência é conseqüência da reação do HCl com:
a) a água pura. c) a solução III. e) a solução V.
b) a solução II. d) a solução IV.

56 (Ufes) Considere a seqüência de reações:

$$S + O_2 \longrightarrow \mathbf{I}$$
$$\mathbf{I} + H_2O \longrightarrow \mathbf{II}$$
$$FeO + \mathbf{II} \longrightarrow \mathbf{III} + H_2O$$
$$Mg + \frac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow \mathbf{IV}$$
$$\mathbf{IV} + H_2O \longrightarrow \mathbf{V}$$

As funções dos compostos **I**, **II**, **III**, **IV** e **V** são, respectivamente:

	I	II	III	IV	V
a)	óxido ácido	ácido	sal	óxido básico	hidróxido
b)	óxido ácido	ácido	óxido básico	sal	hidróxido
c)	ácido	óxido ácido	sal	óxido básico	hidróxido
d)	ácido	óxido ácido	hidróxido	sal	óxido básico
e)	sal	ácido	óxido ácido	hidróxido	óxido básico

57 (Fesp-SP) Os compostos H_2SO_4, SO_3, CaO, $NaCl$ e $NaOH$ podem ser misturados dois a dois para reagirem. Não reagem:
a) $H_2SO_4 + CaO$ d) $NaCl + H_2SO_4$
b) $CaO + NaOH$ e) $NaOH + SO_3$
c) $NaOH + H_2SO_4$

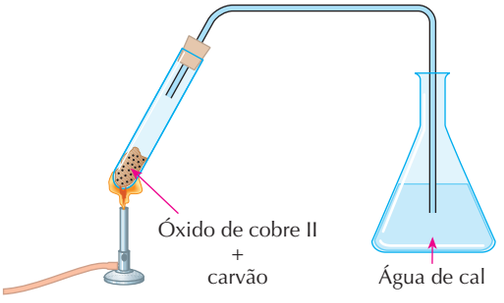
58 (U. Católica de Brasília-DF) Dentre as equações abaixo, qual não representa um processo de salificação?
a) $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
b) $MgO + 2\,HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$
c) $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4^+Cl^-$
d) $H_2SO_4 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-}$
e) $Al(OH)_3 + HNO_3 \longrightarrow Al(OH)_2NO_3 + H_2O$

59 (Cesgranrio-RJ) As indústrias de produção de vidro utilizam a areia como principal fonte de sílica (SiO_2) para conferir o estado vítreo. Utilizam, ainda, com a finalidade de reduzir a temperatura de fusão da sílica, os fundentes Na_2O, K_2O e Li_2O.
A escolha dos óxidos de sódio, potássio e lítio para reagir com a sílica e dar origem a um produto vítreo de menor ponto de fusão deve-se ao fato de esses óxidos manifestarem caráter:
a) básico c) ácido e) anfótero
b) neutro d) misto

60 (FEI-SP) Em tempo de seca são comuns queimadas nas florestas. No ar atmosférico envolvido em uma queimada, a concentração de oxigênio e a de vapor de água, respectivamente:
a) aumenta — diminui d) diminui — diminui
b) aumenta — aumenta e) diminui — não se altera
c) diminui — aumenta

61 (UFMT) Acidentalmente, os rótulos de três barricas contendo sais foram perdidos. Uma delas contém nitrato de amônio, outra carbonato de sódio e outra nitrato de sódio. Todos estes sais têm o mesmo aspecto (pós brancos). Têm-se as seguintes informações:
I. Os sais de amônio, em presença de hidróxidos e carbonatos de metais alcalinos, desprendem amônia, NH_3, de cheiro característico.
II. Os carbonatos reagem com ácido, produzindo efervescência, ou seja, desprendimento de gás carbônico.
Baseado no enunciado acima e nas informações, julgue os itens abaixo.
0. Os três sais são solúveis em água.
1. A fórmula molecular do nitrato de amônio é NH_4NO_2.
2. Tomando-se separadamente uma alíquota da solução aquosa de cada sal, aquela que reagir com vinagre será a do carbonato de sódio.
3. Comercialmente o hidróxido de sódio é conhecido como soda caústica.
4. Na_2CO_3 é a fórmula molecular do nitrato de sódio.

62 (Fuvest-SP) Uma mistura de óxido de cobre (II) e carvão em pó foi aquecida usando-se a aparelhagem esquematizada abaixo. Observou-se, após algum tempo, que a água de cal, inicialmente límpida, apresentou sólido branco em suspensão. No interior do tubo, apareceram grânulos metálicos avermelhados. Qual a equação química que representa a transformação ocorrida nesse aquecimento?



a) $2\,CuO + C \longrightarrow 2\,Cu + CO_2$
b) $CuO + C \longrightarrow Cu + CO$
c) $2\,CuO + C \longrightarrow Cu_2O + CO$
d) $2\,Cu_2O + C \longrightarrow 4\,Cu + CO_2$
e) $Cu_2O + C \longrightarrow 2\,Cu + CO$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10B-QF1-PNLEM 257 29/5/05, 20:24

LEITURA

O VIDRO E O CIMENTO

Vamos destacar dois processos industriais de grande importância prática: a produção do vidro e a produção do cimento.

O vidro

Acredita-se que o vidro já era conhecido desde 2500 a.C., pelos egípcios. Uma lenda conta que, em 1500 a.C., marinheiros fenícios já usavam "pedras" de Na_2CO_3 natural para fazer fogueiras nas praias e, com o fogo, pedaços de vidro eram produzidos (com o calor, o Na_2CO_3 reage com a areia, produzindo vidro).

Atualmente, o vidro comum é produzidos pela mistura de **areia** (SiO_2), **soda** ou **barrilha** (Na_2CO_3) e **calcário** ($CaCO_3$), que é aquecida em fornos especiais, a cerca de 1.500 °C. Ocorrem então reações do tipo:

$$x\ Na_2CO_3 + y\ CaCO_3 + z\ SiO_2 \xrightarrow{\Delta} \underbrace{(Na_2O)_x \cdot (CaO)_y \cdot (SiO_2)_z}_{\text{Vidro}} + (x + y)\ CO_2\uparrow$$

Esse é o vidro "incolor"; vidros coloridos são fabricados adicionando-se, à mistura inicial, pequenas quantidades de óxidos metálicos, como, por exemplo, Fe_2O_3 (que dá cor verde ao vidro), CoO (cor azul) etc. O vidro fabricado com 10 a 15% de óxido de chumbo (Pb_3O_4 — zarcão ou mínio) tem densidade e brilho elevados, é conhecido como **cristal** e usado na fabricação de vasos e taças.

O vidro não tem composição química nem forma cristalina definidas; é considerado um "sólido amorfo", ou, como dizem alguns autores, um "líquido super-resfriado" que atingiu uma viscosidade tão alta que se comporta como um sólido.

CID



A fibra de vidro (SiO_2 puro), na forma de fios, está revolucionando as comunicações por telefone, televisão, Internet etc.

CID



O vidro é um dos mais belos materiais de construção e decoração. Na foto tem-se um vitral da Catedral de Bruxelas, Bélgica.

O cimento

Os povos antigos usavam gesso ($CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$) ou cal (CaO) em suas construções. O cimento, tal como o conhecemos atualmente, foi inventado em 1824, por Joseph Aspdin, na Inglaterra, perto da cidade de Portland — daí o nome **cimento portland**. Ele é fabricado aquecendo, em um forno rotatório a 1.500 °C, uma mistura de calcário ($CaCO_3$), argila (vários silicatos, principalmente o de alumínio) e areia. Do forno saem "pedregulhos" duros denominados ***clinquers***, que, moídos, dão origem ao cimento.

A composição do cimento é a seguinte: 60 a 67% de CaO, 17 a 25% de SiO_2, 3 a 8% de Al_2O_3, 2 a 3% de MgO e 2 a 3% de FeO. Com água, o cimento endurece devido à cristalização dos silicatos de cálcio e alumínio. Junto com areia e pedras, o cimento endurece, formando o **concreto** (o concreto é "armado" com hastes de aço).

DELFIM MARTINS / PULSAR



Forno rotatório de uma fábrica de cimento em Mossoró, RN.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

63 Quais são os principais ingredientes usados na fabricação do vidro comum?

64 Como são obtidos os vidros coloridos?

65 Quais são os principais componentes para a fabricação do cimento portland?

66 Por que o cimento endurece com a adição de água?

Capitulo 10B-QF1-PNLEM 258 22/6/05, 15:26

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

67 (Mackenzie-SP)

$2\ KC\ell O_3\ (s) \xrightarrow{\Delta} 2\ X\ (s) + 3\ O_2\ (g)$

$Zn\ (s) + Y\ (aq) \longrightarrow ZnSO_4\ (aq) + Cu\ (s)$

$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ W\ (g)$

As reações equacionadas acima ficarão corretas se *X*, *Y* e *W* forem, respectivamente:

a) $KC\ell$, $CuSO_4$ e NH_3 b) $KC\ell O$, Cu e NH_3 c) $KC\ell O_2$, CuS e HNO_2 d) $KC\ell O_3$, Cu e N_2H_2 e) $KC\ell$, CuS e N_2H_4

68 (UFRRJ) Dadas as substâncias ($PbC\ell_2$, Na_2SO_4, Zn, H_2SO_4, C, O_2, e Na_2S), combine-as duas a duas de tal modo que se obtenha um produto com:

a) formação de um precipitado.
b) formação de um óxido gasoso.
c) formação de um hidrácido.
d) variação do número de oxidação.

69 (UFJF-MG) Tendo por base as observações abaixo, qual é a alternativa que apresenta os elementos colocados em ordem decrescente de força como redutor?

- O sódio metálico reage vigorosamente com a água, enquanto o magnésio metálico não apresenta reação com a água.
- Um prego de ferro imerso em solução contendo íons cobre fica coberto por uma camada de cobre metálico.
- Um pedaço de fio de cobre colocado em solução de nitrato de prata torna-se prateado e a solução adquire a cor azulada típica de íons cobre.
- Uma fita de magnésio metálico reage com ácido clorídrico diluído mais rapidamente do que o prego de ferro.

a) Na > Fe > Cu > Ag > Mg c) Mg > Ag > Cu > Fe > Na e) Na > Mg > Ag > Cu > Fe
b) Na > Mg > Fe > Cu > Ag d) Ag > Cu > Fe > Mg > Na

70 (Fatec-SP) Encontram-se no comércio produtos destinados a desentupir encanamentos domésticos. Esses produtos contêm dois componentes principais:

I. soda cáustica;
II. raspas de um metal de baixa densidade, de comportamento químico anfotérico e pertencente à mesma família do boro na Tabela Periódica.

Sobre a dissolução em água dessa mistura, é correto afirmar que:

a) provoca a liberação de gás oxigênio (O_2), cujo borbulhamento ajuda na remoção dos materiais responsáveis pelo entupimento.
b) provoca a precipitação do óxido de alumínio ($A\ell(OH)_3$), um poderoso agente oxidante que reage com as gorduras responsáveis pelo entupimento.
c) gera uma solução com pH < 7, propícia para saponificar e dissolver gorduras responsáveis pelo entupimento.
d) permite a ocorrência da reação:

$$2\ Pb\ (s) + 2\ OH^-\ (aq) + 6\ H_2O\ (\ell) \longrightarrow 2\ [Pb(OH)_4]^-\ (aq) + 3\ H_2\ (g).$$

e) provoca um aumento da temperatura, pois a dissolução da soda cáustica (NaOH) em água é exotérmica.

71 (Mackenzie-SP)

$$6\ NaN_3\ (s) + Fe_2O_3\ (s) \xrightarrow{\text{Faísca}} x\,Na_2O\ (s) + 2\ Fe\ (s) + y\,N_2\ (g)$$

A reação acima equacionada ocorre quando, em caso de colisão de um veículo, o *air bag* é acionado. A alternativa **incorreta** é:

a) Os valores dos coeficientes *x* e *y* que tornam a equação corretamente balanceada são, respectivamente, 3 e 9.
b) O ferro, no Fe_2O_3, sofre oxidação.
c) A soma dos menores coeficientes inteiros do balanceamento é igual a 21.
d) Um dos produtos da reação é o óxido de sódio.
e) O *air bag* é inflado pelo gás nitrogênio produzido.

72 (Unifor-CE) São dadas as seguintes equações químicas:

$$2\ KReO_4 + 16\ HC\ell \longrightarrow 2\ KC\ell + 2\ ReC\ell_2 + 8\ H_2O + 5\ C\ell_2$$

$$Re^{3+} + 3\ OH^- \longrightarrow Re(OH)_3$$

$$2\ ReO + 5\ PbO_2 + 8\ H^+ \longrightarrow 2\ ReO_4^- + 5\ Pb^{2+} + 4\ H_2O$$

$$ReO_2 + 4\ HC\ell \longrightarrow ReC\ell_2 + 2\ H_2O + C\ell_2$$

O número de oxidação do rênio na espécie química redutora é igual a:

a) +7 b) +2 c) +3 d) +4

73 (Fuvest-SP) Têm-se amostras de 3 gases incolores *X*, *Y* e *Z*, que devem ser H_2, He e SO_2, não necessariamente nesta ordem. Para identificá-los, determinaram-se algumas de suas propriedades, as quais estão na tabela abaixo:

Propriedade	*X*	*Y*	*Z*
Solubilidade em água	Alta	Baixa	Baixa
Reação com oxigênio na presença de catalisador	Ocorre	Ocorre	Não ocorre
Reação com solução aquosa de uma base	Ocorre	Não ocorre	Não ocorre

Com base nessas propriedades, conclui-se que *X*, *Y* e *Z* são, respectivamente:

a) H_2, He e SO_2 b) H_2, SO_2 e He c) He, SO_2 e H_2 d) SO_2, He e H_2 e) SO_2, H_2 e He

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10B-QF1-PNLEM 259 29/5/05, 20:24

74 (Fuvest-SP) Deseja-se estudar três gases incolores, recolhidos em diferentes tubos de ensaio. Cada tubo contém apenas um gás. Em um laboratório, foram feitos dois testes com cada um dos três gases:

I. colocação de um palito de fósforo aceso no interior do tubo de ensaio;

II. colocação de uma tira de papel de tornassol azul, umedecida com água, no interior do outro tubo, contendo o mesmo gás, tampando-se em seguida.

Os resultados obtidos foram:

Gás	Teste com o palito de fósforo	Teste com o papel de tornassol azul
X	Extinção da chama	Continuou azul
Y	Explosão e condensação de água nas paredes do tubo	Continuou azul
Z	Extinção da chama	Ficou vermelho

Com base nesses dados, os gases, *X*, *Y* e *Z* poderiam ser, respectivamente:

	X	*Y*	*Z*
a)	SO_2	O_2	N_2
b)	CO_2	H_2	NH_3
c)	He	O_2	N_2
d)	N_2	H_2	CO_2
e)	O_2	He	SO_2

75 (Cesgranrio-RJ) Um químico, em seu laboratório, dispunha de algumas substâncias sólidas guardadas em frascos de vidro devidamente rotulados. Após um acidente, os rótulos de três frascos foram danificados e os nomes das substâncias desapareceram. Consultando seu cadastro de reagentes, o químico concluiu que as substâncias somente poderiam ser o **sulfeto de sódio**, o **nitrato de prata** e o **brometo de potássio**. Com base no exposto, poderemos concluir que o químico só não poderá afirmar que a substância que:

Dados: $AgC\ell$ — sólido branco de baixa solubilidade em água;
AgI — sólido amarelo de baixa solubilidade em água;
$C\ell_2$ — substância incolor em solução aquosa;
Br_2 — substância de coloração laranja em solução aquosa;
I_2 — substância de coloração castanha em solução aquosa;
H_2S — gás de odor desagradável (cheiro de ovo podre).

a) liberar gás de odor desagradável, em meio fortemente ácido, é o sulfeto de sódio.
b) reagir com solução aquosa de cloro, tornando-a laranja, é o brometo de potássio.
c) reagir com solução aquosa de iodo, tornando-a incolor, é o brometo de potássio.
d) formar precipitado branco com solução aquosa de cloreto de sódio é o nitrato de prata.
e) formar precipitado amarelo com solução aquosa de iodeto de sódio é o nitrato de prata.

76 (Vunesp) Uma solução aquosa de ácido clorídrico ($HC\ell$) dissolve ferro e zinco, mas, para dissolver cobre ou prata, é necessário usar ácido nítrico (HNO_3). Isso ocorre porque:

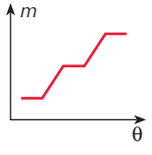
a) cobre e prata são metais mais duros que ferro e zinco.
b) $HC\ell$ é um ácido fixo e HNO_3 é um ácido volátil.
c) HNO_3 é um ácido mais oxidante que $HC\ell$.
d) cobre e prata são metais que se oxidam mais facilmente do que ferro e zinco.
e) ferro e zinco são metais mais nobres do que cobre e prata.

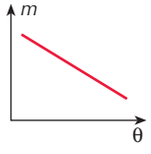
77 (Fuvest-SP) A decomposição térmica por aquecimento gradual e contínuo (ao ar) do acetato de manganês (II) tetraidratado, sólido, ocorre em duas etapas:

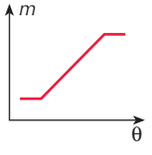
$$Mn(CH_3COO)_2 \cdot 4\,H_2O\,(s) \xrightarrow{130\ ^\circ C} Mn(CH_3COO)_2\,(s) + 4\,H_2O\,(g)$$

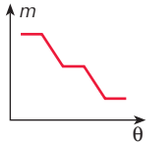
$$Mn(CH_3COO)_2\,(s) \xrightarrow{350\ ^\circ C} MnO\,(s) + (CH_3)_2CO\,(g) + CO_2\,(g)$$

Certa massa do sal hidratado é aquecida nessas condições. Qual dos gráficos abaixo representa o que ocorre com a massa (*m*) da fase sólida com o aumento da temperatura (θ)?

a) 

b) 

c) 

d) 

e) 

78 (Fuvest-SP) Do livro de Antoine Laurent Lavoisier, *Traité Élémentaire de Chimie*, traduziu-se o seguinte trecho:
"Ácido cítrico é mais facilmente obtido saturando-se suco de limão com cal suficiente para formar citrato de cálcio, que é insolúvel em água. Lava-se esse sal e acrescenta-se quantidade apropriada de ácido sulfúrico. Forma-se sulfato de cálcio, que precipita, deixando o ácido cítrico livre na parte líquida."

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

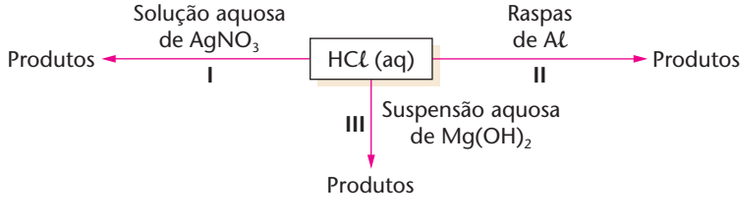
Representando-se o ácido cítrico por H_3Cit, o procedimento descrito por Lavoisier pode ser esquematizado pela seqüência de equações:

$$2\ H_3Cit\ (aq) + x\ CaO\ (s) \longrightarrow Y\ (s) + 3\ H_2O\ (\ell)$$
$$Y\ (s) + z\ H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 3\ CaSO_4\ (s) + 2\ H_3Cit\ (aq)$$

Em tal seqüência, *x*, *Y* e *z* correspondem, respectivamente, a:

a) 3, $Ca_3\ (Cit)_2$ e 3 b) 2, $Ca_2\ (Cit)_3$ e 3 c) 3, $Ca_3\ (Cit)_2$ e 2 d) 3, $Ca_2\ (Cit)_3$ e 3 e) 2, $Ca_3\ (Cit)_2$ e 2

79 (Fuvest-SP) Ácido clorídrico pode reagir com diversos materiais, formando diferentes produtos, como mostrado no esquema abaixo.



Os seguintes sinais evidentes de transformações químicas: liberação de gás, desaparecimento parcial ou total de sólido e formação de sólido são observáveis, respectivamente, em:

a) I, II e III b) II, I e III c) II, III e I d) III, I e II e) III, II e I

80 (PUC-SP) As reações químicas

I. $AgNO_3\ (aq) + NaC\ell\ (aq) \longrightarrow AgC\ell\ (s) + NaNO_3\ (aq)$
II. $2\ Mg\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ MgO\ (s)$
III. $C_{12}H_{22}O_{11}\ (s) \longrightarrow 12\ C\ (s) + 11\ H_2O\ (\ell)$
IV. $2\ HC\ell\ (aq) + Ba(OH)_2\ (aq) \longrightarrow BaC\ell_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell)$

podem ser classificadas, respectivamente, como:

a) reação de óxido-redução, reação de combustão, reação de decomposição, reação de precipitação.
b) reação de neutralização, reação de decomposição, reação de síntese, reação de precipitação.
c) reação de precipitação, reação de combustão, reação de decomposição, reação de óxido-redução.
d) reação de precipitação, reação de óxido-redução, reação de decomposição, reação de neutralização.
e) reação de condensação, reação de óxido-redução, reação de combustão, reação de neutralização.

81 (UFMT) "Foi em 1781 que Joseph Priestley, químico e teólogo inglês, conseguiu sintetizar água por combustão do hidrogênio (embora não percebesse que a combustão era a combinação deste elemento com o oxigênio) mediante aquecimento explosivo. Esse mesmo cientista descobriu o oxigênio, demonstrando que as plantas produzem esse gás quando em presença da luz, fenômeno hoje conhecido por fotossíntese."

(Samuel M. Branco. *Água: origem, uso e preservação*. São Paulo: Moderna, 1993. p. 18. Coleção Polêmica.)

A partir do texto, julgue os itens.

0. Em relação ao balanço energético de uma reação, pode-se dizer que, na síntese da água, o gás hidrogênio e o gás oxigênio perdem calor potencial, tornando-se uma substância mais estável, daí a grande quantidade de água na natureza.
1. A equação
$$Zn\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \longrightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$$
descreve corretamente a produção do hidrogênio em laboratório, utilizando-se zinco metálico e ácido clorídrico diluído.
2. Na síntese da água, o oxigênio sofre redução, sendo o agente oxidante, e o hidrogênio sofre oxidação, sendo o agente redutor.
3. A água possui a propriedade de combinar-se com óxidos de metais alcalinos e alcalino-terrosos, formando as bases correspondentes, como mostram alguns exemplos:
$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$
$$Li_2O + H_2O \longrightarrow 2\ LiOH$$

(Enem-MEC) O enunciado abaixo servirá para as duas questões seguintes.

Produtos de limpeza, indevidamente guardados ou manipulados, estão entre as principais causas de acidentes domésticos. Leia o relato de uma pessoa que perdeu o olfato por ter misturado água sanitária, amoníaco e sabão em pó para limpar um banheiro: "***A mistura ferveu e começou a sair uma fumaça asfixiante.***" Não conseguia respirar e meus olhos, nariz e garganta começaram a arder de maneira insuportável. Saí correndo a procura de uma janela aberta para poder voltar a respirar."

82 O trecho destacado poderia ser reescrito, em linguagem científica, da seguinte forma:

a) As substâncias químicas presentes nos produtos de limpeza evaporaram.
b) Com a mistura química, houve produção de uma solução aquosa asfixiante.
c) As substâncias sofreram transformações pelo contato com o oxigênio do ar.
d) Com a mistura, houve transformação química que produziu rapidamente gases tóxicos.
e) Com a mistura, houve transformação química, evidenciada pela dissolução de um sólido.

83 Entre os procedimentos recomendados para reduzir acidentes com produtos de limpeza, aquele que **deixou de ser cumprido**, **na situação discutida na questão anterior**, foi:

a) Não armazene produtos em embalagens de natureza e finalidade diferentes das originais.
b) Leia atentamente os rótulos e evite fazer misturas cujos resultados sejam desconhecidos.
c) Não armazene produtos de limpeza e substâncias químicas em locais próximos a alimentos.
d) Verifique, nos rótulos das embalagens originais, todas as instruções para os primeiros socorros.
e) Mantenha os produtos de limpeza em locais absolutamente seguros, fora do alcance das crianças.

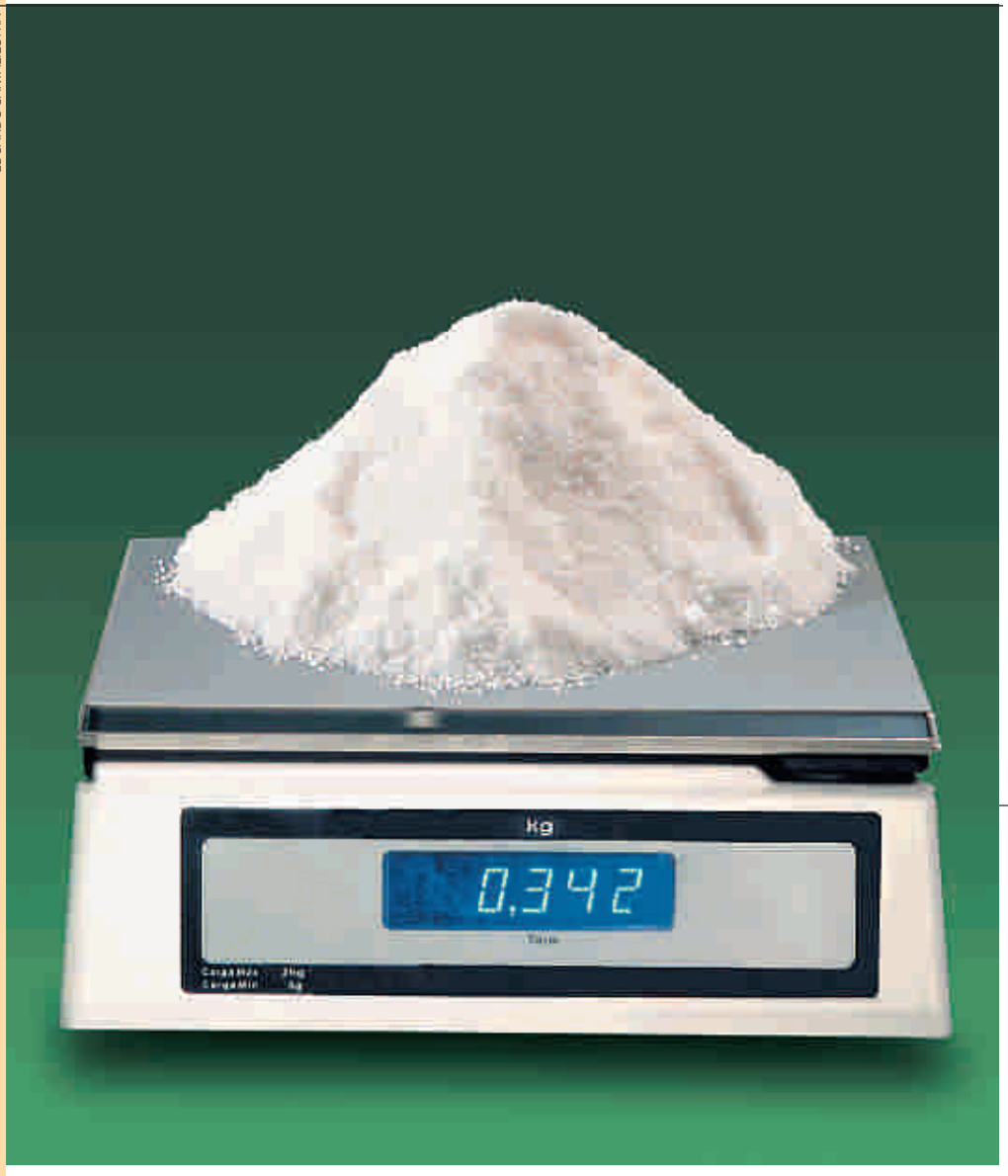
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 10B-QF1-PNLEM 261 29/5/05, 20:25

Capítulo 11

MASSA ATÔMICA E MASSA MOLECULAR

EDUARDO SANTALIESTRA



Quantas moléculas de sacarose existem em uma amostra de 342 g de açúcar?

Tópicos do capítulo

1 Unidade de massa atômica (u)

2 Massa atômica

3 Massa molecular

4 Conceito de mol

5 Massa molar (*M*)

Leitura: *História das medições*

Apresentação do capítulo

*Neste capítulo, vamos começar a falar nas **quantidades** envolvidas nas reações químicas. Lembre-se de que diariamente lidamos com quantidades: **quilômetros** percorridos numa viagem; **quilogramas** de alimentos comprados num supermercado; **litros** de combustível colocados no tanque de um carro; e assim por diante.*

*O estudo das quantidades de reagentes e de produtos que participam de uma reação química exige o uso de grandezas e de unidades adequadas. Os átomos e as moléculas são muito pequenos para serem pesados nas balanças de que dispomos, mesmo nas mais sensíveis. Tornou-se então necessário estabelecer uma escala comparativa entre as massas dos diferentes átomos e moléculas. Daí surgiram os conceitos de **massa atômica** e de **massa molecular**. De importância também fundamental é o conceito de **mol**.*

1 UNIDADE DE MASSA ATÔMICA (u)

Quando pesamos um pacote de açúcar e dizemos que ele pesa 5 kg, estamos comparando a massa do pacote com certa **massa-padrão**, que é o quilograma.

Generalizando, podemos dizer que para pesar ou medir alguma coisa torna-se necessário:

- **escolher um padrão**, o que é feito sempre **arbitrariamente**; por exemplo, nós pesamos o pacote de açúcar em **quilograma**; já os ingleses o pesariam em **libra** (que corresponde a aproximadamente 0,454 kg);
- **usar uma unidade** (ou seus múltiplos ou submúltiplos) **compatível com a grandeza a ser medida**; por exemplo, para pesar caminhões, navios etc., é mais conveniente utilizar **toneladas** do que **miligramas**; de fato, um caminhão que pesa 10 toneladas pesa também 10.000.000.000 mg, mas o primeiro número é, sem dúvida, muito mais prático para nossos cálculos.

Qual seria, então, a unidade conveniente para pesar átomos e moléculas?

Os átomos e as moléculas são partículas tão pequenas que as unidades usuais não seriam convenientes (por exemplo, hoje, sabemos que um átomo de hidrogênio pesa aproximadamente 0,00000000000000000000000001660 g).

Surgiu então entre os químicos a idéia de **usar um certo átomo como padrão de pesagem** dos demais átomos e moléculas. Atualmente, o padrão escolhido é o átomo do **isótopo de carbono de número de massa igual a 12** (é o átomo que possui 6 prótons e 6 nêutrons em seu núcleo). A esse átomo foi atribuída **arbitrariamente** a massa 12 (para coincidir com seu número de massa); então, desse átomo separou-se uma fração correspondente a $\frac{1}{12}$, que é usada como **unidade internacional** para a medida das massas atômicas e moleculares. Assim, resulta a definição:

> **Unidade de massa atômica** (**u**) é igual a $\frac{1}{12}$ da massa de um átomo de isótopo de carbono-12 (C^{12}).

Esquematicamente:

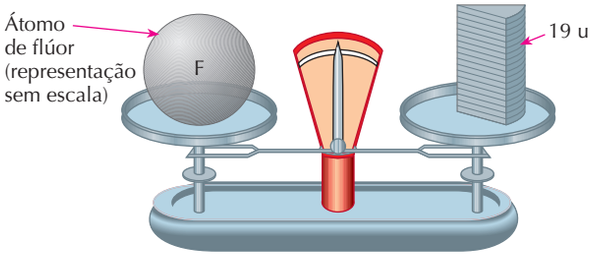


Hoje é possível determinar experimentalmente que a unidade de massa atômica (**u**) vale aproximadamente $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ grama.

2 MASSA ATÔMICA

Vamos supor que existisse uma "balança imaginária" com sensibilidade suficiente para **pesar um único átomo**. Vamos supor, ainda, que fosse possível efetuar a seguinte pesagem:

- colocar um único átomo de flúor num dos pratos da balança;
- no outro prato, colocar gradativamente as frações correspondentes à unidade de massa atômica (u). Notaríamos que são necessárias 19 u para equilibrar o átomo de flúor; dizemos, então, que a **massa atômica do flúor é 19 u**.



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 11-QF1-PNLEM 263 13/7/05, 9:15

Concluindo, podemos dizer que:

Massa atômica é a massa do átomo medida em unidades de massa atômica (u).

A massa atômica indica quantas vezes o átomo considerado é mais pesado que $\frac{1}{12}$ do isótopo C^{12}.

OBSERVAÇÕES

- Não devemos confundir **massa atômica** com **número de massa**. Como vimos na página 82, número de massa é a soma dos números de prótons e de nêutrons existentes no átomo considerado. Assim, por exemplo, no isótopo do cloro ($^{35}_{17}C\ell$), o **número de massa** é 35, que é a soma dos 17 prótons e 18 nêutrons existentes no átomo. Já a **massa atômica** desse mesmo isótopo, determinada experimentalmente, é igual a 34,969 u. Note que o número de massa é sempre um número inteiro, enquanto a massa atômica é, em geral, fracionária.

2.1. Massa atômica dos elementos químicos

Até aqui estávamos imaginando a massa de um átomo isolado ou dos átomos absolutamente iguais de um isótopo puro. Na natureza, porém, quase todos os elementos químicos são **misturas de isótopos** com diferentes porcentagens em massa, chamadas de **abundâncias relativas**. Por exemplo, todo o cloro da natureza é uma mistura dos isótopos 35 e 37, na seguinte proporção:

Isótopo	Abundância na natureza	Massa atômica
$C\ell^{35}$	75,4%	34,969 u
$C\ell^{37}$	24,6%	36,966 u

Conseqüentemente, a massa atômica do elemento cloro que nós encontramos nas tabelas é a **média ponderada** desses valores, a saber:

$$\frac{75,4 \cdot 34,969\ u + 24,6 \cdot 36,966\ u}{75,4 + 24,6} \simeq 35,460\ u$$

Note que se torna necessário distinguir cuidadosamente:

- **massa atômica de um isótopo**, que é a massa do átomo de um dado isótopo expressa em unidades de massa atômica;
- **massa atômica de um elemento químico**, que é a média ponderada das massas atômicas de todos os isótopos naturais do elemento, tomando-se como "pesos" as respectivas porcentagens de ocorrência (abundância) desses isótopos na natureza (esse é o valor dado na tabela situada após o sumário do livro).

2.2. Determinação moderna das massas atômicas

O método mais moderno e preciso para determinar as massas atômicas é o do **espectrômetro de massas**. É um aparelho onde os átomos são ionizados, acelerados e desviados por um campo eletromagnético. Pelo maior ou menor desvio, pode-se calcular a massa atômica de isótopo por isótopo. Com esse aparelho, obtemos massas atômicas com precisão de até cinco casas decimais, além da abundância de cada isótopo na natureza.



JOHN MCLEAN / SPL-STOCK PHOTOS

Técnica utilizando o espectrômetro de massa para pesquisa química. Universidade de Nottingham, Reino Unido.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 11-QF1-PNLEM 264 13/7/05, 9:25

2.3. Regra de Dulong-Petit

Um cálculo **aproximado** das massas atômicas pode ser feito pela **regra de Dulong-Petit**, que diz: "A massa atômica (*M.A.*), multiplicada pelo calor específico (*c*) do elemento, no estado sólido, é aproximadamente igual a 6,4":

$$(M.A.) \cdot c \simeq 6{,}4$$

Considerando que o calor específico (*c*) pode ser determinado no laboratório, calcularemos com facilidade a massa atômica aproximada do elemento químico.

REVISÃO — Responda em seu caderno

a) Qual é a definição de unidade de massa atômica?

b) O que é massa atômica?

c) O que é massa atômica de um elemento químico natural?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

1 O elemento químico neônio apresenta-se na natureza com a seguinte composição isotópica:

90,00% de Ne^{20} 0,27% de Ne^{21} 9,73% de Ne^{22}

Considerando as massas atômicas dos isótopos **praticamente iguais** aos seus números de massa, pede-se calcular a massa atômica do elemento neônio.

Resolução

$$\frac{90{,}00 \cdot 20\ u + 0{,}27 \cdot 21\ u + 9{,}73 \cdot 22\ u}{90{,}00 + 0{,}27 + 9{,}73} \simeq \boxed{20{,}19\ u}$$

2 O elemento químico lítio é formado na natureza por 7,8% de Li^6 e 92,2% de Li^7. Qual é o valor aproximado de sua massa atômica?

Exercício resolvido

3 (Cesesp-PE) Existem dois isótopos do rubídio que ocorrem na natureza: ^{85}Rb, que tem massa igual a 84,91, e ^{87}Rb, cuja massa é 86,92. A massa atômica do rubídio é 85,47. Qual é a porcentagem do ^{87}Rb?

a) 72,1% c) 56,0% e) 86,9%
b) 20,1% d) 27,9%

Resolução

Esta questão apresenta o "cálculo inverso" das questões anteriores. De fato, anteriormente eram dadas as abundâncias dos isótopos e pedida a massa atômica final. Agora, é dada a massa atômica final, pedindo-se a abundância de um dos isótopos.

Chamemos de *x* a porcentagem pedida do ^{87}Rb. Conseqüentemente, a porcentagem do outro isótopo (^{85}Rb) será $(100 - x)\%$. Esquematizando o cálculo como nas questões anteriores, teremos:

$$\frac{84{,}91 \cdot (100 - x) + 86{,}92x}{100 - x + x} = 85{,}47$$

Resolvendo esta equação, temos: $\boxed{x \simeq 27{,}9\%}$

Alternativa d

4 (Cesgranrio-RJ) Um elemento *X* tem massa atômica 63,5 e apresenta os isótopos ^{63}X e ^{65}X. A abundância do isótopo 63 no elemento *X* é:

a) 25% c) 65% e) 80%
b) 63% d) 75%

Observação: considere os números de massa 63 e 65 como sendo as massas atômicas desses elementos.

5 (UFRRJ) Um elemento *M* apresenta os isótopos ^{79}M e ^{81}M. Sabendo que a massa atômica do elemento *M* é 79,90 u, determine os percentuais de cada isótopo do elemento *M*.

6 (UFSCar-SP) O elemento magnésio, número atômico 12, ocorre na natureza como uma mistura de três isótopos. As massas atômicas desses isótopos, expressas em unidades de massa atômica (u), e suas respectivas abundâncias num dado lote do elemento são fornecidas na tabela a seguir.

Número de massa do isótopo	Massa atômica (u)	% de abundância
24	23,98504	10
25	24,98584	10
26	25,98259	80

A massa atômica para este lote de magnésio, expressa em u, é igual a:

a) 23,98504, exatamente.
b) 24,98584, exatamente.
c) 25,98259, exatamente.
d) um valor compreendido entre 23,98504 e 24,98584.
e) um valor compreendido entre 24,98584 e 25,98259.

Capitulo 11-QF1-PNLEM 265 13/7/05, 10:49

Exercício resolvido

7 O calor específico do manganês é 0,11 cal/g · °C. Qual o valor aproximado da massa atômica do manganês?

Resolução

Da Regra de Dulong-Petit, vem: $(M.A.) \cdot c \simeq 6{,}4$

Logo:

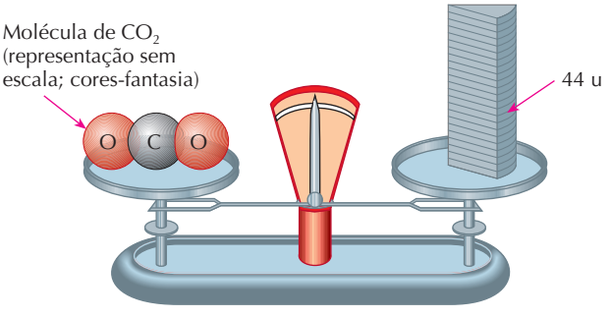
$$M.A. \simeq \frac{6{,}4}{c} \simeq \frac{6{,}4}{0{,}11} \Rightarrow \boxed{(M.A.) \simeq 58 \text{ u}}$$

8 Qual é o valor aproximado da massa atômica de um elemento químico de calor específico igual a 0,26 cal/g · °C?

3 MASSA MOLECULAR

Com as moléculas, pode ser repetido o que foi feito com os átomos. Vamos considerar novamente a "balança imaginária" proposta na página 263.

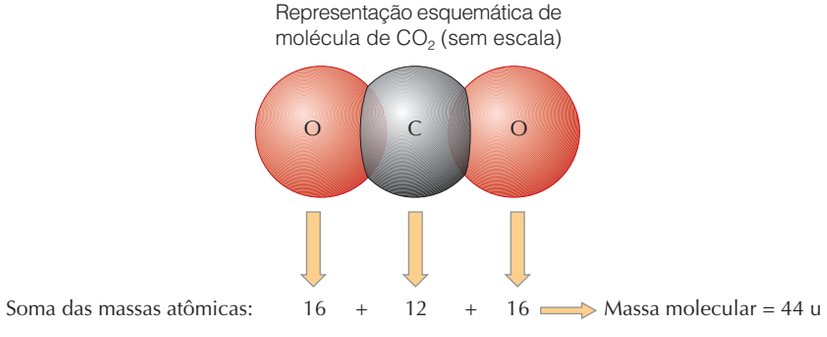
Se pudéssemos colocar, por exemplo, uma única molécula de CO_2 em um dos pratos da balança, notaremos que são necessárias 44 unidades de massa atômica (u) no outro prato, a fim de equilibrar a balança. Dizemos, então, que a massa molecular do dióxido de carbono (CO_2) é 44 u. Dessa idéia resulta a definição geral:



Massa molecular é a massa da molécula medida em unidades de massa atômica (u).

De acordo com o que já foi dito para as massas atômicas, podemos repetir que a massa molecular indica quantas vezes a molécula considerada é mais pesada que $\frac{1}{12}$ do isótopo C^{12}.

O **cálculo prático da massa molecular** é feito considerando que uma molécula é uma "soma" de átomos. Daí concluiremos que o caminho mais fácil para obter a massa molecular é exatamente o de somar as massas atômicas dos átomos formadores da molécula considerada. Voltemos ao exemplo do CO_2:



Mais dois exemplos de cálculo de massas moleculares, a partir das massas atômicas aproximadas:

H_2 S O_4 — Ácido sulfúrico

$1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 \longrightarrow$ Massa molecular = 98 u

C_{12} H_{22} O_{11} — Sacarose

$12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11 \longrightarrow$ Massa molecular = 342 u

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

OBSERVAÇÃO

Sabemos que muitas substâncias não são formadas por moléculas, mas por aglomerados de íons: é o caso das **substâncias iônicas**. Não existindo a molécula, perde o sentido, evidentemente, falar-se em massa molecular. Os cálculos, contudo, podem continuar seguindo o mesmo raciocínio, dando-se ao resultado, também, o nome de **massa molecular**. Por exemplo:

Na Cℓ — Cloreto de sódio

$23 + 35{,}5 \Rightarrow$ Massa molecular = 58,5 u

Na_4 P_2 O_7 — Pirofosfato de sódio

$23 \cdot 4 + 31 \cdot 2 + 16 \cdot 7 \Rightarrow$ Massa molecular = 266 u

O caso de substâncias hidratadas segue o mesmo raciocínio; por exemplo, o $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$:

Cu S O_4 5 H_2O — Sulfato cúprico penta-hidratado

$63{,}5 + 32 + 16 \cdot 4 + 5 \cdot (1 \cdot 2 + 16) \Rightarrow$ Massa molecular = 249,5 u

REVISÃO — Responda em seu caderno

a) O que é massa molecular?

b) Como a massa molecular pode ser calculada?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Para obter as massas atômicas, necessárias aos exercícios a seguir, use a tabela encontrada no início do livro ou a Tabela Periódica. Aproxime os valores encontrados para os números inteiros mais próximos.

9 Calcule as massas moleculares das seguintes substâncias:
a) C_2H_6
b) SO_2
c) $CaCO_3$
d) $NaHSO_4$
e) CH_3COONa
f) $(NH_4)_3PO_4$
g) $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
h) $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$

10 Qual das alternativas abaixo apresenta a substância de maior massa molecular?
a) sulfeto de chumbo II
b) cloreto de sódio
c) ácido nítrico
d) sulfato de prata
e) óxido de alumínio

11 (Cesgranrio-RJ) Admite-se que os isótopos H^1, H^2, H^3; $C\ell^{35}$, $C\ell^{37}$; O^{16}, O^{17}, O^{18} podem formar moléculas de ácido clórico. Relativamente a essas moléculas, podemos dizer que:
a) todas apresentam a mesma massa.
b) suas massas podem variar de 84 u a 94 u.
c) suas massas podem variar de 52 u a 58 u.
d) todas apresentam o mesmo número de nêutrons.
e) apresentam números de nêutrons que podem variar de 42 a 50.

12 (Ufac) A massa molecular da água comum (H_2O) é 18 u e a da água pesada ou deuterada (D_2O) é 20 u. Essa diferença ocorre porque os átomos de hidrogênio e de deutério apresentam:
a) número de nêutrons diferentes.
b) mesmo número de prótons.
c) número de oxidações diferentes.
d) mesmo número de massa.
e) número de elétrons diferentes.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 11-QF1-PNLEM 267 13/7/05, 9:49

4 CONCEITO DE MOL

No cotidiano, várias mercadorias são vendidas "em conjunto" ou "por atacado". Normalmente não se compra **um** ovo, mas sim uma **dúzia** de ovos; não se compra **uma** folha de papel, mas sim uma **resma** de papel (pacote com 500 folhas); não se compra **um** tijolo, mas sim um **milheiro** de tijolos (1.000 tijolos); e assim por diante.

LUIZ ANTONIO / CID



1 dúzia de ovos (12 ovos)

EDUARDO SANTALIESTRA / CID



Uma resma de folhas de papel (500 folhas)

EDUARDO SANTALIESTRA



Um milheiro de tijolos (1.000 tijolos)

Na Química, ocorre algo semelhante. O átomo é tão pequeno que é impossível "trabalhar", "pesar" etc. **um único** átomo. Mesmo uma dúzia, uma resma, um milheiro de átomos são quantidades extremamente pequenas. Os químicos procuraram então uma **quantidade de átomos** que pudesse ser "pesada" em balanças comuns. A escolha mais lógica foi considerar uma quantidade de átomos que, "pesada", fornecesse **em gramas**, o mesmo número já estabelecido como massa atômica. Veja, por exemplo, o caso do ferro (representação esquemática):



Evidentemente o mesmo raciocínio pode ser feito em relação a moléculas, íons etc.

Pois bem, a esse conjunto de ***N* partículas** foi dado o nome de **mol**. A definição oficial de mol, de acordo com o Sistema Internacional de Unidades (SI), é:

> **Mol** é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos átomos existem em 0,012 kg de carbono-12.

A palavra **mol**, introduzida na Química por Wilhem Ostwald em 1896, vem do latim *mole*, que significa "monte", "amontoado" ou "quantidade"; observamos também que foi da palavra *mole* que se originou **molécula**, significando **pequena quantidade**.

Mas, afinal, quanto vale esse número *N* que utilizamos para chegar ao conceito de mol? Hoje sabemos que seu valor é aproximadamente 602.000.000.000.000.000.000.000 (ou, abreviadamente, $6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol). A esse valor foi dado o nome de **constante de Avogadro**, em homenagem ao químico italiano Amedeo Avogadro. Avogadro intuiu que esse valor seria constante, mas somente técnicas mais modernas permitiram determinar seu valor numérico.

Atualmente a constante de Avogadro pode ser determinada, com razoável precisão, por vários métodos: eletrólise, emissões radioativas, raios X (medindo-se a distância entre os átomos num cristal) etc. É importante assinalar que os vários métodos dão resultados concordantes.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 11-QF1-PNLEM 268 29/5/05, 20:31

A constante de Avogadro ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) é extremamente grande. Se pudéssemos contar, uma por uma, todas as moléculas existentes em 1 mol (342 g) de sacarose (que é o açúcar comum), contando uma molécula por segundo, demoraríamos 190.000.000.000.000 séculos para completar a contagem!

O SI estabelece que quando se utiliza o mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, moléculas, íons, elétrons, assim como outras partículas ou agrupamentos especificados em tais partículas:

Exemplificando, temos:

1 mol de moléculas contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 mol de íons contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ íons
1 mol de elétrons contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ elétrons

Enfim, **mol** deve ser entendido como **quantidade de matéria ligada a um número de partículas** — uma noção tão simples quanto dúzia, resma, milheiro etc.

5 MASSA MOLAR (*M*)

Massa molar (*M*) é a massa, em gramas, de **um mol** da substância (ou elemento ou íon etc.).

Veja os exemplos abaixo, lembrando que a massa atômica do Ca é 40 u, a do Na é 23 u, e a massa molecular do CO_2 é 44 u:

- massa molar do Ca ⟶ $M = 40$ g/mol
- massa molar do CO_2 ⟶ $M = 44$ g/mol
- massa molar do Na^+ ⟶ $M = 23$ g/mol

Usualmente as quantidades das substâncias, dos elementos, dos íons etc. são dadas em **gramas** (ou quilogramas ou toneladas etc.). Entretanto, todos os cálculos químicos **se simplificam** se usamos as quantidades de matéria na sua unidade — **mol**. Torna-se então muito importante aprendermos a transformação de **gramas** em **mols**. Vejamos, então, alguns exemplos desse cálculo da **quantidade de mols** (*n*):

1º exemplo:

Quantos mols correspondem a 88 g de dióxido de carbono (CO_2)? (Massas atômicas: C = 12; O = 16)

Resolução:

44 g de CO_2 ——— 1 mol de moléculas de CO_2
88 g de CO_2 ——— n

$$n = \frac{88}{44} \Rightarrow$$

$n = 2$ mols de moléculas de CO_2

2º exemplo:

Quantos mols correspondem a 100 g de cálcio? Dado: massa atômica do cálcio = 40.

Resolução:

40 g de Ca ——— 1 mol de átomos de Ca
100 g de Ca ——— n

$$n = \frac{100}{40} \Rightarrow$$

$n = 2{,}5$ mols de átomos de Ca

Veja que nos dois exemplos anteriores aparece a mesma fórmula matemática. Generalizando-a, temos:

$$n = \frac{m}{M}$$, sendo
- n = quantidade de matéria em mols
- m = massa dada (em gramas)
- M = massa molar (em g/mol)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 11-QF1-PNLEM 269 29/5/05, 20:31

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que é mol?

b) O que indica o mol?

c) O que representa a constante de Avogadro e qual o valor dessa constante?

d) O que é massa molar?



EXERCÍCIOS

Atenção: Quando necessário, use a constante de Avogadro e consulte a tabela de massas atômicas, aproximando os valores para os números inteiros mais próximos.

Exercício resolvido

13 Quantas moléculas existem em 88 g de dióxido de carbono (CO_2)? (Massas atômicas: C = 12; O = 16; constante de Avogadro = $6{,}02 \cdot 10^{23}$)

Resolução

Podemos esquematizar a seguinte regra de três:

$$1 \text{ mol de } CO_2 \rightarrow \begin{matrix} 44 \text{ g} & \text{———} & 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2 \\ 88 \text{ g} & \text{———} & x \end{matrix}$$

$$x = \left(\frac{88}{44}\right) \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \Rightarrow \boxed{x \simeq 1{,}2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } CO_2}$$

Veja que a fração $\frac{88}{44} = 2$ representa a quantidade de mols de CO_2; desse modo, o problema se resume em multiplicar a quantidade de mols do CO_2 pela constante de Avogadro.

14 (UCS-RS) Submetida a um tratamento médico, uma pessoa ingeriu um comprimido contendo 45 mg de ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$). Considerando a massa molar do $C_9H_8O_4$ 180 g/mol, e o número de Avogadro $6{,}0 \cdot 10^{23}$, é correto afirmar que o número de moléculas da substância ingerida é:

a) $1{,}5 \cdot 10^{20}$ b) $2{,}4 \cdot 10^{23}$ c) $3{,}4 \cdot 10^{23}$ d) $4{,}5 \cdot 10^{20}$ e) $6{,}0 \cdot 10^{23}$

15 (Cesesp-PE) A balança mais precisa pode detectar uma variação de aproximadamente 10^{-8} g. Quantos átomos de ouro existiriam em uma amostra desse peso? (Massa atômica: Au = 197)

a) $4 \cdot 10^{20}$ átomos b) $6{,}5 \cdot 10^{12}$ átomos c) $9 \cdot 10^{10}$ átomos d) $5 \cdot 10^{15}$ átomos e) $3 \cdot 10^{13}$ átomos

16 (U. São Judas-SP) Quando bebemos água, normalmente a tomamos na forma de goles. Sabendo-se que 1 gole de água ocupa em média o volume de 18 cm^3 e que a densidade da água é 1 g/cm^3 a 4 °C, qual o número de moléculas de água ingeridas de cada vez? (Massas atômicas: H = 1 u; O = 16 u)

a) $0{,}18 \cdot 10^{24}$ moléculas
b) $8{,}36 \cdot 10^{23}$ moléculas
c) $20{,}4 \cdot 10^{23}$ moléculas
d) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas
e) $16{,}7 \cdot 10^{23}$ moléculas

Exercício resolvido

17 (FEI-SP) Determine o número de átomos de hidrogênio contidos em 100,0 g de álcool etílico (C_2H_6O).

Resolução

$$1 \text{ mol de } C_2H_6O \rightarrow \begin{matrix} 46 \text{ g} & \text{———} & 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } C_2H_6O \\ 100 \text{ g} & \text{———} & x \end{matrix}$$

Assim, concluímos que: $x \simeq 1{,}3 \cdot 10^{24}$ moléculas de C_2H_6O.
Note, porém, que cada molécula C_2H_6O contém 6 átomos de hidrogênio. Concluímos então que há $6 \cdot 1{,}3 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrogênio, ou seja:

$$\boxed{7{,}8 \cdot 10^{24} \text{ átomos de hidrogênio}}$$

18 (Ceub-DF) Em uma amostra de 4,3 g de hexano (C_6H_{14}) encontramos aproximadamente:

a) $6{,}00 \cdot 10^{23}$ moléculas e $1{,}20 \cdot 10^{25}$ átomos.
b) $3{,}00 \cdot 10^{22}$ moléculas e $6{,}00 \cdot 10^{23}$ átomos.
c) $3{,}00 \cdot 10^{23}$ moléculas e $6{,}00 \cdot 10^{24}$ átomos.
d) $1{,}50 \cdot 10^{23}$ moléculas e $3{,}00 \cdot 10^{24}$ átomos.
e) $1{,}50 \cdot 10^{22}$ moléculas e $3{,}00 \cdot 10^{23}$ átomos.

Dados:
H = 1,0 u
C = 12,0 u

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercício resolvido

19 (Mackenzie-SP) Se um dentista usou em seu trabalho 30 mg de amálgama de prata, cujo teor em prata é de 72% (em massa), o número de átomos de prata que seu cliente recebeu em sua arcada dentária é de aproximadamente (massa atômica: Ag = 108; constante de Avogadro = $6{,}0 \cdot 10^{23}$):

a) $4{,}0 \cdot 10^{23}$
b) $12{,}0 \cdot 10^{19}$
c) $4{,}6 \cdot 10^{19}$
d) $12{,}0 \cdot 10^{24}$
e) $1{,}6 \cdot 10^{23}$

Resolução

Amálgama de prata é uma liga metálica formada por mercúrio e prata, que já foi muito utilizada em odontologia (hoje é substituída por materiais mais modernos). Neste exercício se diz que a amálgama considerada contém 72% (em massa) de prata. Podemos então calcular:

$$\left.\begin{array}{rcl} 100 \text{ g de amálgama} & \text{———} & 72 \text{ g de Ag} \\ 0{,}030 \text{ g de amálgama} & \text{———} & x \end{array}\right\} \boxed{x = 0{,}0216 \text{ g de Ag}}$$

Assim, recaímos nos cálculos dos exercícios anteriores:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de Ag} \Rightarrow & 108 \text{ g} \text{ ——— } & 6{,}0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag} \\ & 0{,}0216 \text{ g} \text{ ——— } & y \end{array}$$

Logo, $y = 12 \cdot 10^{19}$ átomos.

Alternativa b

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

20 (Cesgranrio-RJ) Considere que a alga microscópica *Spirulina platensis*, muito utilizada como complemento alimentar, possui 48% de carbono e 7% de hidrogênio em massa. Um comprimido dessa alga, comprado em farmácias, possui 1 g de *Spirulina* (constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$). Quantos átomos de carbono e de hidrogênio, respectivamente, existem nesse comprimido?

a) $2{,}4 \cdot 10^{22}$ e $2{,}1 \cdot 10^{22}$
b) $2{,}4 \cdot 10^{22}$ e $4{,}2 \cdot 10^{22}$
c) $1{,}2 \cdot 10^{23}$ e $2{,}1 \cdot 10^{22}$
d) 4 e 7
e) 0,04 e 0,07

Exercício resolvido

21 A quantos gramas correspondem $3 \cdot 10^{24}$ átomos de alumínio?

Resolução

Este exercício é o "inverso" dos anteriores. Agora temos o número de partículas e foi pedida a massa final. O cálculo, no entanto, continua o mesmo:

$$\left.\begin{array}{rcl} 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de A}\ell & \text{———} & 27 \text{ g (1 mol de A}\ell\text{)} \\ 3 \cdot 10^{24} \text{ átomos de A}\ell & \text{———} & x \end{array}\right\} \boxed{x = 135 \text{ g de A}\ell}$$

22 (Unicid-SP) Um químico possui uma amostra de cobre (dado: $^{64}_{29}Cu$). A massa, em gramas, dessa amostra, sabendo-se que ela é constituída por $3{,}01 \cdot 10^{23}$ átomos, é:

a) $0{,}32 \cdot 10^{23}$ g
b) $0{,}29 \cdot 10^{23}$ g
c) $1{,}60 \cdot 10^{23}$ g
d) 64,00 g
e) 32,00 g

Exercício resolvido

23 Quanto pesa (ou melhor, qual é a massa), em gramas, uma única molécula de açúcar comum (sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$)? (Massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; constante de Avogadro = $6{,}02 \cdot 10^{23}$)

Resolução

Calculando a massa molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$, temos 342 g. Armando uma regra de três, temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 342 \text{ g} & \text{———} & 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ x & \text{———} & 1 \text{ molécula} \end{array}\right\} x = \frac{342}{6{,}02 \cdot 10^{23}} \Rightarrow x \simeq \boxed{5{,}68 \cdot 10^{-22} \text{ g}}$$

Observação: Considerando que átomos e moléculas são extremamente pequenos, o resultado desse tipo de problema deverá também ser extremamente pequeno, como o que acabamos de calcular.

24 Qual é a massa, em gramas, de uma molécula de etano (C_2H_6)?

Capitulo 11-QF1-PNLEM 271 29/5/05, 20:32

Exercício resolvido

25 Qual é a massa correspondente a 5 mols de alumínio? (Massa atômica do alumínio = 27)

Resolução

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M = 5 \cdot 27 \Rightarrow \boxed{m = 135 \text{ g}}$$

26 (Ufac) Três mols de benzeno (C_6H_6) contêm uma massa de:
a) 78 g b) 39 g c) 156 g d) 72 g e) 234 g
(Dados: C = 12, H = 1)

27 (UFSE) $1{,}8 \cdot 10^{23}$ moléculas de uma substância *A* têm massa igual a 18,0 g. A massa molar de *A*, em g/mol, vale:
a) 18,0 b) 60,0 c) 75,0 d) 90,0 e) 120

Exercício resolvido

28 (UFMT) O carbonato de sódio, Na_2CO_3, é um produto industrial muito importante e usado na manufatura do vidro. Quantos mols de Na_2CO_3 existem em 132 g de carbonato de sódio?

Resolução

$$\left.\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } Na_2CO_3 & \text{———} & 106 \text{ g de } Na_2CO_3 \\ x & \text{———} & 132 \text{ g de } Na_2CO_3 \end{array}\right\} \boxed{x \simeq 1{,}24 \text{ mol de } Na_2CO_3}$$

29 (Unifor-CE) Para tomar um cafezinho, é comum a adição de açúcar. Suponha que, para adoçar uma xícara de café, tenham sido colocadas 2 colheres de açúcar, contendo, por colher, 3,5 g. Sabendo-se que a massa molar do açúcar ($C_{12}H_{22}C_{11}$) é 342 g/mol, a quantidade em mol de açúcar nesse cafezinho é, aproximadamente:
a) $1 \cdot 10^{-2}$ b) $2 \cdot 10^{-2}$ c) $3 \cdot 10^{-2}$ d) $4 \cdot 10^{-2}$ e) $5 \cdot 10^{-2}$

30 (Mackenzie-SP) "Estudos apontam que a amônia (NH_3) adicionada ao tabaco aumenta os níveis de absorção de nicotina pelo organismo. Os cigarros canadenses têm, em média, 8,5 mg de amônia por cigarro, valor bem mais baixo do que a média nacional." (*Veja*, 29 maio 1996.)
A quantidade de mols de moléculas existentes em 8,5 mg de amônia é igual a:
a) $2{,}0 \cdot 10^{3}$ mol de moléculas.
b) $5{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol de moléculas.
c) $5{,}1 \cdot 10^{24}$ mol de moléculas.
d) $8{,}5 \cdot 10^{-3}$ mol de moléculas.
e) $3{,}0 \cdot 10^{23}$ mol de moléculas.

Massas molares (g/mol):
N = 14; H = 1

Exercício resolvido

31 (Fuvest-SP) A tabela abaixo apresenta o mol, em gramas, de várias substâncias:

Substância	Au	HCℓ	O_3	C_5H_{12}	H_2O
Mol (g)	197	36,5	48,0	72,0	18,0

Comparando massas iguais dessas substâncias, a que apresenta maior número de moléculas é:
a) Au b) HCℓ c) O_3 d) C_5H_{12} e) H_2O

Resolução

De acordo com a constante de Avogadro, terá **maior** número de moléculas a substância que tiver a **maior** quantidade de mols. Considerando que a quantidade de mols pode ser obtida pelo quociente $\frac{m}{M}$, concluímos que, em igualdade de massa (*m*), a substância que tiver massa molar (*M*) **menor** terá o **maior** número de moléculas. Esta substância é, portanto, o H_2O.

Alternativa e

32 (Unifor-CE) Comparando-se massas iguais dos seguintes metais, tem maior número de átomos o:
a) Li b) K c) Fe d) Cu e) Au

33 (UFPE) A relação entre a quantidade de átomos e uma determinada massa de substância é um dos marcos na história da Química, pois é um dos exemplos que envolvem grandes números. Considere os sistemas abaixo:
I. 100 átomos de chumbo
II. 100 mol de hélio
III. 100 g de chumbo
IV. 100 g de hélio
Considerando as seguintes massas atômicas He = 4 e Pb = 207, a alternativa que representa a ordem crescente de número de átomos nos sistemas acima é:
a) III < I < IV < II b) III < II < I < IV c) I < III < IV < II d) I < IV < III < II e) IV < III < II < I

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 11-QF1-PNLEM 272 29/5/05, 20:32

Exercício resolvido

34 (PUC-Campinas-SP) Silicatos são compostos de grande importância nas indústrias de cimento, cerâmica e vidro. Quantos gramas de silício há em 2,0 mols do silicato natural Mg_2SiO_4?

a) 56,2 b) 42,1 c) 28,1 d) 14,0 e) 10,2

Resolução

Pela própria fórmula do silicato — Mg_2SiO_4 — concluímos que:

se em 1 molécula de Mg_2SiO_4 ——— há 1 átomo de Si

então em 2 mols de Mg_2SiO_4 ——— há 2 mols de Si

Temos então:

1 mol de Si ——— 28,1 g de Si
2 mol de Si ——— x

$x = 56{,}2$ g de SI

Alternativa a

35 (Fuvest-SP) Linus Pauling, Prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu recentemente aos 93 anos. Era um ferrenho defensor das propriedades terapêuticas da vitamina C. Ingeria diariamente cerca de $2{,}1 \cdot 10^{-2}$ mol dessa vitamina. (Dose diária recomendada de vitamina C ($C_6H_8O_6$): 62 mg.) Quantas vezes, aproximadamente, a dose ingerida por Pauling é maior que a recomendada?

a) 10 b) 60 c) $1{,}0 \cdot 10^2$ d) $1{,}0 \cdot 10^3$ e) $6{,}0 \cdot 10^4$

36 (Ufes) O número de mols de íons em 1 mol dos compostos sulfato de amônio, iodato de alumínio, carbonato de carbono de cromo III, seleneto de rubídio e cloreto de magnésio é, respectivamente:

a) 3, 4, 5, 3 e 3 b) 3, 3, 3, 4 e 5 c) 3, 3, 5, 2 e 3 d) 2, 4, 5, 2 e 3 e) 2, 3, 4, 3 e 2

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

37 (Mackenzie-SP) Por lei, a quantidade máxima do corante urucum ($C_{25}H_{30}O_4$) permitida em 100 g de alimento é de 0,002 g. Assim, a quantidade de moléculas desse corante, presente em 500 g de salsicha, deve ser, aproximadamente, de:

a) $3{,}0 \cdot 10^{18}$
b) $6{,}0 \cdot 10^{17}$
c) $1{,}5 \cdot 10^{19}$
d) $3{,}0 \cdot 10^{20}$
e) $1{,}5 \cdot 10^{21}$

Dados: Massa molar (g/mol)
H = 1; C = 12; O = 16

38 (Unifor-CE) Um recipiente contém 2,0 mols de cloro gasoso. O número de moléculas do gás é:

a) $2{,}4 \cdot 10^{23}$ d) 4,0
b) $1{,}2 \cdot 10^{24}$ e) 2,0
c) $1{,}2 \cdot 10^{23}$

39 (PUC-MG) Segundo uma pesquisa, realizada em Belo Horizonte, no final da década de 1990, o lançamento diário de monóxido de carbono na atmosfera dessa cidade foi estimado em cerca de $5{,}0 \cdot 10^3$ toneladas. O número de moléculas do referido gás, então lançado na atmosfera, é igual a:

a) $1{,}08 \cdot 10^{32}$ d) $1{,}80 \cdot 10^8$
b) $1{,}08 \cdot 10^{26}$ e) $1{,}8 \cdot 10^2$
c) $1{,}80 \cdot 10^9$

40 (FEI-SP) Se sua assinatura, escrita com grafite do lápis, pesa 1 mg, o número de átomos de carbono em sua assinatura é:

a) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ d) $5{,}0 \cdot 10^{19}$
b) $72{,}24 \cdot 10^{23}$ e) $1{,}2 \cdot 10^{22}$
c) 12

41 (Uniube-MG) A quantidade de átomos em um mol de ácido sulfúrico é:

a) $3 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol
b) $4 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol
c) $5 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol
d) $6 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol
e) $7 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos/mol

42 (Vunesp) Em 1 mol de moléculas de H_3PO_4 tem-se:

a) $3 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio e 10^{23} átomos de fósforo
b) 1 átomo de cada elemento
c) 3 íons H^+ e um íon PO_4^{3-}
d) 1 mol de cada elemento
e) 4 mols de átomos de oxigênio e 1 mol de átomos de fósforo

43 (EEM-SP) A prata de lei é uma liga constituída por prata e cobre. Em 9,73 g do material são encontrados $5{,}03 \cdot 10^{22}$ átomos de prata (massas atômicas: Cu = 63,5; Ag = 107,87). Qual a composição porcentual da liga?

44 Quanto pesa um átomo de chumbo?

45 (Unifor-CE) A molécula de uma substância *A* tem massa igual a $5{,}0 \cdot 10^{-23}$ g. Determine o valor numérico da massa molecular de *A*, em unidades de massa atômica (constante de Avogadro: $6{,}0 \cdot 10^{23}$).

46 (Unirio-RJ) Em 100 g de leite em pó infantil, existem 500 mg de cálcio. A opção que indica quantos mols de átomos de cálcio existem numa lata de 400 g de leite em pó é:

a) 0,0125 d) 1
b) 0,05 e) 2
c) 0,1

Capitulo 11-QF1-PNLEM 273 29/5/05, 20:32

47 (PUC-Campinas-SP) Para a prevenção da cárie dentária recomenda-se adição de fluoreto à água potável ou a fluoretação do sal de cozinha. Há necessidade de se acrescentar cerca de $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ g de fluoreto à dieta diária (dado: massa molar do íon fluoreto = 19 g/mol). Que quantidade de íons, em mol, há em $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ g de fluoreto?

a) $1 \cdot 10^{-2}$ c) $1 \cdot 10^{-4}$ e) $1 \cdot 10^{-6}$
b) $1 \cdot 10^{-3}$ d) $1 \cdot 10^{-5}$

48 (UFV-MG) A adição de pequenas quantidades de selênio durante a fabricação de vidro permite a obtenção de vidro colorido em diversas tonalidades de vermelho. Uma taça de vidro de 79 g foi manufaturada a partir de vidro contendo 1% em massa de selênio. A quantidade de matéria (número de mol) de selênio contida na taça, em mol, é:

a) 1,00 c) 0,79 e) 0,10
b) 7,90 d) 0,01

49 (Cesgranrio-RJ) "A NASA tem um ambicioso plano de mandar uma missão tripulada a Marte. [...] Porém, a medicina ainda não tem respostas para contornar as dificuldades impostas ao organismo humano pelas condições climáticas e atmosféricas de Marte. [...] Cogita-se que os equipamentos usados em Marte devem ser testados antes numa base a ser construída na Lua. [...] Importando-se **um quilograma de hidrogênio** terrestre e usando-se **oito quilogramas de oxigênio** extraído de rochas lunares, os astronautas teriam combustível suficiente para alimentar os motores que estão sendo desenvolvidos pela NASA." (*O Globo*, 4 julho 1998.)

O número de mols de hidrogênio ($M_H = 1$) e de oxigênio ($M_O = 16$) indicados são, respectivamente, de:

a) $3 \cdot 10^{26}$ e $1{,}5 \cdot 10^{26}$ d) 500 e 250
b) $6 \cdot 10^{26}$ e $3 \cdot 10^{26}$ e) 1.000 e 500
c) 500 e $6 \cdot 10^{26}$

50 (FUERN) Deve-se encontrar maior número de moléculas em 1 kg de:

a) N_2 (nitrogênio) d) C_6H_6 (benzeno)
b) CH_4 (metano) e) $C_6H_{12}O_6$ (glicose)
c) H_2O (água)

51 (Fuvest-SP) O aspartame, um adoçante artificial, pode ser utilizado para substituir o açúcar de cana. Bastam 42 miligramas de aspartame para produzir a mesma sensação de doçura que 6,8 gramas de açúcar de cana. Sendo assim, quantas vezes, aproximadamente, o número de moléculas de açúcar de cana deve ser maior do que o número de moléculas de aspartame para que se tenha o mesmo efeito sobre o paladar?

Dados: massas molares aproximadas (g/mol)
açúcar de cana: 340
adoçante artificial: 300

a) 30 b) 50 c) 100 d) 140 e) 200

52 (EEM-SP) De um cilindro contendo 640 mg de gás metano (CH_4) foram retiradas $12{,}04 \cdot 10^{20}$ moléculas (massas atômicas: H = 1; C = 12; constante de Avogadro = $6{,}02 \cdot 10^{23}$).
Quantos mols de CH_4 restaram no cilindro?

LEITURA

HISTÓRIA DAS MEDIÇÕES

Os homens primitivos provavelmente sentiram a necessidade de medir **distâncias** — para informar a seus semelhantes a que distância se encontrava a caça, a pesca, os perigos etc. As primeiras unidades de medida de **comprimento** foram criadas tomando-se o corpo humano como referência. O dedo polegar, por exemplo, inspirou a **polegada** (≃ 2,54 cm); o pé humano deu origem ao **pé** (≃ 30,48 cm); a **milha** corresponde a mil passos (≃ 1.609,34 m). Algumas dessas unidades são utilizadas até hoje na Inglaterra e nos Estados Unidos. Mesmo no Brasil, os diâmetros de barras e tubos metálicos ainda são expressos em polegadas.

Outra necessidade que se mostrou vital, desde a Antigüidade, foi a de medir a **massa**. No início a massa era avaliada pela estimativa da carga que um ser humano ou um animal poderia levantar ou carregar (medida subjetiva). Posteriormente passou a ser obtida por meio do uso de **balanças** (medida objetiva). Essa utilização já era comum por volta de 2000 a.C., e esse progresso foi, sem dúvida, provocado pela intensificação do comércio.

Na Antigüidade, porém, as unidades de massa variavam de uma região para outra, o que trazia muita confusão. É interessante notar que algumas unidades de massa antigas ainda se mantêm em uso — o gado, por exemplo, continua sendo negociado em **arrobas** (≃ 15 kg).

Uma terceira medida importante é o **volume**. Desde a Antigüidade, jarros e vasilhas foram utilizados como unidades de medida para comercializar líquidos como o vinho, o leite etc. É o caso da **ânfora** dos romanos, equivalente a aproximadamente 25,44 litros. Curiosamente, até o século XIX era comum, no interior do Brasil, a compra e venda de arroz, feijão, milho etc. em litros, já que as balanças eram raras e custavam caro.


CID

Mural egípcio em Tebas, mostrando barras tubulares de ouro contrabalançadas por um objeto que tem o formato da cabeça de um animal.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Na história da humanidade, surgiram muitas unidades de medida, o que terminou gerando muita confusão. Para a ciência, para a tecnologia e mesmo para as transações comerciais do dia-a-dia, é importante que se adote um sistema (conjunto) de unidades simples, correlacionadas de modo racional e, se possível, válidas em todas as partes do planeta. Uma grande vitória foi conseguida com o chamado **sistema métrico decimal**. Veja, por exemplo, que as unidades de comprimento, de área e de volume estão relacionadas entre si:

- para o comprimento, o metro (m) é a unidade básica;
- para a área, o metro quadrado (m^2) é uma unidade derivada;
- para o volume, o metro cúbico (m^3) é outra unidade derivada.

O sistema métrico decimal foi criado na França, em 1799, e adotado no Brasil em 1862. Atualmente, esse sistema é utilizado em quase todos os países.

Racionalização ainda maior foi conseguida com o **Sistema Internacional de Unidades** (**SI**), que o Brasil adotou em 1962. Esse sistema englobou e ampliou o sistema métrico decimal ao estabelecer o menor número possível de **unidades básicas**. Veja no quadro seguinte as sete unidades fundamentais do **SI**:

Grandeza	Unidade	Símbolo
Comprimento	Metro	m
Massa	Quilograma	kg
Tempo	Segundo	s
Intensidade de corrente elétrica	Ampère	A
Temperatura	Kelvin	K
Quantidade de matéria	Mol	mol
Intensidade luminosa	Candela	cd

Dessas unidades básicas resultam as chamadas **unidades derivadas**, como na seqüência (incompleta) apresentada abaixo:

Grandeza	Unidade	Símbolo
Superfície	Metro quadrado	m^2
Volume	Metro cúbico	m^3
Velocidade	Metro por segundo	m/s

Acontece freqüentemente que o número resultante da medida de uma grandeza é "muito grande" ou "muito pequeno". Por exemplo, usando a unidade básica de comprimento, o **metro**, deveríamos dizer:

- a distância entre as cidades de São Paulo e Rio de Janeiro é 410.000 metros;
- o tamanho de determinada célula animal é 0,000003 metro.

Nesses casos, por questão de comodidade, usamos **potências de 10** ou **múltiplos ou submúltiplos decimais das unidades do SI**. Dizemos então:

- a distância entre São Paulo e o Rio de Janeiro é $4{,}1 \cdot 10^5$ metros ou **410 quilômetros** (410 km);
- o tamanho da célula animal é $3 \cdot 10^{-6}$ metros ou **3 micrometros** (3 μm).

Os múltiplos e submúltiplos decimais oficialmente adotados pelo Sistema Internacional de Unidades são:

Fator	Prefixo	Símbolo	Fator	Prefixo	Símbolo
10^{18}	Exa	E	10^{-1}	Deci	d
10^{15}	Peta	P	10^{-2}	Centi	c
10^{12}	Tera	T	10^{-3}	Mili	m
10^{9}	Giga	G	10^{-6}	Micro	μ
10^{6}	Mega	M	10^{-9}	Nano	n
10^{3}	Quilo	k	10^{-12}	Pico	p
10^{2}	Hecto	h	10^{-15}	Femto	f
10^{1}	Deca	da	10^{-18}	Atto	a

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 11-QF1-PNLEM 275 29/5/05, 20:33

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

53 No que foram inspiradas as medições mais antigas?

54 O que é um sistema de unidades?

55 Quantas e quais são as unidades básicas do SI?

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

56 (Fuvest-SP) O Brasil produz, por ano, aproximadamente, $5{,}0 \cdot 10^6$ t de ácido sulfúrico, $1{,}2 \cdot 10^6$ t de amônia e $1{,}0 \cdot 10^6$ t de soda cáustica. Transformando-se toneladas em mols, a ordem decrescente de produção dessas substâncias será:

a) $H_2SO_4 > NH_3 > NaOH$
b) $H_2SO_4 > NaOH > NH_3$
c) $NH_3 > H_2SO_4 > NaOH$
d) $NH_3 > NaOH > H_2SO_4$
e) $NaOH > NH_3 > H_2SO_4$

57 (Cesgranrio-RJ) 6,67 g de uma cerâmica supercondutora de fórmula $YBa_2Cu_3O_7$ contêm, aproximadamente:

a) $13 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ mols de cerâmica
b) $6{,}02 \cdot 10^{25}$ átomos
c) $13 \cdot 10^{-2}$ mols de cerâmica
d) 10^{-2} átomos
e) $13 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{21}$ átomos

58 (UFRGS-RS) Ao preparar-se soro caseiro para ser servido a crianças de uma creche, utilizou-se 1 mol de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e 0,5 mol de cloreto de sódio ($NaC\ell$), com água suficiente para se obterem cerca de 5 litros do soro. O número total de partículas dos dois solutos presentes nessa solução é cerca de:

a) $1{,}5 \cdot 10^{23}$
b) $3{,}0 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}0 \cdot 10^{23}$
d) $1{,}2 \cdot 10^{24}$
e) $9{,}0 \cdot 10^{24}$

59 (UFMS) Um ourives, ao procurar ouro e cobre, matéria-prima para seu trabalho, encontrou-os na forma de fios. Comprou, então, um metro de fio de ouro e um metro de fio de cobre, pesando cada um, respectivamente, 180,0 g e 63,5 g. A partir desses fatos, é correto afirmar que:

(01) o fio de ouro tem maior número de átomos.
(02) o fio de cobre tem maior número de átomos.
(04) os fios de ouro e de cobre têm o mesmo número de átomos.
(08) só é possível determinar o número de átomos para o fio de cobre.
(16) é impossível determinar o número de átomos para ouro e cobre, pois não se conhece o diâmetro dos fios.
(32) o número de átomos de ouro é o dobro do número de átomos de cobre nos fios.

60 (Vunesp) O mercúrio, na forma iônica, é tóxico porque inibe certas enzimas. Uma amostra de 25,0 g de atum de uma grande remessa foi analisada e constatou-se que continha $2{,}1 \cdot 10^{-7}$ mols de Hg^{2+}. Considerando-se que os alimentos com conteúdo de mercúrio acima de $0{,}50 \cdot 10^{-3}$ g por quilograma de alimento não podem ser comercializados, demonstrar se a remessa de atum deve ou não ser confiscada (massa atômica do Hg = 200).

61 (PUC-RJ)

a) O antimônio, elemento conhecido desde a Antigüidade, tem dois isótopos estáveis: ^{121}Sb (massa atômica 120,90) e ^{123}Sb (massa atômica 122,90). Calcule a abundância percentual dos dois isótopos (massa atômica do antimônio = 121,7 u).
b) Um pedaço de folha de alumínio tem um volume de 2,00 cm^3 (massa atômica do alumínio = 26,98 u). Sendo a densidade do alumínio de 2,702 g/cm^3, quantos átomos este pedaço de folha contém?

62 (Unicamp-SP) O número atômico do magnésio é 12 e sua massa molar é 24,3 $g \cdot mol^{-1}$. Este elemento possui três isótopos naturais cujos números de massa são 24, 25 e 26.

a) Com base nessas informações, responda qual dos isótopos naturais do magnésio é o mais abundante. Justifique.
Ao se reagir apenas o isótopo 24 do magnésio com cloro, que possui os isótopos naturais 35 e 37, formam-se cloretos de magnésio que diferem entre si pelas massas molares.
b) Quais são as massas molares desses cloretos de magnésio formados? Justifique.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 11-QF1-PNLEM 276 29/5/05, 20:33

Capítulo 12

ESTUDO DOS GASES

CID



Festival de balonismo.

Tópicos do capítulo

1 Introdução

2 O estado gasoso

3 O volume dos gases

4 A pressão dos gases

5 A temperatura dos gases

6 As leis físicas dos gases

7 Equação geral dos gases

8 Condições normais de pressão e temperatura (CNPT)

9 Teoria cinética dos gases

10 Gás perfeito e gás real

11 Leis volumétricas das reações químicas (leis químicas dos gases)

12 Volume molar

13 Equação de Clapeyron

14 Misturas gasosas

15 Densidades dos gases

16 Difusão e efusão dos gases

Leitura: *A camada de ozônio*

Apresentação do capítulo

O estado gasoso tem grande importância teórica e prática. Na prática, os gases são importantes na vida dos vegetais e dos animais (afinal, respiramos), assim como em indústrias e transportes.

O gás natural é um ótimo combustível e mais "limpo" que o carvão ou o petróleo. O gás oxigênio, além de seu uso hospitalar, é usado na siderurgia, nos maçaricos de cortar e soldar metais etc.

Do ponto de vista teórico, podemos dizer que o entendimento do papel dos gases foi muito importante para a compreensão das reações químicas.

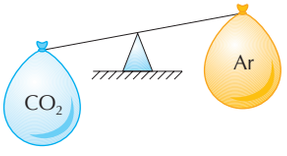
1 INTRODUÇÃO

O conhecimento dos gases e de suas propriedades é de grande importância na Química, uma vez que os gases estão sempre presentes em nosso dia-a-dia. De fato, o ar que respiramos é indispensável à nossa vida, como também à vida de todos os animais e vegetais (vivemos imersos na atmosfera terrestre). Vários elementos químicos importantes estão presentes em substâncias gasosas, em condições ambientes: H_2, N_2, O_2, F_2, $C\ell_2$ e os gases nobres. Muitos compostos químicos importantes também são gasosos: CO_2, CO, NO, NO_2, N_2O, NH_3, SO_2, H_2S, $HC\ell$, CH_4 etc.

2 O ESTADO GASOSO

Na página 61, já falamos do estado gasoso, comparando-o com o estado sólido e com o líquido. No entanto, é sempre importante relembrar que:

- os gases têm massa, como mostramos na figura abaixo;



Dois balões exatamente iguais, contendo iguais volumes de gás carbônico e de ar, mostram que o balão com CO_2 tem mais massa que o balão com ar.

- os gases sempre tendem a ocupar todo o volume do recipiente que os contém (grande expansibilidade);
- os gases são muito menos densos do que os sólidos e os líquidos (isto é, em igualdade de massa, ocupam um volume muito maior);
- os gases sempre se misturam entre si (grande difusibilidade);
- os volumes dos gases variam muito com a pressão (grande compressibilidade) e com a temperatura (grande dilatabilidade).

Quando estudamos um gás, devemos considerar as seguintes grandezas fundamentais: a **massa**, o **volume**, a **pressão** e a **temperatura**. As influências da pressão e da temperatura são tão grandes que realmente só tem sentido mencionarmos o **volume de um gás** fornecendo também sua **pressão e sua temperatura**.

3 O VOLUME DOS GASES

De maneira simplificada podemos dizer que o volume de um gás coincide com o próprio volume do recipiente que o contém.

No Sistema Internacional de Unidades (SI), a unidade padrão de volume é o **metro cúbico** (m^3), definido como o **volume de um cubo cuja aresta tem 1 m de comprimento**. No estudo dos gases, os volumes são também medidos em **litros** (**L**), em **mililitros** (**mL**), em **centímetros cúbicos** (cm^3) etc. É bom relembrar que:

$1\ m^3 = 1.000\ L = 1.000.000\ mL\ (cm^3)$

$1\ L = 1.000\ mL = 1.000\ cm^3$

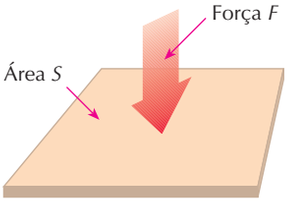
$1\ mL = 1\ cm^3$

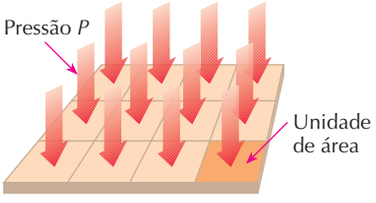
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4 A PRESSÃO DOS GASES

Em Física, define-se **pressão** como o quociente entre uma força (que pode ser o peso) e a área da superfície onde a força está aplicada. Matematicamente, temos:

$$P = \frac{F}{S}$$





De certo modo, isso equivale a dividir a força em "forças menores", iguais entre si e distribuídas em cada unidade de área.

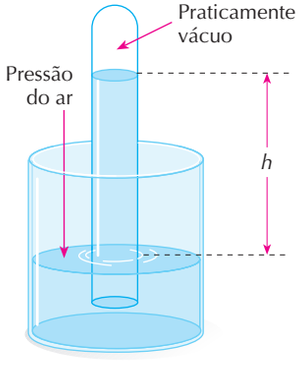
No caso dos gases, a pressão resulta dos choques de suas partículas contra as paredes do recipiente que os contêm.

Não confunda **força** (nem peso) com **pressão**. Lembre-se dos seguintes exemplos:

- uma faca afiada corta melhor do que uma faca "cega", pois, afiando-se a faca diminui-se a área de atuação da força, resultando num aumento da pressão sobre o objeto a ser cortado;
- deitar no chão faz doer as costas, pois o nosso corpo fica apoiado sobre alguns poucos pontos; sobre um colchão macio, porém, o peso de nosso corpo se distribui por uma área maior, conseguindo-se assim uma pressão menor;
- um faquir não se fere na cama de pregos, pois seu peso se distribui pelas pontas dos pregos, diminuindo a pressão sobre as suas costas.

No **SI**, a unidade de pressão é o **pascal** (**Pa**), definido como a pressão exercida por uma força de **1 N** (**1 newton**) uniformemente distribuída sobre uma superfície plana de **1 m²** de área, sendo essa superfície perpendicular à direção da força. Em outras palavras, **1 Pa** é igual a **1 N/m²** (lembre-se de que 1 N é a força necessária para que 1 kg de massa seja acelerado à razão de 1 m/s²).

A pressão dos gases é também medida em **milímetros de mercúrio**, unidade que resulta de uma experiência clássica de Torricelli: quando um tubo completamente cheio de mercúrio é emborcado num recipiente que também contenha mercúrio, a altura *h* em que o mercúrio "estaciona" depende exclusivamente da pressão do ar atmosférico. Esse aparelho, denominado **barômetro de mercúrio**, serve para medir a **pressão atmosférica**. Se a experiência de Torricelli for feita ao nível do mar, a altura *h* será 76 cmHg (**centímetros de mercúrio**), ou 760 mmHg (**milímetros de mercúrio**), ou 760 torr (**torricelli**), ou, ainda, 1 atm (**atmosfera**).



A seguir, apresentaremos as seguintes equivalências entre as unidades de pressão.

1 atm = 76 cmHg = 760 mmHg = 760 torr

1 mmHg = 1 torr

1 atm = 101.325 Pa (ou N/m²)

1 mmHg = 133,322 Pa (ou N/m²)

Evangelista Torricelli

Físico e matemático italiano, nasceu em Faenza, em 1608, e faleceu em Florença, em 1647. Em 1643 fez experiências com as bombas de extrair água de poços e em 1644 construiu seu célebre **tubo de Torricelli** (barômetro de mercúrio), verificando então que a pressão do ar, no alto das montanhas, é menor do que ao nível do mar.



J. E. CASARIEGO / CID

Gravura do séc. XVII sobre a famosa experiência de Torricelli no laboratório com um tubo de mercúrio, o que permitiu determinar o valor da pressão atmosférica.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12A-QF1-PNLEM 279 6/7/05, 14:55

É interessante notar que a pressão atmosférica resulta do peso que a camada de ar atmosférico (de cerca de 800 km de espessura) exerce sobre nós e todos os objetos que estão na superfície da Terra. Sendo assim, à medida que subimos, a pressão atmosférica diminui. De fato, ao nível do mar ela é igual a 760 mmHg; na capital de São Paulo (780 m de altitude) é de cerca de 700 mmHg; na cidade de Campos de Jordão-SP (1.650 m de altitude) é de 610 mmHg; no Monte Everest (8.850 m de altitude) é de 240 mmHg; a 10 km de altitude é de 205 mmHg; e assim por diante. É por isso que os aviões comerciais a jato, que voam em uma altitude média de 10 km, precisam ter cabine pressurizada para assegurar a respiração aos passageiros.

GABOR NEMES / KINO



Os barômetros medem a pressão do ar atmosférico.

EDUARDO SANTALIESTRA / CID



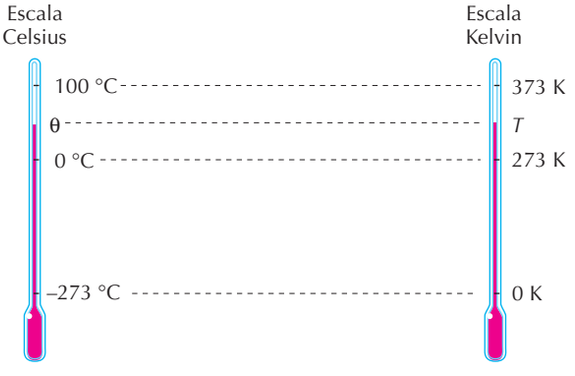
Os manômetros utilizados nos postos de serviços medem a pressão do ar no interior dos pneus.

5 A TEMPERATURA DOS GASES

A temperatura é uma grandeza que mede o grau de agitação das partículas (átomos ou moléculas) que constituem um corpo. Para um gás, a temperatura depende da velocidade (grau de agitação) das moléculas que o constituem.

A temperatura dos gases pode ser medida com o auxílio de várias **escalas termométricas** diferentes.

No Brasil, a escala usual é a **escala Celsius** (°**C**), que é uma escala centesimal (ou centígrada); nos Estados Unidos da América, por exemplo, é usada a **escala Fahrenheit** (°**F**). Em trabalhos científicos, todavia, usa-se a **escala absoluta** ou **Kelvin** (**K**), pois ela traz grandes simplificações nas leis e fórmulas em geral — e é adotada pelo **SI**. A figura abaixo compara a escala Kelvin com a escala Celsius.

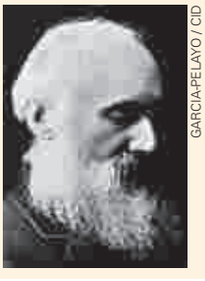


Portanto, para transformar graus Celsius (θ) em kelvins (*T*):

$$T = \theta + 273$$

William Thomson (Lord Kelvin of Largs)

Físico irlandês, nasceu em Belfast, em 1824, e faleceu em Largs, em 1907. Em Geologia, estudou a idade da Terra. Em 1852, criou a **escala absoluta de temperaturas**, hoje chamada de **escala Kelvin**, de grande importância para a ciência. É considerado um dos pais da Físico-Química.



GARCIA-PELAYO / CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ZERO ABSOLUTO

O ponto inicial da escala absoluta ou escala Kelvin é chamado de **zero absoluto**. Esse ponto corresponde à temperatura de −273,16 °C. Até hoje não se conseguiu chegar a essa temperatura, mas já foram obtidos valores muito próximos. O zero absoluto é uma temperatura de grande importância teórica para a Física e para a Química. Supõe-se que, nessa temperatura, várias condições excepcionais serão obtidas: todas as substâncias estarão no estado sólido; cessarão o movimento e a agitação dos átomos e das moléculas; a resistência elétrica dos metais cairá a zero (é o fenômeno da supercondutividade elétrica).

Os jornais de grande circulação anunciaram, em setembro de 2003, que uma equipe de físicos do Instituto de Tecnologia de Massachusetts (MIT) dos Estados Unidos conseguiu a temperatura mais baixa registrada até aquela data: meio bilionésimo de grau acima do zero absoluto.

O MAGO DE ID — PARKER & HART



REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Quais são as grandezas fundamentais no estudo dos gases?

b) O que é pressão?

c) Qual a relação entre a temperatura absoluta (K) e a escala Celsius (°C)?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

1 A quantos litros corresponde o volume de 7,5 m^3?

Resolução

Essa conversão é resolvida pela seguinte regra de três:

$$\left.\begin{array}{rcl} 1\ m^3 & \text{———} & 1.000\ L \\ 7{,}5\ m^3 & \text{———} & x \end{array}\right\} \boxed{x = 7.500\ L}$$

Resumindo, para transformar metros cúbicos em litros, ou vice-versa, temos:

m^3 ⇄ L (Multiplica-se por 1.000 / Divide-se por 1.000)

Analogamente:

L ⇄ mL (ou cm^3) (Multiplica-se por 1.000 / Divide-se por 1.000)

2 A quantos mililitros (ou cm^3) correspondem 2,5 L?

Exercício resolvido

3 A quantos milímetros de mercúrio corresponde uma pressão de 5 atm?

Resolução

$$\left.\begin{array}{rcl} 1\ atm & \text{———} & 760\ mmHg \\ 5\ atm & \text{———} & x \end{array}\right\} \boxed{x = 3.800\ mmHg}$$

Em resumo, para transformar atmosferas em milímetros de mercúrio, ou vice-versa, temos:

atm ⇄ mmHg (Multiplica-se por 760 / Divide-se por 760)

4 A quantas atmosferas corresponde a pressão de 197,6 cm de mercúrio?

5 Dentre os valores apresentados abaixo, qual indica a pressão mais elevada?

a) 1,2 atm c) 80 cmHg e) 70 cmHg
b) 700 mmHg d) 0,8 atm

6 Qual é a pressão equivalente a 4,5 atm?

a) 342 mmHg d) 34,2 mHg
b) 3.420 cmHg e) 342 dmHg
c) 3.420 torr

Exercício resolvido

7 Qual é a temperatura Kelvin correspondente a 40 °C?

Resolução

Pela fórmula $T = \theta + 273$, temos:

$T = 40 + 273 \Rightarrow \boxed{T = 313\ K}$

8 Qual é a temperatura centígrada correspondente a 200 K?

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12A-QF1-PNLEM 281 29/5/05, 20:38

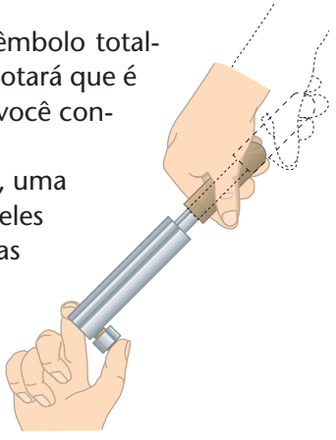
6 AS LEIS FÍSICAS DOS GASES

São leis experimentais que mostram **como varia o volume de um gás quando a pressão e a temperatura** desse gás variam. Considerando que essas variações são transformações físicas, concluímos que essas leis são mais pertinentes à Física do que à Química.

Algumas expressões comumente usadas são:

- **estado de um gás** — são as condições de volume (*V*), pressão (*P*) e temperatura (*T*) em que esse gás se encontra;
- **variáveis de estado** — são as grandezas *V*, *P* e *T*;
- **transformações gasosas** — são as variações de *V*, *P* e/ou *T*.

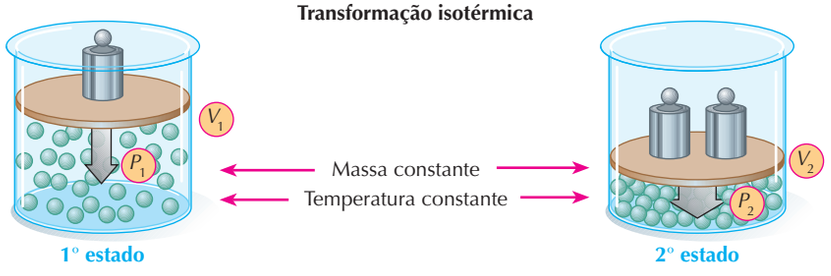
6.1. Lei de Boyle-Mariotte



Se você apanhar uma bomba de encher pneu de bicicleta, puxar o êmbolo totalmente para fora, fechar a saída de ar com um dedo e empurrar o êmbolo, notará que é possível deslocá-lo um pouco para dentro — quanto maior for a força que você conseguir exercer, maior será esse deslocamento.

Pois bem, os cientistas Boyle e Mariotte fizeram, cada um a seu tempo, uma experiência semelhante que veio a resultar na lei que leva seus nomes: eles provocaram a variação da pressão de uma determinada massa de gás, mas tendo o cuidado de mantê-lo a **temperatura constante**. É o que se chama de **transformação isotérmica** (do grego: *iso*, igual; *thermo*, calor). No cilindro ilustrado abaixo, notamos que, aumentando a pressão sobre o gás, o volume deste diminui, dando resultados como os que são mostrados na tabela a seguir.

Transformação isotérmica



Na tabela abaixo, podemos observar que o produto *PV* é constante.

Pressão (*P*) (em atm)	Volume (*V*) (em mL)	Produto *PV*
2	600	1.200
4	300	1.200
6	200	1.200
8	150	1.200

Observamos assim que dobrando, triplicando etc. a pressão sobre o gás, seu volume se reduz à metade, a um terço etc., permanecendo constante, porém, o produto *PV*. Por isso dizemos, matematicamente, que a pressão e o volume são grandezas inversamente proporcionais. Dessas observações, vem o enunciado da lei de Boyle-Mariotte:

> Sob temperatura constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é **inversamente proporcional** à sua pressão.

Robert Boyle e Edme Mariotte



Sir Robert Boyle

Filósofo e naturalista inglês, nasceu em Lismore Castle, em 1627, e faleceu em Londres, em 1691. Boyle estudou os gases com afinco e é considerado um dos fundadores da Química. Seu livro *O químico cético* mudou a interpretação da Química, no seu tempo. Boyle foi também um dos fundadores da Sociedade Real de Ciências da Inglaterra.

Em 1676, o físico francês Edme Mariotte (1620-1684) repetiu a experiência de Boyle e a divulgou na França, dizendo honestamente que a descoberta fora devida ao cientista inglês.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12A-QF1-PNLEM 282 29/5/05, 20:38

Esse enunciado pode ter as seguintes representações:

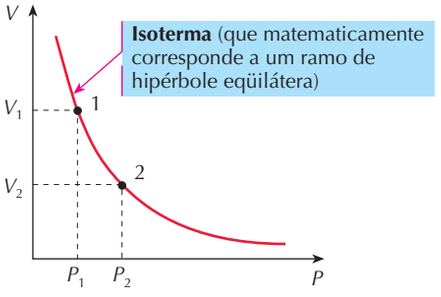
Representação matemática

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

ou

$$PV = \text{constante}$$

Representação gráfica



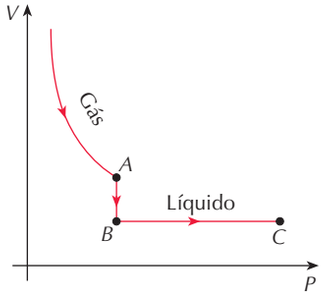
AS LEIS DA CIÊNCIA SÓ VALEM DENTRO DE CERTOS LIMITES

De fato, na compressão dos gases é muito comum acontecer o seguinte (acompanhe as setas no gráfico): aumentando-se a pressão sobre o gás, seu volume diminui gradativamente até o ponto *A*, onde o gás se liquefaz; de *A* (gás) para *B* (líquido), seu volume se reduz bruscamente; e, em seguida, praticamente não varia mais ($B \rightarrow C$), pois os líquidos são pouco compressíveis. Evidentemente, a partir de *A*, a lei de Boyle-Mariotte deixa de ser válida.

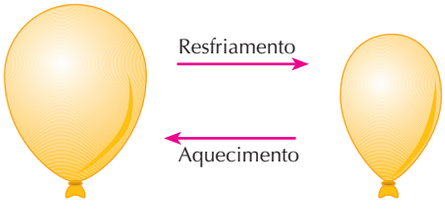
Essa situação pode ser visualizada nos isqueiros a gás de corpo transparente, nos quais é possível enxergar o gás liquefeito.



EDUARDO SANTALIESTRA / CID



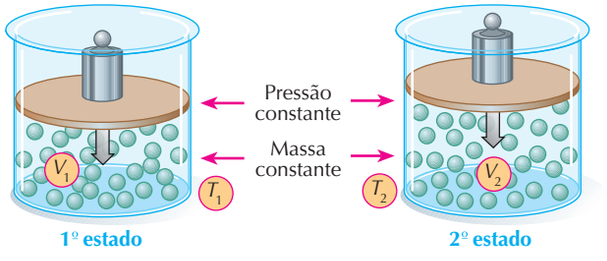
6.2. Lei de Gay-Lussac



Se você encher um balão de borracha (do tipo usado em festas) e deixá-lo por algumas horas na geladeira, verá que o volume do balão diminui com o resfriamento. E, retirando esse balão da geladeira, notará que o volume desse balão volta ao inicial.

Vamos imaginar, agora, o aquecimento de determinada massa de gás mantido à **pressão constante**. Trata-se de uma **transformação isobárica** (do grego: *isos*, igual; *baros*, pressão). No cilindro representado abaixo, notamos que, aumentando a temperatura do gás, seu volume também aumenta, dando resultados como os mostrados na tabela a seguir.

Transformação isobárica



Joseph Louis Gay-Lussac

Nasceu em Saint Leonard, França, em 1778, e faleceu em Paris, em 1850. Fez importantes estudos sobre a expansão dos gases.
Realizou também a síntese da água, verificando que sempre **2** volumes de hidrogênio se combinam com **1** volume de oxigênio. A simplicidade dessa relação levou Gay-Lussac à descoberta das leis das reações em volumes gasosos, que estudaremos mais adiante.



ARXIU MAS / CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12A-QF1-PNLEM 283 29/5/05, 20:38

Na tabela abaixo, podemos observar que a relação $\frac{V}{T}$ é constante.

Temperatura (T) (em kelvins)	Volume (V) (em mL)	Quociente $\frac{V}{T}$
100	200	2
200	400	2
300	600	2
400	800	2

Observamos assim que dobrando, triplicando etc. a temperatura absoluta do gás, seu volume também dobra, triplica etc., permanecendo constante, porém, o quociente $\frac{V}{T}$. Por isso dizemos, matematicamente, que a temperatura absoluta e o volume são grandezas diretamente proporcionais. Dessas observações, vem o enunciado da lei de Gay-Lussac:

> Sob pressão constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é **diretamente proporcional** à sua temperatura absoluta.

Desse enunciado resultam as seguintes representações:

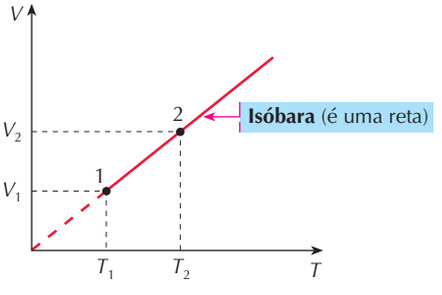
Representação matemática

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

ou

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

Representação gráfica

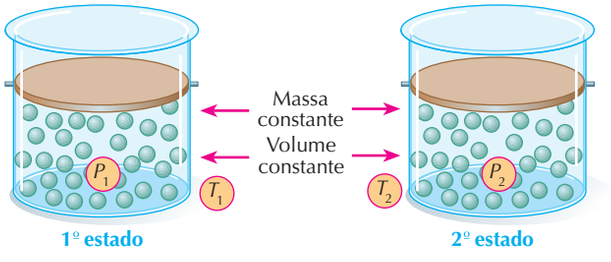


6.3. Lei de Charles

Você já deve ter ouvido falar que a pressão dos pneus de um carro aumenta em dias muito quentes. Você sabe, também, que é muito perigoso aquecer recipientes fechados, mesmo quando "vazios". Na verdade, um recipiente "vazio" contém ar e/ou resíduos de produto. Quando aquecido, a pressão do conteúdo aumenta e o recipiente pode explodir. A lei de Charles se aplica a situações desse tipo.

Vamos imaginar, agora, o aquecimento de determinada massa de gás mantido a **volume constante**. Trata-se de uma **transformação isovolumétrica** (ou **isométrica**, ou **isocórica** — do grego: *iso*, igual; *coros*, volume). No cilindro representado abaixo (agora com a tampa "travada"), notamos que, aumentando a temperatura do gás, sua pressão também aumenta, dando resultados como os mostrados na tabela a seguir.

Transformação isométrica



Jacques Alexandre César Charles

Cientista francês, nasceu em Beaugency, em 1746, e faleceu em Paris, em 1823. Pesquisou a expansão dos gases para fabricar termômetros de precisão, chegando assim à lei que hoje leva seu nome.


CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Na tabela abaixo, podemos observar que a razão $\frac{P}{T}$ é constante.

Temperatura (T) (em kelvins)	Pressão (P) (em atm)	Quociente $\frac{P}{T}$
100	3	0,03
200	6	0,03
300	9	0,03
400	12	0,03

Observamos assim que dobrando, triplicando etc. a temperatura absoluta do gás, sua pressão também dobra, triplica etc., permanecendo constante, porém, o quociente $\frac{P}{T}$. Por isso dizemos, matematicamente, que a temperatura absoluta e a pressão são grandezas diretamente proporcionais. Dessas observações, vem o enunciado da lei de Charles:

Sob volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é **diretamente proporcional** à sua temperatura absoluta.

Este enunciado pode ter as seguintes representações:

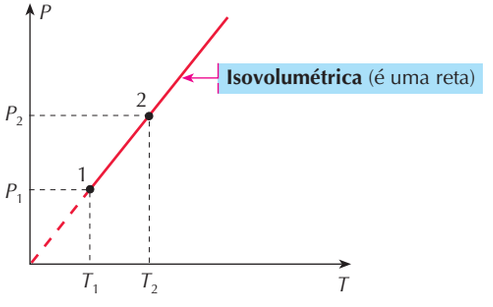
Representação matemática

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

ou

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

Representação gráfica



OBSERVAÇÃO

As duas últimas leis foram concluídas independentemente por Gay-Lussac e por Charles. Por esse motivo, alguns livros chamam a penúltima lei de **primeira lei de Charles-Gay-Lussac** e, a última, de **segunda lei de Charles-Gay-Lussac**.

Resumindo as transformações e as leis que acabamos de estudar, temos:

Transformação	Volume	Pressão	Temperatura	Lei	Fórmula
Isotérmica	Varia	Varia	Constante	Boyle-Mariotte	PV = constante
Isobárica	Varia	Constante	Varia	Gay-Lussac	$\frac{V}{T}$ = constante
Isovolumétrica ou isométrica ou isocórica	Constante	Varia	Varia	Charles	$\frac{P}{T}$ = constante

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12A-QF1-PNLEM 285 29/5/05, 20:39

7 EQUAÇÃO GERAL DOS GASES

Reunindo as três fórmulas vistas nas três leis físicas dos gases, chegamos à fórmula matemática:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \quad \text{ou} \quad \frac{PV}{T} = \text{constante}$$

que é a chamada **equação geral dos gases**. Note que ela só é válida para uma **massa constante** de um **mesmo gás**.

8 CONDIÇÕES NORMAIS DE PRESSÃO E TEMPERATURA (CNPT)

Por definição, chamamos **condições normais de pressão e temperatura** (CNPT ou CN) a:

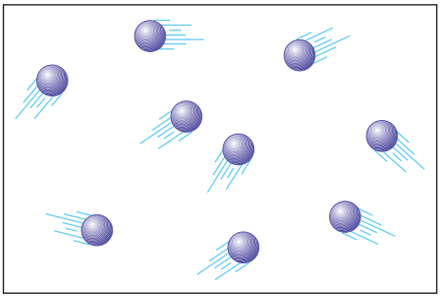
Pressão = 1 atm = 760 mmHg
Temperatura = 0 °C = 273 K

É usual indicarmos o gás nas condições normais por V_0, P_0 e T_0.

9 TEORIA CINÉTICA DOS GASES

Essa teoria procura dar uma idéia da estrutura interna dos gases (de como é um gás "por dentro"), criando um **modelo** que possa explicar os fenômenos e as leis experimentais mencionadas anteriormente.

Em linhas gerais, a **teoria cinética dos gases** diz que:



- Todo gás é formado por partículas minúsculas (átomos, moléculas, íons) em movimento livre, desordenado e com alta velocidade. Esse movimento é denominado **agitação térmica**. Por exemplo, a velocidade das moléculas do ar, nas condições ambientes, é de cerca de 1.400 km/h. A maior ou menor temperatura de um gás é a medida do maior ou menor grau de agitação térmica de suas partículas.
- As partículas de um gás estão muito afastadas umas das outras, isto é, o espaço que elas ocupam é desprezível em face do espaço "vazio" existente no estado gasoso. Por exemplo, o **volume próprio** das moléculas de N_2 e de O_2 existentes no ar, nas condições ambientes, é cerca de 0,1% do volume ocupado pelo ar. Tal fato explica por que os gases têm densidades baixas, podem ser facilmente comprimidos e se misturam com muita facilidade. Além disso, estando muito afastadas, as partículas se atraem muito pouco, o que explica a expansão fácil dos gases e sua grande dilatação com o calor.
- As partículas de um gás se chocam de forma perfeitamente elástica entre si e contra as paredes do recipiente que as contém, isto é, sem perder energia cinética e quantidade de movimento. Isso explica por que o movimento das partículas é perpétuo. Além disso, é fácil compreender que a pressão exercida por um gás dentro de um recipiente resulta dos choques de suas partículas contra as paredes desse recipiente. Por exemplo, dentro do pneu de um automóvel, é o choque das moléculas de ar com as paredes do pneu que mantém o pneu cheio; e também se percebe que a mesma pressão é exercida em todas as direções.
- As moléculas não exercem força umas sobre as outras, exceto quando colidem. Entre as colisões, apresentam movimento retilíneo e uniforme. Isso equivale a desprezar as forças gravitacionais e as forças intermoleculares.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12A-QF1-PNLEM 286 29/5/05, 20:39

10 GÁS PERFEITO E GÁS REAL

Gás perfeito, ou **gás ideal**, seria o gás que obedeceria, rigorosamente, às leis e fórmulas estudadas neste capítulo, em quaisquer condições de pressão e temperatura e também deveria encaixar-se perfeitamente no modelo descrito pela teoria cinética. Na prática tal gás não existe.

Os gases comuns, que chamaremos de **gases reais**, sempre se afastam do comportamento de um gás perfeito, principalmente a pressões muito altas e/ou temperaturas muito baixas. Nesses casos, o volume dos gases se reduz bastante, e as partículas se avizinham, passando umas a interferir no movimento das outras. Como conseqüência, o comportamento dos gases passa a se afastar daquele previsto pela teoria cinética.

Desse modo, podemos concluir que um gás real se assemelha mais ao gás perfeito à medida que a pressão diminui e a temperatura aumenta; em outras palavras, **o comportamento de um gás será tanto mais perfeito quanto mais rarefeito ele estiver**.

ATIVIDADES PRÁTICAS

1ª

Materiais

• 1 saco de lixo de cor preta

Procedimento

• Abra o saco de lixo para que entre ar dentro dele. • Feche-o muito bem e deixe-o sob o calor do sol. • Anote as observações no caderno.

Pergunta

1) O que ocorreu com o saco de lixo deixado ao sol? Por quê?

2ª

Materiais

• 1 seringa plástica sem agulha

Procedimento

• Puxe o êmbolo da seringa até a metade para que o ar entre dentro dela e feche-a, na extremidade, com o dedo. • Sempre com a extremidade da seringa fechada, pressione (aumente a pressão sobre) o êmbolo para reduzir o volume de ar dentro da seringa. • Solte o êmbolo e observe, anotando no caderno, o que ocorre. • Ainda com a extremidade da seringa fechada, puxe o êmbolo a fim de aumentar o volume de ar dentro dela. • Solte o êmbolo e observe, anotando no caderno, o que ocorreu.

Perguntas

1) Como varia o volume de ar dentro da seringa em relação à pressão exercida no êmbolo?
2) O que ocorre com os balões cheios de gás hélio quando eles escapam para a atmosfera? Por quê?

3ª

Materiais

• 1 balão de borracha (do tipo usado em festas)

Procedimento

• Encha o balão de borracha e feche-o muito bem. • Coloque o balão cheio de ar no congelador (ou no *freezer*) por 1 hora. • Depois, retire o balão do congelador e anote imediatamente no caderno as observações. • Aguarde alguns minutos e observe novamente o balão, anotando no caderno as observações.

Perguntas

1) Como varia o volume de ar dentro do balão em relação à temperatura? Por quê?
2) A pressão do ar dentro dos pneus de um automóvel é maior quando o carro está em movimento ou quando ele está parado? Por quê?
3) A pressão do ar dentro dos pneus de um automóvel é maior em dias mais quentes ou em dias mais frios? Por quê?

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Sob temperatura constante, qual a relação entre o volume ocupado por determinada massa gasosa e sua pressão?

b) Sob pressão constante, qual a relação entre o volume ocupado por determinada massa gasosa e sua temperatura absoluta?

c) Sob volume constante, qual a relação entre a pressão exercida por determinada massa gasosa e sua temperatura absoluta?

d) Quais valores, de pressão e temperatura, correspondem às condições normais de pressão e temperatura (CNPT)?

e) O que enuncia a teoria cinética?

f) O que é gás perfeito ou ideal?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12A-QF1-PNLEM 287 29/5/05, 20:39

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

9 Vinte litros de gás hidrogênio foram medidos a 27 °C e 700 mmHg de pressão. Qual será o novo volume do gás, a 87 °C e 600 mmHg de pressão?

Resolução

Vamos aplicar a equação geral dos gases:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

É importante lembrar que nessa fórmula a pressão e o volume podem ser usados em quaisquer unidades; **a temperatura, contudo, será obrigatoriamente em kelvins**:

$$\frac{700 \cdot 20}{(27 + 273)} = \frac{600 \cdot V_2}{(87 + 273)} \Rightarrow \boxed{V_2 = 28\ \text{L}}$$

10 (Estácio-RJ) Um volume de 10 L de um gás perfeito teve sua pressão aumentada de 1 para 2 atm e sua temperatura aumentada de −73 °C para +127 °C. O volume final, em litros, alcançado pelo gás foi de:

a) 50
b) 40
c) 30
d) 10
e) 20

11 (Cesgranrio-RJ) Você brincou de encher, com ar, um balão de gás, na beira da praia, até um volume de 1 L e o fechou. Em seguida, subiu uma encosta próxima carregando o balão, até uma altitude de 900 m, onde a pressão atmosférica é 10% menor do que a pressão ao nível do mar. Considerando que a temperatura na praia e na encosta seja a mesma, o volume de ar no balão, em L, após a subida, será de:

a) 0,8
b) 0,9
c) 1,0
d) 1,1
e) 1,2

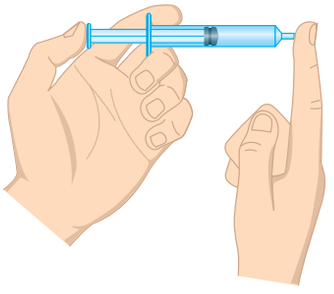
12 (PUC-RJ) Um pneu de bicicleta é calibrado a uma pressão de 4 atm em um dia frio, à temperatura de 7 °C. O volume e a quantidade de gás injetada são os mesmos. Qual será a pressão de calibração no pneu quando a temperatura atinge 37 °C?

a) 21,1 atm
b) 4,4 atm
c) 0,9 atm
d) 760 mmHg
e) 2,2 atm

13 (F. M. Pouso Alegre-MG) Ao sair de viagem, o motorista calibrou os pneus de seu veículo colocando no seu interior 2 atm de pressão, num dia quente (27 °C). Ao chegar ao destino, mediu novamente a pressão dos pneus e encontrou 2,2 atm. Considerando-se desprezível a variação do volume, a temperatura do pneu, ao final da viagem, era:

a) 660 °C
b) 57 °C
c) 330 °C
d) 272 °C
e) 26,7 °C

14 (Unifor-CE) Examine a figura abaixo.



A pressão do gás dentro da seringa pode ser diminuída:

a) colocando a seringa em água gelada, mantendo a extremidade tampada.
b) apertando o êmbolo, mantendo a extremidade tampada.
c) abrindo a extremidade e sugando mais ar para dentro da seringa.
d) colocando a seringa em água quente, mantendo a extremidade tampada.
e) abrindo a extremidade e expulsando metade do ar para fora da seringa.

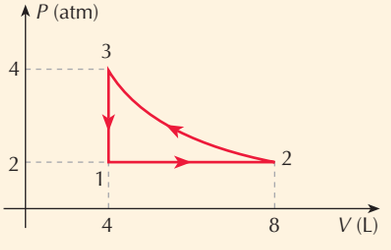
Exercício resolvido

15 (EEM-SP) De um estado inicial de 4 L, 2 atm e 300 K, um gás perfeito é submetido a uma expansão isobárica até duplicar seu volume. Em seguida, é comprimido isotermicamente até seu volume original e, finalmente, a volume constante, é resfriado até sua pressão inicial.

1. Represente as transformações num diagrama P em função de V.
2. Calcule a temperatura do gás durante a compressão isotérmica e a pressão por ele atingida ao seu final.

Resolução

1.



2. Do estado 1 para o estado 2 a pressão é constante (2 atm) e, então, temos:

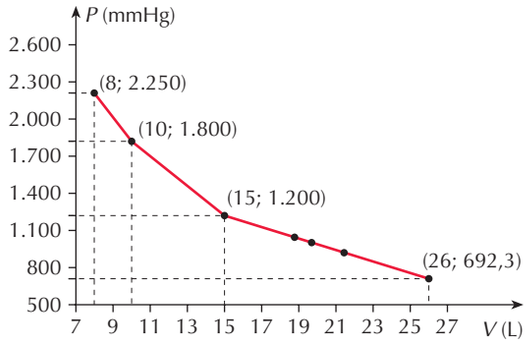
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{4}{300} = \frac{8}{T_2} \Rightarrow \boxed{T_2 = 600\ \text{K}}$$

Essa (600 K) é a temperatura durante a compressão isotérmica, e no seu final o próprio gráfico indica que:

$$\boxed{P_3 = 4\ \text{atm}}$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

16 (UFC-CE) O gráfico abaixo ilustra o comportamento referente à variação da pressão, em função do volume, de um gás ideal, à temperatura constante:



Analise o gráfico para escolher a alternativa correta.

a) Quando o gás é comprimido nessas condições, o produto da pressão pelo volume permanece constante.

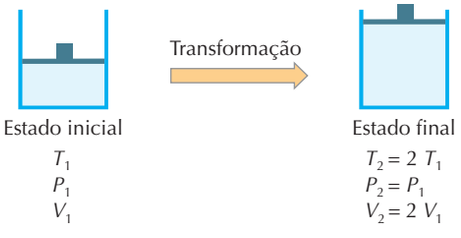
b) Ao comprimir o gás a um volume correspondente à metade do volume inicial, a pressão diminuirá por igual fator.

c) Ao diminuir a pressão a um valor correspondente a $\frac{1}{3}$ da pressão inicial, o volume diminuirá pelo mesmo fator.

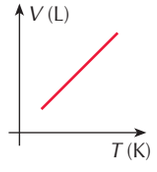
d) O volume da amostra do gás duplicará, quando a pressão final for o dobro da pressão inicial.

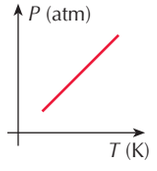
e) Quando a pressão aumenta por um fator correspondente ao triplo da inicial, a razão $\frac{P}{V}$ será sempre igual à temperatura.

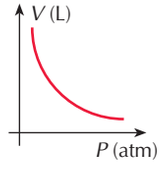
17 (UFRGS-RS) Considere a seguinte transformação que ocorre com uma amostra gasosa de massa "*m*" apresentando comportamento de um gás ideal.

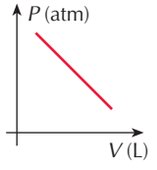


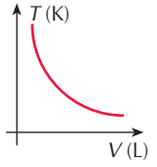
O gráfico que melhor representa essa transformação é:

a) 

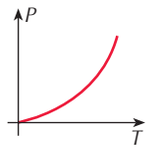
b) 

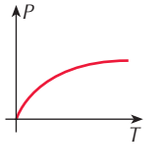
c) 

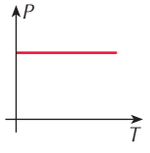
d) 

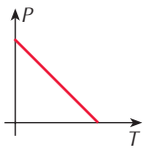
e) 

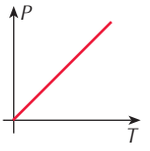
18 (Unb-DF) Os pneus de um veículo em movimento "esquentam", melhorando sua aderência ao piso. Supondo que não haja variação no volume do ar contido no pneu, o gráfico que melhor representa a variação de pressão no seu interior, em função da temperatura absoluta é:

a) 

b) 

c) 

d) 

e) 

Exercício resolvido

19 Reduza às condições normais de pressão e temperatura 38 L de cloro, que foram medidos a 127 °C e à pressão de 720 mmHg.

Resolução

Reduzir um gás às condições normais significa calcular o novo volume que o gás irá ocupar nas condições normais de pressão e temperatura.

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \Rightarrow \frac{720 \cdot 38}{(127 + 273)} = \frac{760 \cdot V_0}{273} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{V_0 = 24{,}57 \text{ L (CNPT)}}$$

20 (F. M. Pouso Alegre-MG) Um gás ocupa um volume de 200 mL a uma pressão de 380 mmHg a uma temperatura de 27 °C. Seu volume nas condições normais de temperatura e pressão será:

a) 91,0 mL c) 910,0 mL e) 2,0 mL
b) 200,0 mL d) 20,0 mL

21 (Vunesp) Segundo a lei de Charles-Gay-Lussac, mantendo-se a pressão constante, o volume ocupado por um gás aumenta proporcionalmente ao aumento da temperatura. Considerando a teoria cinética dos gases e tomando como exemplo o gás hidrogênio (H_2), é correto afirmar que este comportamento está relacionado ao aumento:

a) do tamanho médio de cada átomo de hidrogênio (H), devido à expansão de suas camadas eletrônicas.

b) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as distâncias de ligação.

c) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as interações entre elas.

d) do número médio de partículas, devido à quebra das ligações entre os átomos de hidrogênio ($H_2 \rightarrow 2\ H$).

e) das distâncias médias entre as moléculas de hidrogênio (H_2) e das suas velocidades médias.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12A-QF1-PNLEM 289 29/5/05, 20:40

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

22 (UFU-MG) A atmosfera é composta por uma camada de gases que se situam sobre a superfície da Terra. Imediatamente acima do solo ocorre uma região da atmosfera conhecida como troposfera, na qual ocorrem as nuvens, os ventos e a chuva. Ela tem uma altura aproximada de 10 km, a temperatura no seu topo é de cerca de −50 °C e sua pressão é de 0,25 atm (dado: 0 kelvin = −273 °C). Se um balão resistente a altas pressões, cheio com gás hélio até um volume de 10,0 L a 1,00 atm e 27,0 °C é solto, o volume desse balão, quando chegar ao topo da troposfera, será de:

a) 40,0 L c) 36,3 L e) 52,5 L
b) 74,1 L d) 29,7 L

23 (PUC-RJ) A cada 10 m de profundidade a pressão sobre um mergulhador aumenta de 1 atm com relação à pressão atmosférica. Sabendo-se disso, qual seria o volume de 1 litro de ar (comportando-se como um gás ideal) inspirado pelo mergulhador ao nível do mar, quando ele estivesse a 30 m de profundidade?

a) 3 L c) 25 mL e) 333 mL
b) 4 L d) 250 mL

24 (UFF-RJ) Num recipiente com 12,5 mL de capacidade, está contida certa amostra gasosa cuja massa exercia uma pressão de 685,0 mmHg, à temperatura de 22 °C. Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para 37 °C e a pressão exercida pela massa gasosa passou a ser de, aproximadamente:

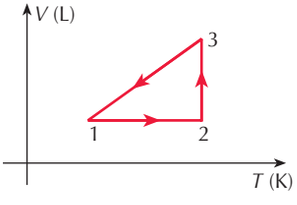
a) 0,24 atm c) 0,95 atm e) 2,00 atm
b) 0,48 atm d) 1,50 atm

25 De um gás, 500 mL foram, inicialmente, medidos à pressão de 650 mmHg e à temperatura de 73 °C abaixo de zero. A seguir, o volume do gás foi reduzido a 400 mL e a temperatura foi elevada a 127 °C. Pede-se a pressão final do gás em atmosferas.

26 (EEM-SP) Uma determinada massa gasosa, confinada em um recipiente de volume igual a 6,0 L, está submetida a uma pressão de 2,5 atm e sob temperatura de 27 °C. Quando a pressão é elevada em 0,5 atm, nota-se uma contração no volume de 1,0 L.

a) Qual a temperatura em que o gás se encontra?
b) Que tipo de transformação ocorreu?

27 (UFC-CE) O gráfico ao lado representa um processo cíclico (ciclo) a que é submetido um gás ideal.



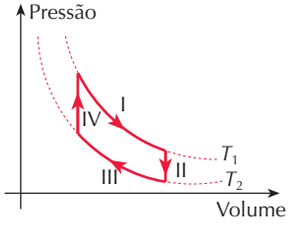
Analise-o. A opção em que aparece a correspondência das etapas numeradas (1 → 2, 2 → 3 e 3 → 1), com suas respectivas denominações, é:

a) isobárica, adiabática e isotérmica.
b) isovolumétrica, isobárica e isotérmica.
c) isovolumétrica, isotérmica e isobárica.
d) isotérmica, isobárica e isovolumétrica.
e) isovolumétrica, isobárica e adiabática.

28 (Faap-SP) De um estado inicial de 2 L, 1 atm e 300 K, um gás perfeito é submetido a uma expansão isobárica até duplicar seu volume. Em seguida, é comprimido isotermicamente até seu volume original. Calcule a temperatura do gás durante a compressão isotérmica e a pressão por ele atingida ao seu final.

Sugestão: Construa o gráfico correspondente ao problema.

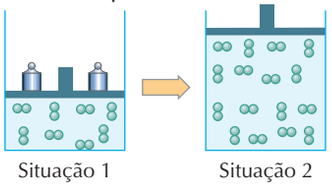
29 (UFC-CE) Considere o gráfico ao lado, representativo de um processo cíclico para um gás ideal. Das afirmativas abaixo, qual é a opção correta?

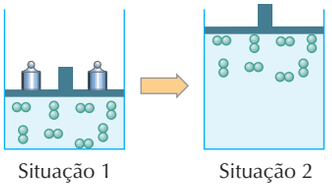


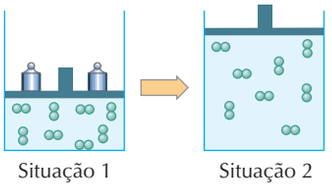
a) Na etapa II ocorre uma expansão adiabática.
b) Na etapa I ocorre uma expansão isotérmica.
c) Na etapa III ocorre uma compressão isobárica.
d) Na etapa IV ocorre uma expansão isotérmica.
e) Na etapa I ocorre uma expansão isobárica.

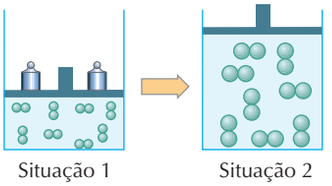
Observação: Adiabática é a transformação em que o gás não cede nem recebe calor do meio ambiente. O gás deverá estar, portanto, em um **recipiente termicamente isolado** (como, por exemplo, uma garrafa térmica). Em geral, em uma transformação adiabática, o gás se aquece se for comprimido e se resfria se sofrer uma expansão (fato que é aproveitado nas geladeiras).

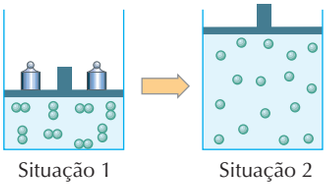
30 (PUC-SP) Uma amostra de gás oxigênio (O_2) a 25 °C está em um recipiente fechado com um êmbolo móvel. Indique qual dos esquemas abaixo melhor representa um processo de expansão isotérmica.

a)


b)


c)


d)


e)


Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

11 LEIS VOLUMÉTRICAS DAS REAÇÕES QUÍMICAS (LEIS QUÍMICAS DOS GASES)

As leis físicas dos gases que vimos nas páginas 282 a 285 deste capítulo (leis de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac e Charles) se referem às **transformações físicas** sofridas pelos gases. Agora vamos considerar as chamadas **leis volumétricas**, que se referem aos **volumes** dos gases que **participam de uma reação química**. De certo modo, as leis volumétricas complementam as leis ponderais das reações — as que tratam das **massas** dos participantes de uma reação química (vide páginas 50 e 51).

11.1. Leis volumétricas de Gay-Lussac

No começo do século XIX, Gay-Lussac comprovou experimentalmente várias relações entre os volumes dos gases que reagem quimicamente. Essas relações foram denominadas **leis volumétricas** ou **lei das combinações dos volumes gasosos**. Atualmente elas podem ser resumidas em um único enunciado:

> Quando medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos reagentes e dos produtos gasosos formam uma **proporção constante, de números inteiros e pequenos**.

1º exemplo

Na reação entre os gases hidrogênio e cloro, foram medidos os seguintes volumes:

Hidrogênio	+	Cloro	⟶	Gás clorídrico	
15 L	+	15 L	⟶	30 L	(*P*, *T* constantes)

Ora, simplificando esses números, temos **1 : 1 : 2**, que é uma **proporção de números inteiros e pequenos**.

2º exemplo

Na reação entre os gases hidrogênio e oxigênio, medimos:

Hidrogênio	+	Oxigênio	⟶	Água	
6 m^3	+	3 m^3	⟶	6 m^3 vapor de água	(*P*, *T* constantes)

Simplificando a proporção 6 : 3 : 6, temos **2 : 1 : 2**, que é, mais uma vez, uma seqüência de números inteiros e pequenos. Note que só podemos aplicar essa lei à água enquanto ela estiver na forma de vapor, pois a lei aplica-se exclusivamente às substâncias no estado gasoso.

É interessante notar que, nesse exemplo, os 9 m^3 iniciais (3 + 6 = 9) produzirão apenas 6 m^3 finais. Dizemos então que houve, durante a reação, uma **contração de volume** de 9 m^3 para 6 m^3, ou de 3 : 2, ou, ainda, de $\frac{1}{3}$ do volume inicial.

11.2. Hipótese ou lei de Avogadro

Essa lei diz que:

> Volumes iguais de gases quaisquer, quando medidos à mesma pressão e temperatura, encerram o mesmo número de moléculas.

Amedeo Avogadro

Nasceu em Turim, Itália, em 1776, e faleceu na mesma cidade, em 1856. Sua hipótese não foi entendida, quando ele a anunciou em 1811. Somente em 1860, outro químico italiano — Stanislao Cannizzaro (1826-1910) — conseguiu mostrar a importância dessa hipótese, na explicação das moléculas e da teoria atômico-molecular.

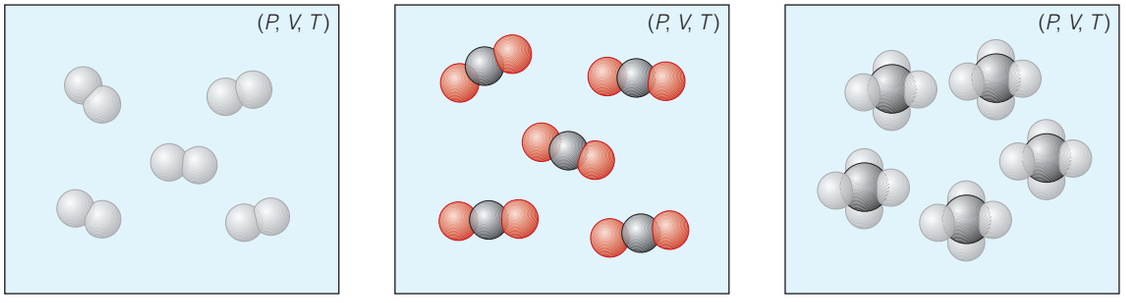


Edstudio/cib

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 291 29/5/05, 20:44

Veja uma visão esquemática (uso de cores-fantasia; ausência de escala) dessa lei:



x moléculas de H_2 | *x* moléculas de CO_2 | *x* moléculas de CH_4

Volumes iguais, de gases diferentes, colocados em condições idênticas de pressão e temperatura, encerram sempre o mesmo número de moléculas. Note, neste caso que $x = 5$.

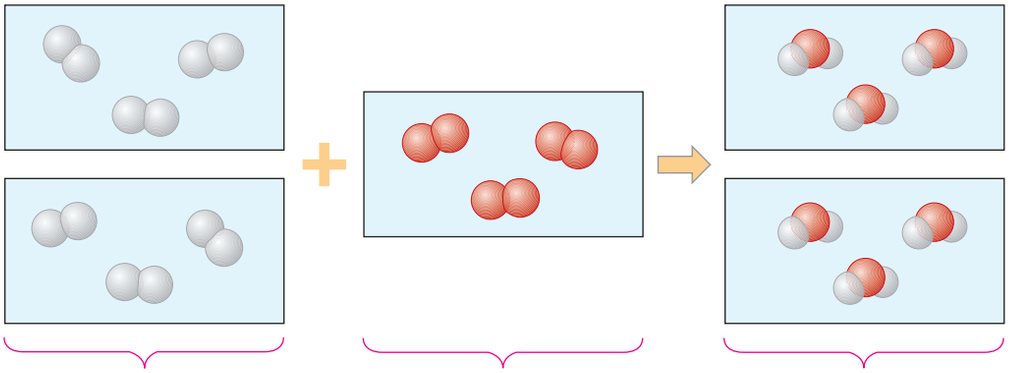
Pode parecer estranho o fato de caberem, em um mesmo volume, o mesmo número de moléculas, já que existem moléculas maiores e outras menores. No entanto, lembre-se de que, no estado gasoso, a distância entre as moléculas é tão grande que podemos desprezar o tamanho (maior ou menor) das próprias moléculas (teoria cinética, na página 286). Fazendo-se uma comparação grosseira, seria o mesmo que trocarmos 100 moscas por 100 pássaros dentro de um espaço como o Maracanãzinho — em termos de ocupação do espaço, não haveria diferença significativa.

Essa lei explica facilmente a **contração de volume** que ocorre, por exemplo, na reação de formação do vapor de água, mencionada no 2º exemplo do item anterior, na qual temos:

② volumes de hidrogênio + ① volume de oxigênio ⟶ ② volumes de vapor de água

③ volumes iniciais — ② volumes finais

De fato, esquematicamente temos a seguinte situação:



② volumes de hidrogênio com 3 moléculas cada, ou seja, 6 moléculas ao todo.

① volume de oxigênio com 3 moléculas ao todo.

② volumes de vapor de água com 3 moléculas cada, ou seja, 6 moléculas ao todo.

③ volumes iniciais — ② volumes finais

É importante notar, no esquema anterior, que a proporção dos volumes (2 : 1 : 2) acompanha a proporção dos números totais de moléculas (6 : 3 : 6). Generalizando, podemos dizer que, nas reações entre gases, se os volumes forem medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura, notaremos que:

- quando os números totais de moléculas são iguais, antes e depois da reação, o volume gasoso total não varia durante a reação;
- se, porém, o número total de moléculas aumentar ou diminuir durante a reação, o volume gasoso total irá, também, aumentar ou diminuir na mesma proporção; desse modo, são explicadas as contrações de volume mencionadas no item anterior.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 292 29/5/05, 20:44

OBSERVAÇÃO

As **leis volumétricas**, e especialmente a **lei de Avogadro**, foram muito importantes para o desenvolvimento da Química, pois elas mostraram a necessidade de se admitir a existência de moléculas, especialmente as moléculas das substâncias simples (H_2, N_2, O_2, O_3 etc.). Por isso diz-se que as leis volumétricas ampliaram a teoria atômica, dando origem à **teoria atômico-molecular clássica**.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) A que se referem as leis volumétricas?

b) Qual é o enunciado, resumido, das leis volumétricas?

c) O que enuncia a lei de Avogadro?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

31 Verifique se obedecem às leis volumétricas de Gay-Lussac os seguintes volumes que participam de uma reação química e que foram medidos em condições idênticas de pressão e de temperatura:

1,36 L de N_2 + 4,08 L de H_2 ⟶ 2,72 L de NH_3

Resolução

Dada a proporção 1,36 : 4,08 : 2,72, vamos dividir todos os valores pelo menor deles (1,36) e teremos **1 : 3 : 2**.

Como essa proporção é de números inteiros e pequenos, estão comprovadas as leis volumétricas de Gay-Lussac.

32 Verifica-se, experimentalmente, que 32 mL de gás metano queimam ao reagir com 64 mL de oxigênio, produzindo, em conseqüência, 32 mL de gás carbônico e 64 mL de vapor de água. Esses dados comprovam as leis volumétricas de Gay-Lussac?

33 (Faesa-ES) Considerando a reação $2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$, efetuada a pressão e temperatura constantes, podemos afirmar que, durante a reação, permanecem constantes:

a) a massa e o volume totais do sistema.
b) a massa total e o número total de moléculas.
c) a massa total e o número total de átomos.
d) o volume total e o número total de moléculas.
e) o volume total e o número total de átomos.

Exercício resolvido

34 Dada a equação química: $N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$, pedem-se:

a) a proporção volumétrica;

b) o volume de NH_3 obtido a partir de 25 L de N_2, supondo ambos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Resolução

a) A proporção volumétrica é **1 : 3 : 2**, pois coincide com a proporção dos coeficientes da equação.

b) Da equação dada, tiramos:

1 volume de N_2 ——— 2 volumes de NH_3
25 L de N_2 ——— x

$x = 50$ L de NH_3

35 Dada a equação: $2\,C\ell_2O_5 \longrightarrow 2\,C\ell_2 + 5\,O_2$, pedem-se:

a) a proporção volumétrica;

b) o volume do oxigênio obtido a partir de 12 L de $C\ell_2O_5$, ambos a *P* e *T* constantes.

36 2 litros de oxigênio (O_2) transformados em ozônio (O_3), sob pressão e temperatura constantes, produzirão, aproximadamente:

a) 1,0 L b) 1,3 L c) 1,5 L d) 2,0 L e) 3,0 L

37 (UMC-SP) Se uma amostra contém 100 moléculas de gás hidrogênio, para que haja a reação química: $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$, quantas moléculas de oxigênio são necessárias e quantas moléculas de água são produzidas?

38 (Ufes) Num sistema a uma determinada pressão e temperatura, dois gases, *A* e *B*, inodoros e incolores, reagem entre si na proporção de 1 volume de *A* para 3 volumes de *B*, gerando 2 volumes de um gás irritante, *C*.
Quando 3 volumes do gás *A* e 6 volumes do gás *B* forem submetidos às mesmas condições, o volume final do sistema será:

a) 2 volumes b) 3 volumes c) 5 volumes d) 8 volumes e) 9 volumes

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 293 6/7/05, 14:57

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

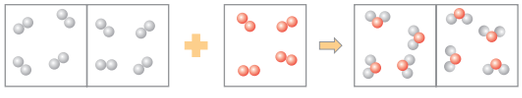
39 (Fuvest-SP) Em um artigo publicado em 1808, Gay-Lussac relatou que dois volumes de hidrogênio reagem com um volume de oxigênio, produzindo dois volumes de vapor de água (volumes medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura).
Em outro artigo, publicado em 1811, Avogadro afirmou que volumes iguais, de quaisquer gases, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.
Dentre as representações abaixo, a que está de acordo com o exposto e com as fórmulas moleculares atuais do hidrogênio e do oxigênio é:

= hidrogênio
= oxigênio

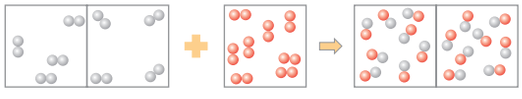
a)



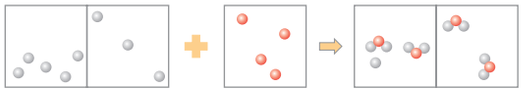
b)



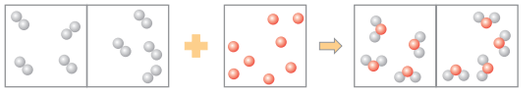
c)



d)



e)



40 (Unicamp-SP) O princípio de Avogadro estabelece que: "gases quaisquer, ocupando o mesmo volume, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas". Considere volumes iguais de CO, CO_2, C_2H_4 e H_2, todos à mesma temperatura e pressão. Pergunta-se: onde há maior número de átomos de:
a) oxigênio?
b) carbono?
c) hidrogênio?
Justifique suas respostas.

41 (PUC-PR) Aplicando a lei de Gay-Lussac, das combinações em volume, qual a contração em volume experimentada na reação abaixo, mantendo-se constantes as condições de pressão e temperatura para os reagentes e produtos, todos gasosos?

$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

a) 100%
b) 60%
c) 50%
d) 30%
e) 20%

42 (Fuvest-SP)

I. $2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$
II. $CO + O_3 \longrightarrow CO_2 + O_2$
III. $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO$
IV. $SO_2 + \frac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow SO_3$

Estão representadas acima quatro reações em fase gasosa. Quais delas causam variação de pressão quando efetuadas em recipientes fechados?
a) I e II
b) I e III
c) I e IV
d) II e III
e) II e IV

43 (UFSE) Em uma experiência, verificou-se que a decomposição de 2 L do composto $AsC\ell_x$, gasoso, produziu As sólido e 3 L de $C\ell_2$ gasoso. Qual o valor de x? (Dados: os volumes gasosos foram medidos nas mesmas condições de P e T.)
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

12 VOLUME MOLAR

De modo muito amplo, chama-se **volume molar** o volume ocupado por **1 mol** de uma substância qualquer, em determinadas condições de pressão e de temperatura.

É interessante notar, porém, que o volume ocupado por 1 mol de um sólido ou de um líquido varia muito de uma substância para outra. No entanto, o volume ocupado por **1 mol** de **qualquer gás é sempre o mesmo**, em determinadas pressão e temperatura. É fácil entender esse fato, pois 1 mol contém sempre o mesmo número de partículas; nos gases o mesmo número de partículas é encontrado em volumes iguais (a P e T constantes). Conseqüentemente, 1 mol de qualquer gás ocupa sempre o mesmo volume, que é o chamado **volume molar**. Assim, vem a definição:

> **Volume molar** (V_M) dos gases é o volume ocupado por **1 mol** de qualquer gás, em determinada pressão e temperatura.

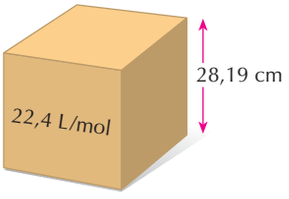
O volume molar independe da natureza do gás, mas varia com a pressão e a temperatura.

Verifica-se experimentalmente que, nas condições normais de pressão e temperatura (CNPT), o volume molar é **22,4 L/mol**:

$$V_M = 22{,}4\ \text{L/mol (CNPT)}$$

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 294 29/5/05, 20:45

Esse volume corresponde ao de um cubo com aresta aproximadamente igual a 28,19 cm.



Para calcular o volume molar em qualquer outra condição de pressão e temperatura, bastará aplicar a equação geral dos gases. Por exemplo: qual é o volume molar a 700 mmHg e 27 °C?

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \Rightarrow \frac{700 \cdot V}{300} = \frac{760 \cdot 22,4}{273} \Rightarrow V = 26,7 \text{ L/mol}$$

O usual, no entanto, é falarmos no **volume molar nas condições normais** — tanto que alguns autores chamam de volume molar apenas o volume de 22,4 L, que só se aplica a 0 °C e 760 mmHg.

Com o conhecimento do volume molar dos gases, podemos perceber como é enorme a diferença de volume de uma mesma quantidade de uma substância, conforme ela esteja no estado sólido, no líquido ou no gasoso. Por exemplo, nas CNPT, 1 mol (isto é, 18 g de água) ocupa praticamente: 18 mL no estado sólido; 18 mL no estado líquido; e 22.400 mL no estado gasoso. Note que este último é um volume cerca de 1.245 vezes maior que os dois primeiros.

É por isso que nunca devemos aquecer sólidos ou líquidos em recipientes fechados; a passagem brusca da substância para o estado gasoso pode significar uma explosão violenta.

13 EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

Foi visto na página 286 que, para uma **massa constante** de um **mesmo gás**, vale sempre a relação:

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

Isso significa que, por mais que variem o volume (V), a pressão (P) e a temperatura absoluta (T), a fração $\frac{PV}{T}$ **permanece constante**. Matematicamente, essa idéia pode também ser traduzida assim:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} = \frac{P_3V_3}{T_3} = \ldots = \frac{P_0V_0}{T_0} = \text{constante}$$

Vamos então calcular o valor dessa constante, supondo que tivéssemos 1 mol de gás nas condições normais de pressão (P_0 = 1 atm) e temperatura (T_0 = 273 K). Já sabemos que **1 mol de qualquer gás**, nessas condições, ocupa o **volume molar** (V_0 = **22,4 litros/mol**). Conseqüentemente, teremos:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{1 \cdot 22,4}{273} = 0,082 \ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Esse valor (0,082) é **constante para 1 mol de quaisquer gás, em quaisquer pressão e temperatura** (relembre que, se P e T variarem, V irá também variar, mas $\frac{PV}{T}$ permanecerá constante). Por esse motivo, o valor 0,082 recebeu o nome de **constante universal dos gases perfeitos**, sendo representado habitualmente pela letra ***R***.

Generalizando, diremos que:

se para 1 mol de gás, temos $\frac{PV}{T} = R$, então:

- para 2 mols de gás, teremos $\frac{PV}{T} = 2R$
- para 3 mols de gás, teremos $\frac{PV}{T} = 3R$
- para n mols de gás, teremos $\frac{PV}{T} = nR$

Desta última expressão concluímos que:

$$PV = nRT$$

Benoit Pierre Émile Clapeyron

Cientista francês, nasceu em Paris, em 1799, e faleceu na mesma cidade, em 1864. Projetou e dirigiu a construção de várias ferrovias. Contribuiu muito para o desenvolvimento da Termodinâmica, tendo complementado os trabalhos de Carnot sobre os fatores envolvidos na produção da energia mecânica pelo calor.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 295 29/5/05, 20:45

Esta equação é conhecida como **equação de Clapeyron** ou **equação geral dos gases** ou, ainda, **equação de estado dos gases** e, evidentemente, só se aplica aos **gases perfeitos**.

Tendo em vista que: $n = \frac{m}{M}$

podemos também escrevê-la assim: $PV = \frac{m}{M}RT$

Nestas expressões, temos:
P = pressão do gás;
V = volume do gás;
n = quantidade do gás, em mols;
m = massa do gás, em gramas;
M = massa molar do gás;
R = constante universal dos gases perfeitos;
T = temperatura do gás, medida na **escala absoluta** ou **Kelvin**.

É muito importante, no entanto, observarmos o seguinte: quando calculamos R, encontramos o valor 0,082 **usando a pressão em atmosferas e o volume em litros**. Se adotarmos outras unidades para P e V, é evidente que R assumirá valores diferentes; de fato, vamos repetir o cálculo da página anterior, **sempre considerando 1 mol de gás**:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{1\text{ atm} \cdot 22{,}4\text{ L}}{273\text{ K}} \Rightarrow R = 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{760\text{ mmHg} \cdot 22{,}4\text{ L}}{273\text{ K}} \Rightarrow R = 62{,}3\ \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{760\text{ mmHg} \cdot 22.400\text{ mL}}{273\text{ K}} \Rightarrow R = 62.300\ \frac{\text{mmHg} \cdot \text{mL}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

No Sistema Internacional de Unidades (SI), isto é, com a pressão em **pascals** (Pa) e o volume em **metros cúbicos** (m^3), teremos:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{101.325\text{ Pa} \cdot 0{,}0224\text{ m}^3}{273\text{ K}} \Rightarrow R = 8{,}314\ \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Note que ***R* é constante mesmo quando se troca o gás; mas seu valor numérico muda, sem dúvida, de acordo com cada unidade**.

É evidente que iremos usar este ou aquele valor numérico de R, dependendo das unidades utilizadas no problema que iremos resolver; se a pressão for dada em **atmosferas** e o volume em **litros**, usamos $R = 0{,}082$; se a pressão for dada em **milímetros de mercúrio** e o volume em **litros**, usamos $R = 62{,}3$; e assim por diante.

Sem dúvida, a equação de Clapeyron é a equação mais completa que existe para os gases perfeitos. Ela, sozinha, substitui todas as fórmulas vistas até agora; além disso, essa equação representa, sem dúvida, o melhor caminho para se transformar **massa** em **volume gasoso**, ou vice-versa. Por exemplo: qual é o volume ocupado por 48 g de metano (CH_4) a 27 °C e 1,64 atm? (Massas atômicas: H = 1; C = 12)

Resolução:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow 1{,}64 \cdot V = \frac{48}{16} \cdot 0{,}082 \cdot 300 \Rightarrow \boxed{V = 45\text{ L}}$$

Note que utilizamos $R = 0{,}082$, uma vez que a pressão foi dada em **atmosferas**; em conseqüência, o volume final resultou em **litros**. Enfim, o principal cuidado na utilização da equação de Clapeyron é ter **todas as grandezas em unidades concordantes com as unidades de *R***.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 296 29/5/05, 20:46

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que é volume molar de um gás?

b) O que é constante universal dos gases perfeitos?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Observação: Utilize as massas atômicas que forem necessárias, bem como os valores do volume molar e da constante *R*.

Exercício resolvido

44 Qual é o volume ocupado por 19 g de flúor (F_2) a 27 °C e 1,64 atm?

1ª resolução

A massa atômica do elemento flúor é 19 u. Portanto, a massa molar do F_2 é: $2 \cdot 19\ g = 38\ g$. Aplicando a equação de Clapeyron, temos:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow 1{,}64 \cdot V = \frac{19}{38} \cdot 0{,}082 \cdot (273 + 27)$$

Assim sendo, calculamos: $\boxed{V = 7{,}5 \text{ litros}}$

2ª resolução

Cálculo do volume do flúor nas CNPT:

$$\left.\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } F_2 = 38\ g & \text{———} & 22{,}4 \text{ L (CNPT)} \\ 19\ g & \text{———} & V_0 \end{array}\right\} \quad V_0 = 11{,}2 \text{ L de } F_2 \text{ (CNPT)}$$

Transformação do volume para as condições pedidas no problema:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \Rightarrow \frac{1 \cdot 11{,}2}{273} = \frac{1{,}64 \cdot V}{(273 + 27)} \Rightarrow \boxed{V = 7{,}5 \text{ litros}}$$

Conclusão: em quase todos os problemas deste tipo, há dois caminhos de resolução — aplica-se diretamente a equação de Clapeyron ou usa-se o volume molar e a relação $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$. O segundo caminho tem vantagem quando o volume do gás é dado (ou pedido) nas mesmas condições de pressão e temperatura em que se encontra o volume molar.

45 (FEI-SP) Nas condições normais de pressão e temperatura (CNPT), o volume ocupado por 10 g de monóxido de carbono (CO) é de:
(Dados: C = 12 u, O = 16 u e volume molar = 22,4 L.)

a) 6,0 L b) 8,0 L c) 9,0 L d) 10 L e) 12 L

46 (Mackenzie-SP) Nas CNPT, um mol de dióxido de nitrogênio (NO_2) ocupa 22,4 litros (massas molares, em g/mol: N = 14; O = 16). O volume ocupado por 322 g de NO_2, nas mesmas condições, é igual a:

a) 156,8 litros. b) 268,8 litros. c) 14,37 litros. d) 0,069 litros. e) 163,9 litros.

47 (UCSal-BA) Que volume ocupam 100 mols de oxigênio nas condições ambiente de temperatura e pressão? (Volume molar de gás nas condições ambiente de temperatura e pressão = 25 L/mol)

a) 0,25 L b) 2,5 L c) $2{,}5 \cdot 10^2$ L d) $2{,}5 \cdot 10^3$ L e) $2{,}5 \cdot 10^4$ L

Exercício resolvido

48 Qual é a temperatura de um gás, sabendo-se que 2,5 mols desse gás ocupam o volume de 50 L à pressão de 1.246 mmHg na referida temperatura?

Resolução

Usando $R = 62{,}3$, já que a pressão está em **mmHg** e o volume em **litros**, temos:

$$PV = nRT \Rightarrow T = \frac{PV}{nR} = \frac{1.246 \cdot 50}{2{,}5 \cdot 62{,}3} \Rightarrow T = 400 \text{ K}$$

$$T = \theta + 273 \Rightarrow \theta(°C) = 400 - 273 \Rightarrow \boxed{\theta = 127\ °C}$$

49 (FMIt-MG) 8,2 litros de um gás estão submetidos a uma pressão de 5 atm, e do mesmo utilizou-se 0,8 mol.

Considerando $R = 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$, calcular sua temperatura:

a) 256 °C b) 625 °C c) 352 °C d) 425 °C e) 532 °C

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 297 29/5/05, 20:46

50 (UCSal-BA) À temperatura de 25 °C, um cilindro de aço com volume disponível de 24,5 L contém 5,0 mols de dióxido de carbono. Que pressão interna esse cilindro está suportando? (Dados: volume molar de gás a 1,0 atm e 25 °C igual a 24,5 L/mol.)
a) 1,0 atm b) 5,0 atm c) 10 atm d) 15 atm e) 20 atm

51 (UFCE-CE) As pesquisas sobre materiais utilizados em equipamentos esportivos são direcionadas em função dos mais diversos fatores. No ciclismo, por exemplo, é sempre desejável minimizar o peso das bicicletas, para que se alcance o melhor desempenho do ciclista. Dentre muitas, uma das alternativas a ser utilizada seria inflar os pneus das bicicletas com o gás hélio (He), por ser bastante leve e inerte à combustão. $\left(\text{Constante universal dos gases: } R = 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)$. A massa de hélio, necessária para inflar um pneu de 0,4 L de volume, com a pressão correspondente a 6,11 atm, a 25 °C, seria:
a) 0,4 g b) 0,1 g c) 2,4 g d) 3,2 g e) 4,0 g

52 (UFPE) No comércio se encontra o oxigênio, comprimido à pressão de 130 atm, em cilindros de aço de 40 L. Quantos quilogramas de oxigênio existem no cilindro? (Peso atômico do oxigênio = 16; temperatura ambiente = 25 °C)
a) 5,2 b) 2,1 c) 19,7 d) 6,8 e) 3,4

Exercício resolvido

53 (UFRN) Uma amostra de uma substância pesando 0,08 g desloca 30 cm^3 de ar, medidos a 27 °C e pressão de 720 mmHg. Determine a massa molecular da substância. $\left(\text{Dado: } R = 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}.\right)$

Resolução

Em certos aparelhos de laboratório, mede-se o volume de um gás pelo "deslocamento" de ar que ele produz. Nesta questão, os "30 cm^3 de ar" deslocados correspondem ao próprio volume do gás em estudo. Pela equação de Clapeyron, temos:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow \left(\frac{720}{760}\right) \cdot \left(\frac{30}{1.000}\right) = \frac{0{,}08}{M} \cdot 0{,}082 \cdot (273 + 27)$$

Assim, $M = 69{,}24$ g; portanto, a massa molecular é igual a $\boxed{69{,}24\ \text{u}}$.

Veja que dividimos 720 por 760 para converter a pressão para **atm** e dividimos 30 por 1.000 para converter o volume para **litros**, em respeito às unidades de *R*.

54 (Cesgranrio-RJ) Um estudante coletou 0,16 g de um determinado gás, a 300 K, em um recipiente de 150 mL, e verificou que a pressão do gás era de 0,164 atm. (Nota: considere o gás ideal.) A partir desses dados, pode-se afirmar que a massa molecular desse gás é:
a) 2 b) 8 c) 16 d) 32 e) 160

Exercício resolvido

55 Qual é o número de moléculas existentes em 5,6 L de um gás qualquer, medido nas condições normais de pressão e temperatura?

Resolução

Podemos estabelecer a seguinte regra de três:

1 mol ocupa 22,4 L (CNPT) ——— $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas
5,6 L (CNPT) ——— x

$\Rightarrow \boxed{x \simeq 1{,}5 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}$

56 Calcule o volume (em mL) ocupado por $3{,}01 \cdot 10^{21}$ moléculas de gás amônia (NH_3) nas CNPT.

Exercício resolvido

57 (UMC-SP) Calcule em que temperatura (em °C) $3{,}69 \cdot 10^{20}$ moléculas de metano (1 mol = 16,0 g) exercem a pressão de 570 mmHg, quando ocupam o volume de 20,0 mL. $\left(\text{Dados: } R = 62{,}4\ \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}};\ \text{e } N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}.\right)$

Resolução

Cálculo do volume ocupado, nas CNPT, pelo número de moléculas dado no problema:

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas ——— 1 mol ocupa 22.400 mL (CNPT)
$3{,}69 \cdot 10^{20}$ moléculas ——— V_0

$\Rightarrow \boxed{V_0 = 13{,}73\ \text{mL (CNPT)}}$

Cálculo da temperatura pedida:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \Rightarrow \frac{760 \cdot 13{,}73}{273} = \frac{570 \cdot 20}{T} \Rightarrow T \simeq 298\ \text{K}$$

E, portanto: $\theta = 298 - 273 \Rightarrow \boxed{\theta = 25\ °\text{C}}$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

58 (UFRGS-RS) Há legislações que determinam que seja estabelecido um "nível de emergência" quando a concentração de monóxido de carbono atinja o valor de $4{,}6 \cdot 10^4$ µg de CO por metro cúbico de ar. Ao se estabelecer o "nível de emergência", o número de moléculas presente em cada metro cúbico de ar é, aproximadamente:
a) 10^4 b) 10^{12} c) 10^{17} d) 10^{21} e) 10^{23}

Exercício resolvido

59 Dois recipientes contêm, respectivamente, 0,5 mol de metano e 1,5 mol de monóxido de carbono. Sabe-se que esses gases estão submetidos à mesma temperatura e pressão. Se o volume do metano é 9 L, qual é o volume do monóxido de carbono?

Resolução

São muito comuns os problemas que comparam dois recipientes ou dois gases ou dois estados, enfim, duas situações diferentes. Esses problemas do "tipo comparativo" podem, em geral, ser resolvidos escrevendo-se a **equação de Clapeyron duas vezes**, uma para cada situação e, a seguir, dividindo-se uma equação pela outra, para efetuar o cancelamento dos valores iguais. No caso presente, temos:

- para o metano: $PV_1 = n_1RT$
- para o monóxido de carbono: $PV_2 = n_2RT$

(não colocamos índices em P, R e T, pois são iguais para os dois gases)

Dividindo membro a membro, temos:

$$\frac{\cancel{P}V_1}{\cancel{P}V_2} = \frac{n_1\cancel{RT}}{n_2\cancel{RT}} \quad \text{ou} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

Substituindo: $\frac{9}{V_2} = \frac{0{,}5}{1{,}5} \Rightarrow \boxed{V_2 = 27 \text{ L}}$

60 (FEI-SP) A uma dada temperatura e pressão, um balão contém 42 g de nitrogênio. Depois de completamente esvaziado, introduz-se no mesmo balão, à mesma temperatura, uma certa quantidade de etileno (C_2H_4), de maneira a obter a mesma pressão anterior. (Dados: N = 14; C = 12; H = 1.) Qual a quantidade de etileno introduzida?
a) 22,4 g c) 42 g e) 84 g
b) 28 g d) 56 g

61 (FGV-SP) Dois gases ideais ocupam os balões *A* e *B*. Conhecendo-se as relações:

$$V_A = 2V_B$$
$$p_A = 2p_B$$
$$5T_A = T_B$$

e que o número de mols de *B* é igual a 20, concluímos que o número de mols de *A* é:
a) 400 c) 0,0025 e) 0,025
b) 40 d) 1

62 (Faap-SP) Com o objetivo de determinar a massa molecular de um gás *A*, um pesquisador introduziu em um recipiente de volume *V*, que se encontrava inicialmente vazio, 15,0 g do referido gás e observou o surgimento de uma pressão *P*, sob a temperatura *T*. A seguir, utilizando outro recipiente de volume igual ao do primeiro, verificou que era necessário introduzir a massa de 1,0 g de H_2 para que, na mesma temperatura, fosse gerada a mesma pressão observada no primeiro recipiente. Calcule a massa molecular do gás em estudo. (Dado: H = 1.)

63 (PUC-SP) Para a realização de um experimento, será necessário encher de gás um balão de 16,4 L que a 127 °C suporta a pressão máxima de 2,0 atm. Nessas condições, a quantidade mais adequada para encher o balão é:
a) 10 g de hidrogênio (H_2).
b) 24 g de metano (CH_4).
c) 45 g de etano (C_2H_6).
d) 64 g de dióxido de enxofre (SO_2).
e) 78 g de acetileno (C_2H_2).

64 (Fuvest-SP) Têm-se três cilindros de volumes iguais e à mesma temperatura, com diferentes gases. Um deles contém 1,3 kg de acetileno (C_2H_2), o outro 1,6 kg de óxido de dinitrogênio (N_2O) e o terceiro, 1,6 kg de oxigênio (O_2). Comparando-se as pressões dos gases nesses três cilindros, verifica-se que:
a) são iguais apenas nos cilindros que contêm C_2H_2 e O_2.
b) são iguais apenas nos cilindros que contêm N_2O e O_2.
c) são iguais nos três cilindros.
d) é maior no cilindro que contém N_2O.
e) é menor no cilindro que contém C_2H_2.

Dados: Massas molares (g/mol): C_2H_2 — 26; N_2O — 44; O_2 — 32

65 (UFU-MG) Em condições idênticas de pressão e temperatura, isolam-se as seguintes amostras gasosas:
I. 10 L de xenônio;
II. 20 L de cloro;
III. 30 L de butano (C_4H_{10});
IV. 40 L de dióxido de carbono;
V. 50 L de neônio.
A amostra com maior massa, expressa em gramas, é a:
a) I b) II c) III d) IV e) V

Exercício resolvido

66 Dois recipientes de mesmo volume estão abertos e possuem, respectivamente, 2,5 mols de O_2 e 4 mols de CO_2. Se a temperatura do O_2 é de 47 °C, qual é a temperatura do CO_2?

Resolução

Quando se fala em recipiente aberto, significa que a pressão exercida sobre o gás é a pressão externa. Conclui-se, portanto, que a pressão é a mesma nos dois recipientes. Temos, então:

- para o O_2: $PV = n_1RT_1$
- para o CO_2: $PV = n_2RT_2$

(não colocamos índices em P, V e R, por serem iguais para os dois gases)

Dividindo membro a membro, temos:

$$\frac{\cancel{PV}}{\cancel{PV}} = \frac{n_1\cancel{R}T_1}{n_2\cancel{R}T_2} \quad \text{ou} \quad n_1T_1 = n_2T_2$$

Substituindo: $2{,}5 \cdot 320 = 4T_2 \Rightarrow T_2 = 200 \text{ K}$

$$\theta_2 = 200 - 273 \Rightarrow \boxed{\theta_2 = -73 \text{ °C}}$$

67 A pressão barométrica num local é de 0,8 atm. São recolhidos, em um tubo fechado, 4 g de um gás. Verifica-se que a pressão interna é de 3,2 atm. Se abrirmos o tubo na mesma temperatura, qual a massa de gás que se perderá?

68 (Unb-DF) A temperatura a que devemos aquecer uma caldeira aberta, com capacidade de 50 litros, para que saia metade da massa de ar nela contida a 27 °C é:
a) 54 °C c) 327 °C e) 627 °C
b) 227 °C d) 600 °C

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 299 29/5/05, 20:47

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

69 (UFRGS-RS) Um extintor de incêndio contém 4,4 kg de CO_2. O volume máximo de gás que é liberado na atmosfera, a 27 °C e 1 atm, é, em litros:
a) 0,229 c) 24,6 e) 2.460
b) 2,46 d) 229,4

70 (Unifor-CE) A 25 °C e 1 atm, verifica-se que 0,2 mol de gás carbônico ocupa 4,90 L. Nessas condições, qual o volume molar do gás?
a) 4,90 L c) 11,2 L e) 24,5 L
b) 9,80 L d) 22,4 L

71 (PUC-RJ) Nitrogênio (N_2) tem sido oferecido em alguns postos de gasolina como uma alternativa para encher pneus, no lugar de ar (o oxigênio do ar, a altas pressões, diminui a vida útil dos pneus).


EDUARDO SANTALIESTRA

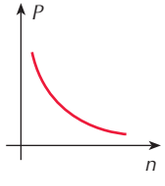
Nitrogênio sendo utilizado para encher pneus, num posto de gasolina.

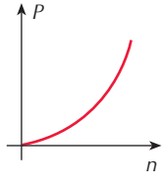
Encheu-se um pneu, na temperatura ambiente (25 °C), com nitrogênio, de modo que todo seu volume (20 litros) foi preenchido até uma pressão de 5 atmosferas.

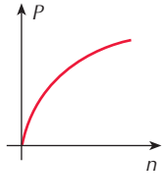
$\left(\text{Dado: } R = 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}.\right)$

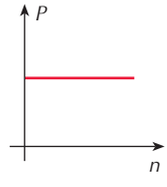
a) Qual a massa de N_2 introduzida no pneu?
b) Se, ao começar a rodar, a temperatura do pneu aumentar para 60 °C, sem que haja mudança no seu volume, qual a nova pressão no seu interior?

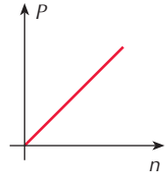
72 (UFV-MG) Qual é a opção que pode representar a variação da pressão (*P*) como função do número de mol (*n*) de um gás ideal mantendo o volume e a temperatura constantes?

a) 

b) 

c) 

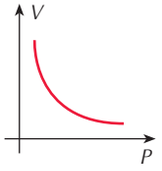
d) 

e) 

73 (UFMT) Um gás pode ser definido como uma substância que se expande espontaneamente para preencher uniforme e completamente o recipiente onde se encontra. Diversas variáveis podem ser usadas para descrever esse estado da matéria, porém a pressão, o volume e a temperatura são especialmente utilizados. Em relação a essas variáveis, julgue os itens.

(0) No sistema internacional (SI), as unidades para as variáveis de estado pressão, volume e temperatura são respectivamente Pa (pascal = $N \cdot m^{-2}$), m^3 (metro cúbico) e K (Kelvin).

(1) O gráfico ao lado representa o comportamento de um gás ideal à temperatura constante, onde PV = constante.



(2) Se os dois recipientes abaixo estiverem à mesma *P* (pressão) e *T* (temperatura), a quantidade de matéria em *A* será a metade da quantidade de matéria em *B*.



(3) 4 mols de um gás ideal a 3,10 kPa de pressão e a uma temperatura de 298 K ocuparão um volume de 4.197,0 dm^3.

$\left(\text{Dado: } R = 8{,}314512\ \frac{\text{kPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}.\right)$

74 (Cesgranrio-RJ) 0,8 g de uma substância no estado gasoso ocupa um volume de 656 mL a 1,2 atm e 63 °C. A que substância correspondem esses dados?
a) O_2 b) N_2 c) H_2 d) CO_2 e) $C\ell_2$

75 (Mackenzie-SP) 355 g de um certo gás X_n ocupam 112,0 L medidos nas CNPT. Se o peso atômico de *X* é 35,5 u, então o gás tem fórmula molecular:
a) X_{10} b) X_8 c) X_4 d) X_3 e) X_2

76 (PUC-PR) O número de átomos de oxigênio existentes em 1 mol de ozônio (O_3) à temperatura de 298 K e 1,2 atm de pressão, é:
a) $3{,}2 \cdot 10^{25}$ c) $1{,}8 \cdot 10^{24}$ e) $1{,}2 \cdot 10^{23}$
b) $2{,}24 \cdot 10^{19}$ d) $3{,}2 \cdot 10^{26}$

77 (EEM-SP) Um balão contém 1,6 g de metano (CH_4) em determinadas pressão e temperatura. Qual será a massa de hidrazina (N_2H_4) a ser posta no mesmo balão, para, na mesma temperatura, se ter a mesma pressão? (Dados: H = 1; C = 12; N = 14.)

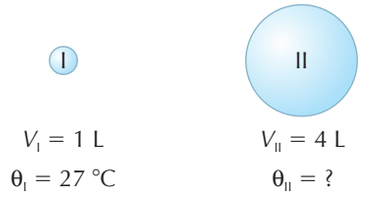
78 (Ceeteps-SP) 22 g de um certo gás ocupam, nas mesmas condições de temperatura e pressão, volume igual ao ocupado por 14 g de N_2.
Considere as seguintes substâncias gasosas e suas respectivas massas molares (*M*):

Substância	CO	N_2	NO	CO_2	C_2H_6	C_3H_8
M (g/mol)	28	28	30	44	30	44

O gás em questão pode ser:
a) CO_2 ou C_3H_8 c) CO ou CO_2 e) apenas CO
b) C_2H_6 ou C_3H_8 d) NO ou C_2H_6

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

79 (Cesgranrio-RJ) Os dois balões abaixo representados contêm a mesma substância pura na fase gasoso e estão sob a mesma pressão.



Qual a temperatura em kelvin no balão II, se ele contém o triplo da massa de gás contida no balão I?
a) 36
b) 127
c) 300
d) 309
e) 400

80 (UFRGS-RS) Dois recipientes idênticos, mantidos na mesma temperatura, contêm o mesmo número de moléculas gasosas. Um dos recipientes contém hidrogênio, enquanto o outro contém hélio. Qual das afirmações abaixo está correta?
a) A massa de gás em ambos os recipientes é idêntica.
b) A pressão é a mesma nos dois recipientes.
c) Ambos os recipientes contêm o mesmo número de átomos.
d) A massa gasosa no recipiente que contém hidrogênio é o dobro da massa gasosa no recipiente que contém hélio.
e) A pressão no recipiente que contém hélio é o dobro da pressão no recipiente que contém hidrogênio.

81 (PUC-SP) Um cilindro de 8,2 L de capacidade contém 320 g de gás oxigênio a 27 °C. Um estudante abre a válvula do cilindro deixando escapar o gás até que a pressão seja reduzida para 7,5 atm. Supondo-se que a temperatura permaneça constante, a pressão inicial no cilindro e a massa de gás liberada serão, respectivamente:
a) 30 atm e 240 g
b) 30 atm e 160 g
c) 63 atm e 280 g
d) 2,7 atm e 20 g
e) 63 atm e 140 g

82 (UFPA) A temperatura a que deve ser aquecido um gás contido em um recipiente aberto, inicialmente a 25 °C, de tal modo que nele permaneça $\frac{1}{5}$ das moléculas nele inicialmente contidas é:
a) 1.217 °C
b) 944 °C
c) 454 °C
d) 727 °C
e) 125 °C

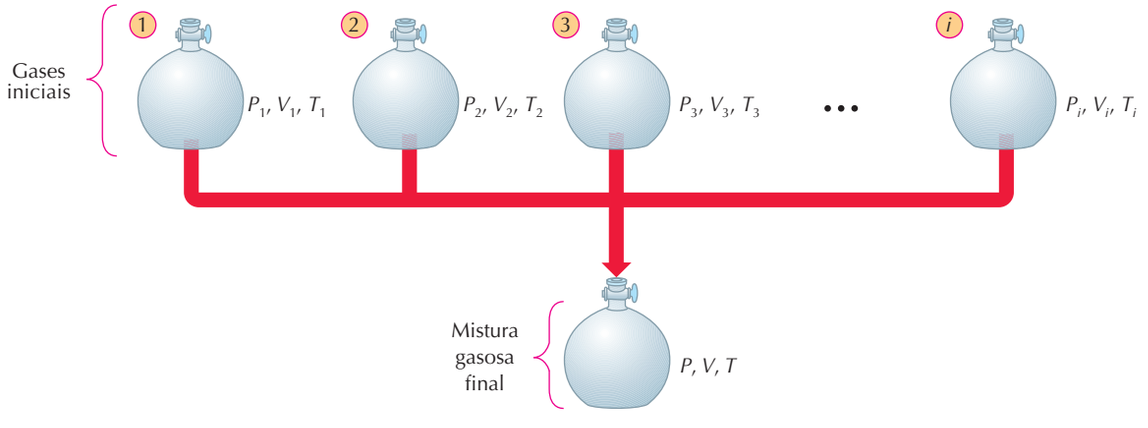
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

14 MISTURAS GASOSAS

14.1. Conceitos gerais

Misturas gasosas são muito freqüentes em nosso dia-a-dia. O ar atmosférico, formado principalmente por N_2 e O_2, é sem dúvida a mistura gasosa mais comum. O "gás de cozinha" é uma mistura formada principalmente pelos gases butano (C_4H_{10}) e propano (C_3H_8). Nos cilindros dos mergulhadores, muitas vezes, o oxigênio é misturado com o gás hélio. E assim por diante.

Podemos imaginar a formação de uma mistura gasosa da seguinte maneira:



Temos inicialmente vários gases, em recipientes separados (1, 2, 3, ..., i). Evidentemente cada gás terá seu próprio volume (V_1, V_2, V_3, ..., V_i), sua própria pressão (P_1, P_2, P_3, ..., P_i) e sua própria temperatura (T_1, T_2, T_3, ..., T_i). A seguir, todos os gases são misturados em um único recipiente, de volume V, mantido à temperatura T. O que acontece? Pelo que será explicado a seguir, podemos antecipar que, **se os gases são perfeitos e não reagem entre si, a mistura se comportará como se fosse um gás único, obedecendo às mesmas leis e fórmulas já vistas para os gases isolados.**

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 301 29/5/05, 20:47

a) Relação entre os gases iniciais e a mistura final

Não havendo perda de gases durante a mistura, podemos dizer que:

> Na mistura final, a quantidade total de mols é a soma das quantidades de mols de todos os gases iniciais.

Matematicamente:

$$\Sigma n = n_1 + n_2 + \ldots + n_i$$

Para o primeiro gás, temos: $P_1V_1 = n_1RT_1$ ou $n_i = \frac{P_1V_1}{RT_1}$. Para os demais gases, temos relações idênticas. Na soma dessas expressões teremos, para a mistura final:

$$PV = (\Sigma n)RT \quad \text{e} \quad \frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1} + \frac{P_2V_2}{T_2} + \ldots + \frac{P_iV_i}{T_i}$$

b) Situação dentro da mistura final

Vamos supor que apenas o primeiro gás ocupasse todo o recipiente final, de volume V e temperatura T; evidentemente, o gás 1 assumiria uma pressão p_1, que é a chamada **pressão parcial** do gás 1. Disso resulta a seguinte definição:

> Em uma mistura gasosa, **pressão parcial** de um gás é a pressão que esse gás exerceria se estivesse sozinho, ocupando o volume total da mistura e na mesma temperatura em que a mistura se encontra.

Não confunda a pressão parcial do gás ① dentro da mistura (que vamos chamar por p_1 minúsculo) com a pressão que esse gás possuía antes de entrar para a mistura (P_1 maiúsculo). Evidentemente tudo o que acabamos de dizer para o gás ① vale para os demais gases da mistura.

A **lei de Dalton** para misturas gasosas diz que:

> A pressão total de uma mistura gasosa é a soma das pressões parciais de todos os gases componentes da mistura.

Matematicamente:

$$P = p_1 + p_2 + p_3 + \ldots + p_i \quad \text{ou} \quad P = \Sigma p$$

AS PRESSÕES PARCIAIS EM NOSSO ORGANISMO

Um exemplo da importância das pressões parciais ocorre em nossa respiração. O sangue arterial leva O_2 dos pulmões para as células de nosso organismo. Em sentido inverso, o sangue venoso retorna com o CO_2 liberado pelo metabolismo das células. Esse trânsito de gases é facilitado pelas diferenças das pressões parciais do O_2 e do CO_2 no sangue e nos tecidos.

Essa oxigenação do sangue pode se tornar crítica no caso de mergulhadores ou de alpinistas, que usam então cilindros com misturas gasosas enriquecidas em oxigênio.



CID

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 302 29/5/05, 20:48

Um conceito análogo ao da pressão parcial é o do *volume parcial*. Por definição:

> Em uma mistura gasosa, **volume parcial de um gás** é o volume que ele irá ocupar estando sozinho e sendo submetido à pressão total e à temperatura da mistura.

Do ponto de vista prático, o conceito de volume parcial corresponde à seguinte idéia: se os gases não se misturassem (como ocorre com os líquidos imiscíveis), cada um ficaria separado dos demais, ocupando uma certa parte do volume total da mistura; essas partes seriam os volumes parciais de cada gás.

A lei que trata dos volumes parciais é a **lei de Amagat**:

> O volume total de uma mistura gasosa é a soma dos volumes parciais de todos os gases componentes da mistura.

Matematicamente:

$$V = v_1 + v_2 + v_3 + \ldots + v_i \quad \text{ou} \quad V = \Sigma v$$

Observe que tudo o que foi dito para **volume parcial** é idêntico ao já dito para **pressão parcial**, bastando trocar as palavras "pressão" por "volume" e vice-versa.

c) Relacionando valores parciais com o valor total

Relacionando a **pressão parcial** do gás ① com a **pressão total** da mistura, temos:

- para o gás ①: $p_1V = n_1RT$
- para a mistura: $PV = (\Sigma n)RT$

$$\Bigg\} \quad \frac{p_1}{P} = \frac{n_1}{\Sigma n}$$

Raciocínio idêntico com o **volume parcial** do gás ① nos dá:

- para o gás ①: $Pv_1 = n_1RT$
- para a mistura: $PV = (\Sigma n)RT$

$$\Bigg\} \quad \frac{v_1}{V} = \frac{n_1}{\Sigma n}$$

A fração $\frac{n_1}{\Sigma n}$ é chamada de **fração em mols** (antigamente **fração molar**) do gás ① e representada por x_1. Evidentemente o que foi dito para o gás ① vale também para todos os demais gases da mistura. Daí a definição:

> **Fração em mols** (*x*) de um gás é o quociente entre sua quantidade de mols e a quantidade total de mols da mistura.

Também é fácil deduzir que **a soma das frações molares de todos os gases da mistura é igual a 1**:

$$x_1 + x_2 + x_3 + \ldots + x_i = \frac{n_1}{\Sigma n} + \frac{n_2}{\Sigma n} + \frac{n_3}{\Sigma n} + \ldots + \frac{n_i}{\Sigma n} = \frac{\Sigma n}{\Sigma n} = 1$$

Finalizando, vamos reunir todas as relações anteriores escrevendo:

$$x_1 = \frac{n_1}{\Sigma n} = \frac{p_1}{P} = \frac{v_1}{V} = \frac{\%\text{ em volume}}{100\%}$$

A última fração, chamada de **porcentagem em volume** (ou **porcentagem volumétrica**) do gás ① na mistura, resulta da multiplicação do numerador e do denominador da fração $\frac{v_1}{V}$ (chamada de **fração volumétrica**) por 100.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12B-QF1-PNLEM 303 6/7/05, 14:58

MEDIDAS DA POLUIÇÃO

Atualmente há vários gases nocivos que poluem a atmosfera, principalmente nas grandes cidades. Alguns desses gases existem no ar, em quantidades extremamente pequenas. Por isso, é comum que suas concentrações sejam dadas em **ppm** ou em **ppb**:

1 ppm = 1 parte por milhão ($1 : 10^6$)

1 ppb = 1 parte por bilhão ($1 : 10^9$)

Quando se expressam concentrações desse modo, deve-se, ainda, indicar as unidades utilizadas — gramas, litros, mols etc. Assim, por exemplo, quando se diz que há 5 ppm de CO, em mols, no ar, significa que há 5 mols (ou moléculas) de CO em cada 1 milhão de mols (ou moléculas) de ar.



JORGE ARAÚJO / FOLHA IMAGEM

Operação fumaça, realizada pela Cetesb e CPTrans. Na foto, temos um técnico fazendo o controle da fumaça emitida pelos ônibus. São Paulo, SP, 1995.

14.2. Massa molar aparente de uma mistura gasosa

Sabemos que, pesando 22,4 L de um gás, nas condições normais de pressão e de temperatura, resulta a massa molar — e, conseqüentemente, a massa molecular desse gás. Analogamente, pesando 22,4 L de uma mistura gasosa, nas condições normais, resulta um valor que se convencionou chamar de **massa molar aparente** da mistura gasosa. Assim, por exemplo, pesando 22,4 L de ar, nas condições normais, resultam 28,9 gramas, indicando a massa molar aparente do ar como sendo 28,9 u.

A massa molar aparente pode também ser obtida por vários outros caminhos, como, por exemplo:

- para um gás, $n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n}$
- analogamente, para a mistura, $M_{ap.} = \frac{m_{total}}{\Sigma n}$

ou, ainda, podemos dizer que a massa molar aparente é a média ponderada das massas molares dos gases componentes da mistura, tomando-se como "pesos" suas porcentagens em volume (ou porcentagens das suas pressões parciais, ou das suas quantidades de mols, ou das suas frações molares). No caso do ar, por exemplo, temos, em volume, aproximadamente 78% de N_2, 21% de O_2 e 1% de Ar. Massas atômicas: N = 14; O = 16; Ar = 40. Logo:

$$M_{ap.} = \frac{78 \cdot 28 + 21 \cdot 32 + 1 \cdot 40}{100} = \boxed{28{,}96 \text{ u}}$$

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) Em uma mistura gasosa, o que é pressão parcial de um gás?

b) O que é pressão total de uma mistura gasosa?

c) Em uma mistura gasosa, o que é volume parcial de um gás?

d) O que é volume total de uma mistura gasosa?

e) O que é fração em mols de um gás?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

83 Dois recipientes *A* e *B* contêm, respectivamente, O_2 e N_2 a 25 °C e são ligados por uma válvula. O recipiente *A* contém 1,5 L de O_2 a 0,5 atm; o recipiente *B* contém 0,5 L de N_2 a 1,0 atm. Abrindo-se a válvula, os dois gases se misturam. Supondo que a temperatura do conjunto não tenha se alterado, pergunta-se, em relação à mistura final:

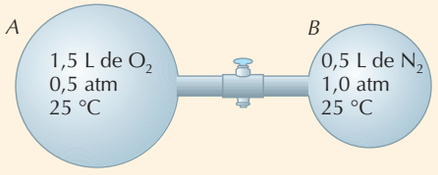
a) Qual é a pressão total?

b) Quais são as frações molares dos dois gases?

c) Quais são suas pressões parciais?

Resolução

É sempre aconselhável fazer um esquema representando a situação do problema. Nesse caso, antes da abertura do registro, tínhamos a seguinte situação demonstrada na figura ao lado.



Após a abertura do registro, os dois gases se misturam e passam a ocupar o volume total de 1,5 L + 0,5 L = 2,0 L, na temperatura de 25 °C, que não se alterou conforme foi dito no enunciado do problema.

Com o auxílio das fórmulas já vistas, temos:

a) **Cálculo da pressão total da mistura final**

$$\frac{P_A V_A}{T_A} + \frac{P_B V_B}{T_B} = \frac{PV}{T} = \frac{0{,}5 \cdot 1{,}5}{\cancel{298}} + \frac{1{,}0 \cdot 0{,}5}{\cancel{298}} = \frac{P \cdot 2{,}0}{\cancel{298}} \Rightarrow \boxed{P = 0{,}625 \text{ atm}}$$

b) **Cálculo das frações molares dos gases**

Calcularemos, inicialmente, a quantidade de mols de cada gás:

- para o O_2: $P_A V_A = n_A R T_A \Rightarrow 0{,}5 \cdot 1{,}5 = n_A \cdot 0{,}082 \cdot 298 \Rightarrow n_A \simeq 0{,}0307$ mol
- para o N_2: $P_B V_B = n_B R T_B \Rightarrow 1{,}0 \cdot 0{,}5 = n_B \cdot 0{,}082 \cdot 298 \Rightarrow n_B \simeq 0{,}0205$ mol

A seguir, podemos obter a quantidade total de mols na mistura:

$$\Sigma n = n_A + n_B = 0{,}0307 + 0{,}0205 \Rightarrow \Sigma n = 0{,}0512 \text{ mol}$$

E, finalmente, calculamos as frações molares:

- para o O_2: $x_A = \frac{n_A}{\Sigma n} = \frac{0{,}0307}{0{,}0512} \Rightarrow \boxed{x_A = 0{,}5996}$
- para o N_2: $x_B = \frac{n_B}{\Sigma n} = \frac{0{,}0205}{0{,}0512} \Rightarrow \boxed{x_B = 0{,}4004}$

Evidentemente: $x_A + x_B = 1$

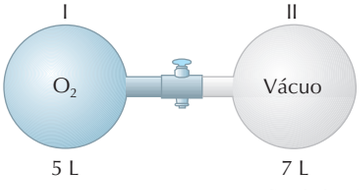
Observação:

No cálculo acima, **não podemos** usar a relação: $x_A = \frac{n_A}{\Sigma n} = \frac{p_A}{P} = \frac{v_A}{v} = \frac{\%\text{ em volume } A}{100\%}$ porque não conhecemos nem as pressões parciais (p_A e p_B) nem os volumes parciais (v_A e v_B) dos gases. É importante perceber que os dados do problema (P_A e P_B) e (V_A e V_B) são as pressões e os volumes dos gases **antes da mistura**, e não suas pressões ou volumes **parciais** (que só existem **após a mistura**).

c) **Cálculo das pressões parciais**

- para o O_2: $p_A = x_A \cdot P \Rightarrow p_A = 0{,}5996 \cdot 0{,}625 \Rightarrow \boxed{p_A \simeq 0{,}375 \text{ atm}}$
- para o N_2: $p_B = x_B \cdot P \Rightarrow p_B = 0{,}4004 \cdot 0{,}625 \Rightarrow \boxed{p_A \simeq 0{,}250 \text{ atm}}$

84 (Uece) A figura mostra dois balões interligados por uma torneira. A interligação tem volume desprezível e no balão I a pressão é de 3 atm.



Abrindo a torneira e mantendo a temperatura constante, a pressão final do sistema será de:

a) 1,25 atm b) 0,80 atm c) 7,20 atm d) 2,14 atm

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 305 6/7/05, 14:59

85 (UFRGS-RS) Se o sistema representado ao lado for mantido a uma temperatura constante e se os três balões possuírem o mesmo volume, após se abrirem as válvulas *A* e *B*, a pressão total nos três balões será:

a) 3 atm c) 6 atm e) 12 atm
b) 4 atm d) 9 atm



86 (Faap-SP) Em um recipiente indeformável, de capacidade igual a 4 L, são colocados 2 L de H_2 medidos a CNPT, juntamente com 3 L de O_2 medidos a 27 °C e 700 mmHg. Calcule a pressão no interior do recipiente, sabendo que, após a mistura dos gases, a temperatura dele é 17 °C.

Exercício resolvido

87 Em um recipiente de 50 L a 127 °C, temos 3,3 g de anidrido carbônico (CO_2), 4,8 g de anidrido sulfuroso (SO_2) e 3,4 g de gás sulfídrico (H_2S). (Massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32) Pedem-se:

a) a pressão total da mistura gasosa;
b) sua composição porcentual em massa;
c) sua composição porcentual em volume;
d) a massa molar aparente da mistura.

Resolução

a) **Cálculo da pressão total da mistura**

$$PV = (\Sigma n)\,RT \Rightarrow PV = (n_1 + n_2 + n_3)\,RT \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P \cdot 50 = \left(\frac{3,3}{44} + \frac{4,8}{64} + \frac{3,4}{34}\right) \cdot 0,082 \cdot 400 \Rightarrow \boxed{P = 0,164 \text{ atm}}$$

b) **Cálculo da composição porcentual da mistura em massa**

A massa total da mistura é 3,3 + 4,8 + 3,4 = 11,5 g. Recaímos, então, num problema simples de cálculo de porcentagens:

- para o CO_2:

11,5 g de mistura	———	100%
3,3 g de SO_2	———	x

$x \simeq \boxed{28,7\% \text{ de } CO_2}$

- para o SO_2:

11,5 g de mistura	———	100%
4,8 g de SO_2	———	y

$y \simeq \boxed{41,7\% \text{ de } SO_2}$

- para o H_2S:

11,5 g de mistura	———	100%
3,4 g de H_2S	———	z

$z \simeq \boxed{29,6\% \text{ de } H_2S}$

A soma das porcentagens é evidentemente igual a 100.

c) **Cálculo da composição porcentual da mistura em volume**

Vimos, na página 303, que:

$$x_1 = \frac{n_1}{\Sigma n} = \frac{\%\text{ em volume}}{100\%} \Rightarrow \%\text{ em volume} = \frac{n_1}{\Sigma n} \cdot 100\%$$

Considerando, então, os valores de n_1, n_2, n_3 e Σn, que já foram calculados no item (a) deste problema, temos:

- para o CO_2: % em volume $= \frac{0,075}{0,25} \cdot 100\% = \boxed{30\% \text{ de } CO_2}$
- para o SO_2: % em volume $= \frac{0,075}{0,25} \cdot 100\% = \boxed{30\% \text{ de } SO_2}$
- para o H_2S: % em volume $= \frac{0,1}{0,25} \cdot 100\% = \boxed{40\% \text{ de } H_2S}$

Observação:

É muito importante você comparar esses resultados com os resultados do item (b) e notar que, na mesma mistura gasosa, **as porcentagens em massa são diferentes das porcentagens em volume**.

d) **Cálculo da massa molar aparente da mistura**

Já vimos, na página 304, que: $M_{ap.} = \frac{m_{total}}{\Sigma n}$

Tomando, então, os valores calculados nos itens anteriores, temos:

$$M_{ap.} = \frac{11,5}{0,25} \Rightarrow \boxed{M_{ap.} = 46 \text{ g/mol}}$$

Evidentemente, esse resultado é uma média ponderada entre as massas moleculares do CO_2 (44), do SO_2 (64) e do H_2S (34).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 306 29/5/05, 20:54

88 (Vunesp) Qual é a pressão, em atmosferas, exercida por uma mistura de 1,0 g de H_2 e 8,0 g de He contida em um balão de aço de 5,0 L a 27 °C? (Massas atômicas: H = 1; He = 4. Constante dos gases: $R = 0{,}0821 \ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$)

89 (EEM-SP) Um recipiente de capacidade igual a 5,8 L e mantido a 27 °C contém 12,8 g de oxigênio, 8 g de hélio e 14 g de nitrogênio. (Massas atômicas: H = 1; N = 14; O = 16), $R = 0{,}082 \ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$. Calcule:

a) a pressão total (P_t) do sistema;

b) a pressão parcial (p_i) do gás que tem a maior fração molar na mistura.

90 (UFRN) Uma mistura gasosa, num recipiente de 10 L, contém 28 g de nitrogênio, 10 g de dióxido de carbono, 30 g de oxigênio e 30 g de monóxido de carbono, a uma temperatura de 295 K. A alternativa que apresenta o valor da pressão parcial do nitrogênio é:

a) 2,27 atm
b) 2,42 atm
c) 2,59 atm
d) 2,89 atm
e) 4,82 atm

Exercício resolvido

91 O ar é formado, aproximadamente, por 78% de nitrogênio (N_2), 21% de oxigênio (O_2) e 1% de argônio (Ar) em volume. Pede-se calcular:

a) as frações molares dos componentes do ar;

b) suas pressões parciais, ao nível do mar, onde a pressão atmosférica (pressão total) é 760 mmHg.

Resolução

a) **Cálculo das frações em mols**

Lembrando que $x_1 = \frac{v_1}{V} = \frac{\%\ em\ volume}{100\%}$, temos:

- Para o nitrogênio:

$$x_1 = \frac{78}{100} \Rightarrow \boxed{x_1 = 0{,}78}$$

- Para o oxigênio:

$$x_2 = \frac{21}{100} \Rightarrow \boxed{x_2 = 0{,}21}$$

- Para o argônio:

$$x_3 = \frac{1}{100} \Rightarrow \boxed{x_3 = 0{,}01}$$

Note que: $\Sigma x = 0{,}78 + 0{,}21 + 0{,}01 = 1$

b) **Cálculo das pressões parciais**

Lembrando que $\frac{p_1}{P} = \frac{v_1}{V} = \frac{\%\ em\ volume}{100\%}$, temos:

- Para o nitrogênio:

$$\frac{p_1}{760} = \frac{78}{100} \Rightarrow \boxed{p_1 = 592{,}8\ mmHg}$$

- Para o oxigênio:

$$\frac{p_2}{760} = \frac{21}{100} \Rightarrow \boxed{p_2 = 159{,}6\ mmHg}$$

- Para o argônio:

$$\frac{p_3}{760} = \frac{1}{100} \Rightarrow \boxed{p_3 = 7{,}6\ mmHg}$$

Note que:
$P = \Sigma p = 592{,}8 + 159{,}6 + 7{,}6 = 760$ mmHg

92 (UMC-SP) A composição em volume do ar atmosférico é de 78% de nitrogênio, 21% de oxigênio e 1% de argônio. A massa em grama de argônio (Ar = 40) em 224 litros de ar (CNPT) será:

a) 0,082
b) 40
c) 2,24
d) 1
e) 4

93 (Enem-MEC) A adaptação dos integrantes da seleção brasileira de futebol à altitude de La Paz foi muito comentada em 1995, por ocasião de um torneio, como pode ser lido no texto abaixo.

"A seleção brasileira embarca hoje para La Paz, capital da Bolívia, situada a 3.700 metros de altitude, onde disputará o torneio interamérica. A adaptação deverá ocorrer em um prazo de 10 dias, aproximadamente. O organismo humano, em altitudes elevadas, necessita desse tempo para se adaptar, evitando-se, assim, risco de um colapso circulatório."

(Adaptado da revista *Placar*, edição fev. 1995.)



DAVID MERCADO / REUTERS-NEWSCOM

Jogador Adriano recebendo oxigênio durante uma partida da sua equipe, o Atlético Paranaense, contra o Bolívar, pela Taça Libertadores da América, em La Paz, 12/03/2002.

A adaptação da equipe foi necessária principalmente porque a atmosfera de La Paz, quando comparada à das cidades brasileiras, apresenta:

a) menor pressão e menor concentração de oxigênio.
b) maior pressão e maior quantidade de oxigênio.
c) maior pressão e maior concentração de gás carbônico.
d) menor pressão e maior temperatura.
e) maior pressão e menor temperatura.

94 (Faap-SP) Num recipiente fechado, de volume igual a 15 L, está contida uma mistura constituída por 20% molar de CH_4 e 80% molar de C_2H_6, à temperatura de 27 °C e pressão de 1,64 atm. Calcule as massas dos componentes da mistura, bem como suas respectivas pressões parciais (massas atômicas: H = 1; C = 12).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 307 29/5/05, 20:54

Exercício resolvido

95 (Faap-SP) Uma mistura gasosa formada por CO_2, N_2 e CO ocupa um volume de 10 L e apresenta seus componentes com as respectivas pressões parciais: 0,20 atm, 0,40 atm e 0,30 atm. Calcule os volumes parciais para os componentes da mistura, bem como a composição da mesma em porcentagem molar.

Resolução

A pressão total da mistura é igual a:

$$P = p_1 + p_2 + p_3 = 0{,}2 + 0{,}4 + 0{,}3 \Rightarrow P = 0{,}9 \text{ atm}$$

Da relação $x_1 = \frac{n_1}{\Sigma n} = \frac{p_1}{P} = \frac{v_1}{V}$ tiramos o volume parcial do CO_2:

$$v_1 = \frac{p_1}{P} \cdot V = \frac{0{,}2}{0{,}9} \cdot 10 \Rightarrow \boxed{v_1 = 2{,}22 \text{ L de } CO_2}$$

Por analogia, teremos:

$$v_2 = \frac{p_2}{P} \cdot V = \frac{0{,}4}{0{,}9} \cdot 10 \Rightarrow \boxed{v_2 = 4{,}44 \text{ L de } N_2}$$

$$v_3 = \frac{p_3}{P} \cdot V = \frac{0{,}3}{0{,}9} \cdot 10 \Rightarrow \boxed{v_3 = 3{,}33 \text{ L de CO}}$$

Quanto ao cálculo da composição da mistura em porcentagem molar (atualmente é preferível dizer "porcentagem em mols"), voltemos à fórmula $x_1 = \frac{n_1}{\Sigma n} = \frac{p_1}{P} = \frac{v_1}{V}$. Vemos nessa fórmula que as relações $\frac{n_1}{\Sigma n}$, $\frac{p_1}{P}$ e $\frac{v_1}{V}$ são iguais entre si. Conseqüentemente, chega-se ao mesmo resultado calculando-se as porcentagens em mols, seja por $\frac{n_1}{\Sigma n}$, ou $\frac{p_1}{P}$, ou $\frac{v_1}{V}$.

Vamos então calcular as porcentagens em mols por meio das pressões parciais, que já são conhecidas:

- para o CO_2:

$$\left.\begin{array}{rcl} 0{,}9 \text{ atm} & \text{———} & 100\ \% \\ 0{,}2 \text{ atm} & \text{———} & x \end{array}\right\} \boxed{x = 22{,}2\% \text{ de } CO_2}$$

- para o N_2:

$$\left.\begin{array}{rcl} 0{,}9 \text{ atm} & \text{———} & 100\ \% \\ 0{,}4 \text{ atm} & \text{———} & y \end{array}\right\} \boxed{y = 44{,}4\% \text{ de } N_2}$$

- para o CO:

$$\left.\begin{array}{rcl} 0{,}9 \text{ atm} & \text{———} & 100\ \% \\ 0{,}3 \text{ atm} & \text{———} & z \end{array}\right\} \boxed{z = 33{,}3\% \text{ de CO}}$$

96 (FEI-SP) Relativamente a 100 g de uma mistura gasosa que contém 64% de O_2 e 36% de H_2 em massa, a 27 °C e 1 atm, a alternativa correta $\left(\text{Massas atômicas: O} = 16 \text{ u; H} = 1 \text{ u; } R = 0{,}082 \ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)$ é:

a) A mistura ocupa um volume de 72,35 L.
b) A mistura apresenta composição molar 10% O_2 e 90% H_2.
c) A massa molar média da mistura é 34.
d) A pressão parcial do O_2 na mistura é 0,64 atm.
e) O número de mols da mistura é 2,94.

97 (Vunesp) Sabendo-se que o volume molar de um gás nas condições normais de pressão e temperatura (CNPT) é igual a 22,4 L e que $R = 0{,}082 \ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$, o maior número de moléculas está contido em 1,0 L de:

a) H_2, nas CNPT
b) N_2, nas CNPT
c) H_2, a −73 °C e 2 atm
d) H_2, a 27 °C e 1 atm
e) uma mistura equimolar de H_2 e N_2, a 127 °C e 1,5 atm

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

98 (PUC-Campinas-SP) A dispersão dos gases SO_2, NO_2, O_3, CO e outros poluentes do ar fica prejudicada quando ocorre a inversão térmica.



DELFIM MARTINS / PULSAR

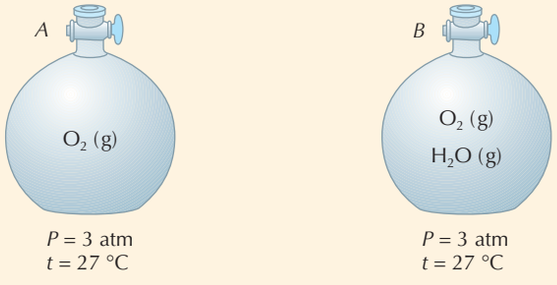
Vista do Rio de Janeiro, vendo-se a avenida Presidente Vargas e uma faixa de poluição ao fundo (1997).

Considere que, numa dessas ocasiões, a concentração do CO seja de 10 volumes em $1 \cdot 10^6$ volumes de ar (10 ppm = 10 partes por milhão). Quantos m^3 de CO há em $1 \cdot 10^3$ m^3 do ar?

a) 100 b) 10,0 c) 1,00 d) 0,10 e) 0,010

Exercício resolvido

99 (UFRJ) As figuras abaixo mostram dois balões iguais e as condições de temperatura e pressão a que eles estão submetidos. O balão *A* contém 41 L de oxigênio puro, e o *B* contém uma mistura de oxigênio e vapor d'água (oxigênio úmido).



P = 3 atm
t = 27 °C

P = 3 atm
t = 27 °C

a) Quantas moléculas de oxigênio existem no balão *A*?
b) Qual dos dois balões é o mais pesado? Justifique sua resposta.

Resolução

a) Cálculo da quantidade de mols de O_2 existente no balão *A*:

$$PV = nRT \Rightarrow 3 \cdot 41 = n \cdot 0{,}082 \cdot 300 \Rightarrow n = 5 \text{ mol de } O_2$$

Cálculo do número de moléculas de O_2 em *A*:

1 mol de O_2 ——— $6 \cdot 10^{23}$ moléculas
5 mol de O_2 ——— x

$\Rightarrow$ $x = 3 \cdot 10^{24}$ moléculas de O_2

b) O balão *A* é mais pesado. De fato, os dois balões têm *V*, *P* e *T* iguais. Pela lei de Avogadro, eles encerram o mesmo número de moléculas. No balão *A*, todas as moléculas são de O_2 (com massa molar = 32 g). No balão *B*, há moléculas de O_2 e algumas moléculas de H_2O (massa molar = 18 g), que pesam menos que O_2 e portanto darão massa final menor que a do balão *A*.

100 (ITA-SP) Dois balões de vidro, *A* e *B*, de mesmo volume contêm ar úmido. Em ambos os balões a pressão e a temperatura são as mesmas, a única diferença sendo que no balão *A* a umidade relativa do ar é de 70% enquanto no balão *B* ela é de apenas 10%. Em relação ao conteúdo destes dois balões é errado afirmar que:

a) Os dois balões contêm o mesmo número de moléculas.
b) Os dois balões contêm a mesma quantidade de gás, expressa em mol.
c) No balão *B* há maior massa de nitrogênio.
d) No balão *A* há maior massa total de gás.
e) A quantidade (mol) e a massa (grama) de vapor de água são maiores no balão *A*.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 309 29/5/05, 20:55

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

101 (UFPI) Sabemos que o gás etileno-C_2H_4 emitido pelas próprias frutas é responsável por seu amadurecimento. A resposta que explica por que uma penca de bananas amadurece mais rápido quando "abafada" (fechada em um saco plástico), do que em uma fruteira é:
a) menor grau de umidade.
b) maior pressão parcial do gás etileno.
c) menor temperatura ambiente.
d) ausência de luz.
e) menor concentração do gás etileno.

102 Misturando-se 4 g de hidrogênio (H_2) e 16 g de oxigênio (O_2) num recipiente de 82 L mantido a 27 °C, pergunta-se:
a) Quais as frações molares dos dois gases?
b) Quais suas pressões parciais?
c) Qual a pressão total da mistura?

Massas atômicas: H = 1; O = 16

103 (Mackenzie-SP) No interior de um cilindro de êmbolo móvel e de massa desprezível, encontram-se aprisionados 2,0 g de hélio e 0,25 mol de hidrogênio gasosos. Se a temperatura é de 127 °C e a capacidade do cilindro de 10 L, a pressão que deverá ser aplicada ao êmbolo para que este permaneça em equilíbrio estático será:
a) 2,46 atm
b) 1,64 atm
c) igual à pressão atmosférica normal
d) 1.520,00 mmHg
e) 1.246,40 mmHg

(FEI-SP) As duas questões a seguir estão relacionadas com o seguinte enunciado: Um recipiente fechado contém $1{,}2 \cdot 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono (CO_2), 0,6 mol de oxigênio (O_2) e 33,6 g de nitrogênio, à pressão de 750 mmHg.

104 A massa molecular aparente da mistura gasosa é:
a) 34,67 c) 61,6 e) 30,8
b) 52 d) 58,6

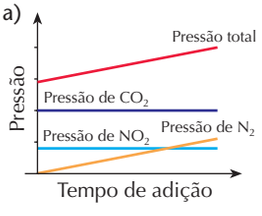
105 A pressão parcial de O_2 na mistura gasosa, em milímetros de mercúrio, é:
a) 525 c) 75 e) 450
b) 225 d) 250

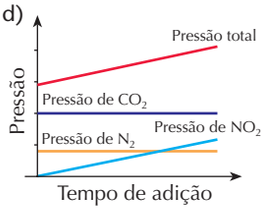
106 (UCB-DF) Uma amostra de ar foi coletada no interior do túnel Rebouças, Rio de Janeiro, para verificação do nível de poluição do seu interior. O volume do cilindro do ar coletado era igual a 0,1 m^3 e a temperatura média observada no interior do túnel foi de 27 °C. A análise da amostra de ar indicou que na amostra coletada havia 1 mol de NO_2; 2 mols de SO_2 e 2 mols de CO. (Dados: N = 14; O = 16; C = 12 e S = 32.)
Analise as afirmativas seguintes, julgando-as como verdadeiras ou falsas.
0. O número total de moléculas na mistura gasosa coletada é igual a 5.
1. Supondo que os gases são ideais $\left(R = \frac{0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)$, pode-se afirmar que a pressão total dentro do cilindro nas condições especificadas era igual a 12,3 atm.
2. A percentagem em massa do gás NO_2 na mistura é igual a 20%.
3. O volume de ar amostrado, 0,1 m^3 a 27 °C, corresponde a 0,15 L na temperatura de 450 K.
4. Gás ideal é aquele que não apresenta desvios da equação de estado, ou seja, segue a equação $PV = nRT$.

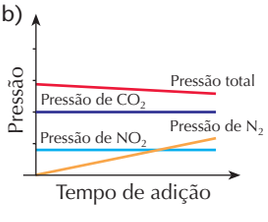
107 (UFC-CE) O monóxido de carbono é um dos poluentes do ar presente especialmente em zona urbana. A pressão do monóxido de carbono de 0,004 atm, no ar, resulta em morte, em pouco tempo. Um carro ligado, porém parado, pode produzir, entre outros gases, 0,60 mol de monóxido de carbono por minuto. Se uma garagem a 27 °C tem volume de $4{,}1 \cdot 10^4$ L, em quanto tempo, na garagem fechada, atinge-se a concentração letal de CO?
Observação: Considere que a pressão, na garagem, permanece constante e que não há monóxido de carbono presente, inicialmente
$\left(\text{constante dos gases} = \frac{0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)$.

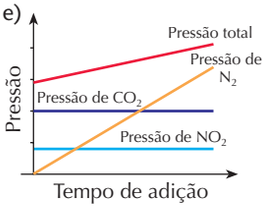
108 (FMTM-MG) O limite superior recomendado de amônia em um ambiente de trabalho é de 50 ppm em volume. Considere que um determinado indivíduo inspira cerca de 39 kg de ar por dia e que o mesmo trabalha numa fábrica que respeita o limite superior recomendado de amônia. A quantidade máxima de gás amônia que aquele indivíduo poderá inalar, após um dia de oito horas de trabalho, será, em mL:
Dados: ppm = partes por milhão
densidade do ar = 1,3 g/L
a) 5.000 c) 50 e) 0,5
b) 500 d) 5

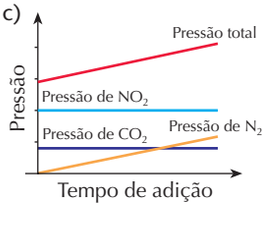
109 (UFPE) Em um recipiente fechado de volume constante, contendo 0,5 mol de CO_2 e 0,2 mol de NO_2, adiciona-se N_2 até completar 0,3 mol. Identifique, dentre os gráficos abaixo, o que melhor representa o que acontece com as pressões total e parciais no interior do recipiente durante a adição do nitrogênio.

a)


d)


b)


e)


c)


Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 310 29/5/05, 20:55

15 DENSIDADES DOS GASES

A diferença de densidade entre os gases tem várias aplicações em nosso cotidiano.

CID



Os balões das festas juninas e os balões de competição sobem porque a densidade do ar quente no interior do balão é menor que a do ar externo.

S. L. MATTON. BILD / CID



Os balões que sobem espontaneamente no ar são, em geral, inflados com hélio (He), que é um gás menos denso que o ar.

CID



Os dirigíveis antigos eram inflados com hidrogênio. Como esse gás é muito inflamável, usa-se atualmente o gás hélio (He).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

No estudo das densidades dos gases há duas definições importantes a considerar: **densidade absoluta** e **densidade relativa**. Vamos estudá-las.

15.1. Densidade absoluta

Densidade absoluta ou **massa específica** de um gás, em determinada pressão e temperatura, é o **quociente entre a massa e o volume do gás**, nas condições consideradas de pressão e temperatura.

Matematicamente:

$$d = \frac{m}{V}$$

Com respeito à densidade absoluta devemos notar que:

- em geral, ela é expressa em gramas/litro (g/L);
- ela depende da pressão e da temperatura em que o gás se encontra; isso porque a massa (m) não depende de pressão e temperatura, mas o volume (V) depende;
- no lugar da massa (m) podemos usar a massa molar (M) do gás, desde que no lugar do volume (V) seja usado o volume molar (V_M); disso resulta a equação:

$$d = \frac{M}{V_M}$$

- particularmente, ainda poderíamos considerar o gás nas condições normais, e teríamos a fórmula:

$$d = \frac{M}{22,4}$$

que nos dá a densidade absoluta do gás, em gramas/litro e **somente nas condições normais de pressão e temperatura**;

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 311 29/5/05, 20:55

• no entanto, podemos calcular a densidade absoluta, **em qualquer pressão e temperatura**, com o auxílio da equação de Clapeyron. De fato:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT} \Rightarrow \boxed{d = \frac{PM}{RT}}$$

Note, nessa última fórmula, que a densidade absoluta de um gás diminui com o aumento de temperatura. Dentre as aplicações mais antigas desse fato, destacamos os balões das festas juninas e os balões de ar quente usados em competições esportivas.

15.2. Densidade relativa

Densidade relativa do gás 1 em relação ao gás 2 é o **quociente entre as densidades absolutas** de 1 e de 2, ambas sendo medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Matematicamente: $\boxed{\delta_{1,2} = \frac{d_1}{d_2}}$

Com respeito à densidade relativa devemos notar que:

• ela é apenas um **número puro** (não tem unidade) e indica quantas vezes um gás é mais (ou menos) denso que outro;

• sendo apenas um número, a densidade relativa não depende das variações de pressão e temperatura (evidentemente, desde que os dois gases **permaneçam sempre nas mesmas condições de pressão e temperatura**, como exige a própria definição);

• podemos particularizar a definição acima, da seguinte maneira:

$$\delta_{1,2} = \frac{d_1}{d_2} = \frac{\frac{m_1}{V_1}}{\frac{m_2}{V_2}}$$

quando $V_1 = V_2$, teremos: $\boxed{\delta_{1,2} = \frac{m_1}{m_2}}$

• e podemos particularizar ainda mais, se considerarmos a massa molar e o volume molar dos gases:

$$\delta_{1,2} = \frac{d_1}{d_2} = \frac{\frac{M_1}{V_M}}{\frac{M_2}{V_M}} \Rightarrow \boxed{\delta_{1,2} = \frac{M_1}{M_2}} \text{ ou } \boxed{\frac{d_1}{d_2} = \frac{M_1}{M_2}}$$

Essas fórmulas são importantes porque mostram que **as densidades dos gases são proporcionais às suas massas molares**. Desse modo, quando verificamos que um gás é, por exemplo, cinco vezes mais denso que outro, já podemos concluir que cada molécula do primeiro gás pesa cinco vezes mais do que cada molécula do segundo. Isso facilita a determinação das massas molares no laboratório.

Duas aplicações muito importantes dessa última fórmula são obtidas considerando-se a densidade de um gás em **relação ao hidrogênio** e em **relação ao ar**, como fazemos a seguir:

• considerando o **gás de referência 2** como sendo o hidrogênio (H_2), temos $M_2 = 2$ g; portanto:

$\delta_{1,2} = \frac{M_1}{2}$ ou, abreviadamente: $\boxed{\delta_{H_2} = \frac{M}{2}}$ ou $\boxed{M = 2\,\delta_{H_2}}$

(essa última expressão nos diz que **a massa molar de um gás é o dobro de sua densidade em relação ao hidrogênio**);

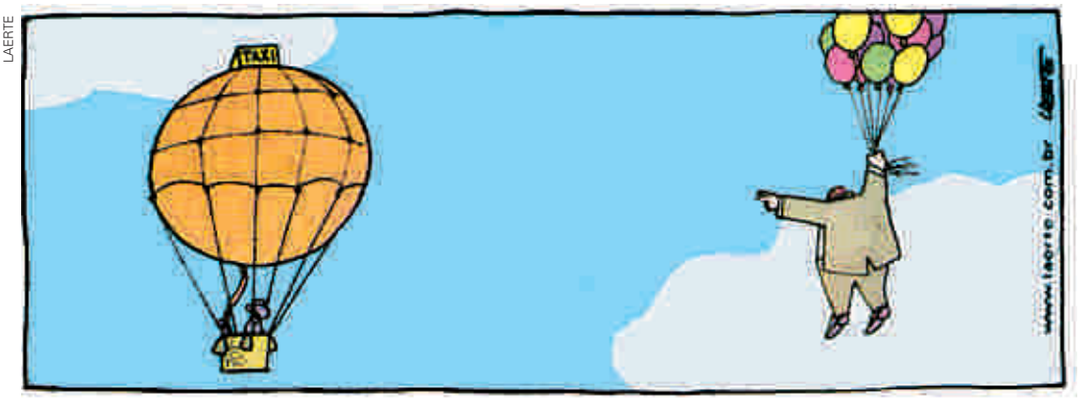
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 312 29/5/05, 20:56

• considerando agora o **gás de referência 2** como sendo o ar, temos $M_2 \simeq 28{,}9$ (o ar é uma mistura contendo principalmente nitrogênio, de $M_{N_2} = 28$, e oxigênio, de $M_{O_2} = 32$; por esse motivo o ar tem uma "massa molar" que é a média ponderada entre 28 e 32); teremos então:

$$\delta_{1,2} = \frac{M}{28{,}9} \text{ ou, abreviadamente: } \delta_{ar} = \frac{M}{28{,}9} \text{ ou } M = 28{,}9\ \delta_{ar}$$

(essa última expressão nos diz que **a massa molar de um gás é 28,9 vezes sua densidade em relação ao ar**).



ATIVIDADES PRÁTICAS

ATENÇÃO: Para evitar acidentes, o material marcado com asterisco (*) deve ser preparado em solução adequadamente diluída e MANUSEADO UNICAMENTE PELO PROFESSOR.

RECOMENDAMOS QUE O EXPERIMENTO SEJA REALIZADO EXCLUSIVAMENTE PELO PROFESSOR DE MODO DEMONSTRATIVO.

Mesmo diluídos e em pequena quantidade, esses materiais são corrosivos, causam queimaduras e irritam a pele e os olhos. Alguns deles desprendem vapores irritantes e tóxicos. Nenhum dos reagentes deve entrar em contato com a pele, a boca e os olhos, nem deve ser aproximado do nariz.

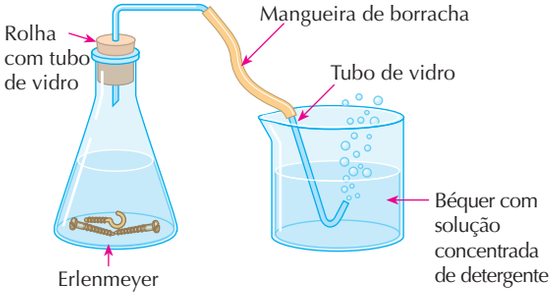
Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são altamente recomendados.

Materiais

• 1 erlenmeyer • 1 rolha com furo • 2 tubos de vidro em "U" • 1 pedaço de mangueira de borracha • 1 béquer grande ou 1 cuba de vidro • tiras finas de folha de zinco • pregos comuns pequenos • solução aquosa de ácido clorídrico (*) • detergente • água

Procedimento

• Na cuba de vidro, ou no béquer grande, prepare uma solução concentrada de detergente. • Monte o sistema de rolha, tubos de vidro e mangueira de borracha como o da figura a seguir.



• Coloque cuidadosamente os metais dentro do erlenmeyer e adicione em seguida a solução de HCl. • Tampe o erlenmeyer com a rolha. • Tome cuidado para que o tubo de saída continue mergulhado na solução concentrada de detergente. • Anote as observações no caderno.

Perguntas

1) O que ocorreu dentro do erlenmeyer?
2) O que é liberado na solução concentrada de detergente? O que pode ser afirmado sobre a densidade dessa substância quando comparada com a do ar?

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que é densidade absoluta ou massa específica de um gás?

b) O que é densidade relativa entre dois gases?



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 313 29/5/05, 20:56

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

110 Qual a densidade absoluta do oxigênio (O_2) a 600 mmHg e 127 °C? (Massa atômica: O = 16)

Resolução

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{600 \cdot 32}{62{,}3 \cdot 400} \Rightarrow \boxed{d = 0{,}774 \text{ g/L}}$$

111 (Uece) O gás SO_3, poluente atmosférico, é um dos responsáveis pela formação da chuva ácida. A sua densidade , em g/L a 0,90 atm e 20 °C é, aproximadamente:
a) 2,0 b) 3,0 c) 4,0 d) 5,0

112 (UFRN) A densidade de um gás é 1,96 g/L, medida nas CNPT. A massa molecular desse gás é:
a) 43,88 c) 49,92 e) 53,22
b) 47,89 d) 51,32

113 (Fuvest-SP) Nas condições normais de temperatura e pressão, a massa de 22,4 L do gás X_2 (X = símbolo do elemento químico) é igual a 28,0 g.
a) Calcule a densidade desse gás, nessas condições.
b) Qual a massa atômica do elemento X? Explique como encontrou o valor dessa massa.

114 (FEI-SP) A densidade absoluta do gás sulfídrico (H_2S) aumentará quando:
a) a pressão diminuir.
b) a temperatura diminuir.
c) a temperatura aumentar.
d) a variação de pressão não afetar a densidade absoluta.
e) a concentração do H_2S aumentar.

115 (UFMG) Um balão de borracha, como os usados em festas de aniversário, foi conectado a um tubo de ensaio, que foi submetido a aquecimento. Observou-se, então, que o balão aumentou de volume.
Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que o aquecimento:
a) diminui a densidade do gás presente no tubo.
b) transfere todo o gás do tubo para o balão.
c) aumenta o tamanho das moléculas de gás.
d) aumenta a massa das moléculas de gás.

Exercício resolvido

116 Qual a densidade do anidrido sulfuroso (SO_2) em relação ao ar e em relação ao hidrogênio? (Massas atômicas: O = 16; S = 32)

Resolução

Inicialmente calculamos a massa molecular do SO_2 e temos $M = 64$. A seguir, aplicamos as fórmulas das páginas 312-313.

$$\delta_{ar} = \frac{M}{28{,}9} \Rightarrow \delta_{ar} = \frac{64}{28{,}9} \Rightarrow \boxed{\delta_{ar} = 2{,}2}$$

$$\delta_{H_2} = \frac{M}{2} \Rightarrow \delta_{H_2} = \frac{64}{2} \Rightarrow \boxed{\delta_{H_2} = 32}$$

Observação:
É fácil notar pelo primeiro cálculo que **todos os gases com massa molecular maior que 28,9 são mais densos que o ar** e, em conseqüência, eles **tendem a descer quando são soltos ao ar livre**; o contrário acontece para os gases de massa molecular menor que 28,9.

117 (UnB-DF) Para que um balão suba, é preciso que a densidade do gás dentro do balão seja menor que a densidade do ar. Consultando os dados da tabela abaixo, pode-se afirmar que, à mesma temperatura e pressão, o melhor gás para esse fim é:

Gás	Massa molar (g/mol)	Temperatura (K)
He	4	373
Ne	20	373
H_2	2	373
O_2	32	373

a) H_2 b) He c) Ne d) O_2

118 (FEI-SP) As águas poluídas do rio Tietê liberam, entre outros poluentes, o gás sulfídrico (H_2S). Um dos maiores problemas causados por esse gás é o ataque corrosivo aos fios de cobre das instalações elétricas existentes junto a esse rio.
O gás sulfídrico é mais denso do que o ar e, assim, concentra-se mais próximo ao solo.
Considerando a massa molar média do ar igual a 28,9, a densidade do H_2S em relação ao ar, nas mesmas condições de temperatura e pressão, será aproximadamente:
a) 0,9 d) 4,8
b) 1,2 e) 5,0
c) 2,4

Exercício resolvido

119 Nas mesmas condições de pressão e temperatura pesa mais 1 L de oxigênio seco ou 1 L de oxigênio úmido? Justifique. (Massas atômicas: H = 1; O = 16)

Resolução

Um litro de oxigênio seco pesa mais, ou seja, é mais denso.
Isso pode ser justificado pela lei de Avogadro. De fato, em 1 L de qualquer gás, medido nas mesmas condições de pressão e temperatura, **existe sempre o mesmo número total (*x*) de moléculas**. No caso do oxigênio seco, todas as moléculas serão O_2, de massa molecular 32; no caso do oxigênio úmido, algumas moléculas serão de água, que pesa menos (18), diminuindo, então, o peso do conjunto.

Observação:
Generalizando o problema anterior, você poderá perceber o seguinte: sendo 18 a massa molecular da água e chamando de M a massa molecular de um gás qualquer, teremos:
- quando $M < 18$, o gás úmido é mais denso que o seco;
- quando $M = 18$, a densidade do gás não se altera com a umidade;
- quando $M > 18$, o gás úmido é menos denso que o seco.

120 Considerando os gases hidrogênio, nitrogênio, hélio, xenônio, cloro, metano e argônio, quais os que têm sua densidade aumentada com a presença de umidade, em condições invariáveis de pressão e temperatura?

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

121 (UCSal-BA) Sob pressão de 750 mmHg e temperatura de 25 °C, o volume de 1 mol de gás é 24,8 L. Nessas condições, qual dos gases abaixo tem maior densidade?
a) N_2
b) O_2
c) F_2
d) $C\ell_2$
e) Ne

122 (UFC-CE) Ao desejar identificar o conteúdo de um cilindro contendo um gás monoatômico puro, um estudante de Química coletou uma amostra desse gás e determinou sua densidade, $d = 5{,}38$ g/L, nas seguintes condições de temperatura e pressão: 15 °C e 0,97 atm. Com base nessas informações e assumindo o modelo do gás ideal:

$\left(\text{Dado: } R = 0{,}082 \ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}.\right)$

a) calcular a massa molar do gás;
b) identificar o gás.

123 (Unicamp-SP) Um balão meteorológico de cor escura, no instante de seu lançamento, contém 100 mols de gás hélio (He). Após ascender a uma altitude de 15 km, a pressão do gás se reduziu a 100 mmHg e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77 °C

(constante dos gases ideais: $R = 62 \ \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$; massa molar do He = 4 g · mol^{-1}). Calcule, nessas condições:
a) o volume do balão meteorológico;
b) a densidade do He em seu interior.

124 (UFU-MG) A massa molecular do CO é 28. A densidade de um gás puro, em relação ao CO, é 1,25. Logo, $9{,}03 \cdot 10^{23}$ moléculas do gás desconhecido pesam:
a) 31,5 g
b) 35,0 g
c) 52,5 g
d) 23,3 g
e) 42,0 g

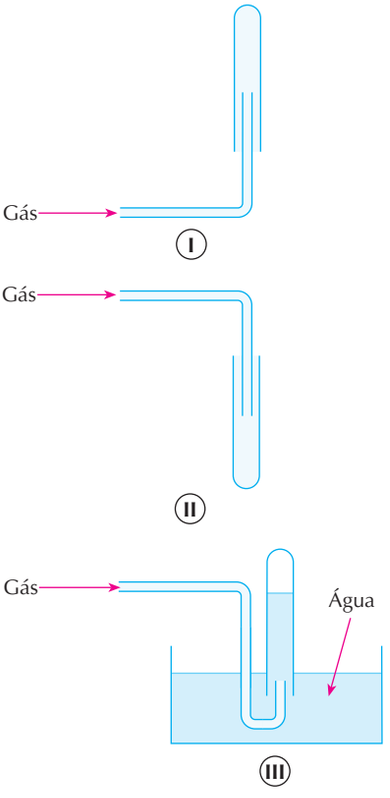
125 (Fuvest-SP)

Ao nível do mar e a 25 °C:
— volume molar de gás = 25 L/mol
— densidade do ar atmosférico = 1,2 g/L



As bexigas *A* e *B* podem conter, respectivamente:
a) argônio e dióxido de carbono
b) dióxido de carbono e amônia
c) amônia e metano
d) metano e amônia
e) metano e argônio

126 (Fuvest-SP) Deseja-se preparar e recolher os gases metano, amônia e cloro. As figuras I, II e III mostram dispositivos de recolhimento de gases em tubos de ensaio.



Considerando os dados da tabela abaixo,

	Massa molar (g/mol)	Solubilidade em água
Metano	16	Desprezível
Amônia	17	Alta
Cloro	71	Alta
Ar	29 (valor médio)	Baixa

escolha, dentre os dispositivos apresentados, os mais adequados para recolher, nas condições ambiente, metano, amônia e cloro. Esses dispositivos são, respectivamente,
a) II, II e III.
b) III, I e II.
c) II, III e I.
d) II, I e III.
e) III, III e I.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 315 29/5/05, 20:57

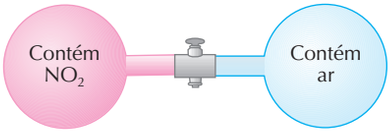
16 DIFUSÃO E EFUSÃO DOS GASES

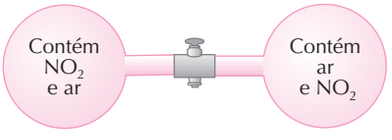
Vimos no estudo da teoria cinética dos gases (página 286) que as partículas gasosas estão em movimento contínuo e muito rápido. Esse movimento faz com que **dois ou mais gases se misturem rapidamente, dando sempre origem a uma mistura homogênea**.

Esse fato pode ser constatado dispondo-se de dois balões de vidro, ligados entre si por uma comunicação provida de uma válvula; colocamos num dos balões um gás ou vapor colorido (NO_2, vapor de bromo etc.) e deixamos no outro balão simplesmente o ar (mistura incolor de N_2 e O_2). Abrindo-se a válvula, podemos ver o gás colorido "caminhando" através do ar e se misturando com ele; esse movimento espontâneo de um gás através de outro é chamado de **difusão gasosa**.


CID

Sentimos o cheiro de um perfume porque algumas de suas moléculas escapam do frasco e se espalham (difundem-se) pelo ar.





Em 1829, o cientista Thomas Graham, estudando o "vazamento" dos gases através de pequenos orifícios (ou de paredes porosas) — fenômeno denominado **efusão de gases**, que é um caso particular da difusão gasosa —, enunciou:

> Em condições idênticas, as velocidades de efusão de dois gases são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas densidades absolutas.

Thomas Graham

Químico escocês, nasceu em Glasgow, em 1805, e faleceu em Londres, em 1869. Estudou a difusão de gases e líquidos. Descobriu o princípio da diálise, que até hoje é importante no tratamento de pacientes com deficiências renais.


SPL - STOCK PHOTOS

Matematicamente:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

Ora, lembrando que $d = \frac{PM}{RT}$ (página 312) e substituindo d_1 e d_2 na fórmula anterior, chegaremos a:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Nessas fórmulas, a velocidade de efusão dos gases é medida em unidades de "volume que escapa por unidade de tempo"; em geral, ela é expressa em **litros por minuto**.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Esta última fórmula matemática mostra que os gases que se difundem mais rapidamente são os de menor massa molar (ou seja, os de menor densidade). Um exemplo interessante desse fato é o que ocorre com os balões vendidos em parques: eles são inflados com gás hélio, e como esse gás "escapa" facilmente pelos poros da borracha, os balões acabam murchando, após algumas horas.

Uma aplicação importante do fenômeno da efusão é no enriquecimento do urânio, em que se separam os dois isótopos (^{235}U e ^{238}U) usando seus compostos gasosos ($^{235}UF_6$ e $^{238}UF_6$).



IVÂNIA SANTANNA / KINO

REVISÃO — Responda em seu caderno

a) O que é difusão gasosa?

b) Em condições idênticas, qual a relação entre as velocidades de efusão de dois gases?

c) Quais são as unidades utilizadas para expressar a velocidade de efusão dos gases?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

127 (Mackenzie-SP) A velocidade de difusão do gás hidrogênio é igual a 27 km/min, em determinadas condições de pressão e temperatura (massas atômicas: H = 1; O = 16). Nas mesmas condições, a velocidade de difusão do gás oxigênio em km/h é de:

a) 4 km/h
b) 108 km/h
c) 405 km/h
d) 240 km/h
e) 960 km/h

Resolução

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} \Rightarrow \frac{27}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{32}{2}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow v_{O_2} = 6{,}75 \text{ km/min}$$

Como foi pedida a velocidade em km/h temos:

$$v_{O_2} = 6{,}75 \cdot 60 \Rightarrow \boxed{v_{O_2} = 405 \text{ km/h}}$$

Alternativa c

128 (UFSE) Dentre os gases abaixo, nas mesmas condições, o que se difunde mais rapidamente é:

a) o monóxido de carbono.
b) a amônia.
c) ozônio.
d) o nitrogênio.
e) o hidrogênio.

129 (UFBA) Numa sala fechada, foram abertos ao mesmo tempo três frascos que continham, respectivamente, gás amoníaco (NH_3), dióxido de enxofre (SO_2) e sulfeto de hidrogênio (H_2S). Uma pessoa que estava na sala, a igual distância dos três frascos, sentiu o efeito desses gases na seguinte ordem:

a) H_2S, NH_3 e SO_2
b) H_2S, SO_2 e NH_3
c) NH_3, H_2S e SO_2
d) NH_3, SO_2 e H_2S
e) SO_2, NH_3 e H_2S

Exercício resolvido

130 Um gás está a 27 °C. A que temperatura a velocidade média de suas moléculas irá duplicar?

Resolução

$$\frac{v_i}{v_2} = \sqrt{\frac{T_1}{T_2}} \Rightarrow \frac{v_1}{2v_1} = \sqrt{\frac{300}{T_2}} \Rightarrow \frac{1}{4} = \frac{300}{T_2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow T_2 = 1.200 \text{ K} \Rightarrow \boxed{\theta_2 = 927 \text{ °C}}$$

Exercício resolvido

131 A velocidade de efusão do hélio (He) através de um orifício é 8 L por minuto. Qual a velocidade de efusão do metano (CH_4) através do mesmo orifício e nas mesmas condições de pressão e temperatura?

Resolução

$$\frac{v_{hélio}}{v_{metano}} = \sqrt{\frac{M_{metano}}{M_{hélio}}} \Rightarrow \frac{8}{v_{metano}} = \sqrt{\frac{16}{4}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{v_{metano} = 4 \text{ L/min}}$$

132 (Uece) Nas mesmas condições de pressão e temperatura, um gás *X* atravessa um pequeno orifício a uma velocidade três vezes menor que o hélio. A massa molecular de *X* é:

a) 30 b) 32 c) 36 d) 40

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 317 29/5/05, 20:58

133 (Mackenzie-SP) Um recipiente com orifício circular contém os gases *y* e *z*. O peso molecular do gás *y* é 4,0 e o peso molecular do gás *z* é 36,0. A velocidade de escoamento do gás *y* será maior em relação à do gás *z*:

a) 3 vezes c) 9 vezes e) 12 vezes
b) 8 vezes d) 10 vezes

Exercício resolvido

134 Certo volume de hidrogênio demora 30 min para atravessar uma parede porosa. Qual o tempo empregado pelo mesmo volume de oxigênio na travessia da mesma parede e nas mesmas condições de pressão e temperatura? (Massas atômicas: H = 1; O = 16)

Resolução

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \Rightarrow \frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{32}{2}} \Rightarrow \boxed{v_{H_2} = 4\, v_{O_2}}$$

Ora, se o hidrogênio é quatro vezes mais rápido que o oxigênio e demora 30 min, o oxigênio irá demorar $4 \cdot 30 =$ **120 min**, ou seja, **2 h**.

135 À mesma temperatura, um gás é quatro vezes mais denso que outro. Qual é a relação entre suas velocidades de efusão?

LEITURA

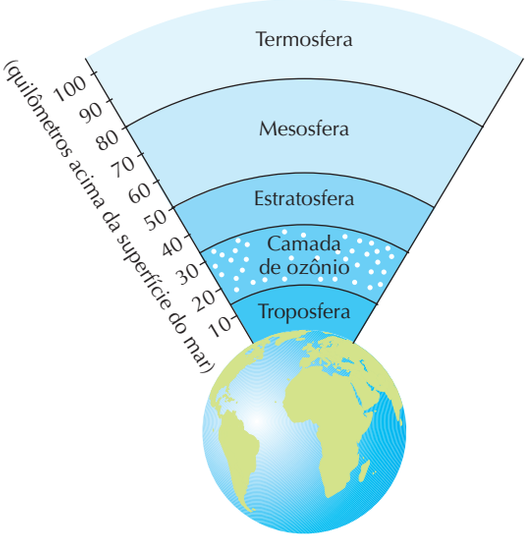
A CAMADA DE OZÔNIO

Freqüentemente encontramos, em jornais e revistas, notícias falando dos perigos trazidos pelo buraco na camada de ozônio para a vida animal e vegetal na Terra.

O que está acontecendo na Terra? É o que vamos explicar, resumidamente, nesta leitura.

O Sol emite, para a Terra, partículas como prótons, elétrons etc. e também muita energia na forma de luz visível e nas demais radiações eletromagnéticas.

Do total de energia que nos chega do Sol, cerca de 46% correspondem a luz visível; 45%, a radiação infravermelha; e 9%, a radiação ultravioleta. Esta última contém mais energia e, por isso, é mais perigosa para a vida dos animais e vegetais sobre a superfície da Terra. Em particular, a ultravioleta é a radiação que consegue "quebrar" várias moléculas que formam nossa pele, sendo por isso o principal responsável pelas queimaduras de praia.



Felizmente existe na atmosfera terrestre, aproximadamente entre 12 e 32 km de altitude, uma **camada de ozônio** (O_3). Essa camada é muito tênue (porque nela existe cerca de uma molécula de O_3 para cada 1 milhão de moléculas de ar), mas muito importante, pois funciona como um escudo, evitando que cerca de 95% da radiação ultravioleta atinja a superfície terrestre.

Na década de 1960, os cientistas verificaram que a camada de ozônio estava sendo destruída mais rapidamente que o normal. Vários estudos mostraram que a "culpa" era dos óxidos de nitrogênio, presentes na atmosfera em quantidades cada vez maiores.

A destruição da camada de ozônio aumentou ainda mais com o uso dos compostos denominados "**c**loro**f**luor**c**arbonetos" ou "**c**loro**f**luor**c**arbonados", conhecidos pela sigla **CFC**, tirada dos nomes anteriores. Os primeiros e mais importantes são o $CC\ell_2F_2$, chamado de **freon-12** (os números 1 e 2 indicam os números de átomos de carbono e de flúor, respectivamente) e o $CC\ell_3F$, chamado de **freon-11** (isto é, **um** carbono e **um** flúor). À primeira vista, esses compostos são maravilhosos, pois não são inflamáveis, nem tóxicos, nem corrosivos, nem explosivos e se prestam muito bem como **gases de refrigeração** no funcionamento das geladeiras, *freezers*, aparelhos de ar condicionado etc., em substituição ao NH_3, que é muito tóxico. Com o passar do tempo, descobriu-se que os freons eram também muito úteis como propelentes de aerossóis, em *sprays* de perfumes, desodorantes, tintas etc. (década de 1960); na fabricação de espumas de plástico (década de 1960); na limpeza dos microcircuitos de computador (década de 1970) etc. Com isso, o consumo de freons foi aumentando.

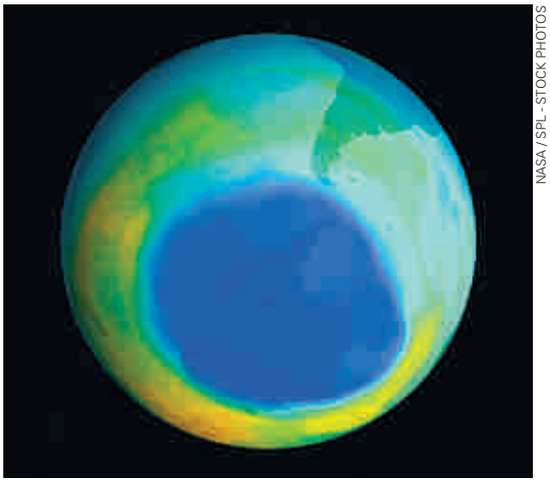
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 318 29/5/05, 20:58

A situação tornou-se alarmante quando, em outubro de 1984, um grupo de cientistas ingleses, trabalhando no Pólo Sul, descobriu a perda de aproximadamente 40% da camada de ozônio sobre a Antártida. De lá para cá, esse fato vem se agravando; hoje se calcula que esse "furo" já cobre cerca de 28 milhões de metros quadrados sobre a Antártida, o que equivale a dizer que já atinge as partes mais meridionais da América do Sul e da Austrália.

E por que a preocupação com o "furo" na camada de ozônio aumentou tanto nos últimos anos? Porque é certo que uma redução de 1% na camada de ozônio corresponde a um aumento de 2% da radiação ultravioleta que chega à superfície da Terra, o que trará grandes problemas, como: aumento do número de casos de câncer de pele, especialmente nas pessoas de pele clara (e ainda mais se expostas ao sol de verão); aumento do número de casos de catarata e cegueira, inclusive em animais; queima de vegetais (eucaliptos secam, cactos murcham etc.); alterações no plâncton existente na água do mar, com enormes reflexos em toda a cadeia alimentar marítima.

Atualmente, a tendência mundial é de proibir (ou reduzir) o uso de compostos clorofluocarbonados e controlar as emissões dos escapamentos de veículos.



NASA / SPL - STOCK PHOTOS

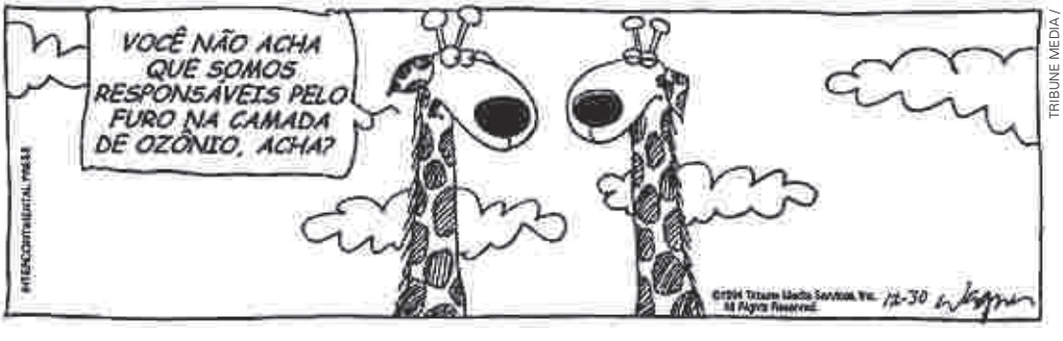
Imagem de satélite colorizada artificialmente, mostrando o buraco na camada de ozônio sobre a Antártida (região em azul escuro). Dados obtidos pelo TOMS — *Total Ozone Mapping Spectrometer* — em 11/09/2003.



EDUARDO SANTALIESTRA

Atualmente, os aerossóis não contêm compostos clorofluorcabonados.

OS BICHOS



TRIBUNE MEDIA / INTERCONTINENTAL PRESS

E, agora, o reverso da medalha

O ozônio que, como acabamos de ver, é nosso aliado na estratosfera, torna-se um inimigo perigoso no ar que respiramos, próximo à superfície da Terra.

No ar ambiente, o ozônio é um poluente que já apresenta riscos em quantidades tão baixas quanto 0,12 ppm (ppm = partes por milhão, o que significa existir 0,12 litro de O_3 em 1 milhão de litros de ar). O ozônio provoca: irritação nos olhos; problemas pulmonares, como edema e hemorragias, chegando a ser fatal em doses altas; corrosão da borracha; queima das folhas e dos frutos dos vegetais, sendo o tomate e o tabaco os mais sensíveis.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 319 22/6/05, 15:29

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

136 Que parte da radiação solar é bloqueada pela camada de ozônio?

137 Quais são os principais tipos de compostos que contribuem para a destruição da camada de ozônio?

138 Na atmosfera o ozônio é um aliado ou um inimigo?

139 (PUC-SP) A presença de ozônio na troposfera (baixa atmosfera) é altamente indesejável, e seu limite permitido por lei é de 160 microgramas por m^3 de ar. No dia 30/07/95, na cidade de São Paulo, foi registrado um índice de 760 microgramas de O_3 por m^3 de ar. Qual é a alternativa que indica quantos mols de O_3, por m^3 de ar foram encontrados acima do limite permitido por lei, no dia considerado (Dado: 1 micrograma = 10^{-6} g)?

a) $1{,}25 \cdot 10^{-5}$ mol
b) $1{,}25 \cdot 10^{-2}$ mol
c) $1{,}87 \cdot 10^{-5}$ mol
d) $1{,}87 \cdot 10^{-2}$ mol
e) $2{,}50 \cdot 10^{-5}$ mol

140 (U. São Judas-SP) Nos frascos de *spray* usam-se, como propelentes, compostos orgânicos conhecidos como clorofluorcarbonetos (hidrocarbonetos clorofluorados). As substâncias mais empregadas são $CC\ell_2F_2$ e $CC\ell F_3$. O uso dessas substâncias vem sendo restringido porque elas causam a destruição da camada de ozônio do nosso planeta. Num depósito abandonado foi encontrado um cilindro supostamente contendo um desses gases. Qual é o gás, sabendo-se que o cilindro tinha um volume de 15 L, pressão de 1,5 atm e a massa do gás era 98,1 g a 15 °C?

(Massas atômicas: C = 12 u; $C\ell$ = 35,5 u; F = 19 u. $R = 62{,}34 \frac{mmHg \cdot L}{mol \cdot K}$, ou $R = 0{,}082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$, ou $R = 8{,}31 \frac{J}{mol \cdot K}$)

a) somente $CC\ell_2F_2$
b) somente $CC\ell F_3$
c) $CC\ell_2F_2$ misturado com $CC\ell F_3$
d) $C_2C\ell_3F$
e) $CC\ell_2F_5$

DESAFIOS

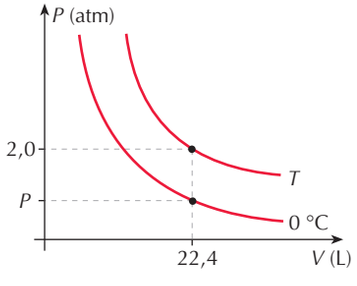
Registre as respostas em seu caderno

141 (ITA-SP) Consideremos um gás formado de moléculas todas iguais e que corresponda ao que se considera um gás ideal. Esse gás é mantido num recipiente de volume constante. Dentre as afirmações abaixo, todas referentes ao efeito do aumento de temperatura, a alternativa correta, em relação ao caminho livre médio das moléculas e à freqüência das colisões entre as mesmas, é:

	Caminho livre médio	Freqüência de colisões
a)	Inalterado	Aumenta
b)	Diminui	Inalterada
c)	Aumenta	Aumenta
d)	Inalterado	Diminui
e)	Diminui	Aumenta

142 (Vunesp) Durante o transporte de etano (C_2H_6) gasoso em um caminhão tanque com capacidade de 12,3 m^3, à temperatura de −23 °C, houve um acidente e verificou-se uma queda de pressão de 0,6 atm. Admitindo-se a temperatura constante, calcular a massa do etano perdida no ambiente (massas atômicas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0; constante dos gases: $R = 0{,}0821 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$).

143 (UFRJ) No gráfico a seguir estão representadas duas isotermas (lei de Boyle-Mariotte) de 1 mol de gás ideal. Uma na temperatura de **0 °C** e a outra na temperatura *T* (em kelvins).



a) Qual o valor da pressão *P* indicada no gráfico, em atmosferas? Justifique sua resposta.
b) Determine o valor da temperatura *T* (em kelvins).

144 (Vunesp) Uma mistura de 4,00 g de H_2 gasoso com uma quantidade desconhecida de He gasoso é mantida nas condições normais de pressão e temperatura. Se uma massa de 10,0 g de H_2 gasoso for adicionada à mistura, mantendo-se as condições de pressão e temperatura constantes, o volume dobra. Calcule a massa em gramas de He gasoso presente na mistura (massas atômicas: H = 1; He = 4; constante universal dos gases = $0{,}0821 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$; volume ocupado por 1 mol de gás nas condições normais de pressão e temperatura = 22,4 L).

145 (UFBA) Um mergulhador utiliza um cilindro de 15 L, provido de válvula reguladora, que contém uma mistura gasosa de composição volumétrica igual a 68% N_2 e 32% O_2, à pressão de 200 atm. Considerando-se que o mergulhador permanece por 36 minutos à profundidade de 30 m; que, durante todo o procedimento do mergulho, a temperatura é de 25 °C; e que, ao retornar à superfície, a pressão no cilindro é de 50 atm, determine, em L/min, o consumo de oxigênio no período em que o mergulhador esteve a 30 m de profundidade, submetido à pressão de 4 atm. Considere desprezível o consumo de oxigênio durante a descida e a subida do mergulhador.
Indique, justificando de modo completo, toda a resolução da questão.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 320 29/5/05, 20:58

146 (Fuvest-SP) Dados referentes aos planetas Vênus e Terra:

	Vênus	Terra
Porcentagem (em volume) de N_2 na atmosfera	4,0	80
Temperatura na superfície (K)	750	300
Pressão na superfície (atm)	100	1,0

A relação entre o número de moléculas de N_2 em volumes iguais das atmosferas de Vênus e da Terra é:
a) 0,10 c) 2,0 e) 40
b) 0,28 d) 5,7

147 (UMC-SP) A densidade de uma mistura gasosa de CO_2 e O_2 numa temperatura de 60,3 °C e pressão de 2,0 atm é de 3,0 g/L. A porcentagem, em volume, de O_2 na mistura é de:
a) 15% c) 35% e) 40%
b) 25% d) 75%

148 (Vunesp) Um balão leve, de volume fixo, flutua no ar quando preenchido com gás hélio à temperatura ambiente. O mesmo balão pode flutuar no ar se for preenchido com ar aquecido e gases quentes produzidos pela queima de C_4H_{10}. Conhecendo as massas molares, em g/mol: ar = 29 (valor médio), He = 4, H = 1, C = 12, N = 14 e O = 16, a explicação para o fato de o balão, preenchido pela mistura gasosa aquecida, flutuar no ar, é:
a) os produtos CO_2 e H_2O, formados na combustão do C_4H_{10}, são menos densos que o ar.
b) com o consumo de O_2 do ar na combustão do C_4H_{10}, ocorre a formação de hélio gasoso.
c) com o consumo de O_2 do ar na combustão do C_4H_{10}, só resta N_2 em seu interior.
d) com o aquecimento, as moléculas C_4H_{10} sofrem decomposição, formando H_2.
e) como os gases no interior do balão estão bem mais quentes que o ar que o circunda, ocorre diminuição do número total de mols dos gases nele contidos, tornando o balão menos denso que o ar.

149 (IME-RJ) Borbulha-se oxigênio através de uma coluna de água e, em seguida, coletam-se 100 cm^3 do gás úmido a 23 °C e 1,06 atm. Sabendo que a pressão de vapor da água a 23 °C pode ser considerada igual a 0,03 atm, calcule o volume coletado de oxigênio seco nas CNPT.

150 (PUC-SP) Uma mistura de N_2 e vapor de água foi introduzida a 20 °C num recipiente que continha um agente secante. Imediatamente após a introdução da mistura, a pressão era 750 mmHg. Depois de algumas horas, a pressão atingiu o valor estacionário de 735 mmHg. Pedem-se:
a) a composição em porcentagem molar da mistura original;
b) o volume do frasco, sabendo-se que o agente secante aumenta seu peso em 0,150 g e que o volume ocupado pelo agente secante pode ser desprezado.

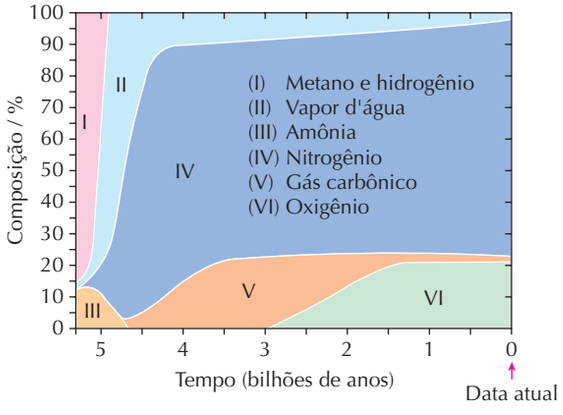
151 (Uece) Dois gases, H_2 e SO_2, são colocados nas extremidades opostas de um tubo de 94,1 cm. O tubo é fechado, aquecido até 1.200 °C e os gases se difundem dentro do tubo. A reação que se processa no momento em que os gases se encontram é:

$$3\ H_2\ (g) + SO_2\ (g) \longrightarrow H_2S\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

O ponto do tubo onde se inicia a reação está a:
a) 14,1 cm do local onde foi colocado o gás H_2.
b) 20 cm do local onde foi colocado o gás SO_2.
c) 18,6 cm do local onde foi colocado o gás SO_2.
d) 80 cm do local onde foi colocado o gás H_2.

152 (IME-RJ) Um cilindro contendo oxigênio puro teve sua pressão reduzida de 2,60 atm para 2,00 atm, em 47,0 min, devido a um vazamento através de um pequeno orifício existente. Quando cheio com outro gás, na mesma pressão inicial, levou 55,1 min para que a pressão caísse outra vez ao valor de 2,00 atm. Determine a massa molecular do segundo gás. Considere que ambos os processos foram isotérmicos e à mesma temperatura, e que os gases, nessas condições de pressão e temperatura, apresentam comportamento ideal.

(Enem-MEC) O texto abaixo refere-se às duas questões seguintes.
As áreas numeradas no gráfico mostram a composição em volume, aproximada, dos gases na atmosfera terrestre, desde a sua formação até os dias atuais.



(Adaptado de *The Random House Encyclopedies*, 3. ed. 1990.)

153 Considerando apenas a composição atmosférica, isolando outros fatores, pode-se afirmar que:
I. não podem ser detectados fósseis de seres aeróbicos anteriores a 2,9 bilhões de anos.
II. as grandes florestas poderiam ter existido há aproximadamente 3,5 bilhões de anos.
III. o ser humano poderia existir há aproximadamente 2,5 bilhões de anos.
É correto o que se afirma em:
a) I, apenas. d) II e III, apenas.
b) II, apenas. e) I, II e III.
c) I e II, apenas.

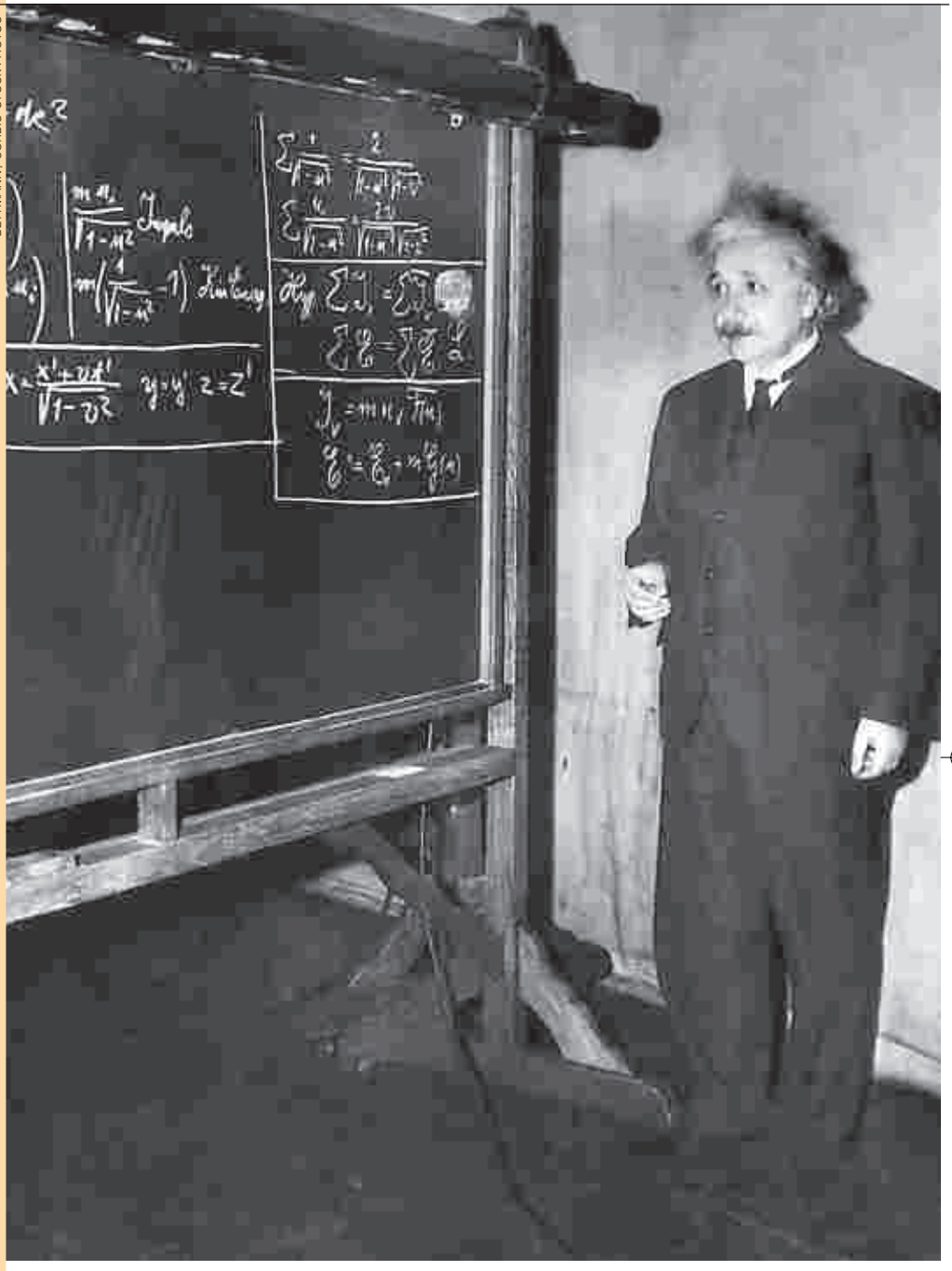
154 No que se refere à composição em volume da atmosfera terrestre, há 2,5 bilhões de anos, pode-se afirmar que o volume de oxigênio, em valores percentuais, era de, aproximadamente:
a) 95% c) 45% e) 5%
b) 77% d) 21%

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 12C-QF1-PNLEM 321 29/5/05, 20:58

Capítulo 13

CÁLCULO DE FÓRMULAS



BETTMANN / CORBIS-STOCK PHOTOS

Os cálculos do cientista Albert Einstein permitiram ampliar as bases da Física e mudaram o mundo.

Tópicos do capítulo

1 As fórmulas na Química

2 Cálculo da fórmula centesimal

3 Cálculo da fórmula mínima

4 Cálculo da fórmula molecular

Leitura: *O efeito estufa*

Apresentação do capítulo

Nos dois capítulos anteriores, vimos cálculos importantes, como os que envolvem a massa atômica, o mol, a massa molar e uma série de outros envolvendo os gases. Agora, vamos estudar o cálculo das fórmulas das substâncias. Sem dúvida, as fórmulas são muito importantes, pois ajudam na identificação de cada substância. Falaremos das fórmulas centesimal, mínima e molecular.

1 AS FÓRMULAS NA QUÍMICA

São conhecidas, atualmente, milhões de substâncias químicas. Para identificá-las, são usados **nomes** e **fórmulas**. Em capítulos anteriores, já aprendemos os nomes e as fórmulas de muitas substâncias, como, por exemplo:

- ácido sulfúrico (H_2SO_4);
- ácido fosfórico (H_3PO_4);
- óxido ferroso (FeO);
- óxido de cromo III (Cr_2O_3).

Estas são chamadas **fórmulas moleculares** (ou simplesmente **fórmulas**), pois representam de fato a molécula da substância considerada — do ponto de vista tanto **qualitativo** como **quantitativo**. Assim, por exemplo, quando dizemos que a fórmula molecular do ácido sulfúrico é H_2SO_4, isso indica que o ácido sulfúrico é formado por **hidrogênio**, **enxofre** e **oxigênio** e que em cada molécula desse ácido existem **2**, **1** e **4 átomos** dos elementos que o constituem, respectivamente.

Como apareceram essas fórmulas na Química? Elas surgiram na segunda metade do século XIX, como conseqüência das leis das reações e da teoria atômico-molecular. Sem dúvida, a fórmula de uma substância é importante, pois dá a idéia clara de sua composição química.

E atualmente como as fórmulas são determinadas? É evidente que, quando os químicos descobrem uma nova substância, eles não conhecem a sua fórmula. O caminho clássico, nessas ocasiões, é submeter a substância a uma **análise química**. A análise começa pela purificação da substância, que é a chamada **análise imediata**. Em seguida, a substância já purificada é submetida a uma **análise elementar** (qualitativa e quantitativa). Na qualitativa, determinam-se quais são os elementos presentes na substância e, na quantitativa, quanto há de cada elemento. Com esses dados, pode-se, então, calcular a **fórmula centesimal**, que passamos a explicar adiante.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 CÁLCULO DA FÓRMULA CENTESIMAL

Em nosso dia-a-dia, encontramos porcentagens com grande freqüência. Ouvimos diariamente frases do tipo: "A inflação do mês foi de 1,2%"; "No último ano, a população aumentou 1,3%"; "O preço da gasolina subiu 2,3%" etc.

O MAGO DE ID **Parker and Hart**



Na Química, acontece fato semelhante. Dizemos, por exemplo, que a composição centesimal do metano (CH_4) é **75% de carbono e 25% de hidrogênio**. Isso significa que, em cada 100 g de metano, encontramos 75 g de carbono e 25 g de hidrogênio.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 323 29/5/05, 21:02

Daí a definição:

> **Fórmula centesimal** (ou **composição centesimal** ou **composição percentual**) refere-se às porcentagens **em massa** dos elementos formadores da substância considerada.

A fórmula centesimal representa a **proporção em massa** existente na substância, que é **sempre constante**, segundo a lei de Proust (página 51). Vamos, então, exemplificar o cálculo de uma fórmula centesimal a partir dos dados obtidos da análise da substância — verifique que, na verdade, esse cálculo se resume a um simples **cálculo de porcentagens**.

1º exemplo

A análise de 0,40 g de um certo óxido de ferro revelou que ele encerra 0,28 g de ferro e 0,12 g de oxigênio. Qual é a sua fórmula centesimal?

Resolução:

- Para o Fe:

$$\left\{\begin{array}{lcl} 0{,}40\text{ g de óxido} & \text{———} & 0{,}28\text{ g de Fe} \\ 100\text{ g de óxido} & \text{———} & x\text{ \% de Fe} \end{array}\right\} \quad \boxed{x = 70\%\text{ de Fe}}$$

- Para o O:

$$\left\{\begin{array}{lcl} 0{,}40\text{ g de óxido} & \text{———} & 0{,}12\text{ g de O} \\ 100\text{ g de óxido} & \text{———} & y\text{ \% de O} \end{array}\right\} \quad \boxed{y = 30\%\text{ de O}}$$

Conferindo: 70% + 30% = 100%

Outro caminho possível é o cálculo da fórmula centesimal a partir da fórmula molecular da substância.

2º exemplo

Calcular a composição centesimal do ácido sulfúrico (massas atômicas: H = 1; O = 16; S = 32).

Resolução:

Inicialmente, calculamos a massa molecular do ácido sulfúrico:

$$\underbrace{H_2}_{1\cdot 2} + \underbrace{S}_{32} + \underbrace{O_4}_{16\cdot 4}$$

$$2 + 32 + 64 = 98$$

Em seguida, fazemos o cálculo das porcentagens:

- Para o H:

$$\left\{\begin{array}{lcl} 98\text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} & 2\text{ g de H} \\ 100\text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} & x\text{ \% de H} \end{array}\right\} \quad \boxed{x \simeq 2{,}04\%\text{ de H}}$$

- Para o S:

$$\left\{\begin{array}{lcl} 98\text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} & 32\text{ g de S} \\ 100\text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} & y\text{ \% de S} \end{array}\right\} \quad \boxed{y \simeq 32{,}65\%\text{ de S}}$$

- Para o O:

$$\left\{\begin{array}{lcl} 98\text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} & 64\text{ g de O} \\ 100\text{ g de } H_2SO_4 & \text{———} & z\text{ \% de O} \end{array}\right\} \quad \boxed{z \simeq 65{,}31\%\text{ de O}}$$

Evidentemente a soma desses resultados deve ser igual a 100 (ou quase 100, dependendo da aproximação dos cálculos, como aconteceria no 2º exemplo se usássemos 2,0 + 32,6 + 65,3 = 99,9). É sempre conveniente fazer essa soma para conferir os cálculos.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 324 29/5/05, 21:02

OBSERVAÇÕES

- Quando a fórmula da substância apresenta parênteses ou colchetes, é conveniente eliminá-los, como é feito em Matemática, para facilitar os cálculos. Por exemplo, $Ca_3(PO_4)_2$ equivale a $Ca_3P_2O_8$; $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ equivale a $Fe_4[Fe_3C_{18}N_{18}]$ ou, melhor, a $Fe_7C_{18}N_{18}$; e assim por diante.
- Quando uma substância contém água de cristalização, deve-se calcular a porcentagem da água **como se H_2O fosse um único elemento, "pesando" 18**. Assim, por exemplo, na composição centesimal do $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$ são dadas as porcentagens do **sódio**, do **carbono**, do **oxigênio** e da **água**.
- Há casos especiais em que podem interessar as porcentagens de partes da substância considerada. Por exemplo, o $Ca_3(PO_4)_2$ equivale a $(CaO)_3(P_2O_5)$, uma vez que podemos obtê-lo pela reação:

$$3\ CaO + P_2O_5 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

Neste caso, a composição centesimal do $Ca_3(PO_4)_2$ pode ser dada dizendo-se que ele encerra 54,19% de CaO e 45,81% de P_2O_5.

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que se pretende determinar na análise qualitativa?

b) O que se pretende determinar na análise quantitativa?

c) A que se refere a composição centesimal de uma substância?



EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Utilize as massas atômicas que forem necessárias.

1 A análise de 1,2 g de um composto revelou que este possuía 0,24 g de magnésio, 0,32 g de enxofre e 0,64 g de oxigênio. Determine a sua composição centesimal.

2 (PUC-RJ) A água oxigenada é uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2), fortemente anti-séptica, por liberar O_2. Os percentuais, em massa, de hidrogênio e oxigênio, nesse composto, são, respectivamente:
a) 2% e 2%
b) 2% e 32%
c) 4,0% e 4,0%
d) 5,9% e 94,1%
e) 50% e 50%

3 Calcule a composição centesimal do sulfato cúprico pentahidratado ($CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$).
***Observação*:** Nesse caso, considere H_2O como se fosse um único elemento, pesando 18.

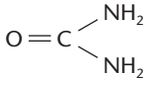
4 (Vunesp) A porcentagem em massa de nitrogênio presente no nitrato de amônio (massas molares, em g/mol: N = 14; H = 1; O =16) é igual a:
a) 14%
b) 17,5%
c) 28%
d) 35%
e) 70%

5 (Fuvest-SP) Lavoisier, no *Traité Élémentaire de Chimie*, cujo segundo centenário de publicação foi celebrado em 1989, afirma que a proporção entre as massas de oxigênio e hidrogênio que entram na composição de cem partes de água é 85 : 15 (massa atômicas: H = 1,0; O = 16,0.) Hoje sabemos que essa proporção é aproximadamente:
a) 67 : 33
b) 80 : 20
c) 87 : 13
d) 89 : 11
e) 91 : 9

6 (Unifor-CE) As porcentagens aproximadas, em massa, de MoO_3 e K_2O existentes no dimolibdato de potássio, $K_2Mo_2O_7$, são respectivamente iguais a:
a) 75,39% e 24,61%
b) 37,7% e 62,3%
c) 68,32% e 31,68%
d) 78,4% e 21,6%

7 (UFRGS-RS) A combinação entre o nitrogênio e o oxigênio pode originar diferentes óxidos. Entre os óxidos nitrogenados abaixo, aquele que apresenta, em sua composição, o maior teor ponderal de nitrogênio é o:
a) NO
b) NO_2
c) N_2O
d) N_2O_3
e) N_2O_5

8 (UFPI) A uréia, produto de grande aplicação na agricultura, tem a seguinte fórmula estrutural:



A massa de nitrogênio em um saco de 60 kg desse material é de:
a) 14 kg
b) 21 kg
c) 28 kg
d) 40 kg
e) 56 kg
(Massas atômicas: C = 12; O = 16; N = 14; H = 1.)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 325 29/5/05, 21:02

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

9 (Uece) Quando aquecemos 1,63 g de Zn, este se combina com 0,4 g de oxigênio para formar um óxido de zinco. A composição porcentual do composto é:
a) 83,0% de Zn e 17,0% de oxigênio.
b) 80,3% de Zn e 19,7% de oxigênio.
c) 20,0% de Zn e 80,0% de oxigênio.
d) 40,0% de Zn e 60,0% de oxigênio.

10 (UFRGS-RS) A porcentagem ponderal de enxofre existente no SO_2 é igual a:
a) 2,0 c) 32,0 e) 50,0
b) 16,0 d) 33,3

11 (UCG-GO) A penicilina G, um antibiótico largamente utilizado, tem fórmula $C_{16}H_{18}N_2O_4S$.
Qual a porcentagem de carbono na penicilina G?

12 (UFPI) Nas alternativas abaixo, encontramos cinco fertilizantes comumente usados. Qual é o que constitui, potencialmente, fonte mais rica de nitrogênio?
a) NH_3 c) $(NH_4)_2SO_4$ e) $(NH_2)_2CO$
b) NH_4NO_3 d) $(NH_4)_2HPO_4$

13 (UniFEI-SP) O carbonato de cálcio é formado por 40% de cálcio, 12% de carbono e *x*% de oxigênio (% em massa). Em 50 g do referido sal, a quantidade de oxigênio é igual a:
a) 8 g c) 24 g e) 48 g
b) 16 g d) 32 g

14 (Vunesp) As hemácias apresentam grande quantidade de hemoglobina, pigmento vermelho que transporta oxigênio dos pulmões para os tecidos. A hemoglobina é constituída por uma parte não protéica, conhecida como grupo heme. Num laboratório de análises, foi feita a separação de 22,0 mg de grupo heme de uma certa amostra de sangue, onde se constatou a presença de 2,0 mg de ferro.
Se a molécula do grupo heme contiver apenas um átomo de ferro (Fe = 56 g/mol), qual a sua massa molar em gramas por mol?
a) 154 c) 308 e) 1.232
b) 205 d) 616

3 CÁLCULO DA FÓRMULA MÍNIMA

Por definição:

> **Fórmula mínima** (ou **empírica**, ou **estequiométrica**) é a que indica os **elementos formadores da substância**, bem como a **proporção em número de átomos** desses elementos expressa em números inteiros e os menores possíveis.

Vejamos alguns exemplos de fórmula mínima, aproveitando a ocasião para compará-los com as fórmulas moleculares correspondentes:

Substância	Fórmula molecular	Fórmula mínima
Água oxigenada	H_2O_2	HO
Glicose	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	H_2SO_4
Sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_{12}H_{22}O_{11}$

Às vezes a fórmula mínima equivale a uma "simplificação matemática" da fórmula molecular. Assim, no primeiro exemplo acima, temos H_2O_2 $\overset{:2}{=}$ HO; no segundo, $C_6H_{12}O_6$ $\overset{:6}{=}$ CH_2O. Outras vezes, a simplificação não é possível (foi o que aconteceu no terceiro e no quarto exemplos dados) e, então, a fórmula mínima coincide com a fórmula molecular.

Resumindo, podemos dizer que:

$$\text{(fórmula molecular)} = \text{(fórmula mínima)} \cdot n$$

Nessa expressão, n = 1, 2, 3, ... número inteiro.

Voltamos a repetir que, nos cálculos químicos, a fórmula molecular é a mais importante. Como será visto mais adiante, **a fórmula mínima serve apenas como uma etapa intermediária no cálculo da fórmula molecular**.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 326 29/5/05, 21:02

Vejamos, agora, um exemplo de cálculo da fórmula mínima.

Calcular a fórmula mínima de um composto que apresenta 43,4% de sódio, 11,3% de carbono e 45,3% de oxigênio (massas atômicas: Na = 23; C = 12, O = 16).

Vamos adotar o seguinte esquema:

Dados	Divisão das porcentagens pelas respectivas massas atômicas	Divisão pelo menor dos valores encontrados (0,94)	Fórmula mínima
43,4% Na	$\frac{43,4}{23} = 1,88$	$\frac{1,88}{0,94} = 2$	
11,3% C	$\frac{11,3}{12} = 0,94$	$\frac{0,94}{0,94} = 1$	Na_2CO_3
45,3% O	$\frac{45,3}{16} = 2,82$	$\frac{2,82}{0,94} = 3$	
Proporção em massa	Proporção em átomos	Proporção em átomos	Proporção em átomos

Justificação dos cálculos

A composição centesimal dada no problema (primeira coluna da tabela) é uma **proporção em massa** (são as massas contidas em 100 g do composto). No entanto, a fórmula mínima deve indicar a **proporção em número de átomos** — daí a necessidade dos cálculos feitos na segunda coluna; esses cálculos correspondem, em última análise, a **cálculos das quantidades** em mols (página 269), os quais podem ser feitos ou pela fórmula $n = \frac{m}{M}$, ou por meio de regras de três. Por exemplo, no caso do sódio, temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 23 \text{ g de Na} & \text{———} & 1 \text{ mol} \\ 43,4 \text{ g de Na} & \text{———} & x \end{array}\right\} \quad x = \frac{43,4}{23} = \boxed{1,88 \text{ mol de Na}}$$

Os resultados obtidos na segunda coluna já traduzem a **proporção em número de átomos**. Podemos, mesmo, escrever a "fórmula":

$$\boxed{Na_{1,88}\, C_{0,94}\, O_{2,82}}$$

Considerando, porém, que **números de átomos são números inteiros**, partimos para a terceira coluna, cujos cálculos constituem apenas um artifício matemático, pois **multiplicar ou dividir todos os valores pelo mesmo número não altera a proporção**. Desse modo, a mesma proporção obtida na segunda coluna passa a ser representada pelos números inteiros 2 : 1 : 3, que indicam a fórmula mínima procurada:

$$\boxed{Na_2CO_3}$$

OBSERVAÇÕES

- No exemplo anterior, foram dadas as porcentagens dos elementos formadores da substância, que representam **as massas dos elementos existentes em 100 g da substância**. Os cálculos seriam idênticos se fossem dadas as massas dos elementos existentes em um total diferente de 100 g do composto (a lei de Proust garante que, mesmo mudando a massa total do composto, **a proporção entre seus elementos permanece constante**).
- Em certos problemas, acontece freqüentemente o seguinte: dividindo-se todos os valores pelo menor deles (terceira coluna), **nem sempre chegamos a um resultado com todos os números inteiros**. Por exemplo, num outro problema poderíamos ter a proporção 2 : 1,5 : 3; no entanto, multiplicando esses valores por 2, teremos 4 : 3 : 6. Generalizando, diremos que, às vezes, no final do problema, somos obrigados a efetuar uma tentativa multiplicando todos os valores por 2, ou por 3 etc. (sempre um número inteiro e pequeno), a fim de que os resultados finais se tornem inteiros e os menores possíveis.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 327 6/7/05, 15:00

REVISÃO

Responda em seu caderno

a) O que indica a fórmula mínima?

b) O que se pode dizer sobre a fórmula molecular em relação à fórmula mínima?

REPRODUZA AS QUESTÕES NO CADERNO

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Utilize as massas atômicas que forem necessárias.

15 (Vunesp) Ferritas são compostos com propriedades magnéticas e utilizados em componentes eletrônicos. A análise química de uma ferrita forneceu os resultados: Mg = 12%; Fe = 56%; O = 32% (massas atômicas: Mg = 24; Fe = 56; O = 16). Determinar a fórmula mínima da ferrita.

16 Sabendo que uma substância encerra 21,9% de cálcio, 38,8% de cloro e 39,3% de água de cristalização, calcule sua fórmula mínima.

17 (UFV-MG) Sabe-se que, quando uma pessoa fuma um cigarro, pode inalar de 0,1 até 0,2 mg de nicotina. Descobriu-se em laboratório que cada miligrama de nicotina contém 74,00% de carbono, 8,65% de hidrogênio e 17,30% de nitrogênio. Calcule a fórmula mínima da nicotina.

18 1,95 g de um composto encerra 1,15 g de sódio e 0,80 g de oxigênio. Qual é a sua fórmula mínima?

Observação: Neste exercício não é necessário calcular as porcentagens do sódio e do oxigênio. Pode-se partir das próprias massas dadas e seguir o esquema proposto na página anterior.

19 (Mackenzie-SP) Ao se analisar um óxido de elemento não-metálico *Y*, encontrou-se a proporção de 1,5 mol de átomos de oxigênio para 1 mol de átomos de *Y*. A fórmula desse óxido pode ser:

a) OF_2 c) CO_2 e) N_2O_3
b) SO_3 d) Fe_2O_3

20 (Fuvest-SP) Um composto submetido à decomposição produziu hidrogênio (H_2) e silício (Si) na proporção, respectivamente, de 3,0 g para 28,0 g (massas molares: H_2 = 2,0 g/mol; Si = 28,0 g/mol). No composto original, quantos átomos de hidrogênio estão combinados com um átomo de silício?

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 6

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

21 (Faap-SP) Calcule a fórmula mínima de um composto formado pelos elementos carbono, hidrogênio e nitrogênio, nas seguintes proporções em massa: 38,7% de C, 16,1% de H e 45,2% de N.

22 Um óxido de enxofre possui 40% de enxofre. Sua fórmula mínima será:

a) SO c) SO_3 e) S_3O_2
b) SO_2 d) S_2O_3

23 (UniFMU-SP) Uma certa amostra de composto contendo potássio, cromo e oxigênio foi analisada, e se obtiveram os seguintes valores: 1,95 g de potássio, 2,60 g de cromo e 2,80 g de oxigênio (Dados: K = 39 u; O = 16 u; Cr = 52 u). A fórmula esperada para o composto é:

a) $KCrO_2$ c) K_2CrO_4 e) $K_2Cr_3O_{10}$
b) $KCrO_3$ d) $K_2Cr_2O_7$

24 (FEQ-CE) A análise química de uma amostra revela a seguinte relação entre os elementos químicos formadores da substância: 0,25 mol de H, 0,25 mol de S e 1,0 mol de O. Pode-se concluir que a fórmula mínima da substância é:

a) $H_2S_2O_4$ c) HSO_8 e) HSO_2
b) H_2SO_4 d) HSO_4

4 CÁLCULO DA FÓRMULA MOLECULAR

Por definição:

> **Fórmula molecular** é a que indica os **elementos formadores da substância** e o **número exato de átomos** de cada elemento na molécula dessa substância.

Já vimos, na página 326, alguns exemplos de fórmula mínima e de fórmula molecular. E aprendemos que **a fórmula molecular ou coincide ou é um múltiplo exato da fórmula mínima**. Portanto, um dos caminhos para determinar a fórmula molecular é **calcular inicialmente a fórmula mínima e depois multiplicá-la por *n***. O valor de *n*, por sua vez, é calculado a partir da **massa molar** da substância, ou seja:

(fórmula molecular) = (fórmula mínima) · *n* (sendo *n* = 1, 2, 3, ... número inteiro)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 328 29/5/05, 21:03

Temos então: (massa molar) = (massa da fórmula mínima) · n

Logo: $$n = \frac{\text{(massa molar)}}{\text{(massa da fórmula mínima)}}$$

Nos exercícios, é em geral dada a **massa molar**. Quando uma nova substância é descoberta ou sintetizada nos laboratórios, sua massa molar pode ser calculada por vários processos:

- se a substância é um gás ou vapor, a massa molar (M) pode ser obtida com o uso da equação de Clapeyron: $PV = \frac{m}{M}RT$;
- se a substância é um líquido que pode ser vaporizado sem se decompor, também podemos empregar a equação de Clapeyron;
- para substâncias sólidas, existem outros processos, que serão vistos no segundo volume desta obra.

Por sua vez, a **massa da fórmula mínima** é obtida pela soma das massas atômicas dos átomos constituintes da fórmula mínima.

4.1. Cálculo da fórmula molecular a partir da fórmula mínima

Exemplo

Uma substância de massa molar 180 encerra 40,00% de carbono, 6,72% de hidrogênio e 53,28% de oxigênio. Pede-se sua fórmula molecular. (Massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16)

***Resolução*:**

Vamos inicialmente calcular a fórmula mínima, como aprendemos no item anterior:

Dados	Divisão das porcentagens pelas respectivas massas atômicas	Divisão pelo menor dos valores encontrados (3,33)	Fórmula mínima
40,00% de C	$\frac{40,00}{12} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	CH_2O
6,72% de H	$\frac{6,72}{1} = 6,72$	$\frac{6,72}{3,33} \simeq 2$	
53,28% de O	$\frac{53,28}{16} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	

Agora, podemos calcular a **massa da fórmula mínima** (CH_2O), somando as massas atômicas dos átomos aí contidos: $12 + 1 \cdot 2 + 16 = 30$

Podemos, também, dizer que:

$$\text{(fórmula molecular)} = (CH_2O)_n \text{ em que: } n = \frac{\text{(massa molar)}}{\text{(massa da fórmula mínima)}}$$

Considerando que a massa molar foi dada no enunciado do problema ($M = 180$), concluímos que:

$$n = \frac{180}{30} \Rightarrow \boxed{n = 6}$$

Logo: (fórmula molecular) = $(CH_2O)_6$ $\Rightarrow$ $\boxed{\text{(fórmula molecular)} = C_6H_{12}O_6}$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 329 29/5/05, 21:03

4.2. Cálculo direto da fórmula molecular

Podemos calcular a fórmula molecular de uma substância **sem utilizar a fórmula mínima**. Vamos resolver novamente o problema anterior. Pelo enunciado do exemplo anterior, já sabemos que a substância é formada por **carbono, hidrogênio** e **oxigênio**, o que nos permite iniciar a resolução do problema escrevendo que a fórmula molecular e a massa molar serão:

$$\underset{\downarrow}{C_x} \quad \underset{\downarrow}{H_y} \quad \underset{\downarrow}{O_z}$$
$$12x + 1y + 16z = 180$$

Basta, agora, montar uma regra de três para cada um dos elementos químicos que aí aparecem:

- Para o C
  - 100% da substância ——— 40,00% de C
  - 180 g da substância ——— 12x g de C

  $x = 6$

- Para o H
  - 100% da substância ——— 6,72% de H
  - 180 g da substância ——— 1y g de H

  $y = 12$

- Para o O
  - 100% da substância ——— 53,28% de O
  - 180 g da substância ——— 16z g de O

  $z = 6$

Com isso, temos diretamente: $C_6H_{12}O_6$

REVISÃO — Responda em seu caderno

a) O que indica a fórmula molecular?

b) O que é necessário conhecer para determinar a fórmula molecular de uma substância, tomando como base a fórmula mínima?

REPRODUZA AS QUESTÕES • NO CADERNO •

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

25 (U. São Judas-SP) Um dos constituintes do calcário, da casca de ovo, da pérola, da concha do mar, usado como matéria-prima na produção do cimento, tem a seguinte composição percentual: 40,1% de cálcio, 12,0% de carbono e 48,0% de oxigênio (massas atômicas: C = 12 u, O = 16 u, Ca = 40 u). Sabendo-se que a sua massa molar é 100,1 g/mol, podemos afirmar que a sua fórmula molecular é:

a) CaC_3O_2 c) $CaCO_2$ e) CaC_2O_6
b) CaC_2O_4 d) $CaCO_3$

26 (PUC-Campinas-SP) A combustão realizada em altas temperaturas é um dos fatores da poluição do ar pelos óxidos de nitrogênio, causadores de afecções respiratórias. A análise de 0,5 mol de um desses óxidos apresentou 7,0 g de nitrogênio e 16 g de oxigênio. Qual a sua fórmula molecular?

a) N_2O_5 c) N_2O e) NO
b) N_2O_3 d) NO_2

27 (EEM-SP) Um composto cuja massa molar é 80 g encerra 35% de nitrogênio, 60% de oxigênio e 5% de hidrogênio (massas atômicas: H = 1; N = 14; O = 16). Se o composto em questão for um sal de amônio, qual será sua fórmula iônica?

Exercício resolvido

28 (EEM-SP) O sulfato de ferro II hidratado, quando aquecido a cerca de 120 °C, perde 45,3% de sua massa (dados: H = 1; O = 16; S = 32; Fe = 56). Quantas são as moléculas de água de cristalização no sal hidratado?

Resolução

Seja $FeSO_4 \cdot x\ H_2O$ a fórmula do sulfato de ferro II hidratado. A perda de 45,3% em massa, no aquecimento, corresponde às $x\ H_2O$ que "evaporaram". Temos, pois, uma primeira resolução:

$$\underbrace{FeSO_4 \cdot x\ H_2O}_{} \longrightarrow FeSO_4 + \underbrace{x\ H_2O}_{}$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 152 + 18x & \text{———} & 18x \\ 100\% & \text{———} & 45{,}3\% \end{array}\right\} \boxed{x = 7}$$

Ou uma segunda resolução, mais simples, que se obtém considerando que, se 45,3% são de $x\ H_2O$, então (100% − 45,3%) = 54,7% são de $FeSO_4$.

$$FeSO_4 \cdot x\ H_2O \longrightarrow \underbrace{FeSO_4}_{} + \underbrace{x\ H_2O}_{}$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 152 & \text{——} & 18x \\ 54{,}7\% & \text{——} & 45{,}3\% \end{array}\right\} \boxed{x = 7}$$

A fórmula procurada é, pois: $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

29 (UFF-RJ) Foram aquecidos 1,83 g de uma amostra de $A\ell_2(SO_4)_3$ hidratado, até que toda a água fosse eliminada. A amostra anidra pesou 0,94 g. Determine a fórmula molecular do sal hidratado.

30 (UFSCar-SP) Um grama de um gás cuja estrutura contém somente átomos de boro e hidrogênio ocupa a 3 °C e 1 atm o volume de 820 mL (dados: $R = 0{,}082 \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-}$; massas atômicas: H = 1; B = 10,8). O composto é:

a) B_5H_{14}
b) BH_3
c) B_4H_{10}
d) B_3H_{12}
e) B_2H_6

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

31 (Fuvest-SP) Determine a fórmula molecular de um óxido de fósforo que apresenta 43,6% de fósforo, 56,4% de oxigênio (% em massa) e massa molecular 284 (massas atômicas: P = 31; O = 16.)

32 (Unicamp-SP) Sabe-se que 1,0 mol de um composto contém 72 g de carbono (C), 12 mols de átomos de hidrogênio (H) e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio (O). Admitindo o valor da constante de Avogadro como sendo $6{,}0 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$ e com base na Classificação Periódica dos Elementos, escreva:

a) a fórmula molecular do composto;
b) a fórmula mínima do composto.

33 (PUC-Campinas-SP) Em 0,5 mol de quinina, substância utilizada no tratamento da malária, há 120 g de carbono, 12 g de hidrogênio, 1,0 mol de átomos de nitrogênio e 1,0 mol de átomos de oxigênio.

TH FOTO-WERBUNG / SPL-STOCK PHOTOS



Cascas da árvore *Cinchona*, de onde se extrai a quinina.

Pode-se concluir que a fórmula molecular da quinina é:

a) $C_{20}H_{12}N_2O_2$
b) $C_{20}H_{24}N_2O_2$
c) $C_{10}H_{12}NO$
d) $C_{10}H_6N_2O_2$
e) C_5H_6NO

34 (UMC-SP) Um sal higroscópico, muito usado nas indústrias farmacêuticas, tem uma massa molecular 280 e contém 25,8% de água de cristalização (dados: H = 1; O = 16). O número de moléculas de água de cristalização, que existe, em cada molécula do sal higroscópico mencionado, é:

a) 3 moléculas
b) 4 moléculas
c) 5 moléculas
d) 10 moléculas
e) 12 moléculas

35 (Fuvest-SP) Certo gás *X* é formado apenas por nitrogênio e oxigênio. Para determinar sua fórmula molecular, comparou-se esse gás com o metano (CH_4). Verificou-se que volumes iguais dos gases *X* e metano, nas mesmas condições de pressão e temperatura, pesaram, respectivamente, 0,88 g e 0,32 g (massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16). Qual a fórmula molecular do gás *X*?

a) NO
b) N_2O
c) NO_2
d) N_2O_3
e) N_2O_5

LEITURA

O EFEITO ESTUFA

Você conhece as estufas usadas, em lugares frios, para o cultivo de flores e plantas delicadas. O teto e as laterais de vidro permitem a entrada da luz solar, mas impedem a saída dos raios infravermelhos (calor), mantendo-se assim o interior da estufa aquecido.

De modo análogo, a presença de nuvens e de gás carbônico, na atmosfera terrestre, cria um **efeito estufa natural**, pois retém uma parte do aquecimento, que é provocado pela luz solar na superfície da Terra. Esse fenômeno mantém a temperatura terrestre em níveis normais, possibilitando a vida de todos os vegetais e animais.



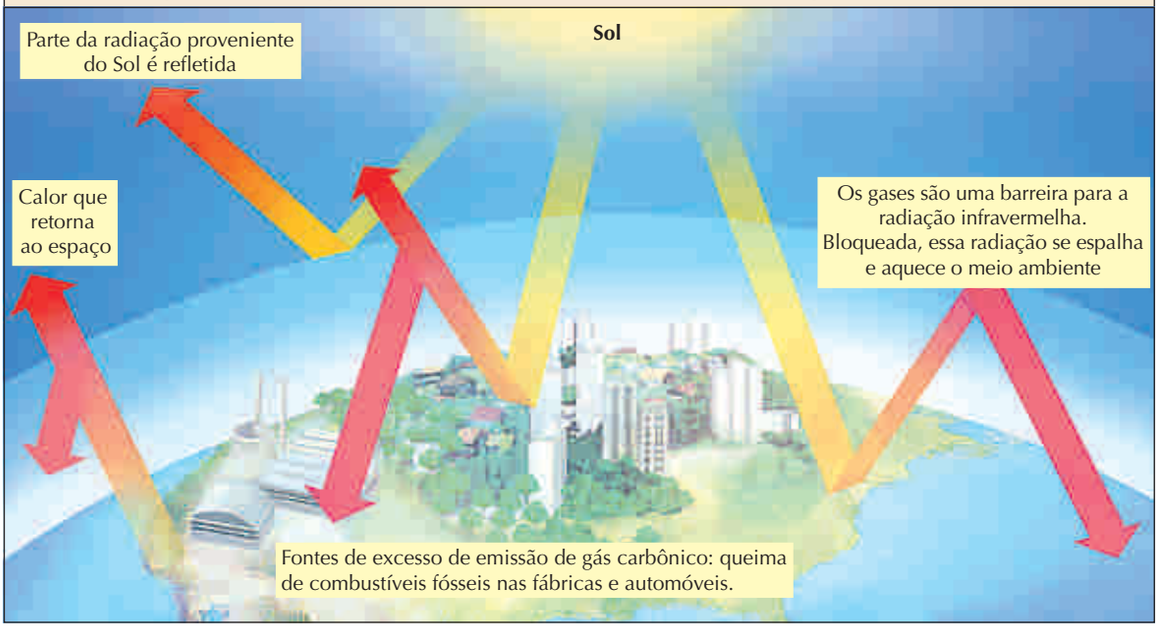
VICENTE GONZALEZ / CID

Cultivo de flores em estufa.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 331 29/5/05, 21:04

Representação esquemática do EFEITO ESTUFA como ocorre o aquecimento da Terra



Acontece que, nas últimas décadas, a quantidade de CO_2 na atmosfera aumentou muito rapidamente em função da explosão demográfica, do desenvolvimento industrial acelerado, dos desmatamentos e queimas de florestas (como acontece na Amazônia) etc. Lembre-se de que a civilização moderna consome muita energia, que é produzida, em grande parte, pela queima do carvão e dos derivados do petróleo:

$$\underset{\text{(carvão)}}{C} + O_2 \longrightarrow CO_2 + \text{Energia}$$

$$\underset{\text{(gasolina)}}{C_8H_{16}} + 12\,O_2 \longrightarrow 8\,CO_2 + 8\,H_2O + \text{Energia}$$



RICARDO CAVALCANTI / KINO

O desmatamento, entre outros problemas que causa, reduz a absorção do gás carbônico da atmosfera pelas folhas dos vegetais. Na foto temos uma área desmatada à beira do Rio Cassiporé, Amapá, 2000.



CID

Pelas chaminés, são lançadas no ar grandes quantidades de gás carbônico.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 332 13/7/05, 19:34

Como conseqüência, o efeito estufa vem se intensificando, pois maiores quantidades de CO_2, na atmosfera, retêm cada vez mais radiações infravermelhas refletidas pela Terra, impedindo essas radiações de "escapar" para o espaço exterior. Além disso, os cientistas constataram que não só o CO_2 e o vapor de água retêm o calor refletido pela Terra, mas também partículas em suspensão no ar e outros gases poluentes, como o CO, NO_x, O_3, CFC, CH_4 (metano) etc. Esses gases passaram a ser chamados de **gases do efeito estufa**, e calcula-se que eles podem ser os responsáveis por até 50% desse efeito.

E quais são as ameaças do aumento do efeito estufa e do conseqüente aumento da temperatura da Terra? São inúmeras e — o que é pior — de difícil previsão. Vejamos alguns exemplos.

Um dos perigos desse problema é o **derretimento de parte das calotas polares**, com o conseqüente aumento do nível médio dos oceanos e a inundação de regiões baixas à beira-mar (por exemplo: cidades como o Rio de Janeiro, Nova York, Veneza etc.; e países como a Holanda, Bangladesh etc.).



CID

Icebergs. Territórios do Nordeste, Canadá.



CHRISTOPHE LEPETIT / GAMMA

Praça de São Marcos inundada. Veneza, Itália, 17/11/2002.

Também representam perigo as **modificações climáticas**, mais ou menos profundas, como:

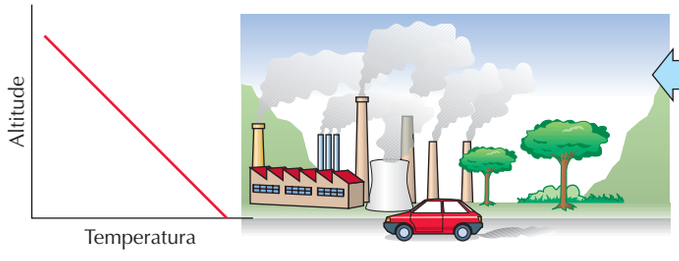
- alteração no regime das chuvas (regiões com muita chuva, havendo deslizamento de morros, e regiões com secas severas, ocorrendo desertificação);
- tempestades e furacões mais freqüentes e mais violentos;
- temperaturas mais altas.

Ocorreriam **alterações na agricultura**, não só devido às variações de temperatura e chuvas, mas também pela proliferação de pragas e insetos.

Haveria ainda **maior quantidade de CO_2** dissolvido nos oceanos, rios e lagos, provocando alterações no desenvolvimento dos corais e das carapaças de animais aquáticos, com reflexos em toda a vida vegetal e animal das águas.

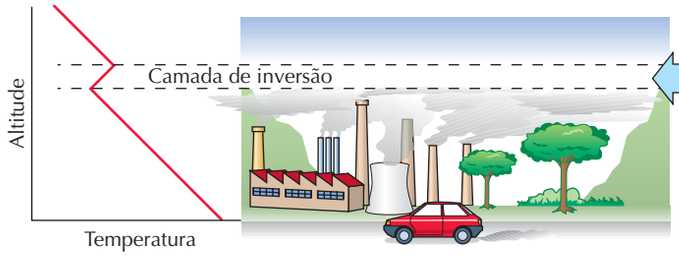
As grandes cidades e as grandes aglomerações industriais sofrem ainda mais os efeitos da poluição atmosférica, por ocasião de um fenômeno meteorológico conhecido como **inversão térmica**:

Sem inversão



Sem a inversão térmica, a temperatura do ar vai diminuindo gradativamente com a altitude, e os gases emitidos por fábricas e veículos sobem e se dispersam, pois são mais quentes que o próprio ar.

Com inversão



Com a inversão térmica, a temperatura do ar aumenta abruptamente na chamada **camada de inversão**; essa camada "abafa" a fumaça e "sufoca" a cidade.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 333 29/5/05, 21:04

As soluções para todos esses problemas são muito complicadas. De fato, essas soluções exigiriam a modificação do próprio modo de vida de todos os países industrializados do mundo, incluindo produção e uso mais eficiente e racional de matéria e energia; eliminação de todo e qualquer desperdício.

A **ONU** (Organização das Nações Unidas) tem organizado, nas últimas décadas, convenções internacionais sobre as mudanças climáticas, tais como as reuniões da ECO-92, no Rio de Janeiro, em 1992, o Protocolo de Kyoto (Japão), em 1997, a Reunião de Haia (Holanda), em 2000, a Reunião de Johannesburgo (África do Sul), em 2002 (e por isso chamada de Rio + 10). Em cada reunião é proposta uma longa lista de "boas intenções", que deveriam ser seguidas por todos os países do mundo. Infelizmente essas "boas intenções" não foram aplicadas até hoje, em razão de interesses econômicos, políticos, militares etc.

Desse modo, a situação na Terra vem piorando, como atestam as manchetes da imprensa, nos últimos tempos. Por exemplo:

- O mundo consome 20% mais do que pode repor;
- O topo do monte Everest está derretendo;
- No Alasca, até o gelo permanente está derretendo;
- O CO_2 irá aumentar a acidez dos oceanos;
- A intensificação do efeito estufa poderá devastar áreas agrícolas;
- O aquecimento global seria a causa de 160.000 mortes por ano, no mundo;
- O governo francês admitiu 10.000 mortos, devido aos efeitos do calor, no verão de 2003.

OS BICHOS



Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

36 O que é e qual a causa da intensificação do efeito estufa?

37 Cite três gases causadores do efeito estufa.

38 Cite três conseqüências possíveis do aumento do efeito estufa.

39 O que é inversão térmica?

40 (Mackenzie-SP) A combustão de carvão e de derivados de petróleo aumenta a concentração de um gás na atmosfera, provocando o aumento do efeito estufa. O gás em questão é:
a) $C\ell_2$
b) O_3
c) H_2
d) CO_2
e) O_2

41 (Mackenzie-SP) **"2002 África do Sul — Rio + 10**
Ouvidos atentos... Esperança.
Muito barulho. E o resultado? De positivo, quase nada.
Os compromissos assumidos no Rio para a redução da emissão de poluentes ficaram no papel. Pressionados, principalmente pelas indústrias automobilística e petrolífera, os países mais ricos e que mais poluem anunciaram novas metas de redução para 2012, bem aquém do necessário e do já assumido.
Para os ambientalistas e para os cientistas essa redução é irrisória e inócua.
E de 10 em 10 anos vão-se representando farsas."
O texto acima:
I. reflete a satisfação dos ambientalistas pela redução da emissão de poluentes.
II. mostra a vontade da indústria petrolífera em resolver já os problemas dos poluentes.
III. afirma que daqui a 10 anos os problemas causados pela poluição estarão equacionados.
IV. mostra que a emissão de poluentes deve ser tão-somente objeto de discussão.
V. afirma que os países ricos já eliminaram a emissão de poluentes.
Das afirmações feitas:
a) apenas I e III são corretas.
b) apenas II e III são corretas.
c) nenhuma é correta.
d) apenas IV e V são corretas.
e) apenas II e V são corretas.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 334 29/5/05, 21:04

42 (Enem-MEC) O Protocolo de Kyoto — uma convenção das Nações Unidas que é marco sobre mudanças climáticas — estabelece que os países mais industrializados devem reduzir até 2012 a emissão dos gases causadores do efeito estufa em pelo menos 5% em relação aos níveis de 1990. Essa meta estabelece valores superiores ao exigido para países em desenvolvimento. Até 2001, mais de 120 países, incluindo nações industrializadas da Europa e da Ásia, já haviam ratificado o protocolo. No entanto, nos EUA, o presidente George W. Bush anunciou que o país não ratificaria "Kyoto", com os argumentos de que os custos prejudicariam a economia americana e que o acordo era pouco rigoroso com os países em desenvolvimento. (Adaptado do *Jornal do Brasil*, 11 abril 2001.)

Na tabela encontram-se os dados sobre a emissão de CO_2.

Países	Emissões de CO_2 desde 1950 (bilhões de toneladas)	Emissões anuais de CO_2 *per capita*
Estados Unidos	186,1	16 a 36
União Européia	127,8	7 a 16
Rússia	68,4	7 a 16
China	57,6	2,5 a 7
Japão	31,2	7 a 16
Índia	15,5	0,8 a 2,5
Polônia	14,4	7 a 16
África do Sul	8,5	7 a 16
México	7,8	2,5 a 7
Brasil	6,6	0,8 a 2,5

World Resources 2000/2001.

Considerando os dados da tabela, qual é a alternativa que representa um argumento que se contrapõe à justificativa dos EUA de que o acordo de Kyoto foi pouco rigoroso com países em desenvolvimento?

a) A emissão acumulada da União Européia está próxima à dos EUA.
b) Nos países em desenvolvimento as emissões são equivalentes às dos EUA.
c) A emissão *per capita* da Rússia assemelha-se à da União Européia.
d) As emissões de CO_2 nos países em desenvolvimento citados são muito baixas.
e) A África do Sul apresenta uma emissão anual *per capita* relativamente alta.

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

43 (Fuvest-SP) A dose diária recomendada do elemento cálcio para um adulto é de 800 mg. Suponha certo suplemento nutricional à base de casca de ostras que seja 100% $CaCO_3$ (massas molares, em g/mol: Ca = 40; O = 16; C = 12). Se um adulto tomar diariamente dois tabletes desse suplemento de 500 mg cada, qual porcentagem de cálcio da quantidade recomendada essa pessoa está ingerindo?

a) 25% b) 40% c) 50% d) 80% e) 125%

44 (Aman-RJ) Uma argila apresenta 45% de sílica e 10% de umidade. Se secarmos completamente essa argila, o teor de sílica será:

a) 90% b) 50% c) 45% d) 55% e) 100%

45 (IME-RJ) Uma fonte de vanádio é o mineral vanadinita, cuja fórmula é $Pb_5(VO_4)_3C\ell$. Determine:

a) a porcentagem em massa de vanádio nesse mineral;
b) a massa em gramas de vanádio numa amostra que contém $2{,}4 \cdot 10^{24}$ átomos de cloro.

46 (Cesgranrio-RJ) Uma substância que contém somente Kr e F fornece, por aquecimento, 45 mL de Kr(g) e 90 mL de F_2(g), nas mesmas condições de temperatura e pressão. Qual a fórmula mínima da substância?

a) KrF b) KrF_2 c) KrF_4 d) Kr_2F e) Kr_3F

47 (Cesgranrio-RJ) Qual a massa atômica de *X*, se 46,5 g do composto $X_3(PO_4)_2$ contêm 18,0 g de *X*?

a) 9,0 b) 11,0 c) 24,5 d) 27,0 e) 40,0

48 (UFF-RJ) No combate à dor e à febre um medicamento muito utilizado é a aspirina, cuja composição centesimal é: C = 60,00%, H = 4,45% e O = 35,56%.

Sabendo-se que em uma amostra de aspirina com 0,18 g de massa existem $6{,}02 \cdot 10^{20}$ moléculas, conclui-se que a fórmula molecular desse composto é:

a) $C_9H_6O_3$ c) $C_{10}H_{12}O_3$ e) $C_8H_8O_4$
b) $C_8H_4O_5$ d) $C_9H_8O_4$

49 (Vunesp) As substâncias indicadas abaixo são de grande importância como fertilizantes porque fornecem nitrogênio. Indique qual delas é potencialmente a mais rica fonte desse elemento (massas atômicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16; S = 32; K = 39).

a) Uréia, $CO(NH_2)_2$
b) Nitrato de amônio, NH_4NO_3
c) Sulfato de amônio, $(NH_4)_2SO_4$
d) Guanidina, $HNC(NH_2)_2$
e) Nitrato de potássio, KNO_3

50 (UFRJ) Nitrogênio é um dos elementos mais importantes para o desenvolvimento das plantas. Apesar dos processos naturais de fornecimento do mesmo, grande parte necessária para a agricultura é suprida através da adição de fertilizantes. Tais fertilizantes são comercializados sob forma de uréia, sulfato de amônio e nitrato de amônio.

A tabela a seguir apresenta os preços desses fertilizantes por tonelada.

Produto	Fórmulas	Preço do produto (expresso em reais por tonelada)
Uréia	NH_2CONH_2	230,00
Sulfato de amônio	$(NH_4)_2SO_4$	210,00
Nitrato de amônio	NH_4NO_3	335,00

a) Com base na proporção (em massa) de nitrogênio em cada um dos fertilizantes, indique qual deles é o mais barato. Justifique.
b) O sulfato de amônio pode ser obtido industrialmente pela reação do carbonato de amônio com o sulfato de cálcio. Escreva a equação que descreve essa reação química.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 13-QF1-PNLEM 335 6/7/05, 15:02

Capítulo 14

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

MARTIN BOND / SPL-STOCK PHOTOS



Indústria química em Runcorn, Cheschire, Inglaterra.

Tópicos do capítulo

1 Introdução

2 Casos gerais de cálculo estequiométrico

3 Casos particulares de cálculo estequiométrico

Leitura: *Produção do ferro e do aço*

Apresentação do capítulo

O padeiro estima a quantidade de farinha para fazer certo número de pães. A montadora de automóveis calcula o número de peças que irá precisar no mês. As equipes de Fórmula 1 calculam a quantidade de combustível para os carros completarem um certo número de voltas no circuito. Num exame de sangue, o laboratório calcula os índices pedidos pelo médico. O banco calcula os juros a serem cobrados por um empréstimo. E assim por diante.

Lembre-se também que muitas profissões são baseadas em cálculos: economistas, administradores, contadores, engenheiros, agrimensores, projetistas etc.

Na Química, não podia ser diferente. Um dos interesses principais é o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos de uma reação, isto é, o cálculo estequiométrico.

1 INTRODUÇÃO

Tanto no laboratório como na indústria química, é muito importante calcular as quantidades das substâncias que são utilizadas ou produzidas nas reações químicas. Aliás, esse cálculo é importante também em nosso cotidiano. Ao preparar um bolo, por exemplo, devemos misturar os ingredientes (farinha, ovos, açúcar etc.) numa proporção adequada. Caso contrário, ao levar o bolo ao forno, a **reação química** que aí se processa não atingirá o resultado desejado.



JACEK IWANICKI / KINO

O consumo de combustível depende do tamanho, da potência e da velocidade do veículo.



EDUARDO SANTALIESTRA / CID

Quando um bolo é preparado, os ingredientes são misturados em quantidades muito bem definidas.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

De modo geral, esses cálculos são simples. Por exemplo, se fizermos a seguinte pergunta: "Se, para preparar **um** bolo, precisamos de **3** ovos, então quantos ovos serão necessários para preparar **dois** bolos? Qualquer pessoa responderá "de cabeça": **6** ovos. Esse é um cálculo típico entre duas grandezas (bolos e ovos) **diretamente proporcionais**. Essa é também a idéia fundamental do **cálculo estequiométrico**.

Do ponto de vista matemático, o cálculo estequiométrico exige apenas as quatro operações fundamentais: soma, subtração, multiplicação e divisão.



MAURÍCIO DE SOUSA PRODUÇÕES

Daí a definição

Cálculo estequiométrico ou **estequiometria** (do grego: *stoikheion*, elemento; *metron*, medição) é o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas feito com base nas leis das reações e executado, em geral, com o auxílio das equações químicas correspondentes.

Capitulo 14a-QF1-PNLEM 337 29/5/05, 21:08

O cálculo estequiométrico é uma decorrência das leis das reações químicas e da teoria atômico-molecular. Nesse cálculo, são utilizadas, normalmente, as informações quantitativas existentes na própria equação que representa a reação química. Por exemplo:

• a equação	**N_2 (g)**	+	**3 H_2 (g)**	⟶	**2 NH_3 (g)**
• nos indica que	1 molécula de N_2	+	3 moléculas de H_2	⟶	2 moléculas de NH_3
• e também que	1 mol de N_2	+	3 mols de H_2	⟶	2 mols de NH_3
• ou que	28 g de N_2	+	3 · 2 g de H_2	⟶	2 · 17 g de NH_3
• ou ainda que	1 litro de N_2	+	3 litros de H_2	⟶	2 litros de NH_3

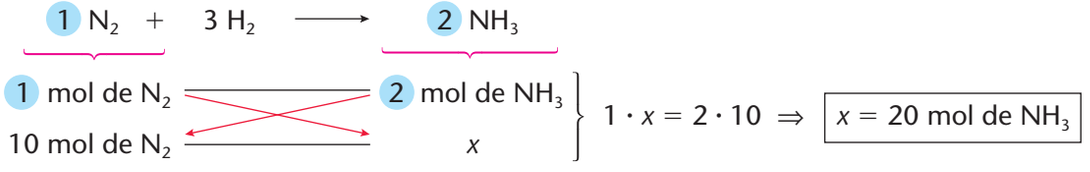
(Esta última linha só vale para gases a *P* e *T* constantes.)

De acordo com as leis das reações, as proporções acima são constantes, permitindo a montagem de uma regra de três para calcular as quantidades envolvidas na reação. Por exemplo:

• a equação 1 N_2 + 3 H_2 ⟶ 2 NH_3

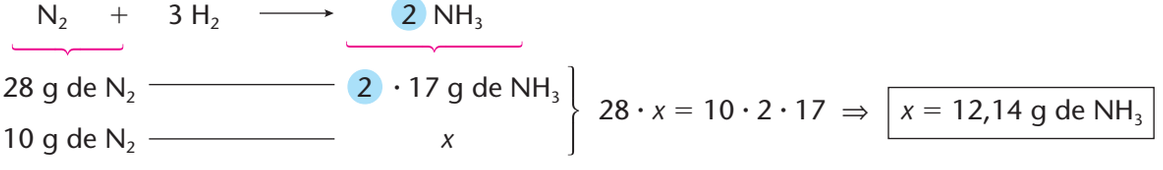
• indica que 1 mol N_2 reage com 3 mol H_2 produzindo 2 mol NH_3

Sendo assim, o cálculo das quantidades que reagem e são produzidas é facílimo, quando feito **em mols**. Por exemplo, se fosse perguntado quantos mols de NH_3 são produzidos a partir de 10 mols de N_2, bastaria "olhar" para as relações acima e responder "de cabeça" que são produzidos 20 mols de NH_3. Esse cálculo é traduzido matematicamente pela seguinte **regra de três**:



Veja que, no cálculo acima, usamos uma regra matemática: "Entre grandezas diretamente proporcionais, a multiplicação 'em cruz' dará produtos iguais".

Generalizando, o cálculo estequiométrico (ou seja, a regra de três) poderá ser feito em outras unidades — gramas, quilogramas, toneladas, número de moléculas etc. Bastará "traduzir" a quantidade de mols que aparece na equação química para a unidade que for mais conveniente à resolução do problema. Por exemplo, se fosse perguntado qual é a massa de NH_3, em gramas, produzida a partir de 10 g de N_2, teríamos, após calcular as massas molares, $N_2 = 2 \cdot 14 = 28$ g e $NH_3 = 14 + 3 \cdot 1 = 17$ g:



Para resolver problemas envolvendo cálculo estequiométrico mais rapidamente, vamos mencionar algumas regras:

Regras fundamentais

1ª) **Escrever a equação química** mencionada no problema.

2ª) **Balancear** ou **acertar os coeficientes** dessa equação (lembre-se de que os coeficientes indicam a proporção em mols existente entre os participantes da reação).

3ª) **Estabelecer uma regra de três** entre o dado e a pergunta do problema, obedecendo aos coeficientes da equação, que poderá ser escrita em massa, ou em volume, ou em mols, conforme as conveniências do problema.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 CASOS GERAIS DE CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

2.1. Quando o dado e a pergunta são expressos em massa

Exemplo

Calcular a massa de óxido cúprico obtida a partir de 2,54 g de cobre metálico (massas atômicas: O = 16; Cu = 63,5).

***Resolução*:**

- equação balanceada: $\underbrace{2\ Cu}_{} + O_2 \longrightarrow \underbrace{2\ CuO}_{}$
- informação da equação: $\underbrace{2 \text{ mols de Cu}}_{} \xrightarrow{\text{produzem}} \underbrace{2 \text{ mols de CuO}}_{}$

Dado em massa → $2 \cdot 63{,}5$ g ——— $2 \cdot 79{,}5$ g ← Pergunta em massa

$2{,}54$ g ——— x

$$x = \frac{2{,}54 \cdot 2 \cdot 79{,}5}{2 \cdot 63{,}5} \Rightarrow \boxed{x = 3{,}18 \text{ g de CuO}}$$

Neste exemplo, a regra de três obtida da equação foi montada em **massa** (gramas), pois tanto o dado como a pergunta do problema estão expressos em massa.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

Exercício resolvido

1 (UFSM-RS) O ácido fosfórico, usado em refrigerantes do tipo "cola" e possível causador da osteoporose, pode ser formado a partir da equação não-balanceada:

$$Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow H_3PO_4 + CaSO_4$$

Partindo-se de 62 g de $Ca_3(PO_4)_2$ e usando-se quantidade suficiente de H_2SO_4, qual, em gramas, a massa aproximada de H_3PO_4 obtida?

a) 19 c) 39 e) 51
b) 25 d) 45

Resolução

Inicialmente devemos acertar os coeficientes da equação:

$$\underbrace{Ca_3(PO_4)_2}_{} + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow \underbrace{2\ H_3PO_4}_{} + 3\ CaSO_4$$

310 g ——— $2 \cdot 98$ g
62 g ——— x

$\boxed{x = 39{,}2 \text{ g de } H_3PO_4}$

Alternativa c

2 (UFV-MG) O alumínio (Aℓ) reage com o oxigênio (O_2) de acordo com a equação química balanceada a seguir:

$$4\ A\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ A\ell_2O_3\ (s)$$

A massa, em gramas, de óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$) produzida pela reação de 9,0 g de alumínio com excesso de oxigênio é:

a) 17 c) 8,5 e) 27
b) 34 d) 9,0

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14a-QF1-PNLEM 339 29/5/05, 21:09

3 (Ufac) Utilizando 148 g de hidróxido de cálcio $Ca(OH)_2$, a massa obtida de $CaC\ell_2$, segundo a equação balanceada, é:

$$2\ HC\ell\ (aq) + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaC\ell_2\ (aq) + 2\ H_2O$$

Dados: Ca — 40 g/mol; $C\ell$ — 35,5 g/mol; O — 16 g/mol; H — 1 g/mol.

a) 111 g c) 222 g e) 22,4 g
b) 75,5 g d) 74 g

4 (UFF-RJ) Acompanhando a evolução dos transportes aéreos, as modernas caixas-pretas registram centenas de parâmetros a cada segundo, constituindo recurso fundamental na determinação das causas de acidentes aeronáuticos. Esses equipamentos devem suportar ações destrutivas e o titânio, metal duro e resistente, pode ser usado para revesti-los externamente.
O titânio é um elemento possível de ser obtido a partir do tetracloreto de titânio por meio da reação não-balanceada:

$$TiC\ell_4\ (g) + Mg\ (s) \longrightarrow MgC\ell_2\ (\ell) + Ti\ (s)$$

Considere que essa reação foi iniciada com 9,5 g de $TiC\ell_4$ (g). Supondo-se que tal reação seja total, a massa de titânio obtida será, aproximadamente:

a) 1,2 g c) 3,6 g e) 7,2 g
b) 2,4 g d) 4,8 g

5 (Vunesp) O carbonato de cálcio ($CaCO_3$), principal constituinte do calcário, é um sal usado na agricultura para corrigir a acidez do solo. Esse sal, ao ser aquecido vigorosamente, sofre decomposição térmica, produzindo óxido de cálcio (CaO) e gás carbônico (CO_2). Considerando a massa molar do $CaCO_3$ = 100 g/mol, do CaO = 56 g/mol e do CO_2 = 44 g/mol, e que 10 kg de carbonato de cálcio puro sofreram decomposição térmica, a quantidade de óxido de cálcio produzido será de:

a) 2.200 g d) 5.600 g
b) 2.800 g e) 11.200 g
c) 4.400 g

6 (Ceeteps-SP) Um dos mecanismos de destruição da camada de ozônio na atmosfera é representado pela equação:

$$NO\ (g) + O_3\ (g) \longrightarrow NO_2\ (g) + O_2\ (g)$$

(massas molares: N = 14 g · mol^{-1}; O = 16 g · mol^{-1}.)
Considerando que um avião supersônico de transporte de passageiros emita 3 toneladas de NO (g) por hora de vôo, a quantidade de ozônio, em toneladas, consumida em um vôo de 7 horas de duração é:

a) 336,0 d) 21,0
b) 70,0 e) 13,1
c) 33,6

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

7 (UFF-RJ) O fósforo elementar é industrialmente obtido pelo aquecimento de rochas fosfáticas com coque, na presença de sílica.
Considere a reação

$$2\ Ca_3(PO_4)_2 + 6\ SiO_2 + 10\ C \longrightarrow P_4 + 6\ CaSiO_3 + 10\ CO$$

e determine quantos gramas de fósforo elementar são produzidos a partir de 31,0 g de fosfato de cálcio.

a) 3,10 g c) 12,40 g e) 62,00 g
b) 6,20 g d) 32,00 g

8 (UnB-DF) A respiração aeróbia, processo complexo que ocorre nas células das plantas e dos animais, pode, simplificadamente, ser representada pela seguinte equação não-balanceada:

$$C_6H_{12}O_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

Considerando as massas atômicas M_a(C) = 12 u, M_a(H) = 1 u e M_a(O) = 16 u, calcule, em gramas, a quantidade de gás carbônico produzida na reação completa de 36 g de glicose. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

9 (PUC-MG) Fosfogênio, $COC\ell_2$, é um gás venenoso. Quando inalado, reage com a água nos pulmões para produzir ácido clorídrico ($HC\ell$), que causa graves danos pulmonares, levando, finalmente, à morte: por causa disso, já foi até usado como gás de guerra. A equação química dessa reação é:

$$COC\ell_2 + H_2O \longrightarrow CO_2 + 2\ HC\ell$$

Se uma pessoa inalar 198 mg de fosfogênio, a massa de ácido clorídrico, em gramas, que se forma nos pulmões, é igual a:

a) $1{,}09 \cdot 10^{-1}$ d) $3{,}65 \cdot 10^{-2}$
b) $1{,}46 \cdot 10^{-1}$ e) $7{,}30 \cdot 10^{-2}$
c) $2{,}92 \cdot 10^{-1}$

10 (Vunesp) Um químico quer extrair todo o ouro contido em 68,50 g de cloreto de ouro (III) di-hidratado, $AuC\ell_3 \cdot 2\ H_2O$, através da eletrólise de solução aquosa do sal. Indique a massa de ouro, em gramas, obtida, após redução de todo o metal (Dados: Au = 200 g/mol; $AuC\ell_3 \cdot 2\ H_2O$ = 342,5 g/mol.)

a) 34,25 b) 40,00 c) 44,70 d) 68,50 e) 100,0

Observação: Basta considerar que cada molécula $AuC\ell_3 \cdot 2\ H_2O$ encerra um átomo Au.

11 (UFSCar-SP) O alumínio metálico é obtido pela redução eletrolítica da bauxita, na presença da criolita que age como fundente, abaixando o ponto de fusão da bauxita de 2.600 °C para cerca de 1.000 °C.



WERNER RUDHART / KINO

Extração de bauxita na Alunorte, Pará, 2002.

Considerando que a bauxita é composta por óxido de alumínio, $A\ell_2O_3$, a massa em toneladas de alumínio metálico a partir de 51,0 toneladas de bauxita é de:

a) 23,5 b) 25,5 c) 27,0 d) 32,0 e) 39,3

12 (UCB-DF) Através do aquecimento em corrente de oxigênio, um metal *Me* é transformado no seu óxido correspondente de acordo com a equação:

$$Me + \frac{1}{2}\ O_2 \longrightarrow MeO$$

Sabendo que, quando 4 g desse metal reagem com oxigênio, obtêm-se 5,6 g do óxido, determine a massa atômica desse metal. (Dado: O = 16.)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.2. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em volume (ou vice-versa)

Exemplo

Calcular o volume de gás carbônico obtido, nas condições normais de pressão e temperatura, por calcinação de 200 g de carbonato de cálcio (massas atômicas: C = 12; O = 16; Ca = 40).

Resolução:

- equação balanceada: $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$
- informação da equação: 1 mol de $CaCO_3$ produz 1 mol de CO_2

Dado em massa: 100 g ——— 22,4 L (CNPT) :Pergunta em volume

200 g ——— V_0

$$V_0 = \frac{200 \cdot 22,4}{100} \Rightarrow \boxed{V_0 = 44,8 \text{ L de } CO_2 \text{ (CNPT)}}$$

Agora a regra de três é, "de um lado", em **massa** (porque o dado foi fornecido em **massa**) e, "do outro lado", em **volume** (porque a pergunta foi feita em **volume**).

Uma variação interessante desse problema seria o caso de o enunciado pedir o volume final do CO_2 não nas condições normais de pressão e temperatura, mas sim em outras condições. Digamos, a 700 mmHg e 27 °C. Um dos caminhos possíveis seria efetuar a resolução, chegar aos 44,8 L de CO_2 (CNPT) e, em seguida, aplicar a equação geral dos gases:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \Rightarrow \frac{700 \cdot V}{300} = \frac{760 \cdot 44,8}{273} \Rightarrow \boxed{V = 53,4 \text{ L de } CO_2}$$

Outro caminho possível seria efetuar a regra de três anterior da seguinte maneira:

$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

100 g ——— 1 mol

200 g ——— n

$\Rightarrow \boxed{n = 2 \text{ mol de } CO_2}$

E, em seguida, aplicar a equação de Clapeyron:

$$PV = nRT \Rightarrow 700 \cdot V = 2 \cdot 62,3 \cdot 300 \Rightarrow \boxed{V = 53,4 \text{ L de } CO_2}$$

Evidentemente, é bom recordar que o uso do volume molar (22,4 L) e das relações $\frac{PV}{T}$ e $PV = nRT$ **somente pode ser feito para substâncias gasosas**.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

Exercício resolvido

13 (Cesgranrio-RJ) O CO_2 produzido pela decomposição térmica de 320 g de carbonato de cálcio teve seu volume medido a 27 °C e 0,8 atm. (Dados: Ca = 40; C = 12; O = 16; $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$). O valor, em litros, encontrado foi:

a) 22,4 b) 44,8 c) 67,2 d) 71,6 e) 98,4

1ª resolução

$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

100 g ——— 22,4 L (CN)

320 g ——— V_0

$\Rightarrow V_0 = 71,68 \text{ L de } CO_2 \text{ (CNPT)}$

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \Rightarrow \frac{1 \cdot 71,68}{273} = \frac{0,8 \cdot V}{300} \Rightarrow \boxed{V = 98,4 \text{ L de } CO_2}$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14a-QF1-PNLEM 341 29/5/05, 21:10

2ª resolução

$$\underbrace{CaCO_3} \longrightarrow CaO + \underbrace{CO_2}$$

$$\left.\begin{array}{l} 100\ g \text{ ——————— } 1\ mol \\ 320\ g \text{ ——————— } n \end{array}\right\} \quad n = 3{,}2 \text{ mol de } CO_2$$

$$PV = nRT \Rightarrow 0{,}8 \cdot V = 3{,}2 \cdot 0{,}082 \cdot 300 \Rightarrow \boxed{V = 98{,}4 \text{ L de } CO_2}$$

A pequena diferença entre as duas respostas deve-se ao valor aproximado da constante *R*.
Alternativa **e**

14 (Mackenzie-SP)

$$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(g)$$

O volume de CO_2, medido a 27 °C e 1 atm, produzido na combustão de 960,0 g de metano, é:
a) 60,0 L
b) 1.620,0 L
c) 1.344,0 L
d) 1.476,0 L
e) 960,0 L

Dados:
• massa molar do CH_4 = 16 g/mol
• constante universal dos gases: $R = 0{,}082\ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$.

15 (Ceeteps-SP) Antiácido estomacal, preparado à base de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$), reduz a acidez estomacal provocada pelo excesso de ácido clorídrico segundo a reação:

$$HC\ell\,(aq) + NaHCO_3\,(aq) \longrightarrow NaC\ell\,(aq) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$$

(massa molar $NaHCO_3$ = 84 g/mol; volume molar = 22,4 L/mol a 0 °C e 1 atm).
Para cada 1,87 g de bicarbonato de sódio, o volume de gás carbônico liberado a 0 °C e 1 atm é de aproximadamente:
a) 900 mL
b) 778 mL
c) 645 mL
d) 493 mL
e) 224 mL

16 (Unifor-CE) A decomposição total de 100 g de carbonato de cálcio ($CaCO_3$) em óxido de cálcio e dióxido de carbono, que volume produzirá deste último quando medido a 1 atm e 25 °C? (Dados: volume molar de gás a 1 atm e 25 °C = 25 L/mol; massas molares, em g/mol: $CaCO_3$ = 100; CO_2 = 44.)
a) 10 L
b) 15 L
c) 25 L
d) 50 L
e) 100 L

17 (Cesgranrio-RJ) Numa estação espacial, emprega-se óxido de lítio para remover o CO_2 no processo de renovação do ar de respiração, segundo a equação:

$$Li_2O + CO_2 \longrightarrow Li_2CO_3$$

(Dados: C = 12; O = 16; Li = 7.)
Sabendo-se que são utilizadas unidades de absorção contendo 1,8 kg de Li_2O, o volume máximo de CO_2, medido nas CNPT, que cada uma delas pode absorver, é:
a) 1.800 L
b) 1.344 L
c) 1.120 L
d) 980 L
e) 672 L

18 (UFPI) Pilotos levam tabletes de LiH para, no caso de acidente no mar, encher barcos ou coletes salva-vidas com gás hidrogênio obtido da reação desse composto com água:

$$LiH + H_2O \longrightarrow LiOH + H_2$$

Considerando $R = 0{,}082\ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$, indique quantos gramas de LiH são necessárias para inflar um barco salva-vidas, de volume igual a 8,20 L, pressão de 3,00 atm e temperatura de 27,0 °C.
a) 7,94 g
b) 11,1 g
c) 37,8 g
d) 44,4 g
e) 87,7 g

19 (UFSM-RS) O *airbag* é inflado quando o nitrogênio (N_2) é produzido através do azoteto de sódio, em condições especiais. Uma das reações envolvidas nesse processo é

$$2\,NaN_3\,(s) \longrightarrow 2\,Na\,(s) + 3\,N_2\,(g)$$

Considerando CNPT e o volume molar 22,7 L, a massa de azoteto de sódio necessária para inflar um *airbag* de 10 L com nitrogênio, conforme a equação dada, é, aproximadamente:
a) 0,19 g
b) 1,9 g
c) 19 g
d) 130 g
e) 68 g

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

20 (UFSM-RS) Os CFCs, gases clorofluorcarbonetos, propelentes de *sprays*, ao atingirem 40 km de altitude, são decompostos pela radiação ultravioleta. Em conseqüência, átomos de cloro são liberados, destruindo a camada de ozônio, conforme a reação:

$$C\ell + O_3\,(g) \longrightarrow C\ell O\,(g) + O_2\,(g).$$

Atendendo a essa equação balanceada e considerando volume molar 22,7 L e CNPT, pode-se afirmar que 0,71 g de $C\ell$, nesse processo, fornecerá:

a) 0,454 L de O_2 b) 4,54 L de O_2 c) 45,4 L de O_2 d) 22,7 L de O_2 e) 11,4 L de O_2

21 (UFF-RJ) O hidróxido de lítio, LiOH, por seu baixo peso molecular, tem sido utilizado para a renovação do ar no interior das espaçonaves, onde absorve o CO_2 exalado pelos astronautas, segundo a reação incompleta:

$$LiOH\,(s) + CO_2\,(g) \longrightarrow X\,(s) + H_2O\,(\ell)$$

Determine o volume máximo de CO_2 à pressão de 781 mmHg que pode ser absorvido por 348 mg de LiOH à temperatura de 21 °C.

22 (Fatec-SP) A destruição em massa por armas químicas constitui-se num dos maiores temores da sociedade civilizada atual. Entre os mais temidos agentes químicos destacam-se o VX, de propriedades semelhantes às do Sarin, porém mais tóxico, e o gás mostarda, também letal. A denominação do "gás mostarda" foi dada devido à cor semelhante do condimento e a seu efeito picante sobre a pele. A atuação desse gás se deve, entre outras coisas, à sua reação com a água, produzindo $HC\ell$, o responsável pela irritação da pele, dos olhos e do sistema respiratório. Assim, com base na equação:

$$\underbrace{C\ell{-}CH_2CH_2{-}S{-}CH_2CH_2{-}C\ell + 2\,HOH}_{\text{Gás mostarda}} \longrightarrow HO{-}CH_2CH_2{-}S{-}CH_2CH_2{-}OH + \underbrace{2\,HC\ell}_{\text{Gás clorídrico}}$$

e supondo um rendimento de 100% no processo, o volume de gás clorídrico, nas condições ambiente, obtido a partir de 1 tonelada de gás mostarda é aproximadamente: (Dados: volume molar, nas condições ambiente = 24,5 L/mol; massa molar do gás mostarda = 159 g/mol.)

a) $1{,}5 \cdot 10^5$ L b) $3{,}1 \cdot 10^5$ L c) $6{,}5 \cdot 10^5$ L d) $3{,}2 \cdot 10^7$ L e) $2{,}8 \cdot 10^4$ L

23 (UFJF-MG) Sabendo-se que, nas CNPT, 1 mol de qualquer gás ocupa um volume igual a 22,4 L, determine a massa, em gramas, de gás carbônico que se obtém, quando se provoca a combustão completa de 5,6 L do gás metano nas CNPT.

a) 22,4 b) 5,6 c) 28 d) 44 e) 11

24 (UFR-RJ) Um motor a álcool emite, na queima do combustível, gás carbônico e água. Levando-se em conta que o oxigênio queima estequiometricamente o álcool e que foram consumidos 30 litros de combustível, calcule o que se solicita abaixo, considerando:

1) densidade do etanol = 0,8 kg/litro
2) $C_2H_6O + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$

a) a quantidade de água produzida na descarga;
b) o volume de gás carbônico emitido nas condições normais;
c) o volume de oxigênio utilizado a 30 °C em pressão atmosférica.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.3. Quando o dado e a pergunta são expressos em volume

Exemplo

Um volume de 15 L de hidrogênio, medido a 15 °C e 720 mmHg, reage completamente com cloro. Qual é o volume de gás clorídrico produzido na mesma temperatura e pressão?

Resolução:

- equação balanceada: $\underbrace{H_2\,(g)} + C\ell_2\,(g) \longrightarrow \underbrace{2\,HC\ell\,(g)}$
- informação da equação: $\underbrace{1 \text{ volume de } H_2} \xrightarrow{\text{produz}} \underbrace{2 \text{ volumes de } HC\ell}$

Dado em volume	1 L	2 L	Pergunta em volume
	15 L	V	

$$V = \frac{15 \cdot 2}{1} \Rightarrow \boxed{V = 30 \text{ L de } HC\ell \text{ (a 15 °C e 720 mmHg)}}$$

Capitulo 14a-QF1-PNLEM 343 29/5/05, 21:10

O cálculo estequiométrico entre **volumes de gases** é um cálculo **direto** e **imediato**, desde que os gases estejam **nas mesmas condições de pressão e temperatura**. De fato, as leis volumétricas de Gay-Lussac (página 291) e a lei de Avogadro (página 291) permitem afirmar que a **proporção dos volumes gasosos** que reagem e são produzidos numa reação **coincide** com a própria **proporção dos coeficientes da equação química** dessa reação. No entanto, se o dado e a pergunta do problema são volumes gasosos em condições diferentes de pressão e temperatura entre si, devemos usar a relação $\frac{PV}{T}$ no início ou no fim dos cálculos, pois a regra de três **somente admite volumes nas mesmas pressão e temperatura** (quaisquer que sejam P e T).

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

25 Considerando a reação $N_2(g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$, calcule quantos litros de NH_3 (g) são obtidos a partir de 3 litros de N_2 (g). Considere todos os gases nas CNPT.

26 (UGF-RJ) Uma das transformações que acontecem no interior dos "catalisadores" dos automóveis modernos é a conversão do CO em CO_2, segundo a reação $CO + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2$. Admitindo-se que um motor tenha liberado 1.120 L de CO (medido nas CNPT), o volume de O_2 (medido nas CNPT) necessário para converter todo o CO em CO_2 é, em litros, igual a:

a) 2.240 c) 560 e) 336
b) 1.120 d) 448

27 Quantos litros de oxigênio são necessários para reagir completamente com 40 L de monóxido de carbono? Quantos litros de gás carbônico serão formados nessa reação? (Os três gases foram medidos a 22 °C e 720 mm de mercúrio.)

2.4. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em mols (ou vice-versa)

Exemplo

Quantos mols de ácido clorídrico são necessários para produzir 23,4 gramas de cloreto de sódio? (Massas atômicas: Na = 23; Cℓ = 35,5)

Resolução:

- equação balanceada: $\underbrace{HC\ell} + NaOH \longrightarrow \underbrace{NaC\ell} + H_2O$
- informação da equação: $\underbrace{1\ mol\ de\ HC\ell}$ produz $\underbrace{1\ mol\ de\ NaC\ell}$

Pergunta em mols: 1 mol ——— 58,5 g :Dado em massa
n ——— 23,4 g

$$n = \frac{23,4}{58,5} \Rightarrow \boxed{n = 0,4\ mol\ de\ HC\ell}$$

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

28 (UCB-MS) Dada a equação química não-balanceada:

$Na_2CO_3 + HC\ell \longrightarrow NaC\ell + CO_2 + H_2O$

A massa de carbonato de sódio que reage completamente com 0,25 mol de ácido clorídrico é:

a) 6,62 g c) 13,25 g e) 20,75 g
b) 26,50 g d) 10,37 g

29 (UEMG) O ferro metálico, em contato com o gás oxigênio, durante alguns meses, sofre oxidação chegando a um tipo de ferrugem denominado óxido férrico. Quantos mols de ferro metálico são oxidados por 134,4 litros de gás oxigênio, medido nas CNPT? (Fe = 56; O = 16).

a) 2,0 mols c) 6,0 mols e) 8,0 mols
b) 4,0 mols d) 10,0 mols

30 (PUC-RJ) Na poluição atmosférica, um dos principais irritantes para os olhos é o formaldeído, CH_2O, o qual é formado pela reação do ozônio com o etileno:

$O_3\ (g) + C_2H_4\ (g) \longrightarrow 2\ CH_2O\ (g) + O\ (g)$

Num ambiente com excesso de O_3 (g), quantos mols de etileno são necessários para formar 10 mols de formaldeído?

a) 10 mols d) 2 mols
b) 5 mols e) 1 mol
c) 3 mols

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

31 (UFMG) Um ser humano adulto sedentário libera, ao respirar, em média, 0,880 mol de CO_2 por hora. A massa de CO_2 pode ser calculada, medindo-se a quantidade de $BaCO_3$ (s), produzida pela reação:

$$Ba(OH)_2\ (aq) + CO_2\ (g) \longrightarrow BaCO_3\ (s) + H_2O\ (\ell)$$

Suponha que a liberação de CO_2 (g) seja uniforme nos períodos de sono e de vigília. A alternativa que indica a **massa** de carbonato de bário que seria formada pela reação do hidróxido de bário com o CO_2 (g), produzido durante 30 minutos, é aproximadamente:

a) 197 g b) 173 g c) 112 g d) 86,7 g e) 0,440 g

32 (UFR-RJ) Considere a reação $Zn\ (s) + HC\ell\ (aq) \longrightarrow ZnC\ell_2\ (aq) + H_2\ (g)$.

a) Faça o balanceamento da referida reação.

b) Sabendo-se que 73 g do ácido clorídrico reagem completamente, calcule o número de mols do cloreto de zinco formado.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

33 (UFPE) O azoteto de sódio, NaN_3, quando inflamado sofre decomposição rápida fornecendo nitrogênio gasoso que é utilizado para inflar os sacos de ar (*airbags*) de automóveis, de acordo com a reação:

$$2\ NaN_3\ (s) \longrightarrow 2\ Na\ (s) + 3\ N_2\ (g).$$

Quantos mols de azida de sódio são necessários para gerar nitrogênio suficiente para encher um saco de plástico de 44,8 L a 0 °C e à pressão atmosférica?

Dados: $R = 0{,}082\ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$

Massa atômica (g/mol): N = 14; Na = 23

Considere que o nitrogênio gasoso tem comportamento ideal nas condições acima.

a) $\frac{1}{3}$ b) 2 c) 3 d) $\frac{2}{3}$ e) $\frac{4}{3}$

34 (Unifor-CE) A dissolução de NO_2 (g) em água produz ácido nítrico, de acordo com a equação não-balanceada:

$$NO_2 + H_2O \longrightarrow H^+ + NO_3^- + NO$$

Nessa reação, quantos mols de ácido nítrico são obtidos pelo consumo de 3 mols de NO_2?

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

35 (Fatec-SP) O enxofre é uma impureza presente na gasolina e um dos responsáveis pela chuva ácida nos grandes centros urbanos. O teor de enxofre na gasolina pode ser determinado queimando-se uma amostra do combustível, oxidando-se os produtos gasosos com solução de peróxido de hidrogênio e titulando-se o ácido sulfúrico (H_2SO_4) assim formado.

A partir de uma amostra de 10,0 g de gasolina obtiveram-se $2{,}00 \cdot 10^{-3}$ mol de H_2SO_4 pelo método descrito.

A porcentagem de enxofre, em massa, na gasolina analisada, é de (Dado: massa molar do S = 32 g/mol.):

a) 0,196% c) 1,96% e) 20,0%

b) 0,640% d) 6,40%

36 (ITA-SP) Uma mistura de azoteto de sódio, NaN_3, e de óxido de ferro (III), Fe_2O_3, submetida a uma centelha elétrica reage muito rapidamente produzindo, entre outras substâncias, nitrogênio gasoso e ferro metálico. Na reação entre o azoteto de sódio e o óxido de ferro (III) misturados em proporções estequiométricas, a relação (em mol/mol) N_2 (g)/Fe_2O_3 é igual a:

a) $\frac{1}{2}$ c) $\frac{3}{2}$ e) 9

b) 1 d) 3

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.5. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em número de partículas (ou vice-versa)

Exemplo

Quantas moléculas de gás carbônico podem ser obtidas pela queima completa de 4,8 g de carbono puro? (Massa atômica: C = 12)

Resolução:

- equação balanceada: $\underbrace{C} + O_2 \longrightarrow \underbrace{CO_2}$
- informação da equação: $\underbrace{1\ mol\ de\ C} \longrightarrow \underbrace{1\ mol\ de\ CO_2}$

Dado em massa: 12 g ——— $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas ← Pergunta em número de partículas

4,8 g ——— x

$$x = \frac{4{,}8 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{12} \Rightarrow \boxed{x = 2{,}4 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas de } CO_2}$$

Capitulo 14a-QF1-PNLEM 345 29/5/05, 21:11

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

37 (UFR-RJ) O gás cianídrico é uma substância utilizada em câmara de gás. Esse composto é preparado por uma reação do ácido sulfúrico (H_2SO_4) com o cianeto de potássio (KCN). Com relação a esse composto, pede-se:
a) a equação química balanceada para sua obtenção;
b) o número de moléculas formado a partir de 32,5 g de cianeto de potássio.

38 (PUC-MG) Dada a reação:

$$\text{Ferro} + \text{Ácido clorídrico} \longrightarrow \text{Cloreto férrico} + \text{Hidrogênio}$$

o número de moléculas de gás hidrogênio, produzidas pela reação de 112 g de ferro, é igual a:
a) 1,5 c) $9,0 \cdot 10^{23}$ e) $3,0 \cdot 10^{24}$
b) 3,0 d) $1,8 \cdot 10^{24}$

39 (UFPE) Nas usinas siderúrgicas, a obtenção de ferro metálico a partir da hematita envolve a seguinte reação (não-balanceada):

$$Fe_2O_3\,(s) + CO\,(g) \longrightarrow Fe\,(s) + CO_2\,(g)$$

Percebe-se dessa reação que o CO_2 é liberado para a atmosfera, podendo ter um impacto ambiental grave relacionado com o efeito estufa. Qual o número de moléculas de CO_2 liberadas na atmosfera, quando um mol de óxido de ferro (III) é consumido na reação?
Considere: número de Avogadro igual a $6 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$.
a) $6 \cdot 10^{23}$ c) $12 \cdot 10^{23}$ e) $18 \cdot 10^{23}$
b) $24 \cdot 10^{23}$ d) $36 \cdot 10^{23}$

40 (UFRGS-RS) Os clorofluorcarbonos (CFCs) sofrem decomposição nas altas camadas da atmosfera, originando átomos de cloro, os quais atacam moléculas de ozônio (O_3), produzindo oxigênio. Supondo que 1 mol de ozônio seja totalmente transformado em moléculas de oxigênio, o número de moléculas produzidas é:
a) $3,01 \cdot 10^{23}$ c) $9,03 \cdot 10^{23}$ e) $18,06 \cdot 10^{23}$
b) $6,02 \cdot 10^{23}$ d) $12,04 \cdot 10^{23}$

41 (UFF-RJ) Em relação à produção de fosfato de sódio por meio da reação do ácido fosfórico com um excesso de hidróxido de sódio, pede-se:
a) a equação balanceada para a reação;
b) a quantidade, em gramas, de fosfato de sódio produzido ao se utilizar $2,5 \cdot 10^{23}$ moléculas de ácido fosfórico.

42 (Vunesp) Para transformar uma molécula de P_4O_{10} em ácido ortofosfórico, o número mínimo de moléculas de água necessário é:
a) 1 c) 4 e) $6 \cdot 10^{23}$
b) 2 d) 6

43 (UEM-PR) O principal componente do cimento do tipo portland é a cal virgem, nome popular do óxido de cálcio. Esse composto, quando hidratado, forma o hidróxido de cálcio, também conhecido como cal apagada. O volume de água necessário para reagir estequiometricamente com $18 \cdot 10^{23}$ moléculas de cal virgem é, em mL, igual a ...
Considere a densidade água igual a 1 g/mL.
(Dados: Ca = 40; O = 16 e H = 1.)

2.6. Havendo duas ou mais perguntas

Neste caso, teremos uma resolução para cada uma das perguntas feitas.

Exemplo

Quais são as massas de ácido sulfúrico e hidróxido de sódio necessárias para preparar 28,4 g de sulfato de sódio? (Massas atômicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32)

Efetuando dois cálculos estequiométricos separadamente:

• para obter a massa de ácido sulfúrico:

$$\underbrace{H_2SO_4}_{98\ g} + 2\,NaOH \longrightarrow \underbrace{Na_2SO_4}_{142\ g} + 2\,H_2O$$

$$x \quad \text{——} \quad 28,4\ g \qquad \boxed{x = 19,6\ g\ de\ H_2SO_4}$$

• para obter a massa de hidróxido de sódio:

$$H_2SO_4 + \underbrace{2\,NaOH}_{2 \cdot 40\ g} \longrightarrow \underbrace{Na_2SO_4}_{142\ g} + 2\,H_2O$$

$$y \quad \text{——} \quad 28,4\ g \qquad \boxed{y = 16,0\ g\ de\ NaOH}$$

Uma outra maneira de resolver o problema é transformar a quantidade dada para mols, usando-a para obter as respostas pedidas. No caso, foram dadas 28,4 g de sulfato de sódio, que correspondem a:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{28,4}{142} \Rightarrow \boxed{n = 0,2\ mol\ de\ Na_2SO_4}$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14a-QF1-PNLEM 346 29/5/05, 21:11

Temos então:

	H_2SO_4	+	2 NaOH		Na_2SO_4	+	2 H_2O
• informação da equação:	1 mol	+	2 mols	⟶	1 mol	+	2 mols
• obedecendo à equação:	0,2 mol	+	0,4 mol	⟶	0,2 mol	+	0,4 mol

Dado

1ª resposta:
$m = nM$
$m = 0{,}2 \cdot 98$
$m = 19{,}6$ g de H_2SO_4

2ª resposta:
$m = nM$
$m = 0{,}4 \cdot 40$
$m = 16{,}0$ g de NaOH

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Atenção: Use as massas atômicas que forem necessárias.

44 (Vunesp) Mergulha-se uma barra de 3,27 g de zinco metálico em ácido nítrico diluído até dissolução total do metal.
a) Escreva a equação química da reação que ocorre, indicando os nomes dos produtos formados.
b) Sabendo-se que as massas molares (em g/mol) são H = 1,0; N = 14; O = 16 e Zn = 65,4; calcule as massas (em gramas) dos produtos formados.

45 (UFV-MG) O gás hidrogênio é facilmente produzido em laboratórios, fazendo-se reagir ferro com uma solução de ácido sulfúrico, de acordo com a equação abaixo:

$Fe\,(s) + H_2SO_4\,(aq) \longrightarrow FeSO_4\,(aq) + H_2\,(g)$

Ao se reagirem 11,2 gramas de esponja de aço com excesso de ácido sulfúrico, em condições normais de pressão e temperatura (1 atm e 0 °C), considerando que a esponja de aço seja constituída de puro ferro, qual a massa de sulfato ferroso produzida e o volume de gás hidrogênio liberado?
a) 30,4 gramas e 4,5 litros
b) 154 gramas de 24 litros
c) 152 gramas de 23 litros
d) 15,2 gramas e 2,3 litros
e) 15,2 gramas e 22,4 litros

46 (Fuc-MT) Na síntese de 110 g de gás carbônico, as quantidades mínimas necessárias de reagentes são:
a) 30 g de carbono e 40 g de oxigênio
b) 60 g de carbono e 80 g de oxigênio
c) 55 g de carbono e 55 g de oxigênio
d) 60 g de carbono e 50 g de oxigênio
e) 30 g de carbono e 80 g de oxigênio

Massas atômicas: C = 12; O = 16

47 (UFMG) Um bom método para a preparação controlada de oxigênio muito puro é a decomposição térmica de permanganato de potássio sob vácuo. Essa reação pode ser representada pela equação:

$2\,KMnO_4\,(s) \longrightarrow K_2MnO_4\,(s) + MnO_2\,(s) + O_2\,(g)$

Com relação à decomposição completa de 2 mols de permanganato de potássio, é incorreto afirmar que:
a) a massa de $KMnO_4$ (s) decomposta é 316,0 g.
b) a massa total dos produtos sólidos é 300,0 g.
c) a quantidade de O_2 (g) produzida é 1 mol.
d) as quantidades, em mols, de cada um dos produtos são iguais.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 CASOS PARTICULARES DE CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

Vamos agora considerar alguns casos particulares de cálculo estequiométrico. Continuam valendo as **regras fundamentais** já mencionadas na página 338. Iremos apenas acrescentar alguns cuidados ou alguns detalhes.

3.1. Quando aparecem reações consecutivas

Consideremos, como exemplo, a fabricação industrial do ácido sulfúrico a partir do enxofre. Ela se processa por meio das três **reações consecutivas** dadas a seguir:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$SO_2 + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Quando um problema fornece, por exemplo, a massa do enxofre inicial e pede a massa do H_2SO_4 produzido, um dos caminhos do cálculo seria manter as três equações separadas e calcular primeiro a massa de SO_2, depois a massa de SO_3 e, finalmente, a massa de H_2SO_4. No entanto, **é muito mais prático "somar algebricamente" as equações químicas e efetuar o cálculo estequiométrico diretamente na equação final**.

Capitulo 14b-QF1-PNLEM 347 29/5/05, 21:13

Exemplo

Qual é a massa de H_2SO_4 produzida a partir de 8 toneladas de enxofre?

Resolução:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$
$$S + \frac{3}{2} O_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Da equação-soma → 32 t — 98 t

Do problema → 8 t — x

$x = 24{,}5$ t de H_2SO_4

Nesse tipo de problema é indispensável que:

- todas as equações estejam **balanceadas individualmente**;
- **as substâncias "intermediárias"** (no caso SO_2 e SO_3) **sejam canceladas**; em certos problemas, isso obriga a "multiplicar" ou "dividir" uma ou outra equação por números convenientes, que levem ao cancelamento desejado.

Daí para diante recaímos num cálculo estequiométrico comum, em que a regra de três é estabelecida em função da equação química que resulta da soma das equações intermediárias.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Exercício resolvido

48 (Fuvest-SP) Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:

$$2\ C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO\ (g)$$
$$Fe_2O_3\ (s) + 3\ CO\ (g) \longrightarrow 2\ Fe\ (s) + 3\ CO_2\ (g)$$

O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda. Considerando apenas essas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em quilogramas, de carvão consumido na produção de 1 tonelada de ferro (massas atômicas: Fe = 56; C = 12; O = 16).

Resolução

Multiplicando a 1ª equação por três e a 2ª equação por dois, temos:

$$6\ C + 3\ O_2 \longrightarrow 6\ CO$$
$$2\ Fe_2O_3 + 6\ CO \longrightarrow 4\ Fe + 6\ CO_2$$

Equação-soma: $6\ C + 3\ O_2 + 2\ Fe_2O_3 \longrightarrow 4\ Fe + 6\ CO_2$

$6 \cdot 12$ kg — $4 \cdot 56$ kg

x — 1.000 kg

$x = 321$ kg de C

Note que foi necessário multiplicar a 1ª equação por 3 e a 2ª por 2 para podermos cancelar o CO que está presente tanto na 1ª como na 2ª equação.

49 (UFF-RJ) Garimpeiros inexperientes, quando encontram pirita, pensam estar diante de ouro, por isso, a pirita é chamada "ouro dos tolos".
Entretanto, a pirita não é um mineral sem aplicação. O H_2SO_4, ácido muito utilizado nos laboratórios de química, pode ser obtido a partir da pirita por meio do processo:

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$$
$$2\ SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2\ SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Qual é a opção que indica a massa de H_2SO_4 obtida a partir de 60,0 kg de pirita, com 100% de pureza, por meio do processo equacionado acima?

a) 9,8 kg b) 12,4 kg c) 49,0 kg d) 60,0 kg e) 98,0 kg



GIUSEPPE GIORCELLI / CID

Amostra de pirita (FeS_2).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14b-QF1-PNLEM 348 29/5/05, 21:13

50 (PUC-RS) Um dos efeitos da chamada "chuva ácida" causada pelo SO_2 (g) lançado na atmosfera é a transformação do mármore, $CaCO_3$ (s), em gesso, $CaSO_4$ (s), que pode ser representado pelas seguintes equações:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g)$$
$$SO_3\ (g) + H_2O\ (\ell) \longrightarrow H_2SO_4\ (aq)$$
$$H_2SO_4\ (aq) + CaCO_3\ (s) \longrightarrow CaSO_4\ (s) + H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$$

A quantidade de gesso que pode ser formada, no máximo, pela reação de 44,8 litros de SO_2 (g) lançado na atmosfera, nas CNPT, é:

a) 34 g b) 68 g c) 136 g d) 272 g e) 340 g

51 (PUC-RS) Em 2,8 kg de óxido de cálcio, também conhecido como "cal virgem", foi adicionada água, formando hidróxido de cálcio, usado para pintar uma parede. Após a sua aplicação, transformou-se numa camada dura, pela reação química com gás carbônico existente no ar, formando carbonato de cálcio. A massa de sal obtida é, aproximadamente, igual a:

a) 5,0 kg b) 2,8 kg c) 1,6 kg d) 1,0 kg e) 0,6 kg

52 (Fuvest-SP) Uma instalação petrolífera produz 12,8 kg de SO_2 por hora. A liberação desse gás poluente pode ser evitada usando-se calcário, o qual por decomposição fornece cal, que reage com o SO_2 formando $CaSO_3$, de acordo com as equações:

$$CaCO_3\ (s) \longrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$$
$$CaO\ (s) + SO_2\ (g) \longrightarrow CaSO_3\ (s)$$

Massas molares (g/mol):
$CaCO_3$ 100
SO_2 64

Qual a massa mínima de calcário (em kg), por dia, necessária para eliminar todo o SO_2 formado?

Suponha 100% de rendimento para as reações.

a) 128 b) 240 c) 480 d) 720 e) 1.200

53 (Unb-DF) Na seqüência de reações:

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$
$$H_3PO_4 + 3\ NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + 3\ H_2O$$

Se partirmos de 10 mols de Na_2O, obteremos:

a) 10 mols de H_2O
b) 20 mols de H_2O
c) $\frac{40}{3}$ mols de Na_3PO_4
d) 15 mols de Na_3PO_4
e) 20 mols de Na_3PO_4

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

54 (Uerj) Uma das principais causas da poluição atmosférica é a queima de óleos e carvão, que libera para o ambiente gases sulfurados. A seqüência reacional abaixo demonstra um procedimento moderno de eliminação de anidrido sulfuroso, que consiste em sua conversão a gesso.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H^+ + HSO_3^-$$
$$H^+ + HSO_3^- + \frac{1}{2}\ O_2 \longrightarrow 2\ H^+ + SO_4^{-2}$$
$$2\ H^+ + SO_4^{-2} + Ca(OH)_2 \longrightarrow \underbrace{CaSO_4 \cdot 2\ H_2O}_{\text{Gesso}}$$

Calcule a massa de gesso, em gramas, que pode ser obtida a partir de 192 g de anidrido sulfuroso, considerando um rendimento de 100% no processo de conversão.

55 (UFPA) Uma das formas de poluição de nossos dias é a chuva ácida. Ela provoca a destruição de monumentos históricos, como a Basílica de Nazaré, em Belém, cuja fachada é revestida de mármore, através da corrosão provocada pelo ácido. A origem dessa forma de poluição encontra-se na queima de derivados de petróleo que contêm impurezas como o enxofre, e se processa segundo as reações:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$2\ SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\ SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Massas atômicas: S = 32; O = 16; H = 1

Considerando-se que em 100 L de gasolina encontram-se 3,2 mg de enxofre, a quantidade (em gramas) de ácido sulfúrico formada pela queima desse volume de combustível será de:

a) 98
b) $98 \cdot 10^{-1}$
c) $98 \cdot 10^{-2}$
d) $98 \cdot 10^{-3}$
e) $98 \cdot 10^{-4}$

56 (UnB-DF) Um aluno decidiu realizar um projeto de Química para sua escola, investigando o teor de iodato de potássio em uma marca de sal. Uma amostra de massa igual a 1,0 g do sal de cozinha foi dissolvida em água e o iodo foi precipitado na forma de iodeto de prata (AgI), conforme representado pelas seguintes equações:

$$KIO_3\ (aq) + 3\ H_2SO_3\ (aq) \longrightarrow KI\ (aq) + 3\ H_2SO_4\ (aq)$$
$$KI\ (aq) + AgNO_3\ (aq) \longrightarrow AgI\ (s) + KNO_3\ (aq)$$

Sabendo que a massa de iodeto de prata obtida foi de $4{,}70 \cdot 10^{-5}$ g e considerando que $M(KIO_3) = 214$ g/mol e $M(AgI) = 235$ g/mol, calcule, em gramas, a massa de iodato de potássio presente em uma tonelada de sal. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

57 (Fuvest-SP) O equipamento de proteção conhecido como *airbag*, usado em automóveis, contém substâncias que se transformam, em determinadas condições, liberando N_2 que infla um recipiente de plástico. As equações das reações envolvidas no processo são:

$$\underbrace{2\ NaN_3}_{\text{Azoteto de sódio}} \longrightarrow 2\ Na + 3\ N_2$$
$$10\ Na + 2\ KNO_3 \longrightarrow K_2O + 5\ Na_2O + N_2$$

a) Considerando que N_2 é gerado nas duas reações, calcule a massa de azoteto de sódio necessária para que sejam gerados 80 L de nitrogênio, nas condições ambientes.
b) Os óxidos formados, em contato com a pele, podem provocar queimaduras. Escreva a equação da reação de um desses óxidos com a água contida na pele.
(Dados: volume molar de gás nas condições ambientes: 25 L/mol; massa molar do NaN_3: 65 g/mol.)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14b-QF1-PNLEM 349 29/5/05, 21:13

3.2. Quando são dadas as quantidades de dois (ou mais) reagentes

Analise a seguinte situação: se, para montar um carro, são necessários 5 pneus (4 mais 1 de reserva) e 1 volante, quantos carros poderemos montar com 315 pneus e 95 volantes?

$$\left.\begin{array}{rcl} 5 \text{ pneus} & \text{———} & 1 \text{ carro} \\ 315 \text{ pneus} & \text{———} & x \end{array}\right\} \quad x = 315 : 5 \Rightarrow x = 63 \text{ carros}$$

Considerando que cada carro precisa de apenas 1 volante, serão necessários apenas 63 volantes para montar o número de carros que calculamos acima — sobrando, portanto, 32 volantes (95 − 63 = 32).

Concluímos assim que, na questão proposta, existem volantes "**em excesso**" (ou pneus "**em falta**"). Podemos ainda dizer que o número de pneus constitui o **fator limitante** em nossa linha de montagem.

Com as reações químicas acontece algo semelhante. Vamos considerar o seguinte exemplo: misturam-se 147 g de ácido sulfúrico e 100 g de hidróxido de sódio para que reajam segundo a equação $H_2SO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$ (massas atômicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32). Pede-se calcular:

a) a massa de sulfato de sódio formada;
b) a massa do reagente que sobra (em excesso) após a reação.

Vamos calcular inicialmente a **massa de NaOH que reagiria com os 147 g de H_2SO_4** mencionados no enunciado do problema:

$$\underbrace{H_2SO_4} + \underbrace{2\,NaOH} \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 98 \text{ g} & \text{——} & 2 \cdot 40 \text{ g} \\ 147 \text{ g} & \text{——} & x \end{array}\right\} \quad \boxed{x = 120 \text{ g de NaOH}}$$

Isso é impossível, pois o enunciado do problema informa que temos apenas 100 g de NaOH. Dizemos então que, neste problema, o H_2SO_4 é o **reagente em excesso**, pois seus 147 g "precisariam" de 120 g de NaOH para reagir completamente — mas nós só temos 100 g de NaOH.

Vamos, agora, "inverter" o cálculo, isto é, determinar a **massa de H_2SO_4 que reage com os 100 g de NaOH** dados no enunciado do problema:

$$\underbrace{H_2SO_4} + \underbrace{2\,NaOH} \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 98 \text{ g} & \text{——} & 2 \cdot 40 \text{ g} \\ y & \text{——} & 100 \text{ g} \end{array}\right\} \quad \boxed{y = 122{,}5 \text{ g de } H_2SO_4}$$

Agora isso é possível, e significa que os 100 g de NaOH dados no problema reagem com 122,5 g de H_2SO_4. Como temos 147 g de H_2SO_4, sobrarão ainda $\boxed{24{,}5 \text{ g de } H_2SO_4}$ (147 − 122,5 = 24,5), o que responde à pergunta (**b**) do problema.

Ao contrário do H_2SO_4 que, neste problema, é o **reagente em excesso**, dizemos que o NaOH é o **reagente em falta**, ou melhor, o **reagente limitante da reação**, pois o NaOH será o primeiro reagente a acabar ou se esgotar, pondo assim um ponto final na reação e determinando as quantidades de produtos que poderão ser formados.

De fato, podemos calcular:

Reagente em excesso → H_2SO_4 + Reagente limitante → $\underbrace{2\,NaOH} \longrightarrow \underbrace{Na_2SO_4} + 2\,H_2O$

$$\left.\begin{array}{rcl} 2 \cdot 40 \text{ g} & \text{———} & 142 \text{ g} \\ 100 \text{ g} & \text{———} & z \end{array}\right\} \quad \boxed{z = 177{,}5 \text{ de } Na_2SO_4}$$

Isso responde à pergunta (**a**) do problema. Veja que o cálculo foi feito a partir dos 100 g de NaOH (**reagente limitante**), mas nunca poderia ter sido feito a partir dos 147 g de H_2SO_4 (**reagente em excesso**), pois **chegaríamos a um resultado falso** — note que os 147 g de H_2SO_4 não podem reagir integralmente, por falta de NaOH.

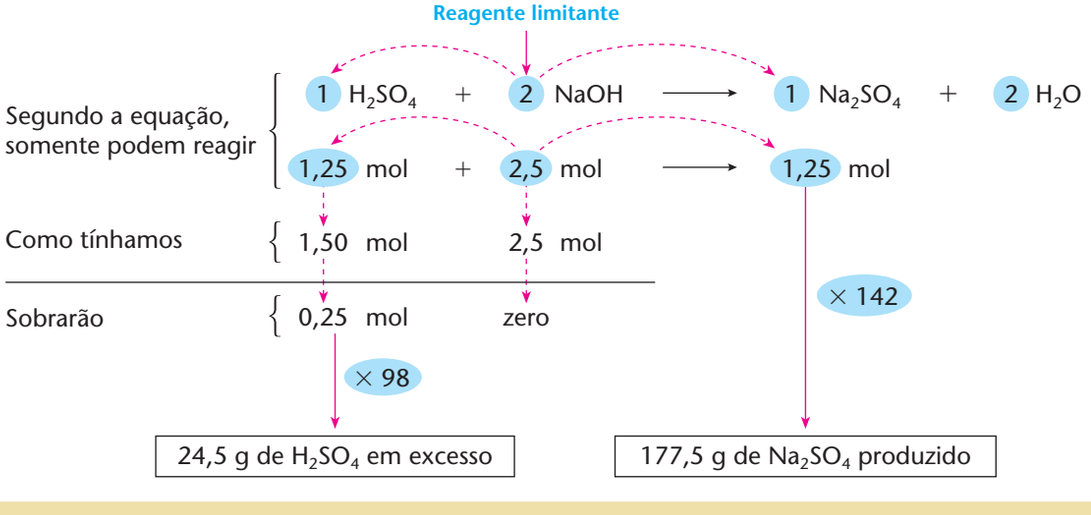
Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

OBSERVAÇÕES

- É importante notar que **as substâncias não reagem na proporção em que nós as misturamos, mas sim na proporção em que a equação (ou seja, a lei de Proust) determina**. Daí o cuidado ao resolver problemas que dão as quantidades de dois reagentes. Devemos sempre lembrar que é o **reagente em falta** (ou **reagente limitante** ou **fator limitante**) que "comanda" toda a reação, pois, **no instante em que ele acaba, a reação será interrompida**.
- Problemas desse tipo são resolvidos mais facilmente quando trabalhamos com as quantidades dos reagentes em mols. De fato, no problema anterior temos:

$$\text{Dados} \begin{cases} 147\text{ g de } H_2SO_4 \longrightarrow n = \dfrac{m}{M} = \dfrac{147}{98} \Rightarrow n = 1{,}5\text{ mol de } H_2SO_4 \\ 100\text{ g de NaOH} \longrightarrow n = \dfrac{m}{M} = \dfrac{100}{40} \Rightarrow n = 2{,}5\text{ mol de NaOH} \end{cases}$$

Ora, pela própria equação vemos que só será possível:



Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

58 (Vunesp) Na indústria, a amônia é obtida pelo processo denominado Haber-Bosh, pela reação entre o nitrogênio e o hidrogênio na presença de um catalisador apropriado, conforme mostra a reação não-balanceada:

$$N_2\,(g) + H_2\,(g) \xrightarrow{\text{Catalisador}} NH_3\,(g)$$

Com base nessas informações, considerando um rendimento de 100% e sabendo que as massas molares desses compostos são: N_2 = 28 g/mol, H_2 = 2 g/mol, NH_3 = 17 g/mol, calcule:

a) a massa de amônia produzida reagindo-se 7 g de nitrogênio com 3 g de hidrogênio;
b) nas condições descritas no item **a**, existe reagente em excesso? Se existir, qual a massa em excesso desse reagente?

59 (UFF-RJ) O cloreto de alumínio é um reagente muito utilizado em processos industriais que pode ser obtido por meio da reação entre alumínio metálico e cloro gasoso. Se 2,70 g de alumínio são misturados a 4,0 g de cloro, a massa produzida, em gramas, de cloreto de alumínio é:

a) 5,01 c) 9,80 e) 15,04
b) 5,52 d) 13,35

60 (UVA-CE) O brometo de cálcio encerra 20% de cálcio em massa. Juntando 4 g de cálcio e 4 g de bromo, teremos, no máximo:

a) 8 g de brometo de cálcio
b) 7 g de brometo de cálcio
c) 6 g de brometo de cálcio
d) 5 g de brometo de cálcio

61 Em 200 g de hidróxido de bário, mantidos em suspensão aquosa, são borbulhados 16 L de anidrido sulfúrico, medidos a 27 °C e 950 mmHg. Pergunta-se:

a) Qual é a substância em excesso e qual é sua massa?
b) Qual é a massa do sulfato de bário formado na reação?

Sugestão: Faça o cálculo em mols.

62 (Cesgranrio-RJ) O H_2S reage com o SO_2 segundo a reação:

$$2\,H_2S + SO_2 \longrightarrow 3\,S + 2\,H_2O$$

Dentre as opções abaixo, qual indica o número máximo de mols de S que pode ser formado quando se faz reagirem 5 mols de H_2S com 2 mols de SO_2?

a) 3 c) 6 e) 15
b) 4 d) 7,5

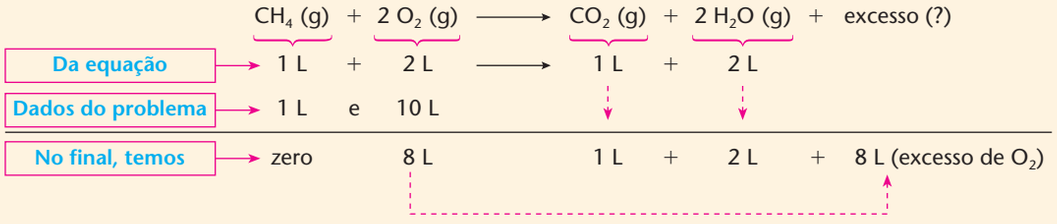
Capitulo 14b-QF1-PNLEM 351 29/5/05, 21:14

Exercício resolvido

63 (Fuvest-SP) A combustão do gás metano, CH_4, dá como produtos CO_2 e H_2O, ambos na fase gasosa. Se 1 L de metano for queimado na presença de 10 L de O_2, qual o volume final da mistura resultante? Suponha todos os volumes medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão e comportamento ideal para todos os gases.

Resolução

Esta questão é de resolução fácil porque a proporção dos volumes gasosos (a *P* e *T* constantes) em uma reação química coincide com a própria proporção dos coeficientes da equação correspondente. Temos, pois:



Portanto, o volume final da mistura (V_{final}) resultante será:

$$V_{final} = 1\ L + 2\ L + 8\ L \Rightarrow \boxed{V_{final} = 11\ L}$$

64 (Vunesp) Considere a reação em fase gasosa:

$$N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$$

Fazendo-se reagir 4 L de N_2 com 9 L de H_2 em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:
a) os reagentes estão em quantidades estequiométricas.
b) o N_2 está em excesso.
c) após o término da reação, os reagentes serão totalmente convertidos em amônia.
d) a reação se processa com aumento do volume total.
e) após o término da reação, serão formados 8 L de NH_3.

65 Um recipiente contém 5 L de O_2, a 20 °C e 700 mmHg; outro recipiente contém 10 L de H_2, a 20 °C e 700 mmHg. Os dois gases são transferidos para um terceiro recipiente e, sob ação de um catalisador e aquecimento, reagem formando água:

$$H_2 + \frac{1}{2}\ O_2 \longrightarrow H_2O$$

A massa de água obtida será:
a) 6,9 g b) 6,4 g c) 5,3 g d) 6,1 g e) 1,7 g

Sugestão: Faça o cálculo em mols.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

66 (PUC-SP) Misturam-se 1,000 kg de CS_2 e 2,000 kg de $C\ell_2$ num reator, onde se processa a transformação:

$$CS_2 + 3\ C\ell_2 \longrightarrow C C\ell_4 + S_2C\ell_2$$

As massas do $CC\ell_4$ formado e do reagente em excesso que resta quando a reação se completa são:
a) 1,446 kg de $CC\ell_4$ e 0,286 kg de CS_2
b) 2,026 kg de $CC\ell_4$ e 0,286 kg de CS_2
c) 1,446 kg de $CC\ell_4$ e 0,286 kg de $C\ell_2$
d) 2,026 kg de $CC\ell_4$ e 0,286 kg de $C\ell_2$
e) 1,286 kg de $CC\ell_4$ e 0,732 kg de $C\ell_2$

67 (PUC-RJ) A nave estelar *Enterprise*, de *Jornada nas estrelas*, usou B_5H_9 e O_2 como mistura combustível. As duas substâncias reagem de acordo com a seguinte equação balanceada:

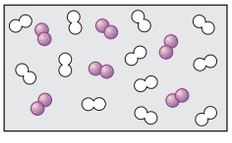
$$2\ B_5H_9\ (\ell) + 12\ O_2\ (g) \longrightarrow 5\ B_2O_3\ (s) + 9\ H_2O\ (g)$$

a) Se um tanque contém 126 kg de B_5H_9 e o outro 240 kg de O_2 líquido, qual tanque esvaziará primeiro? Mostre com cálculos.
b) Quanta água terá sido formada (em kg) quando um dos reagentes tiver sido completamente consumido?

68 (Ceeteps-SP) Amônia é matéria-prima fundamental na fabricação de produtos importantes, como fertilizantes, explosivos, antibióticos e muitos outros. Na indústria, em condições apropriadas, a síntese da amônia se realiza a partir de nitrogênio e hidrogênio gasosos, como mostra a equação:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Considerando que nitrogênio e hidrogênio foram colocados para reagir em quantidades tais como ilustrado na figura, onde ○○ representa H_2 e ●● representa N_2



e supondo rendimento de 100%, pode-se afirmar que:
a) nitrogênio e hidrogênio estão em proporções estequiométricas.
b) hidrogênio foi colocado em excesso.
c) nitrogênio é o reagente limitante.
d) hidrogênio é o reagente limitante.
e) ambos os reagentes estão em excesso.

Sugestão: Para ter os dados do problema, basta contar as moléculas ○○ e ●● existentes na figura.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

69 (Vunesp) São colocadas para reagir entre si as massas de 1,00 g de sódio metálico e 1,00 g de cloro gasoso. Considere que o rendimento da reação é 100%. São dadas as massas molares, em g/mol: Na = 23,0 e Cℓ = 35,5. A afirmação correta é:

a) há excesso de 0,153 g de sódio metálico.
b) há excesso de 0,352 g de sódio metálico.
c) há excesso de 0,282 g de cloro gasoso.
d) há excesso de 0,153 g de cloro gasoso.
e) nenhum dos dois elementos está em excesso.

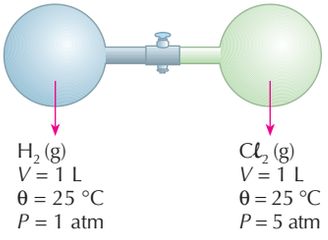
70 (Unb-DF) Em um recipiente, colocam-se 5 mols de átomos de ferro e 4 mols de vapor d' água para reagir segundo a equação não-balanceada:

$$Fe\ (s) + H_2O\ (v) \longrightarrow Fe_3O_4\ (s) + H_2\ (g)$$

Espera-se:

a) a formação de um mol de Fe_3O_4.
b) a formação de dois mols de H_2.
c) um excesso de 3 mols de Fe.
d) um excesso de 1 mol de vapor d'água.
e) que nada ocorra, pois o ferro não reage com vapor d'água.

71 (Fuvest-SP) H_2 (g) e $C\ell_2$ (g) estão contidos em balões interligados por meio de um tubo com torneira, nas condições indicadas no desenho. Ao se abrir a torneira, os gases se misturam e a reação entre eles é iniciada por exposição à luz difusa. Forma-se então HCℓ (g), em uma reação completa, até desaparecer totalmente pelo menos um dos reagentes.



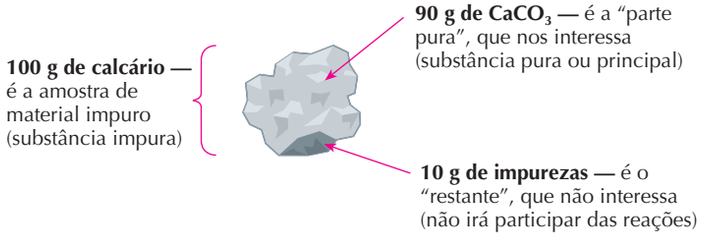
Quanto vale a razão entre as quantidades, em mols, de $C\ell_2$ (g) e de HCℓ (g), após o término da reação?

a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 6

3.3. Quando os reagentes são substâncias impuras

Imagine a seguinte situação: vamos convidar para um churrasco 25 parentes e amigos. Supondo que, em média, cada pessoa coma 300 g de carne "limpa", precisaremos comprar $25 \cdot 300\ g = 7.500\ g$ (ou 7,5 kg) de carne "limpa". Se formos comprar carne com osso, deveremos comprar mais de 7,5 kg para que, retirados os ossos, sobrem 300 g de carne "limpa" para cada convidado.

Na Química acontece algo semelhante. É comum o uso de **reagentes impuros**, principalmente em reações industriais, ou porque são mais baratos ou porque já são encontrados na natureza acompanhados de impurezas (o que ocorre, por exemplo, com os minérios). Consideremos o caso do **calcário**, que é um mineral formado principalmente por **$CaCO_3$** (**substância principal**), porém acompanhado de várias outras substâncias (**impurezas**), supondo o seguinte exemplo numérico:



Sendo assim, define-se:

Grau de pureza (*p*) é o quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra.

No exemplo, temos: $p = \dfrac{90}{100} = 0,9$

Porcentagem de pureza (*P*) é a porcentagem da massa da substância pura em relação à massa total da amostra.

No exemplo, temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 100\%\ \text{de calcário} & \text{———} & 100\% \\ 90\ g\ \text{de}\ CaCO_3\ \text{puro} & \text{———} & P \end{array}\right\} \boxed{P = 90\%}$$

Como notamos: $P = 100p$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14b-QF1-PNLEM 353 29/5/05, 21:15

1º exemplo

(UFRN) Uma amostra de calcita, contendo 80% de carbonato de cálcio, sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a equação abaixo:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

Qual a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800 g de calcita?

Resolução:

O enunciado nos diz que a calcita contém apenas 80% de $CaCO_3$. Temos então o seguinte **cálculo de porcentagem**:

$$\left.\begin{array}{rcl} 100\text{ g de calcita} & \text{———} & 80\text{ g de } CaCO_3 \\ 800\text{ g de calcita} & \text{———} & x \end{array}\right\} \quad x = 640\text{ g de } CaCO_3 \textbf{ puro}$$

Note que é **apenas** essa massa (640 g de $CaCO_3$ puro) que irá participar da reação. Assim , teremos o seguinte **cálculo estequiométrico:**

$$\underbrace{CaCO_3} \longrightarrow \underbrace{CaO} + CO_2$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 100\text{ g} & \text{———} & 56\text{ g} \\ 640\text{ g} & \text{———} & y \end{array}\right\} \quad \boxed{y = 358{,}4\text{ g de CaO}}$$

2º exemplo

Deseja-se obter 180 L de dióxido de carbono, medidos nas condições normais, pela calcinação de um calcário de 90% de pureza (massas atômicas: C = 12; O = 16; Ca = 40). Qual é a massa de calcário necessária?

Resolução:

Esta questão é do "tipo inverso" da anterior. De fato, na anterior era dada a quantidade do reagente impuro e pedida a quantidade do produto obtido.

Agora é dada a quantidade do produto que se deseja obter e pedida a quantidade do reagente impuro que será necessária. Pelo cálculo estequiométrico normal, teremos **sempre** quantidades de substâncias **puras**:

$$\underbrace{CaCO_3} \longrightarrow \underbrace{CaO} + CO_2$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 100\text{ g} & \text{———} & 22{,}4\text{ L (CNPT)} \\ x & \text{———} & 180\text{ L (CNPT)} \end{array}\right\} \quad x = 803{,}57\text{ g de } CaCO_3 \textbf{ puro}$$

A seguir, um **cálculo de porcentagem** nos dará a massa de **calcário impuro** que foi pedida no problema:

$$\left.\begin{array}{rcl} 100\text{ g de calcário impuro} & \text{———} & 90\text{ g de } CaCO_3 \text{ puro} \\ x & \text{———} & 803{,}57\text{ g } CaCO_3 \text{ puro} \end{array}\right\} \quad \boxed{x = 892{,}85\text{ g de calcário impuro}}$$

Note que a massa obtida (892,85 g) é **forçosamente maior** que a massa de $CaCO_3$ puro (803,57 g) obtida no cálculo estequiométrico (relembre a estória contada na página anterior, quando mencionamos a compra de "carne com osso" para um churrasco).

3º exemplo

(UFRGS-RS) O gás hilariante (N_2O) pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrato de amônio (NH_4NO_3). Se de 4,0 g do sal obtivermos 2,0 g do gás hilariante, podemos prever que a pureza do sal é da ordem de:

a) 100% b) 90% c) 75% d) 50% e) 20%

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Resolução:

Esta questão é diferente das anteriores, pois agora a pergunta é o **valor da pureza do reagente**. Pelo cálculo estequiométrico, temos:

$$\underbrace{NH_4NO_3}_{80\ g} \xrightarrow{\Delta} \underbrace{N_2O}_{44\ g} + 2\ H_2O$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 80\ g & \text{———} & 44\ g \\ x & \text{———} & 2{,}0\ g \end{array}\right\} \quad x = 3{,}636\ g \text{ de } NH_4NO_3 \text{ puro}$$

Veja que a resposta (3,636 g) se refere ao NH_4NO_3 **puro**, pois o cálculo baseado diretamente na equação se refere sempre às quantidades que **efetivamente reagem**.

Podemos agora efetuar o seguinte cálculo de porcentagem:

$$\left.\begin{array}{rcl} 4{,}0\ g \text{ do "sal"} & \text{———} & 3{,}636\ g \text{ de } NH_4NO_3 \text{ puro} \\ 100\% \text{ do "sal"} & \text{———} & y\% \text{ de } NH_4NO_3 \text{ puro} \end{array}\right\} \quad \boxed{y = 90{,}9\%}$$

Alternativa b

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

72 (Mackenzie-SP)
O HF é obtido a partir da fluorita (CaF_2), segundo a reação equacionada a seguir:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2\ HF$$

ANTONIO VIÑAS VALCARCEL / CID



Amostra de fluorita.

Dados: massa molar (g/mol)
Ca = 40, F = 19, H = 1,
S = 32, O = 16

A massa de HF obtida na reação de 500,0 g de fluorita de 78% de pureza é:
a) 390,0 g c) 100,0 g e) 250,0 g
b) 304,2 g d) 200,0 g

73 (Mackenzie-SP) Uma amostra de 340,0 g de salitre-do-chile, cujo teor em nitrato de sódio é de 75%, reage com ácido sulfúrico concentrado, produzindo bissulfato de sódio ($NaHSO_4$) e ácido nítrico (dadas as massas molares, em g/mol: H = 1; N = 14; O = 16; Na = 23; S = 32). A massa mínima de ácido, necessária para reagir com todo o nitrato de sódio é igual a:
a) 392,0 g c) 522,7 g e) 294,0 g
b) 147,0 g d) 73,5 g

74 (Mackenzie-SP) Na queima de 10 kg de carvão de 80% de pureza, a quantidade de moléculas de gás carbônico produzida é:
Dados: massa molar (g/mol) C = 12; O = 16;
equação química: $C + O_2 \longrightarrow CO_2$.
a) $17{,}6 \cdot 10^{28}$ c) $57{,}6 \cdot 10^{19}$ e) $4{,}0 \cdot 10^{26}$
b) $6{,}25 \cdot 10^{27}$ d) $4{,}8 \cdot 10^{26}$

75 (Cesgranrio-RJ) Os combustíveis fósseis, como carvão e petróleo, apresentam impurezas, dentre elas o enxofre. Na queima desses combustíveis, são lançados na atmosfera óxidos de enxofre que, em determinadas condições, são oxidados e, em contato com a umidade do ar, se transformam em ácido sulfúrico. Este último precipita sob forma de "chuva ácida", causando sérios danos ao meio ambiente. Esses fenômenos estão representados pelas equações:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$SO_2 + \frac{1}{2}\ O_2 \longrightarrow SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

A massa de ácido sulfúrico formada com a queima total de 12,8 kg de carvão contendo 2,5% em massa de enxofre é igual a:
a) 0,32 kg c) 0,98 kg e) 1,32 kg
b) 0,64 kg d) 1,28 kg

76 Para obtermos 8,8 g de anidrido carbônico pela queima total de um carvão de 75% de pureza, iremos precisar de:
a) 3,2 g de carvão d) 0,9 g de carvão
b) 2,4 g de carvão e) 2,0 g de carvão
c) 1,8 g de carvão

77 (Uece) Partindo-se de 200 g da soda cáustica, por neutralização completa com ácido clorídrico obtêm-se 234 g de cloreto de sódio.
A porcentagem de pureza da soda cáustica é de:
a) 58,5% b) 23,4% c) 60% d) 80%

78 (PUC-SP) O clorato de potássio ($KC\ell O_3$) pode ser decomposto por aquecimento, segundo a equação:

$$2\ KC\ell O_3\ (s) \longrightarrow 2\ KC\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

A decomposição de 2,45 g de uma amostra contendo $KC\ell O_3$ produziu 0,72 g de O_2.
Considerando que a reação foi completa e que somente o $KC\ell O_3$ reagiu sob o aquecimento, essa amostra contém:
a) 100% de $KC\ell O_3$ d) 60% de $KC\ell O_3$
b) 90% de $KC\ell O_3$ e) 30% de $KC\ell O_3$
c) 75% de $KC\ell O_3$

79 (Vunesp) Uma amostra de 12,5 g de carbonato de magnésio foi tratada com excesso de solução de ácido sulfúrico, ocorrendo a reação:

$$MgCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + CO_2 + H_2O$$

Nessa reação obtiveram-se 600 cm^3 de gás carbônico medidos à temperatura de 27 °C e 5 atmosferas de pressão (massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32; Mg = 24; volume de 1 mol de gás a 0 °C e 1 atm = 22,4 dm^3). A porcentagem de pureza da amostra inicial é:
a) 82 c) 22 e) 75
b) 18 d) 43

Capitulo 14b-QF1-PNLEM 355 6/7/05, 15:03

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

80 (PUC-MG) A equação da ustulação da pirita (FeS_2) é:

$4\ FeS_2\ (s) + 11\ O_2\ (g) \longrightarrow 8\ SO_2\ (g) + 2\ Fe_2O_3\ (s)$

A massa de óxido férrico obtida, em kg, a partir de 300 kg de pirita, que apresenta 20% de impurezas, é igual a:

a) 160
b) 218
c) 250
d) 320
e) 480

81 (Unicamp-SP) Em 1990 foram consumidos, em nosso país, cerca de 164 bilhões ($164 \cdot 10^9$) de cigarros. A massa de um cigarro que é queimada corresponde a aproximadamente 0,85 g. Considerando que 40% da massa do cigarro seja do elemento carbono, quantas toneladas de dióxido de carbono (CO_2) os fumantes lançaram na atmosfera em 1990, no Brasil? (Massas atômicas relativas: C = 12; O = 16 e 1 tonelada = 10^6 g.)

82 (UFPA) O fósforo branco (P_4), usado na produção dos ácidos fosfórico e fosforoso, é muito tóxico e emite luz, quando em contato com o ar ou atmosfera de oxigênio. É obtido em forno especial com eletrodos de grafite, segundo a equação não-balanceada:

$Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \longrightarrow CaSiO_3 + CO + P_4$

Dê a nomenclatura do sal formado, faça o balanceamento dos coeficientes da equação química e calcule a quantidade em gramas de fosfato de cálcio (80% puro) necessárias para se obterem 620 g de fósforo branco.

83 (UFPR) Na reação de 5 g de sódio com água, houve desprendimento de 2,415 L de hidrogênio nas CNPT. Qual é o grau de pureza do sódio? (Massas atômicas: Na = 23; O = 16; H = 1.)

84 (Efoa-MG) Uma amostra de 1,225 g de $KC\ell O_3$ é decomposta por aquecimento em cloreto de potássio sólido e oxigênio molecular gasoso. O oxigênio molecular formado na reação ocupou um volume de 0,168 L nas condições normais de pressão e temperatura (CNPT).

a) Escreva a equação química balanceada que representa a decomposição térmica do $KC\ell O_3$.
b) Calcule o grau de pureza da amostra.

(Dados: 1 mol de gás ideal ocupa um volume de 22,4 L nas CNPT; massas molares, em g/mol: O = 16; Cℓ = 35,5; K = 39.)

3.4. Quando o rendimento da reação não é total

Suponha que sejam necessárias 8 dúzias de laranjas para se fazerem 5 litros de suco. Se comprarmos 8 dúzias de laranjas e, por infortúnio, 1 dúzia apodrecer e for jogada fora, é evidente que só conseguiremos fazer menos de 5 litros de suco.

Na Química ocorre, muitas vezes, algo parecido. De fato, é comum uma reação química produzir uma **quantidade de produto menor do que a esperada pela equação química correspondente**. Quando isso acontece, dizemos que **o rendimento da reação não foi total**. Esse fato pode ocorrer porque a reação é "incompleta" (**reação reversível**) ou porque **ocorrem "perdas" durante a reação** (por má qualidade da aparelhagem ou deficiência do operador).

Por exemplo, vamos considerar a reação $C + O_2 \longrightarrow CO_2$, supondo que deveriam ser produzidos **100 litros** de CO_2 (CNPT); vamos admitir também que, devido a perdas, foram produzidos apenas **90 litros** de CO_2 (CNPT). Em casos assim, dizemos que:

> **Rendimento (*r*)** é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida em uma reação e a quantidade que teoricamente seria obtida, de acordo com a equação química correspondente.

No exemplo acima, teríamos: $r = \frac{90}{100} = 0,9$.

> **Rendimento porcentual (*R*)** é o rendimento de uma reação expresso em termos porcentuais (o que é muito comum em exercícios).

No exemplo dado, temos: $R = 90\%$.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14b-QF1-PNLEM 356 29/5/05, 21:16

1º exemplo

(Cesgranrio-RJ) Num processo de obtenção de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3), considere a equação não-balanceada:

$$Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + CO$$

(Massas atômicas: C = 12; O = 16; Fe = 56)

Utilizando-se 4,8 toneladas (t) de minério e admitindo-se um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de:

a) 2.688 kg b) 3.360 kg c) 1.344 t d) 2.688 t e) 3.360 t

Resolução:

Após o balanceamento da equação, efetuamos o cálculo estequiométrico da forma usual:

$$\underbrace{Fe_2O_3} + 3\,C \longrightarrow \underbrace{2\,Fe} + 3\,CO$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 160\text{ t} & \text{———} & 2 \cdot 56\text{ t} \\ 4{,}8\text{ t} & \text{———} & x \end{array}\right\} \quad x = 3{,}36\text{ t de Fe}$$

A massa de ferro (3,36 toneladas) seria obtida se a reação tivesse aproveitamento ou rendimento total (100%). No entanto, no enunciado se diz que o rendimento é de apenas 80%. Devemos então efetuar o cálculo envolvendo o rendimento percentual dado:

$$\left.\begin{array}{rcl} \text{Rendimento de } 100\% & \text{———} & 3{,}36\text{ t de Fe} \\ \text{Rendimento de } 80\% & \text{———} & y \end{array}\right\} \quad \boxed{y = 2{,}688\text{ t de Fe}}$$

Alternativa a

2º exemplo

(PUC-SP) Sabe-se que o cobre metálico reage com ácido nítrico diluído e produz óxido de nitrogênio II, água e um composto iônico no qual o cobre tem número de oxidação +2.

a) Formule e ajuste a equação da reação entre cobre e ácido nítrico diluído.

b) Calcule a massa de metal que deve reagir com o ácido nítrico e produzir 4,48 L de gás (CNPT), em um processo no qual o rendimento é de 50%.

Resolução:

Este problema é do "tipo inverso" do anterior. De fato, no anterior dava-se a quantidade do reagente e pedia-se a quantidade do produto formado; agora, é dada a quantidade do produto e pedida a quantidade de reagente necessária à reação. Pelo cálculo estequiométrico usual, temos:

$$\underbrace{3\,Cu} + 8\,HNO_3 \longrightarrow \underbrace{2\,NO\uparrow} + 4\,H_2O + 3\,Cu(NO_3)_2$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 3 \cdot 63{,}5\text{ g} & \text{———} & 2 \cdot 22{,}4\text{ L (CNPT)} \\ x & \text{———} & 4{,}48\text{ L (CNPT)} \end{array}\right\} \quad x = 19{,}05\text{ g de Cu}$$

No enunciado se diz, porém, que o rendimento da reação é de 50%, o que indica que apenas 50% do cobre inicial será aproveitado na reação. Para compensar essa perda, devemos partir de uma **quantidade maior** de cobre. Assim, temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} \boxed{\text{Pela equação}} \rightarrow 50\% & \text{———} & 19{,}05\text{ g de Cu} \\ \boxed{\text{Na reação, com perdas}} \rightarrow 100\% & \text{———} & y \end{array}\right\} \quad \boxed{y = 38{,}1\text{ g de Cu}}$$

3º exemplo

Uma massa de 32,70 g de zinco metálico reage com uma solução concentrada de hidróxido de sódio, produzindo 64,53 g de zincato de sódio (Na_2ZnO_2). Qual é o rendimento dessa reação?

Diferente dos anteriores, o problema pede agora o rendimento da reação.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14c-QF1-PNLEM 357 29/5/05, 21:21

Façamos inicialmente um cálculo estequiométrico normal, sem pensar no rendimento:

$$\underbrace{Zn} + 2\,NaOH \longrightarrow \underbrace{Na_2ZnO_2} + H_2$$

$$\left.\begin{array}{l} 65{,}4\ g \text{ ——— } 143{,}5\ g \\ 32{,}7\ g \text{ ——— } x \end{array}\right\} \quad x = 71{,}75\ g \text{ de } Na_2ZnO_2$$

Passemos, agora, para o cálculo do rendimento porcentual:

Produzido teoricamente pela reação → 71,75 g de Na_2ZnO_2 ——— 100%

Realmente obtido (dado do problema) → 64,53 g de Na_2ZnO_2 ——— y

$\Big\}$ $y \simeq 90\%$

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

85 (Ufes) A equação $2\,NaC\ell + MnO_2 + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + C\ell_2 + 2\,H_2O$ representa a reação que se passa para obtermos o cloro. Considerando que ela teve um rendimento de 85%, que foi realizada na temperatura de 27 °C e a uma pressão de 1,5 atm, e que utilizamos 500 g de sal, o volume de cloro obtido, em litros, é:

a) 59,6 b) 82,5 c) 119,2 d) 280,5 e) 1.650,0

86 Deseja-se obter 25,4 kg de cloreto de cal pela reação:

$$Ca(OH)_2 + C\ell_2 \longrightarrow \underbrace{CaC\ell(C\ell O)} + H_2O$$

Cloreto de cal

Sendo de 80% o rendimento dessa reação, pede-se calcular a massa de hidróxido de cálcio necessária.

87 (Cesgranrio-RJ) Soluções de amônia sao utilizadas com freqüência em produtos de limpeza doméstica. A amônia pode ser preparada por inúmeras formas. Dentre elas:

$$CaO\ (s) + 2\,NH_4C\ell\ (s) \longrightarrow 2\,NH_3\ (g) + H_2O\ (g) + CaC\ell_2\ (s)$$

(H = 1; N = 14; O = 16; Cℓ = 35,5; Ca = 40)

Partindo-se de 224 g de CaO, obtiveram-se 102 g de NH_3. O rendimento percentual da reação foi de:

a)100 b) 90 c) 80 d) 75 e) 70

88 (Unirio-RJ) "A contaminação da água com arsênio está preocupando a Primeira-Ministra de Bangladesh (...) que já pediu ajuda internacional." (*Jornal do Brasil*, 05 out. 1999.)

O arsênio não reage rapidamente com a água. O risco da permanência do As em água é o seu depósito nos sedimentos. É a seguinte a reação do arsênio com NaOH:

$$2\,As + 6\,NaOH \longrightarrow 2\,Na_3AsO_3 + 3\,H_2$$

75 g de arsênio reagiram com NaOH suficiente, produzindo 25,2 L de H_2, nas CNPT. (V_M = 22,4 L; massa atômicas: H = 1 u; O = 16 u, Na = 23 u; As = 75 u) O rendimento percentual da reação foi de:

a) 75% b) 80% c) 85% d) 90% e) 95%

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Registre as respostas em seu caderno

89 (PUC-MG) Em um tubo, 16,8 g de bicarbonato de sódio são decompostos, pela ação do calor, em carbonato de sódio sólido, gás carbônico e água vapor. O volume de gás carbônico, em litros, obtido nas CNPT, supondo o rendimento da reação igual a 90%, é igual a:

a) 2,02
b) 2,48
c) 4,48
d) 4,03
e) 8,96

90 (Vunesp) A reação entre amônia e metano é catalisada por platina. Formam-se cianeto de hidrogênio e hidrogênio gasosos (massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14).

a) Escreva a equação química balanceada da reação.
b) Calcule as massas dos reagentes para a obtenção de 2,70 kg de cianeto de hidrogênio, supondo-se 80% de rendimento da reação.

91 (Unip-SP) Uma amostra contendo 2,10 g de carbonato de magnésio foi tratada por ácido clorídrico, obtendo-se 476 mL de gás carbônico, medidos nas condições normais de temperatura e pressão (massas atômicas: C = 12; O = 16; Mg = 24; volume molar nas CNPT = 22,4 L/mol). O rendimento da reação foi:

a) 75%
b) 80%
c) 85%
d) 90%
e) 95%

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3.5. Quando há participação do ar nas reações químicas

O ar seco e puro é uma mistura gasosa que contém 78,02% de nitrogênio, 20,99% de oxigênio e 0,94% de argônio em volume (além de porcentagens mínimas de outros gases nobres); o ar atmosférico contém ainda umidade (vapor de água) e várias impurezas (monóxido de carbono, derivados de enxofre etc.).

Para efeito de cálculo, costuma-se considerar que o ar tem **aproximadamente** 21% de O_2 e 79% de N_2 (juntamente com os outros gases) em volume.

Note que a proporção **21% de O_2 : 79% de N_2 : 100% de ar** pode ser simplificada para **1 : 4 : 5**, o que facilita extraordinariamente muitos problemas de cálculo estequiométrico, como podemos perceber pelas considerações feitas a seguir.

Dos componentes do ar, **somente o oxigênio costuma participar das reações**, provocando combustões (queimas), ustulações (oxidações de sulfetos metálicos) e outras oxidações em geral. O **nitrogênio** (e muito menos os gases nobres) **não reage, a não ser em casos muitos especiais**; daí o motivo de o nitrogênio ser chamado **gás inerte**.

Embora não reagindo, **o nitrogênio faz parte tanto do ar que reage como dos gases finais que são produzidos na reação**. É esse aspecto importante que vamos abordar neste item.

Exemplo

Um volume de 56 L de metano são completamente queimados no ar, produzindo gás carbônico e água. Supondo todas as substâncias no estado gasoso e nas mesmas condições de pressão e temperatura. (Composição volumétrica do ar: 20% de O_2; e 80% de N_2)

a) Qual o volume de ar necessário à combustão?

b) Qual o volume total dos gases no final da reação?

Resolução:

Tratando-se de um cálculo estequiométrico entre volumes gasosos, nas mesmas condições de pressão e temperatura, a resolução é imediata — basta seguir os coeficientes da equação balanceada:

$$1\ CH_4 + 2\ O_2 \longrightarrow 1\ CO_2 + 2\ H_2O\ (vapor)$$

$$1 \cdot 56\ L + 2 \cdot 56\ L \longrightarrow 1 \cdot 56\ L + 2 \cdot 56\ L + \text{Sobra de } N_2$$

a) Cálculo do volume do ar necessário à combustão

Se o volume de oxigênio é $2 \cdot 56 = 112$ L, o volume de ar será:

$$\left.\begin{array}{rcl} 20\%\ \text{de}\ O_2 & \text{———} & 100\%\ \text{de ar} \\ 112\ \text{L de}\ O_2 & \text{———} & x\ \text{L de ar} \end{array}\right\} \boxed{x = 560\ \text{L de ar}}$$

Veja que, em última análise, esse cálculo corresponde a **multiplicar o volume do O_2 por 5**, de acordo com a proporção já mencionada: 1 O_2 : 4 N_2 : 5 ar.

b) Cálculo do volume total dos gases no final da reação

Pela equação acima notamos que, no final, teremos: 56 L de CO_2; $2 \cdot 56 = 112$ L de vapor de água; além da sobra de N_2 que existe no ar inicial e que não reage. Ora, sabendo a composição volumétrica do ar, temos:

$$\left.\begin{array}{rcl} 100\%\ \text{de ar} & \text{———} & 80\%\ \text{de}\ N_2 \\ 560\ \text{L de ar} & \text{———} & x\ \text{L de}\ N_2 \end{array}\right\} \boxed{x = 448\ \text{L de}\ N_2}$$

ou então:

$$\left.\begin{array}{rcl} 20\%\ \text{de}\ O_2 & \text{———} & 80\%\ \text{de}\ N_2 \\ 112\ \text{L de}\ O_2 & \text{———} & y\ \text{L de}\ N_2 \end{array}\right\} \boxed{y = 448\ \text{L de}\ N_2}$$

Na verdade, esses cálculos são desnecessários, pois, relembrando a proporção 1 O_2 : 4 N_2 : 5 ar, vemos que basta **multiplicar o volume de O_2 por 4**, e teremos o volume do N_2.

Concluindo, diremos que o volume da mistura gasosa final será:

56 L de CO_2 + 112 L de vapor de água + 448 L de N_2, ou seja: $\boxed{616\ \text{L}}$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14c-QF1-PNLEM 359 29/5/05, 21:21

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

92 Qual é o volume de ar, medido a 27 °C e 700 mmHg, necessário para oxidar 28 L de SO_2 (medidos nas condições normais), transformando-o em SO_3? (Dado: o ar contém aproximadamente 20% de O_2 em volume.)

93 Uma massa de 12 g de pirita (FeS_2) sofre ustulação com a quantidade estequiométrica de O_2 fornecida pelo ar, segundo a equação:

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$$

Qual o volume gasoso final, medido nas condições normais de pressão e temperatura?
(Dado: composição volumétrica do ar: 20% de O_2 e 80% de N_2.)
Observação: Lembre-se de que o Fe_2O_3 é **sólido**, nada tendo a ver com o volume gasoso final pedido.

94 (Fuvest-SP) A combustão completa de 16 mols de magnésio metálico foi realizada utilizando-se 50 mols de uma mistura gasosa contendo 20% de O_2, 78% de N_2 e 2% de argônio (% em mols).
a) Escreva a equação química que representa essa combustão.
b) Calcule a porcentagem em mols de O_2 na mistura gasosa, após a combustão.

95 (Mackenzie-SP) Numa cápsula de porcelana, de massa igual a 15,0 g, foram queimados totalmente 4,8 g de magnésio em presença de gás oxigênio suficiente, obtendo-se óxido de magnésio. Após a queima, a cápsula foi novamente pesada e o valor encontrado foi de 23,0 g. Nesse experimento:
Dados:
Equação química: $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$
Massa molar (g/mol): Mg = 24; O = 16
Considerar a composição do ar (em volume) = 20% de oxigênio e 80% de nitrogênio
a) a lei de Lavoisier não foi obedecida.
b) a massa de oxigênio que reagiu com o magnésio foi de 18,2 g.
c) o volume de ar necessário à combustão foi de 11,2 L, medido nas CNPT.
d) foram produzidos 23,0 g de óxido de magnésio.
e) foram obtidos 19,8 g de óxido de magnésio.

3.6. Quando os reagentes são misturas

Em nosso dia-a-dia, é muito comum lidarmos com misturas. Quando comemos um pedaço de bolo, por exemplo, devemos lembrar que esse bolo é o resultado de uma "mistura" de farinha, ovos, manteiga etc.

Na Química é também muito comum aparecerem misturas participando como "reagentes" das reações químicas. Podemos citar alguns exemplos:

- as ligas metálicas são misturas de metais;
- a gasolina, que queima nos motores dos automóveis, é uma mistura de hidrocarbonetos (preponderantemente C_7H_{16} e C_8H_{18});
- certas misturas gasosas são usadas como combustíveis, como, por exemplo: o chamado "gás de água" (mistura de CO e H_2); o "gás de botijão para fogões" (mistura de C_3H_8 e C_4H_{10}).

Nesses problemas, a dificuldade fundamental reside no seguinte: **as misturas não são obrigadas a obedecer a uma proporção constante**; no entanto, **toda equação química deve obedecer a uma proporção constante**, de acordo com a lei de Proust. Vamos então considerar dois exemplos ilustrativos:

1º exemplo — Quando a composição da mistura reagente é dada

Uma mistura formada por 5 mols de flúor e 10 mols de cloro reage completamente com o hidrogênio. Qual é a massa total dos produtos formados? (Massas atômicas: H = 1; F = 19; Cℓ = 35,5)

Resolução:

Vamos considerar separadamente as reações do flúor e do cloro e efetuar dois cálculos estequiométricos separados.

- para o flúor:

$$H_2 + \underbrace{F_2}_{1\ mol} \longrightarrow \underbrace{2\ HF}_{2 \cdot 20\ g}$$

$$\left.\begin{array}{l} 1\ mol \text{ ——— } 2 \cdot 20\ g \\ 5\ mol \text{ ——— } x \end{array}\right\} \ x = 200\ g\ de\ HF$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

• para o cloro:

$$H_2 + \underbrace{Cl_2} \longrightarrow \underbrace{2\ HCl}$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 1\ \text{mol} & \text{———} & 2 \cdot 36{,}5\ \text{g} \\ 10\ \text{mol} & \text{———} & y \end{array}\right\} \quad y = 730\ \text{g de HCl}$$

A massa total dos produtos (m_{total}) formados será, portanto:

$$m_{total} = 200\ \text{g de HF} + 730\ \text{g de HCl} \Rightarrow \boxed{m_{total} = 930\ \text{g}} \quad \text{(massa total)}$$

Note que não podemos somar as duas equações vistas acima, pois a soma:

$$2\ H_2 + 1\ F_2 + 1\ Cl_2 \longrightarrow 2\ HF + 2\ HCl$$

apresenta a proporção de 1 mol de F_2 para 1 mol de Cl_2, enquanto o enunciado do problema fala em 5 mols de F_2 e 10 mols de Cl_2.

Sendo assim, em problemas com misturas de reagentes, o ideal é resolver as equações químicas separadas, efetuando o cálculo estequiométrico também separadamente.

2º exemplo — Quando a composição da mistura reagente não é conhecida — pelo contrário, constitui a pergunta do problema

Uma massa de 24 g de uma mistura de H_2 e CO queima completamente, produzindo 112 g de produtos finais. Pede-se calcular as massas de H_2 e de CO existentes na mistura inicial (massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16).

As reações mencionadas no problema são:

$$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$$
$$2\ CO + O_2 \longrightarrow 2\ CO_2$$

Neste caso também não podemos somar as equações porque não conhecemos a proporção em que o H_2 e o CO estão misturados (aliás, esta é exatamente a pergunta do problema). Assim sendo, o caminho é trabalhar com cada equação química separadamente, como foi feito no 1º exemplo. Inicialmente vamos adotar o seguinte raciocínio:

- uma vez que a massa total da mistura de H_2 e CO foi dada (24 g), se chamarmos de x a massa de H_2, a massa de CO será igual a $(24 - x)$ gramas;
- analogamente, a massa total da mistura final de H_2O e CO_2 também foi dada (112 g), e se chamarmos de y a massa de H_2O, a massa do CO_2 será igual a $(112 - y)$ gramas.

Vamos agora retomar as equações químicas separadamente e efetuar os cálculos estequiométricos correspondentes:

• para o H_2, temos:

$$\underbrace{2\ H_2} + O_2 \longrightarrow \underbrace{2\ H_2O}$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 2 \cdot 2\ \text{g} & \text{———} & 2 \cdot 18\ \text{g} \\ x & \text{———} & y \end{array}\right\} \quad y = 9x$$

• para o CO, temos:

$$\underbrace{2\ CO} + O_2 \longrightarrow \underbrace{2\ CO_2}$$

$$\left.\begin{array}{rcl} 2 \cdot 28\ \text{g} & \text{———} & 2 \cdot 44\ \text{g} \\ (24 - x)\ \text{g} & \text{———} & (112 - y)\ \text{g} \end{array}\right\} \quad 44x - 28y = -2.080$$

Temos, portanto, um sistema algébrico de duas equações e duas incógnitas que, resolvido, fornecerá:

$$\boxed{x = 10\ \text{g de } H_2} \quad \text{e} \quad \boxed{y = 14\ \text{g de CO}}$$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14c-QF1-PNLEM 361 29/5/05, 21:22

EXERCÍCIOS

Registre as respostas em seu caderno

96 (Fesp-SP) Uma amostra de 1 kg de calcário contém 90% de $CaCO_3$, 5% de $MgCO_2$ e 5% de SiO_2. O calcário é aquecido a 850 °C, ocorrendo as reações:

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$
$$MgCO_3 \longrightarrow MgO + CO_2$$
$$SiO_2 \longrightarrow \text{inalterado}$$

A massa de mistura CaO + MgO + SiO_2 obtida será:

a) 504,5 g b) 527,8 g c) 577,9 g d) 900 g e) 628,9 g

97 Uma massa de 39,2 g de uma mistura de carbono e enxofre (na proporção de 3 : 5, em **mols** respectivamente) queima completamente. Qual a massa total dos produtos formados?

98 Uma massa de 500 g de pólvora, cujos ingredientes foram misturados nas proporções da equação abaixo mencionada, deu, após a detonação, os produtos igualmente mencionados. Quantos litros de gases serão produzidos, considerando-se a pressão de 700 mmHg e a temperatura de 20 °C?

$$\underbrace{2\,KNO_3 + S + 2\,C}_{\text{Pólvora}} \longrightarrow \underbrace{K_2SO_4 + N_2 + 2\,CO}_{\text{Gases formados}}$$

Sugestão: Use diretamente a equação dada, considerando o "mol" da pólvora como sendo a soma:
2 mol de KNO_3 + 1 mol de S + 2 mol de C

99 Uma massa de 300 mg de uma mistura de cloreto de sódio e cloreto de potássio produz, pela adição de excesso de solução de nitrato de prata, 720 mg de cloreto de prata. Qual é a composição em massa da mistura inicial?

100 (IME-RJ) 10 g de uma liga de cobre e prata são tratados com ácido sulfúrico a quente, liberando 2,1 L de um gás, medidos nas CNPT. Calcule a composição percentual da liga, usando as seguintes massas atômicas aproximadas: O = 16; S = 32; Cu = 64; Ag = 108.

Observação: As reações do problema são:

$$Cu + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2\,H_2O + SO_2\uparrow$$
$$2\,Ag + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + 2\,H_2O + SO_2\uparrow$$

101 (ITA-SP) 1,31 g de uma mistura de limalhas de cobre e zinco reagiu com excesso de solução de ácido clorídrico, numa aparelhagem adequada, produzindo gás hidrogênio. Esse gás, depois de seco, ocupou um volume de 269 mL sob pressão de 0,90 atm e a 300 K (que corresponde a 1,10 · 273 K). A fração de massa do zinco nessa mistura é:

a) 0,13 b) 0,25 c) 0,50 d) 0,75 e) 1,00

LEITURA

PRODUÇÃO DO FERRO E DO AÇO

Os principais minérios de ferro são: **hematita** (Fe_2O_3), **limonita** ($Fe_2O_3 \cdot 2\,H_2O$), **magnetita** (Fe_3O_4) etc. Os sulfetos de ferro, como, por exemplo, a **pirita** (FeS_2), são abundantes na natureza, mas não servem para extração e produção do ferro, pois o enxofre é um dos elementos mais prejudiciais às propriedades do ferro e do aço.

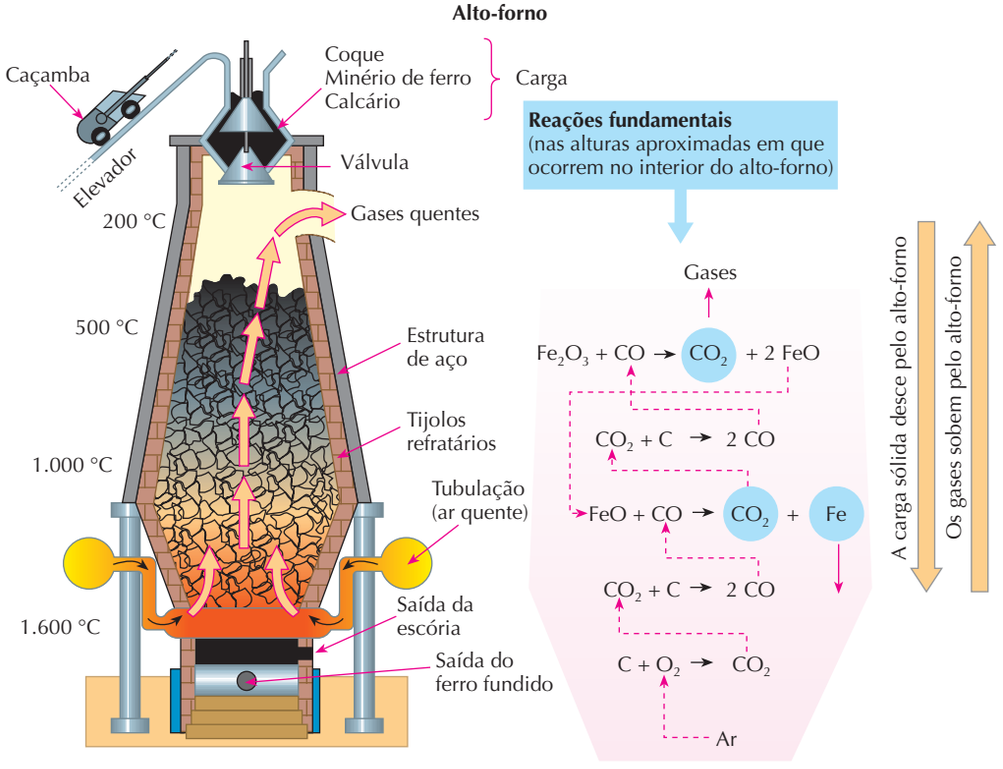
A **extração** ou **metalurgia do ferro** e de **suas ligas** recebe o nome especial de **siderurgia**. Os principais produtos siderúrgicos são:

- **ferro-gusa** (ou simplesmente **gusa**): liga de ferro que contém de 2 a 5% de carbono, além de impurezas como Mn, Si, P etc.;
- **ferro fundido**: liga de ferro com 2 a 5% de carbono, mas com quantidades de impurezas menores que o gusa;
- **aço**, **aço comum** ou **aço carbono**: liga de ferro com 0,2 a 1% de carbono e baixa porcentagem de impurezas (Mn, Si, P, S etc.);
- **aço doce** ou **ferro doce**: aço que contém menos de 0,2% de carbono;
- **aços ligas** ou **aços especiais**: aços que contêm outros elementos químicos e que apresentam qualidades especiais:
  - — **aço inoxidável**: Fe + C + Cr + Ni
  - — **aço para trilhos**: Fe + C + Mn
  - — **aço para ferramentas de corte**: Fe + C + W + Mo
  - — **aço para ímãs**: Fe + C + Aℓ + Ni + Co (Aℓ Ni Co)

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14c-QF1-PNLEM 362 29/5/05, 21:22

A produção do ferro e de suas ligas começou na pré-história (Idade do Ferro) e cresceu muito a partir de 1750, quando começou a era da industrialização. Atualmente o processo siderúrgico começa, via de regra, pela produção do gusa, nos chamados **altos-fornos**, de acordo com o esquema a seguir.



Para melhor compreensão desse esquema, é importante lembrar que um alto-forno funciona ininterruptamente, durante anos, e também assinalar os seguintes pontos:

a) a **carga** é levada por caçambas e introduzida na parte superior do alto-forno, e é formada fundamentalmente por:
   - **minério de ferro** (em geral, Fe_2O_3);
   - **carvão coque**: queima ($C + O_2 \longrightarrow CO_2 +$ Calor), produzindo o calor necessário ao funcionamento do forno; e produz também o CO ($CO_2 + C \longrightarrow 2\ CO$), que é o principal redutor do minério de ferro (acompanhe as reações no esquema anterior);
   - **fundente**: considerando que as impurezas do minério de ferro são, em geral, sílica (SiO_2) e silicatos de **difícil fusão**, usa-se como fundente o **calcário** ($CaCO_3$), que provoca a reação:

$$SiO_2 + CaCO_3 \longrightarrow CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

   ($CaSiO_3$ irá formar a **escória**, que será retirada pela parte inferior do forno);


CARLOS CHICARRINO / AE

Um dos altos-fornos da Companhia Siderúrgica Nacional (CSN).

b) os **gases** sobem pelo alto-forno e, na saída, ainda contêm uma porcentagem elevada de CO, que os torna combustíveis, sendo então empregados no preaquecimento do ar que entrará no alto-forno;

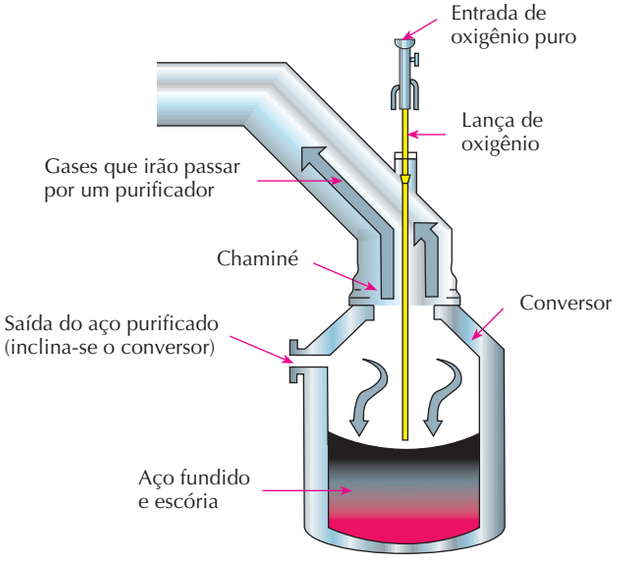
c) pela parte inferior, são escoados, a cada 4 ou 5 h, em primeiro lugar a **escória** (que, depois de resfriada e solidificada, serve como pedra para pavimentação ou para fabricação do cimento) e, em segundo lugar, o **ferro gusa** (que normalmente é purificado para se obter o **aço**).

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14c-QF1-PNLEM 363 29/5/05, 21:22

O aço (liga ferro-carbono, como já vimos na página 362) é o produto siderúrgico mais importante e de maior utilidade no mundo moderno. É obtido pela purificação do gusa, que pode ser feita por vários processos; atualmente o mais comum é o **conversor a oxigênio**, no qual um jato de oxigênio queima as impurezas do gusa, até chegar aos limites adequados ao aço (adiciona-se também um pouco de fundente, que reagirá com parte das impurezas, formando a escória correspondente). Vemos abaixo um esquema do conversor a oxigênio.

Conversor a oxigênio





USIS / CID

Interior de fundição, vendo-se o caldeirão despejando metal derretido num forno.

As características do aço comum dependem fundamentalmente de dois fatores:

- a **porcentagem de carbono**: aços com teores baixos de carbono são mais maleáveis e dúcteis; aços com mais carbono são duros e tenazes;
- o **tratamento térmico**: chamamos de "tratamento térmico" ao aquecimento seguido de resfriamento do aço, com intensidades e velocidades variáveis; isso altera as propriedades do aço, pois modifica sua estrutura cristalina.

Dois exemplos de tratamento térmico importantes são:

- a **têmpera**: é o aquecimento seguido de um resfriamento rápido do aço; com esse tratamento, o aço fica mais "duro", porém mais "quebradiço";
- o **recozimento**: é o aquecimento seguido de um resfriamento mais lento do aço; com isso, ele fica mais elástico, porém menos "duro".

O aço comum é utilizado na forma de:

- **chapas** (para automóveis, fogões, geladeiras; na construção civil);
- **fios** (arames, cabos, vergalhões para concreto);
- **perfis** (trilhos, vigas para construções, em várias formas);
- **eixos** (para máquinas e veículos).

O aço é também muito utilizado na produção de **aços especiais** ou **aços-liga**, que foram mencionados na página 362.

FRANK & ERNEST ® by Bob Thaves



UNITED MEDIA / INTERCONTINENTAL PRESS

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14c-QF1-PNLEM 364 29/5/05, 21:22

Questões sobre a leitura

Responda em seu caderno

102 Qual é o nome da metalurgia do ferro e do aço?

103 Qual é a composição do aço comum?

104 Quais são os componentes da "carga" de um alto-forno?

105 Quais são os produtos de um alto-forno?

106 Em que consiste um tratamento térmico do aço? A que ele visa?

107 (UFV-MG) A reação da hematita (fórmula química Fe_2O_3) com monóxido de carbono (CO) em alto-forno representa o processo industrial para a obtenção do ferro metálico (Fe), que, após resfriamento, solidifica-se.

$$Fe_2O_3\ (s) + CO\ (g) \longrightarrow Fe\ (s) + CO_2\ (g)$$

Qual é a alternativa **correta**?

a) O monóxido de carbono atua como agente catalisador.
b) Os coeficientes da equação química balanceada são 1, 2, 2, 2.
c) A hematita atua como agente redutor.
d) O átomo de ferro, na hematita, recebeu três elétrons.
e) Esse método de obtenção do ferro é chamado de processo eletrolítico.



RUIZ RUIZ DE VELASCO / CID

Amostra de hematita.

DESAFIOS

Registre as respostas em seu caderno

108 (Uece) O cloro não é encontrado livre na natureza. Na indústria, ele é obtido pela eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio.

$$2\ NaC\ell + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2 + C\ell_2$$

Forma compostos importantes, tais como o $NaC\ell O$, usado na purificação e tratamento da água, em piscinas; alvejante doméstico; fungicida e também com aplicação na medicina.
Para obtenção de 2,84 toneladas de cloro, devem-se utilizar:

a) $1{,}44 \cdot 10^5$ g de água
b) 4,68 toneladas de cloreto de sódio
c) 2,88 toneladas de água
d) $2{,}34 \cdot 10^6$ g de cloreto de sódio

109 (UFMG) Em um creme dental, encontra-se um teor de flúor de 1,9 mg desse elemento por grama de dentifrício. O flúor adicionado está contido no composto "monofluorfosfato de sódio", Na_2PO_3F (massa molar: 144 g/mol). A quantidade de Na_2PO_3F utilizada na preparação de 100 g de creme dental é:

a) 0,144 g
b) 0,190 g
c) 1,44 g
d) 1,90 g

110 (Unicamp-SP) Duas amostras de carbono, C, de massas iguais, foram totalmente queimadas separadamente, empregando-se oxigênio, O_2, num dos casos, e ozônio, O_3, no outro. Houve sempre combustão completa, produzindo somente CO_2.

a) A massa de dióxido de carbono, CO_2, que se forma, é a mesma nos dois casos? Justifique sua resposta.
b) São iguais as quantidades, em mols, de O_2 e de O_3 consumidas nas duas reações? Justifique sua resposta.

111 (Vunesp) Os automóveis modernos estão equipados com *airbags* (bolsas de ar) para proteger os ocupantes em caso de colisão. Muitos deles são inflados com nitrogênio, N_2, gás liberado na reação muito rápida entre azida de sódio, NaN_3, e o óxido de ferro III, iniciada por centelha elétrica. A equação para a reação é:

$$6\ NaN_3\ (s) + Fe_2O_3\ (s) \longrightarrow 3\ Na_2O\ (s) + 2\ Fe\ (s) + 9\ N_2\ (g)$$

a) Quantos mols de azida de sódio serão necessários para produzir 73,8 litros de nitrogênio (volume do *airbag* cheio) a 27 °C e 1 atm de pressão?
$\left(\text{Dados: } R = 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}.\right)$
b) Nessa mesma temperatura, qual será a pressão interna do *airbag* após a reação se, durante uma colisão, o mesmo for comprimido a um terço do seu volume?

112 (Unicamp-SP) Em um recipiente aberto à atmosfera com capacidade volumétrica igual a 2,24 litros, nas condições normais de temperatura e pressão, colocou-se uma massa de 0,36 g de grafite. Fechou-se o recipiente e, com o auxílio de uma lente, focalizando a luz solar sobre a grafite, iniciou-se sua reação com o oxigênio presente produzindo apenas gás carbônico. Assuma que todo o oxigênio presente tenha sido consumido na reação.

a) Escreva a equação química da reação.
b) Qual é a quantidade de gás carbônico formado, em mol?
c) Qual será a pressão dentro do recipiente quando o sistema for resfriado até a temperatura inicial? Justifique.

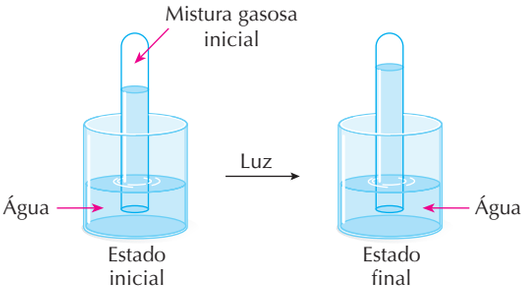
113 (Vunesp) Uma molécula de hemoglobina, que é uma proteína do sangue, combina-se com quatro moléculas de oxigênio. A massa de 1,00 g de hemoglobina reage exatamente com 1,53 mL de oxigênio à temperatura do corpo (37 °C) e sob pressão de 760 mmHg $\left(\text{constante universal dos gases} = 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)$.

a) Calcular o número de mols de oxigênio que se combina com a hemoglobina.
b) Calcular a massa molecular da hemoglobina.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14c-QF1-PNLEM 365 29/5/05, 21:23

114 (Fatec-SP) Uma mistura de metano (CH_4) e cloro ($C\ell_2$), ambos gasosos, em proporções estequiométricas, foi submetida à ação da luz, como ilustrado ao lado.



A equação

$$CH_4\,(g) + C\ell_2\,(g) \longrightarrow CH_3C\ell\,(g) + HC\ell\,(g)$$

representa a reação que ocorreu. Considerando rendimento de 100%, afirma-se que a diferença observada entre os volumes gasosos nos estados inicial e final deve-se:

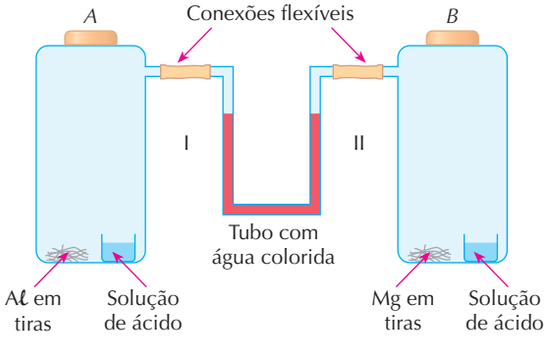
I. à quantidade de mols de gás produzido, que aumentou a pressão interna;
II. à dissolução do $HC\ell$ gasoso na água, que causou redução da pressão interna;
III. à água que, ao ser "empurrada" para dentro do tubo, comprimiu a mistura gasosa.

Dessas afirmações, apenas:

a) a **I** está correta.
b) a **II** está correta.
c) a **III** está correta.
d) a **I** e a **II** estão corretas.
e) a **II** e a **III** estão corretas.

115 (Unicamp-SP) Temos as reações de magnésio metálico e de alumínio metálico com ácido clorídrico. As quantidades em mols dos sólidos são iguais. O alumínio está do lado *A* e o magnésio do lado *B*. Agitam-se as garrafas para virar os recipientes contendo ácido de modo a iniciar as reações.

a) Escreva a equação que representa a reação entre o alumínio e o ácido.
b) Após a reação ter-se completado, os níveis das colunas I e II do líquido no tubo em forma de U irão se alterar? Explique.



116 (Vunesp) No preparo de um material semicondutor, uma matriz de silício ultrapuro é impurificada com quantidades mínimas de gálio, através de um processo conhecido como dopagem. Numa preparação típica, foi utilizada uma massa de 2,81 g de silício ultrapuro, contendo $6{,}0 \cdot 10^{22}$ átomos de Si. Nessa matriz, foi introduzido gálio suficiente para que o número de seus átomos fosse igual a 0,01% do número de átomos de silício. Sabendo que a massa molar do gálio vale 70 g/mol e a constante de Avogadro vale $6{,}0 \cdot 10^{23}$, a massa de gálio empregada na preparação é igual a:

a) 70 g
b) 0,70 g
c) 0,0281 g
d) $7{,}0 \cdot 10^{-4}$ g
e) $6{,}0 \cdot 10^{-23}$ g

117 (Vunesp) O valor considerado normal para a quantidade de ozônio na atmosfera terrestre é de aproximadamente 336 U.D. (Unidades Dobson), o que equivale a 3,36 L de ozônio por metro quadrado de superfície ao nível do mar e à temperatura de 0 °C.

a) Calcule a quantidade de O_3, em número de mols por m^2, nessas condições (336 U.D. ao nível do mar e a 0 °C).
b) Sabendo que um átomo de cloro ($C\ell$) pode reagir com 100.000 moléculas de ozônio (um dos processos responsáveis pela destruição da camada de ozônio), qual a massa de cloro, em gramas por metro quadrado, suficiente para reagir com dois terços do ozônio nessas condições?

Dados: Massa molar do cloro ($C\ell$): 35,5 g/mol.
Número de Avogadro: $6{,}0 \cdot 10^{23}$.

118 (Unicamp-SP) Certos solos, por razões várias, costumam apresentar uma acidez relativamente elevada. A diminuição dessa acidez pode ser feita pela adição, ao solo, de carbonato de cálcio, $CaCO_3$, ou de hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2$, ocorrendo uma das reações a seguir representadas:

$$CaCO_3 + 2\,H^+ \longrightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$$
$$Ca(OH)_2 + 2\,H^+ \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,H_2O$$

Um fazendeiro recebeu uma oferta de fornecimento de carbonato de cálcio ou de hidróxido de cálcio, ambos a um mesmo preço por quilograma. Qual dos dois seria mais vantajoso, em termos de menor custo, para se adicionar à mesma extensão de terra? Justifique.

119 (Unicamp-SP) Júlio Verne, famoso escritor de ficção científica do século passado, num de seus romances, narrou uma viagem realizada com um balão cheio de gás aquecido. Para manter o gás aquecido era utilizada uma chama obtida pela combustão de hidrogênio, H_2. O hidrogênio era produzido pela reação de um metal com ácido.

Suponha que o escritor fosse você, e que estivesse escrevendo o romance agora. Você sabe que, devido ao pequeno espaço disponível no balão e ao poder de ascensão do mesmo, deve-se transportar o menor volume e a menor massa possíveis. Considerando os três metais, magnésio, Mg, alumínio, Aℓ, e zinco, Zn, e que a quantidade de hidrogênio para a viagem deve ser a mesma em qualquer dos casos, qual desses metais você escolheria para ser usado na viagem:

a) pelo critério da massa de metal a ser transportada? Justifique.
b) pelo critério do volume de metal a ser transportado? Justifique.

Metal	Densidade (g/cm³)
Mg	1,7
Aℓ	2,7
Zn	7,1

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

120 (Fuvest-SP) As florestas, que cobrem parte do nosso planeta, participam da remoção do dióxido de carbono do ar atmosférico que respiramos. No entanto, em uma nave espacial, é preciso utilizar determinadas substâncias para retirar o dióxido de carbono do ar que os astronautas respiram. Isso pode ser feito por meio de qualquer das seguintes transformações:

peróxido de sódio + dióxido de carbono ⟶ carbonato de sódio + oxigênio
hidróxido de magnésio + dióxido de carbono ⟶ carbonato de magnésio + água
hidróxido de lítio + dióxido de carbono ⟶ carbonato de lítio + água

a) Utilizando fórmulas químicas, escreva as equações balanceadas que representam essas transformações.
b) Uma nave espacial deve carregar o mínimo de carga. Assim, qual dos reagentes das três transformações acima seria o mais adequado para uma viagem interplanetária? Explique.
c) Um astronauta produz cerca de 400 L de CO_2, medidos a 25 °C e 1 atm, a cada 24 horas. Calcule a massa do reagente, escolhido no item **b**, que será necessária para remover esse volume de CO_2.

Dados:
Volume molar de gás a 25 °C e 1 atm: 25 L/mol.
Massas molares (g/mol): H = 1,0; Li = 7,0; C = 12; O = 16; Na = 23; Mg = 24.

121 (Fuvest-SP) Um sólido *S* é decomposto por aquecimento e o produto sólido obtido, ao reagir com água, forma hidróxido de cálcio. Este reage com carbonato de sódio, produzindo soda cáustica (NaOH) e regenerando o sólido *S* que é reciclado. Qual a fórmula de *S* e sua respectiva massa necessária para iniciar um ciclo de produção de soda cáustica a partir de 1,06 tonelada de carbonato de sódio?
Admita em todas as etapas um rendimento de 100% (massas molares, em g/mol: C = 12; O = 16; Na = 23; Ca = 40).
a) CaO e 0,56 t
b) CaO e 1,12 t
c) $Ca(OH)_2$ e 1,06 t
d) $CaCO_3$ e 1,00 t
e) $CaCO_3$ e 2,00 t

122 (PUC-SP) Os gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2) podem reagir em diversas proporções, formando diferentes óxidos de nitrogênio (N_xO_y). Em uma determinada condição foram colocados em um reator 32,0 g de O_2 e 20,0 g de N_2. Terminada a reação, supondo a formação de apenas um tipo de óxido, é coerente afirmar que foram obtidos:
a) 52,0 g de N_2O_3.
b) 40,0 g de NO, restando 12,0 g de O_2 sem reagir.
c) 48,0 g de NO, restando 4,0 g de N_2 sem reagir.
d) 46,0 g de NO_2, restando 6,0 g de N_2 sem reagir.
e) 50,0 g de N_2O_3, restando 2,0 g de O_2 sem reagir.

123 (UFF-RJ) Para se determinar o percentual de Ca^{2+} presente em amostra de leite materno, adiciona-se íon oxalato, $C_2O_4^{2-}$, na forma de $Na_2C_2O_4$ à amostra, o que provoca precipitação de CaC_2O_4. A adoção do procedimento descrito, em determinada amostra de leite materno com 50,0 g de massa, originou 0,192 g de CaC_2O_4. Deduz-se, então, que o percentual de Ca^{2+} nessa amostra equivale a:
a) 0,12%
b) 0,24%
c) 0,50%
d) 1,00%
e) 2,00%

124 (Unifenas-MG) Os ácidos são substâncias químicas que, em solução aquosa, liberam o cátion hidroxônio ou hidrônio (H_3O^+). Um dos ácidos de larga aplicação industrial é o H_3PO_4, usado como acidulante e conservante em refrigerantes, como fertilizante para o solo, sob a forma de fosfatos etc.
Quando se ingerem alimentos ricos em cálcio, fundamentais para a calcificação dos ossos, há a possibilidade do arraste do cálcio para as fezes, esfraquecendo a estrutura óssea do indivíduo.
Uma reação, não-balanceada, representativa da ação H_3PO_4, sobre um sal contendo cálcio, pode ser assim equacionada:

$$H_3PO_4 + CaCl_2 \longrightarrow \underbrace{Ca_3(PO_4)_2}_{\text{Insolúvel}} + HCl$$

Se um indivíduo ingerir 490 g de um refrigerante, com 0,1% de H_3PO_4, em paralelo com alimentos que contenham teor de cálcio suficiente para a reação com total de H_3PO_4, presente na quantidade de refigerante ingerida, o organismo expelirá a seguinte quantidade de cálcio:
a) 0,30 g
b) 0,20 g
c) 0,15 g
d) 0,10 g
e) 0,05 g

125 (Cesgranrio-RJ) Uma indústria adquire hidróxido de sódio impuro como matéria-prima para o seu processo. Segundo as normas da empresa, devem ser recusadas as remessas com teor de NaOH inferior a 80%. Três amostras, designadas por I, II e III, contendo cada uma 5 g do produto, são analisadas com H_2SO_4, sendo as massas de ácido consumidas na neutralização, respectivamente:

Amostra	H_2SO_4 (g)
I	4,98
II	4,63
III	4,52

(Dados: Na = 23; O = 16; H = 1; S = 32.)
Do resultado da análise acima depreende-se que a(s) amostra(s) aprovada(s) foi(foram):
a) apenas a I
b) apenas a II
c) apenas a III
d) apenas a I e a II
e) apenas a II e a III

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14c-QF1-PNLEM 367 29/5/05, 21:23

126 (Faap-SP) Uma amostra de 100 g de carvão coque, contendo impurezas consideradas como cinzas, reage com oxigênio de ar formando 623 L de uma mistura gasosa a 700 mmHg e 27 °C, que contém 30% em volume de CO_2. Calcule a porcentagem de impurezas do carvão (Dado: C = 12).

127 (Mackenzie-SP) $Fe_2O_3 + 3\ CO \longrightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$

Relativamente à equação acima, que representa de forma simplificada a obtenção do ferro a partir da hematita, fazem-se as afirmações abaixo.

I. O ferro é obtido por redução da hematita.
II. Ocorre uma reação de adição.
III. Obtêm-se 210 kg de ferro, se for usada uma tonelada de hematita com 40% de pureza e considerando que o rendimento da reação foi de 75%.
IV. No monóxido de carbono ocorre redução.

Dados: Massas molares (g/mol): Fe = 56; O = 16; C = 12.

Dentre as afirmações, somente são corretas:

a) I e II b) II e IV c) II e III d) III e IV e) I e III

128 (UFC-CE) Uma amostra pesando 5,0 g de uma liga especial usada na fuselagem de aviões, contendo alumínio, magnésio e cobre, foi tratada com álcali para dissolver o alumínio e reduziu seu peso para 2,0 g. Esse resíduo de 2,0 g, quando tratado com ácido clorídrico para dissolver o magnésio, reduziu-se a 0,5 g de cobre. Determine a composição centesimal dessa liga especial.

129 (Fuvest-SP) Num balão de aço, cuja capacidade é 120 mL, encontra-se confinada uma mistura eqüimolar de monóxido de carbono, hidrogênio e oxigênio. A pressão da mistura é 1,2 atm e a temperatura é 20 °C. Num certo instante, provoca-se a combustão completa da mistura. Se a temperatura após a combustão for reajustada para 20 °C, qual será aproximadamente a pressão total no interior do balão?

130 (Fuvest-SP) Uma mistura de carbonato de amônio e carbonato de cálcio foi aquecida até a completa decomposição. Obteve-se 0,20 mol de um resíduo sólido, além de uma mistura gasosa que, resfriada a 25 °C, condensou-se parcialmente. A fase gasosa restante, a essa mesma temperatura e sob 1 atm de pressão, ocupou 12,2 L.

a) Escreva a equação que representa a decomposição do carbonato de amônio e a que representa a decomposição do carbonato de cálcio, indicando o estado físico de cada substância a 25 °C.
b) Calcule a quantidade, em mols, de carbonato de amônio e de carbonato de cálcio na mistura original.

(Dados: volume molar dos gases a 25 °C e 1 atm = 24,4 L/mol; a pressão do vapor d'água, a 25 °C, é desprezível.)

131 (UFMG) Suponha que 1 mol de nitrato de chumbo (II), $Pb(NO_3)_2$, foi submetido a aquecimento e se decompôs totalmente. A reação produziu óxido de chumbo (II), PbO, e uma mistura gasosa, cujo volume, medido a 25 °C e 1 atmosfera, foi de 61,25 L.

Considere que 1 mol de um gás qualquer, a 25 °C e 1 atmosfera, ocupa o volume de 24,5 L.

Com base nessas informações, a alternativa que apresenta, **corretamente**, a equação da reação de decomposição do nitrato de chumbo (II) é:

a) $Pb(NO_3)_2\ (s) \longrightarrow PbO\ (s) + 2\ NO_2\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$

b) $Pb(NO_3)_2\ (s) \longrightarrow PbO\ (s) + N_2O_4\ (g) + \frac{1}{2}\ O_2\ (g)$

c) $Pb(NO_3)_2\ (s) \longrightarrow PbO\ (s) + NO\ (g) + NO_2\ (g) + O_2\ (g)$

d) $Pb(NO_3)_2\ (s) \longrightarrow PbO\ (s) + N_2\ (g) + \frac{5}{2}\ O_2\ (g)$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capitulo 14c-QF1-PNLEM 368 29/5/05, 21:23

RESPOSTAS

Capítulo 1 Primeira visão da Química

1. Por exemplo, a areia, o barro e o granito.
2. Não, pois a água pode se apresentar na forma sólida (gelo) ou na forma gasosa (por exemplo, vapor d'água que constitui a umidade do ar).
3. Por exemplo, o ar, o gás carbônico (dos extintores de incêndio) e o hidrogênio (nos balões de parques de diversão, que "sobem" no ar).
4. Raspando e eliminando a ferrugem e, a seguir, pintando o portão.
5. Os tubos de plástico são mais fáceis de fabricar, são mais baratos e não enferrujam.
6. Para melhorar a conservação do alimento e, muitas vezes, para melhorar a sua cor, odor, consistência etc.
7. Para aquecer, iluminar a caverna, assar os alimentos, afugentar animais perigosos etc.
8. Por exemplo, uma pilha comum que transforma energia química em energia luminosa, por meio de uma lanterna.
9. Restos de comida, papel, latas de alumínio, sacos plásticos, vidros etc.
10. Depende do seu uso.

11. b 12. b 13. d
14. São as regiões da Terra em que há vida vegetal e/ou animal.
15. Do ar, do solo e da água. 16. É o Sol. 17. e

Capítulo 2 Conhecendo a matéria e suas transformações

1. c 2. d 3. b 4. a
5. b 6. a
7. a) 1 fase; b) 2 fases; c) 1 fase; d) 2 fases; e) 3 fases
8. c 9. a 10. b 11. d
12. e 13. (Resolvido)
14. A 20 °C, o oxigênio é gasoso, o fenol é sólido e o pentano é líquido.
15. b 16. a 17. c 18. c
19. (Resolvido) 20. e 21. (Resolvido)
22. 8.500 g
23. a) 0,020 kg; b) 15.000 mg; c) 2.500.000 g
24. 10 g 25. (Resolvido) 26. 4.500 L
27. a) 1.820 mL; b) 0,250 L; c) 0,015 m^3
28. b 29. (Resolvido) 30. d
31. (Resolvido) 32. b 33. a 34. d
35. (Resolvido) 36. c 37. a 38. e
39. d 40. b 41. b 42. c
43. e 44. d 45. b 46. c
47. d 48. a 49. c 50. a
51. e 52. d 53. b 54. c
55. c 56. a 57. a 58. a
59. d 60. d 61. e 62. b
63. Destilam na seqüência: nitrogênio (P.E. = −196 °C), argônio (P.E. = −186 °C) e, por último, o oxigênio (P.E. = −183 °C), respeitando a ordem crescente de suas temperaturas de ebulição.
64. Água que contém compostos benéficos à saúde.
65. Água de gosto ruim e imprópria para beber.
66. O caminho da água evaporando da superfície terrestre, condensando-se nas nuvens, voltando à superfície em forma de chuva e, inclusive, percorrendo o subsolo terrestre.

67. d 68. c 69. b 70. b
71. a 72. b 73. c 74. a
75. a 76. b 77. a 78. c
79. b 80. b 81. e

Capítulo 3 Explicando a matéria e suas transformações

1. c 2. d 3. c 4. (Resolvido)
5. Não, pois o quociente $\frac{4,9}{1,5}$, da 2ª experiência, é igual a 3,5 e não coincide com o quociente $\frac{1,5}{0,5}$, da 1ª experiência, que é igual a 3. Isto corresponde a dizer que a 2ª experiência **não** pode ocorrer com os valores dados.
6. b
7. a) H; b) C; c) Ca; d) Cd; e) Cr; f) K; g) P; h) Pb; i) F; j) Fe
8. a) sódio; b) enxofre; c) silício; d) estanho; e) ouro; f) cloro; g) bromo; h) alumínio; i) prata; j) mercúrio
9. c 10. b 11. e 12. b
13. d 14. d 15. (Resolvido)
16. e 17. b 18. e 19. a
20. d 21. d 22. e 23. a
24. c 25. e 26. b 27. b
28. Envolvem reações químicas as proposições 01, 02, 04 e 32. Somando estes números temos: 01 + 02 + 04 + 32 = 39. Esta é a resposta pedida. Observamos que essa maneira de enunciar uma questão é usada em vários vestibulares brasileiros.
29. b 30. c 31. d 32. c
33. d 34. (Resolvido)
35. Liberam energia: a, d
Consomem energia: b, c, e
36. c 37. c 38. b 39. a
40. A origem de todos os materiais é o planeta Terra. E da energia é o Sol.
41. Os recursos renováveis são os que podem ser repostos com uma certa rapidez. Não-renováveis são o contrário.
42. O aumento populacional, o aumento do consumo de matéria e energia e o desperdício de matéria e energia.
43. b 44. e 45. e 46. b
47. d 48. c
49. Todas as alternativas estão corretas.
50. b 51. d 52. d 53. e
54. 2 55. b 56. d

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

01-Respostas-QF1-PNLEM 369 29/5/05, 21:24

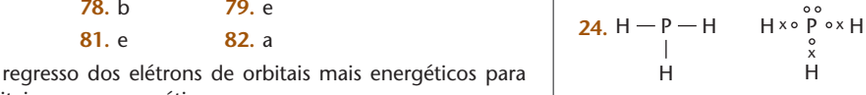
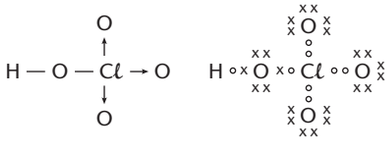
Capítulo 4 A evolução dos modelos atômicos

1. b **2.** a **3.** e
4. 23 kg; carga nula **5.** b **6.** d
7. 1 t; 543 g **8.** b **9.** (Resolvido)
10. b **11.** e **12.** (Resolvido)
13. b **14.** b **15.** c **16.** d
17. a **18.** c **19.** c **20.** a
21. d **22.** a **23.** d **24.** a
25. b **26.** a **27.** c **28.** b
29. d **30.** b **31.** d **32.** e
33. (Resolvido) **34.** De 3,95 a 3,66 metros
35. c **36.** d **37.** b **38.** c
39. (Resolvido) **40.** *s*, *p*, *d*, *f* **41.** (Resolvido)
42. 32 elétrons **43.** c **44.** (Resolvido)
45. 10 elétrons **46.** a **47.** (Resolvido)
48. b **49.** $n = 4$; $\ell = 3$; $m = -3$; $s = -\frac{1}{2}$
50. $n = 5$; $\ell = 0$; $m = 0$; $s = -\frac{1}{2}$ **51.** e
52. 5 orbitais **53.** 14 elétrons **54.** c
55. $n = 4$; $\ell = 0$ **56.** e **57.** c
58. e **59.** c **60.** (Resolvido)
61. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ **62.** d **63.** (Resolvido)
64. d **65.** 35 **66.** (Resolvido) **67.** c
68. a; e **69.** (Resolvido) **70.** c
71. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ **72.** b
73. **a)** $K = 2$; $L = 8$; $M = 18$; $N = 8$; $O = 1$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$
c) $n = 5$; $\ell = 0$; $m = 0$; $s = -\frac{1}{2}$
74. d **75.** b **76.** d
77. d **78.** b **79.** e
80. d **81.** e **82.** a
83. Ao regresso dos elétrons de orbitais mais energéticos para orbitais menos energéticos.
84. Na luz comum, as ondas se propagam de forma desordenada. Na luz *laser*, ocorre o contrário.
85. Certos elementos, cujos elétrons vibram com freqüência de diferentes cores.
86. Um gerador de ondas eletromagnéticas que agita as moléculas dos alimentos, aquecendo-os.
87. Um aparelho que identifica elementos químicos, pelas raias emitidas pelo elemento.
88. e **89.** c **90.** a **91.** d
92. Estão corretos: a, c, d. **93.** Somente (1) está errado.
94. Somente (0) está correto. **95.** Estão corretas: a, b, c, d.
96. Estão corretas: a, b. **97.** c **98.** d
99. e **100.** d

Capítulo 5 A classificação periódica dos elementos

1. e **2.** d **3.** c **4.** a
5. c **6.** a **7.** e **8.** a
9. b **10.** c **11.** c **12.** a
13. (Resolvido) **14.** b **15.** c
16. a **17.** (Resolvido) **18.** a
19. (Resolvido) **20.** b **21.** (Resolvido)
22. a **23.** (Resolvido)
24. **a)** enxofre: [Ne] $3s^2\ 3p^4$; **b)** ferro: [Ar] $4s^2\ 3d^6$; **c)** césio: [Xe] $6s^1$
25. (Resolvido) **26.** b **27.** d **28.** e
29. e **30.** d **31.** b **32.** c
33. c **34.** b **35.** b **36.** e
37. (Resolvido) **38.** (Resolvido) **39.** e **40.** b
41. e **42.** (Resolvido) **43.** a **44.** d
45. (Resolvido) **46.** b **47.** c
48. Na < Aℓ < Zn < Ni < Pd **49.** c **50.** e
51. e **52.** d **53.** c **54.** b
55. b **56.** d **57.** a **58.** c
59. Estando no mesmo grupo (mesma coluna) que o sódio, o potássio também é muito reativo.
60. Porque o cálcio é muito mais abundante na natureza do que o magnésio.
61. A reatividade do bromo é intermediária à do cloro e à do iodo.
62. c **63.** e **64.** d **65.** e
66. d **67.** e **68.** b **69.** c
70. c **71.** d **72.** c **73.** d
74. a **75.** d **76.** c

Capítulo 6 As ligações químicas

1. (Resolvido) **2.** c **3.** a **4.** (Resolvido)
5. $A\ell^{3+}$ (2 − 8); O^{2-} (2 − 8); $A\ell_2O_3$ **6.** e
7. e **8.** (Resolvido) **9.** c **10.** a
11. (Resolvido) **12.** d **13.** d
14. **a)** $C\ell^-$; **b)** Ca^{2+}; **c)** Zn^{2+}; **d)** K^+
15. d **16.** c **17.** a **18.** a
19. Na^+: 96,5 pm; Sr^{2+}: 117 pm **20.** e
21. c **22.** a **23.** (Resolvido)
24.  **25.** d
26. (Resolvido) **27.** d **28.** (Resolvido) **29.** a
30. b **31.** a **32.** a **33.** c
34. 
35. a **36.** b **37.** d
38. c **39.** d
40. O mercúrio, porque, apesar de ser líquido em condições ambiente, apresenta brilho metálico, é bom condutor de calor e eletricidade, tem densidade elevada e forma cátions em compostos iônicos.
41. c **42.** b **43.** e
44. Uma união de elementos com predominância dos metais.
45. Em geral, pela fusão conjunta de seus elementos constituintes.
46. Seus elementos formadores; a estrutura cristalina; os tratamentos térmicos.
47. São processos de aquecimento seguido de resfriamento, para alterar suas estruturas cristalinas.
48. c **49.** b **50.** e **51.** d
52. c **53.** d **54.** b **55.** b
56. d **57.** e

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

01-Respostas-QF1-PNLEM 370 29/5/05, 21:24

Capítulo 7 A geometria molecular

1. c **2.** (Resolvido)

3. São corretas: b, d. **4.** c **5.** (Resolvido)

6. b **7.** a **8.** e **9.** e

10. d **11.** d **12.** e **13.** a

14. d **15.** a **16.** c

17. (Resolvido) **18.** a **19.** e

20. a **21.** (Resolvido) **22.** b

23. (Resolvido) **24.** b

25. (Resolvido) **26.** d **27.** b

28. a) *A* (cloro): 7 elétrons de valência; grupo 17.
B (arsênio): 5 elétrons de valência; grupo 15.
C (estanho): 4 elétrons de valência; grupo 14.
b) O cloro é o mais eletronegativo, formando com o arsênio o composto $AsC\ell_3$.

29. a) As maiores eletronegatividades aparecem nos halogênios (grupo 17 ou coluna 7A) e as menores, nos metais alcalinos (grupo 1 ou coluna 1A).
b) Será uma ligação iônica.

30. a) O semimetal é o boro, que está no 2º período, grupo 13, subgrupo A.
b) São covalentes porque $\Delta < 1{,}7$.

31. a

32. d

33. a) As ligações são covalentes.
b) Porque na molécula de SiH_4 (tetraedro regular), os vetores momento dipolar se anulam.

34. d **35.** (Resolvido) **36.** d

37. e **38.** e **39.** b **40.** a

41. (Resolvido) **42.** a **43.** c

44. (Resolvido) **45.** d **46.** e

47. b **48.** a **49.** a **50.** b

51. d **52.** a **53.** b **54.** b

55. c **56.** d **57.** (Resolvido)

58. e **59.** d **60.** (Resolvido)

61. d **62.** (Resolvido) **63.** b

64. e **65.** (Resolvido) **66.** c

67. a **68.** (Resolvido) **69.** c

70. e **71.** c **72.** d **73.** b

74. c **75.** c **76.** d **77.** d

78. e **79.** d **80.** c **81.** e

82. Os metais têm uma nuvem de elétrons livres que os torna bons condutores de eletricidade. Os não-metais estão em situação oposta. Os semicondutores que são, em geral, semimetais, têm poucos elétrons livres, daí suas baixas condutividades elétricas.

83. É a adição de pequenas quantidades de impurezas ao semicondutor, para aumentar sua condutividade elétrica.

84. Em diodos, transistores, células solares etc.

85. e **86.** e **87.** c

88. c **89.** c **90.** c

91. e **92.** a **93.** b

94. d

95. Estão corretas as alternativas 01, 04, 08 e 16.

96. e **97.** b **98.** b

99. 3 **100.** d

Capítulo 8 Ácidos, bases e sais inorgânicos

1. (Resolvido)

2. a) Porque no estado líquido (fundido) os íons Na^+ e $C\ell^-$ estão livres.
b) Porque é um composto molecular.
c) No $NaC\ell$ a dissolução libera os íons Na^+ e $C\ell^-$. No $HC\ell$ a água provoca a ionização em H^+ e $C\ell^-$.

3. a) É o cloreto de sódio ($NaC\ell$), pois fundido dispõe de íons Na^+ e $C\ell^-$ livres.
b) É o iodo (I_2), pois suas moléculas são apolares.

4. b **5.** (Resolvido) **6.** d

7. a) $HMnO_4$; **b)** H_3PO_3; **c)** $H_2C_2O_4$; **d)** H_2SO_3; **e)** H_3AsO_4; **f)** H_4SiO_4

8. a) ácido bromídrico;
b) ácido arsênico e ácido arsenioso;
c) ácido hipoiodoso, ácido iodoso, ácido iódico e ácido periódico;
d) ácido (orto) antimônico, ácido piroantimônico

9. e **10.** a **11.** c

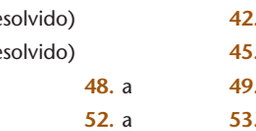
12. a) $HBr \longrightarrow H^+ + Br^-$
b) $HNO_2 \longrightarrow H^+ + NO_2^-$
c) $H_2SO_3 \longrightarrow 2\,H^+ + SO_3^{2-}$
d) $H_4P_2O_7 \longrightarrow 4\,H^+ + P_2O_7^{4-}$

13. a) $HBr + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Br^-$
b) $HNO_2 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_2^-$
c) $H_2SO_3 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + SO_3^{2-}$
d) $H_4P_2O_7 + 4\,H_2O \longrightarrow 4\,H_3O^+ + P_2O_7^{4-}$

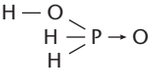
14. a **15.** b

16. Graus de ionização: H_2S: 10%; H_2SO_4: 66%; HNO_3: 80%
Força de ionização: $H_2S < H_2SO_4 < HNO_3$

17.



18.



19. b **20.** a **21.** b **22.** d

23. a **24.** d **25.** a **26.** d

27. a) LiOH; **b)** $Cr(OH)_3$; **c)** $Fe(OH)_2$; **d)** $Au(OH)_3$; **e)** CuOH

28. a) hidróxido de magnésio;
b) hidróxido de césio;
c) hidróxido mercúrico ou hidróxido de mercúrio II;
d) hidróxido estanoso ou hidróxido de estanho II;
e) hidróxido platínico ou hidróxido de platina IV.

29. a **30.** e **31.** d

32. a) $Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2\,OH^-$
b) $KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$

33. $NH_4OH > Ca(OH)_2 > AgOH$

34. Porque é praticamente insolúvel em água.

35. c **36.** e **37.** e

38. Apenas (08) está correta. **39.** e **40.** c

41. b **42.** c **43.** c **44.** e

45. d **46.** a **47.** b **48.** b

49. b **50.** c **51.** d **52.** (Resolvido)

53. a **54.** e **55.** e **56.** d

57. d

58. a) $Mg(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + 2\,H_2O$
b) $KOH + HNO_3 \longrightarrow KNO_3 + H_2O$
c) $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2\,H_2O$
d) $Fe(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + 2\,H_2O$

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

01-Respostas-QF1-PNLEM 371 29/5/05, 21:25

59. e **60.** b **61.** e **62.** b

63. e **64.** d **65.** e **66.** c

67. a **68.** c

69. a) $NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$

$NH_4OH \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$

b) Devido à reação: $NH_4OH \longrightarrow H_2O + NH_3\uparrow$

70. Normalmente de lagos e rios. A chamada "água mineral" provém de fontes específicas.

71. É a água apropriada para se beber. Deve ser límpida, aerada, não conter microorganismos nocivos e conter vestígios de sais naturais em solução.

72. Numa série de processos e reações químicas visando purificar a água até torná-la potável.

73. b **74.** b **75.** e **76.** d

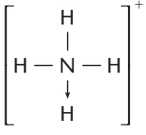
77. d **78.** c **79.** d **80.** c

81. c **82.** e **83.** e **84.** a

85. c

86. a) $Mg^{2+} < Ca^{2+} < K^+$

b)



c) K_2HPO_4 e $CaHPO_4$ (ou $MgHPO_4$)

d) K: metal alcalino; Mg: metal alcalino-terroso.

87. a) Abriu a torneira.

b) Como o $HC\ell$ (g) é muito solúvel na água, ela será "aspirada" para o balão formando um esguicho. Além disso, o indicador tornassol mudará da cor azul para vermelha, devido à ação do $HC\ell$.

88. e

Capítulo 9 Óxidos inorgânicos

1. a **2.** d **3.** c **4.** e

5. e **6.** b **7.** e

8. $MnO \longrightarrow Mn_2O_3 \longrightarrow MnO_2 \longrightarrow MnO_3 \longrightarrow Mn_2O_7$

9. $SnO + 2\ HC\ell \longrightarrow SnC\ell_2 + H_2O$

$2\ NaOH + SnO \longrightarrow Na_2SnO_2 + H_2O$

10. e **11.** a **12.** d **13.** b

14. d **15.** d **16.** e **17.** c

18. e **19.** (Resolvido)

20. a) $Ga(OH)_3$; **b)** $Ra(OH)_2$; **c)** FrOH; **d)** $Be(OH)_2$; **e)** RbOH

21. c **22.** d **23.** (Resolvido)

24. a **25.** a **26.** c

27. d **28.** c **29.** b

30. a) V_2O_5; **b)** GeO_2; **c)** Mn_2O_7; **d)** ZrO_2; **e)** CrO_3

31. a **32.** a **33.** e

34. b **35.** c **36.** d

37. Devido ao CO_2 existente na atmosfera, que reage com a água produzindo ácido carbônico:

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

38. O SO_2 tem origem natural (vulcões, por exemplo) ou resulta das atividades humanas (combustão do carvão e dos derivados do petróleo). Os óxidos de nitrogênio também podem ter origem natural (por exemplo, provocados pelos raios: $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\ NO$) ou resultar das atividades humanas (combustão dos derivados do petróleo).

39. Os ácidos sulfúrico e nítrico.

40. c **41.** e **42.** e **43.** c

44. a **45.** c **46.** d

47. a) $Na_2O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2O_2$

b) $2\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + O_2\uparrow$

48. b **49.** b

50. a) Cálcio; **b)** Por exemplo, o bário (Ba); **c)** 2

51. b **52.** b **53.** a

Capítulo 10 As reações químicas

1. c **2.** d **3.** b **4.** e

5. e **6.** b **7.** e **8.** e

9. a **10.** a **11.** a **12.** c

13. c **14.** e **15.** a **16.** e

17. b **18.** a **19.** c **20.** c

21. d **22.** e **23.** e

24. O $CaCO_3$ (calcário), porque reage com a acidez do solo (H^+), segundo a equação:

$$2\ H^+ + CaCO_3 \longrightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow$$

25. $NH_4HCO_3 \xrightarrow{\Delta} NH_3\uparrow (g) + CO_2\uparrow (g) + H_2O\uparrow (g)$

A expansão dos gases formados faz crescer a massa do bolo.

26. b **27.** e **28.** a **29.** d

30. b **31.** e **32.** a **33.** d

34. d **35.** c **36.** d **37.** a

38. O NH_4^+ em solução aquosa produz, junto com NaOH:

$$NH_4^+ + NaOH \longrightarrow Na^+ + H_2O + NH_3\uparrow$$

O gás amônia (NH_3) em contato com o papel tornassol vermelho umedecido, reage com a água:

$$NH_3\uparrow + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

O NH_4OH, que é básico, muda a cor do tornassol vermelho para azul.

39. e **40.** d **41.** c

42. c **43.** a

44. a) $CO_2 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

b) Não reagem, pois são ambos de caráter ácido.

c) $A\ell_2O_3 + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ H_2O$

d) Não reagem, pois o CO é um óxido neutro (indiferente).

e) $MgO + 2\ HC\ell \longrightarrow MgC\ell_2 + H_2O$

f) $Fe_3O_4 + 8\ HC\ell \longrightarrow FeC\ell_2 + 2\ FeC\ell_3 + 4\ H_2O$

(o Fe_3O_4 é um óxido duplo equivalente a $FeO + Fe_2O_3$)

g) Não reagem, pois o Na_2O_2 é um peróxido.

h) $K_2O + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$

45. d **46.** e **47.** c **48.** d

49. Estão corretos os itens 0 e 3.

50. a) No primeiro erlenmeyer: $S + O_2 \longrightarrow SO_2$

Adicionando-se água: $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$ (substância *A*)

No segundo erlenmeyer: $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$

Adicionando-se água: $MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$ (substância *B*)

b) $H_2SO_3 + Mg(OH)_2 \longrightarrow MgSO_3 + 2\ H_2O$

51. a **52.** b **53.** b **54.** e

55. d **56.** a **57.** b **58.** d

59. a **60.** c

61. Estão corretos os itens 0, 2 e 3.

62. a

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

01-Respostas-QF1-PNLEM 372 29/5/05, 21:25

63. Areia (SiO_2), soda ou barrilha (Na_2CO_3) e calcário ($CaCO_3$).

64. Adicionando aos componentes normais pequenas quantidades de óxidos metálicos (Fe_2O_3, CaO etc) e aquecendo o conjunto em fornos apropriados.

65. Calcário ($CaCO_3$), argila (em que predominam silicatos de alumínio) e areia (SiO_2).

66. Devido à cristalização dos silicatos de cálcio e alumínio.

67. a

68. a) $PbC\ell_2 + Na_2S \longrightarrow PbS\downarrow + 2\ NaC\ell$
b) $C + O_2 \longrightarrow CO_2\uparrow$
c) $H_2SO_4 + Na_2S \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2S\uparrow$
d) $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$

69. b 70. e 71. b 72. b

73. e 74. d 75. c 76. c

77. d 78. a 79. c 80. d

81. Os quatro itens estão corretos. 82. d

83. b

Capítulo 11 Massa atômica e massa molecular

1. (Resolvido) 2. 6,92 u 3. (Resolvido)

4. d 5. 55% de ^{79}M e 45% de ^{81}M 6. e

7. (Resolvido) 8. 24,6 u

9. a) 30 u; b) 64 u; c) 100 u; d) 120 u; e) 82 u; f) 149 u; g) 860 u; h) 286 u

10. d 11. b 12. a 13. (Resolvido)

14. a 15. e 16. d 17. (Resolvido)

18. b 19. (Resolvido) 20. b

21. (Resolvido) 22. e 23. (Resolvido)

24. $5 \cdot 10^{-23}$ g 25. (Resolvido)

26. e 27. b 28. (Resolvido)

29. b 30. b 31. (Resolvido)

32. a 33. c 34. (Resolvido)

35. b 36. a 37. c 38. b

39. a 40. d 41. e

42. e 43. 92,63% de Ag e 7,37% de Cu

44. $3{,}43 \cdot 10^{-22}$ g 45. 30 u 46. b

47. c 48. d 49. d 50. b

51. d 52. 0,038 mol

53. No corpo humano (como o comprimento de um pé) ou no esforço humano ou dos animais etc.

54. É um conjunto de unidades fáceis de se estabelecer e relacionadas entre si, de um modo racional.

55. As básicas são sete: o metro (m); o quilograma (kg); o segundo (s); o Ampère (A); o Kelvin (K); o mol (mol) e a candela (cd).

56. c

57. e

58. d

59. Apenas a alternativa (02) está correta.

60. A remessa deve ser confiscada, pois contém $1{,}68 \cdot 10^{-3}$ g de Hg^{2+} por quilo de atum.

61. a) 60% de ^{121}Sb e 40% de ^{123}Sb;
b) $1{,}20 \cdot 10^{23}$ átomos de alumínio

62. a) O mais abundante é o isótopo-24 cuja massa mais se aproxima de 24,3 g/mol.
b) 94 g/mol; 96 g/mol; 98 g/mol

Capítulo 12 Estudo dos gases

1. (Resolvido) 2. 2.500 mL (ou cm^3)

3. (Resolvido) 4. 2,6 atm 5. a

6. c 7. (Resolvido)

8. −73 °C 9. (Resolvido) 10. e

11. d 12. b 13. b 14. a

15. (Resolvido) 16. a 17. a

18. e 19. (Resolvido) 20. a

21. e 22. d 23. d 24. c

25. 2,13 atm

26. a) 27 °C;
b) Transformação isotérmica

27. c 28. 600 K e 2 atm 29. b

30. c 31. (Resolvido)

32. Sim, pois obedecem à proporção **1 : 2 : 1 : 2**.

33. c 34. (Resolvido)

35. a) 2 : 2 : 5;
b) 30 L

36. b

37. 50 moléculas de oxigênio e 100 moléculas de água.

38. c 39. b

40. Admitamos que no volume considerado existam ***x*** moléculas. Teremos então:
a) o maior número de átomos de oxigênio está no CO_2 (serão **2*x*** átomos de oxigênio);
b) de carbono no C_2H_4 (são **2*x***);
c) de hidrogênio no C_2H_4 (são **4*x***)

41. c 42. c 43. c

44. (Resolvido) 45. b

46. a 47. d 48. (Resolvido)

49. c 50. b 51. a 52. d

53. (Resolvido) 54. e

55. (Resolvido) 56. 112 mL

57. (Resolvido) 58. d

59. (Resolvido) 60. c

61. a 62. 30 u 63. d 64. a

65. d 66. (Resolvido) 67. 3 g

68. c 69. e 70. e

71. a) 114,5 g;
b) 5,59 atm

72. e

73. Estão corretas as alternativas: (0), (1) e (2).

74. b 75. e 76. c 77. 3,2 g

78. a 79. e 80. b 81. a

82. a 83. (Resolvido) 84. a

85. b 86. 911 mmHg 87. (Resolvido)

88. 12,3 atm

89. a) 12,3 atm;
b) 8,48 atm

90. b 91. (Resolvido) 92. e

93. a

94. Massas: 3,2 g de CH_4 e 24 g de C_2H_6
Pressões parciais: 0,328 atm e 1,312 atm

95. (Resolvido) 96. b 97. c

98. e 99. (Resolvido) 100. d

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

01-Respostas-QF1-PNLEM 373 13/7/05, 11:47

101. b

102. **a)** $x_{H_2} = 0{,}8$; $x_{O_2} = 0{,}2$
b) $p_{H_2} = 0{,}6$ atm; $p_{O_2} = 0{,}15$ atm;
c) $P = 0{,}75$ atm

103. a **104.** e **105.** b **106.** F, F, V, F, V

107. 11 minutos **108.** b **109.** a

110. (Resolvido) **111.** b **112.** a

113. **a)** 1,25 g/L;
b) 14 u

114. b **115.** a **116.** (Resolvido)

117. a **118.** b **119.** (Resolvido)

120. Hidrogênio, hélio e metano **121.** d

122. **a)** 131 g/mol; **b)** Xenônio

123. **a)** $2{,}17 \cdot 10^4$ litros; **b)** $1{,}84 \cdot 10^{-2}$ g/L

124. c **125.** e **126.** b **127.** (Resolvido)

128. e **129.** c **130.** (Resolvido)

131. (Resolvido) **132.** c **133.** a

134. (Resolvido)

135. O gás mais denso difunde-se com a **metade da velocidade** do gás menos denso.

136. Fundamentalmente, as radiações ultravioleta.

137. São os óxidos de nitrogênio e os clorofluorcarbonados.

138. Entre 12 km e 32 km de altitude, a camada de ozônio nos protege das radiações solares, sendo, pois, um aliado. Junto à superfície da Terra, o ozônio é um inimigo, pois é prejudicial às pessoas, animais e plantas.

139. a **140.** b **141.** a **142.** 10,8 kg

143. **a)** 1 atm; **b)** 546 K

144. 12 g

145. 5 litros de O_2 por minuto (a 30 m de profundidade com 4 atm de pressão).

146. c **147.** b **148.** e **149.** 95 cm^3

150. **a)** 98% de N_2 e 2% de vapor de água; **b)** 10,14 L

151. d **152.** 44 u **153.** a **154.** e

Capítulo 13 Cálculo de fórmulas

1. 20% de Mg; 26,6% de S; 53,3% de O **2.** d

3. 25,5% de Cu; 12,8% de S; 25,6% de O; 36,1% de H_2O

4. d **5.** d **6.** a **7.** c

8. c **9.** b **10.** e

11. 57,48% de C **12.** a **13.** c

14. d **15.** $MgFe_2O_4$ **16.** $CaC\ell_2 \cdot 4\ H_2O$

17. C_5H_7N **18.** NaO **19.** e **20.** c

21. CH_5N **22.** c **23.** d **24.** d

25. d **26.** d **27.** $NH_4^+\ NO_3^-$ **28.** (Resolvido)

29. $A\ell_2(SO_4)_3 \cdot 18\ H_2O$ **30.** e **31.** P_4O_{10}

32. **a)** $C_6H_{12}O_2$;
b) C_3H_6O

33. b **34.** b **35.** b

36. É o aumento do aquecimento da Terra causado pela poluição atmosférica.

37. CO_2, CO e óxidos do nitrogênio (NO, NO_2 etc).

38. Derretimento da calota polar, modificações no clima terrestre e aumento da acidez dos oceanos.

39. É o abafamento da poluição do ar, próximo ao solo, causado por um aquecimento irregular da atmosfera.

40. d **41.** c **42.** d

43. c **44.** b

45. **a)** 10,8% de vanádio; **b)** 612 g de vanádio

46. c **47.** e **48.** d **49.** d

50. **a)** Uréia;
b) $(NH_4)_2CO_3 + CaSO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4 + CaCO_3$

Capítulo 14 Cálculo estequiométrico

1. (Resolvido) **2.** a **3.** c **4.** b

5. d **6.** c **7.** b **8.** 52 g de CO_2

9. b **10.** b **11.** c **12.** $M = 40$

13. (Resolvido) **14.** d **15.** d

16. c **17.** b **18.** a **19.** c

20. a **21.** 0,17 L **22.** b **23.** e

24. **a)** 28,17 kg água;
b) $2{,}33 \cdot 10^4$ L de CO_2;
c) $3{,}88 \cdot 10^4$ L de O_2

25. 6 L de NH_3 **26.** c **27.** 20 L de O_2 e 40 L de CO_2

28. c **29.** e **30.** b **31.** d

32. **a)** $Zn + 2\ HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2$
b) 1 mol

33. e

34. b **35.** b **36.** e

37. **a)** $2\ KCN + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\ HCN$
b) $3 \cdot 10^{23}$ moléculas de HCN

38. d **39.** e **40.** c

41. **a)** $H_3PO_4 + 3\ NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + 3\ H_2O$
b) 68,3 g de Na_3PO_4

42. d **43.** 54 mL

44. **a)** $Zn + 2\ HNO_3 \longrightarrow \underbrace{Zn(NO_3)_2}_{\text{(nitrato de zinco e hidrogênio)}} + H_2$
b) 9,47 g de $Zn(NO_3)_2$ e 0,1 g de H_2

45. a **46.** e **47.** b **48.** (Resolvido)

49. e **50.** d **51.** a **52.** c

53. a **54.** 516 g **55.** e **56.** 42,8 g

57. **a)** 130 g;
b) $K_2O + H_2O \longrightarrow 2\ KOH$ (idem para o Na_2O)

58. **a)** 8,5 g de NH_3; **b)** 4,5 g de H_2 em excesso

59. a **60.** d

61. **a)** 61 g de $Ba(OH)_2$ em excesso; **b)** 189,1 g de $BaSO_4$

62. c **63.** (Resolvido) **64.** b

65. a **66.** a

67. **a)** O tanque que esvaziará primeiro é o de O_2.
b) 101 kg de água

68. d **69.** b **70.** a **71.** b

72. d **73.** e **74.** e **75.** c

76. a **77.** d **78.** c **79.** a

80. a **81.** 204.500 toneladas de CO_2

82. $CaSiO_3$: silicato de cálcio
$2\ Ca_3(PO_4)_2 + 6\ SiO_2 + 10\ C \longrightarrow 6\ CaSiO_3 + 10\ CO + P_4$
3.875 g de fosfato de cálcio impuro

83. 99%

84. **a)** $2\ KC\ell O_3 \longrightarrow 2\ KC\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g)$
b) 0,5 ou 50%

85. a **86.** 18,5 kg **87.** d

88. a **89.** a

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

01-Respostas-QF1-PNLEM 374 29/5/05, 21:25

90. a) $NH_3 + CH_4 \longrightarrow HCN + 3\ H_2$
b) 2,125 kg de NH_3 e 2 kg de CH_4

91. c **92.** 83,5 L de ar **93.** 29,1 L

94. a) $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$
b) 4,8%

95. c **96.** c **97.** 90,4 g **98.** 151,6 L

99. 279 mg de NaCℓ e 21 mg de KCℓ

100. 42,68% de Cu e 57,32% de Ag

101. c **102.** Siderurgia.

103. Ferro com 0,2% a 1% de carbono, além de impurezas.

104. Minério de ferro (em geral, Fe_2O_3), fundente (em geral, calcário, $CaCO_3$) e carvão coque.

105. Ferro-gusa e escória.

106. Consiste num aquecimento seguido de um resfriamento mais ou menos rápido. Visa melhorar as propriedades do aço.

107. d **108.** b **109.** c

110. a) Sim, pois partimos de massas iguais de carbono.
b) Não, pois as equações indicam a proporção **3 O_2 : 2 O_3** em mol.

111. a) 2 mol de NaN_3;
b) 3 atm

112. a) $C + O_2 \longrightarrow CO_2$
b) 0,02 mol de CO_2
c) 1 atm

113. a) $6{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol de O_2
b) $6{,}66 \cdot 10^{4}$ u

114. b

115. a) $2\ A\ell + 6\ HC\ell \longrightarrow 2\ A\ell C\ell_3 + 3\ H_2$
b) Sim, pois em quantidades equimolares, o alumínio produz um volume de H_2 maior, já que a reação do Mg é:
$2\ Mg + 4\ HC\ell \longrightarrow 2\ MgC\ell_2 + 2\ H_2$

116. d

117. a) 0,15 mol de O_3 / m^2
b) $3{,}55 \cdot 10^{-5}$ g de Cℓ

118. É mais vantajoso comprar $Ca(OH)_2$, pois a quantidade de mols em 1 kg de $Ca(OH)_2$ é maior do que em 1 kg de $CaCO_3$ e ambos reagem com H^+ na mesma proporção molar.

119. a) O alumínio, de menor massa.
b) Também o alumínio, de menor volume.

120. a) $2\ Na_2O_2 + 2\ CO_2 \longrightarrow 2\ Na_2CO_3 + O_2$
$Mg(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow MgCO_3 + H_2O$
$2\ LiOH + CO_2 \longrightarrow Li_2CO_3 + H_2O$
b) O LiOH, devido a menor massa.
c) 2,08 g

121. d **122.** d **123.** a **124.** a

125. a **126.** 16% de impurezas

127. e **128.** 60% de Aℓ; 30% de Mg; 10% de Cu

129. 0,4 atm

130. a) $(NH_4)_2CO_3\ (s) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g) + CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$
$CaCO_3\ (s) \longrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$
b) 0,1 mol de $(NH_4)_2CO_3$ e 0,2 mol de $CaCO_3$

131. a

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

01-Respostas-QF1-PNLEM 375 29/5/05, 21:26

LISTA DE SIGLAS

Acafe-SC	Associação Catarinense das Fundações Educacionais
AEUDF	Associação de Ensino Unificado do Distrito Federal
Aman-RJ	Academia Militar das Agulhas Negras
Ceeteps-SP	Centro Estadual de Educação Tecnológica "Paula Souza"
Cefet-PR	Centro Federal de Educação Tecnológica do Paraná
Cesgranrio-RJ	Fundação Cesgranrio
EEM-SP	Escola de Engenharia Mauá
Efoa-MG	Escola de Farmácia e Odontologia de Alfenas
Enem-MEC	Exame Nacional de Ensino Médio
Esal-MG	Escola Superior de Agronomia de Lavras
Esan-SP	Escola Superior de Administração de Negócios
Esef-Jundiaí-SP	Escola Superior de Educação Física de Jundiaí
Estácio-RJ	Universidade Estácio de Sá
F. Ibero-Americana-SP	Faculdade Ibero-Americana de Letras e Ciências Humanas
F. M. Pouso Alegre-MG	Faculdade de Medicina de Pouso Alegre
Faap-SP	Fundação Armando Álvares Penteado
Faesa-ES	Faculdades Integradas Espírito-Santenses
Fafeod-MG	Faculdade Federal de Odontologia de Diamantina
Fasp-SP	Faculdades Associadas de São Paulo
Fatec-SP	Faculdade de Tecnologia de São Paulo
FCC-BA	Fundação Carlos Chagas da Bahia
FCMSCSP-SP	Faculdade de Ciências Médicas da Santa Casa de São Paulo
FEI-SP	Faculdade de Engenharia Industrial
FEP-PA	Fundação Educacional do Estado do Pará
FEQ-CE	Fundação Educacional Edson Queiroz
Fesp-PE	Fundação do Ensino Superior de Pernambuco
Fesp-SP	Faculdade de Engenharia de São Paulo
FGV-SP	Fundação Getúlio Vargas
FMIt-MG	Faculdade de Medicina de Itajubá
FMTM-MG	Faculdade de Medicina do Triângulo Mineiro
FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP	Faculdades Metropolitanas Unidas
FUERN	Fundação Universidade do Estado do Rio Grande do Norte
Fuvest-SP	Fundação Universitária para o Vestibular
IME-RJ	Instituto Militar de Engenharia
ITA-SP	Instituto Tecnológico de Aeronáutica
ITE-Bauru-SP	Instituto Toledo de Ensino
Mackenzie-SP	Universidade Presbiteriana Mackenzie
Osec-SP	Organização Santamarense de Ensino e Cultura
PUC-Campinas-SP	Pontifícia Universidade Católica de Campinas
PUC-MG	Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais
PUC-PR	Pontifícia Universidade Católica do Paraná
PUC-RJ	Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro
PUC-RS	Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul
PUC-SP	Pontifícia Universidade Católica de São Paulo
U. São Judas-SP	Universidade São Judas Tadeu
UCB-DF	Universidade Católica de Brasília
UCB-MS	Universidade Católica Dom Bosco
UCG-GO	Universidade Católica de Goiás
UCSal-BA	Universidade Católica de Salvador
UCS-RS	Universidade de Caxias do Sul
Uece	Universidade Estadual do Ceará
UEL-PR	Universidade Estadual de Londrina

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

02-Siglas-QF1-PNLEM 376 6/7/05, 15:04

UEMG	Universidade do Estado de Minas Gerais
UEM-PR	Universidade Estadual de Maringá
UEPG-PR	Universidade Estadual de Ponta Grossa
Uerj	Universidade Estadual do Rio de Janeiro
Uespi	Universidade Estadual do Piauí
Ufac	Fundação Universidade Federal do Acre
Ufam	Universidade Federal do Amazonas
UFBA	Universidade Federal da Bahia
UFC-CE	Universidade Federal do Ceará
Ufes	Universidade Federal do Espírito Santo
UFF-RJ	Universidade Federal Fluminense
UFG-GO	Universidade Federal de Goiás
UFJF-MG	Universidade Federal de Juiz de Fora
UFMA	Fundação Universidade Federal do Maranhão
UFMG	Universidade Federal de Minas Gerais
UFPA	Universidade Federal do Pará
UFPB	Universidade Federal da Paraíba
UFPE	Universidade Federal de Pernambuco
UFPel-RS	Fundação Universidade Federal de Pelotas
UFPI	Fundação Universidade Federal do Piauí
UFPR	Universidade Federal do Paraná
UFRGS-RS	Universidade Federal do Rio Grande do Sul
UFRJ	Universidade Federal do Rio de Janeiro
UFRN	Universidade Federal do Rio Grande do Norte
UFRRJ	Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
UFSC	Universidade Federal de Santa Catarina
UFSCar-SP	Fundação Universidade Federal de São Carlos
UFSE	Fundação Universidade Federal de Sergipe
UFSM	Universidade Federal de Santa Maria
UFU-MG	Fundação Universidade Federal de Uberlândia
UFV-MG	Fundação Universidade Federal de Viçosa
UGF-RJ	Universidade Gama Filho
Ulbra-RS	Universidade Luterana do Brasil
UMC-SP	Universidade de Mogi das Cruzes
UnB-DF	Fundação Universidade de Brasília
Uneb-BA	Universidade Estadual da Bahia
Unicamp-SP	Universidade Estadual de Campinas
Unicenp-PR	Centro Universitário Positivo
Uniceub-DF	Centro Universitário de Brasília
Unicid-SP	Universidade Cidade de São Paulo
Uniderp-MS	Universidade para o Desenvolvimento do Estado e da Região do Pantanal
UniFEI-SP	Centro Universitário da Faculdade de Engenharia Industrial
Unifenas-MG	Universidade de Alfenas
UniFMU-SP	Faculdades Metropolitanas Unidas
Unifor-CE	Universidade de Fortaleza
Unigranrio-RJ	Universidade do Grande Rio
Unip-SP	Universidade Paulista
Unirio-RJ	Fundação Universidade do Rio de Janeiro
Unisinos-RS	Universidade do Vale do Rio dos Sinos
Unitau	Universidade de Taubaté
Uniube	Universidade de Uberaba
Univali-SC	Universidade do Vale do Itajaí
UVA-CE	Universidade do Vale do Acaraú
Vunesp	Fundação para o Vestibular da Unesp

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

02-Siglas-QF1-PNLEM 377 29/5/05, 21:26

TABELAS AUXILIARES

CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS DOS ELEMENTOS

Período	Elemento	Número atômico	Número de elétrons em cada subcamada															Número de elementos por período
			1*s*	2*s*	2*p*	3*s*	3*p*	3*d*	4*s*	4*p*	4*d*	4*f*	5*s*	5*p*	5*d*	5*f*	6*s*	6*p*	6*d*	7*s*	
1º	H	1	1																		2
	He	2	2																		
2º	Li	3	2	1																	8
	Be	4	2	2																	
	B	5	2	2	1																
	C	6	2	2	2																
	N	7	2	2	3																
	O	8	2	2	4																
	F	9	2	2	5																
	Ne	10	2	2	6																
3º	Na	11	2	2	6	1															8
	Mg	12	2	2	6	2															
	Aℓ	13	2	2	6	2	1														
	Si	14	2	2	6	2	2														
	P	15	2	2	6	2	3														
	S	16	2	2	6	2	4														
	Cℓ	17	2	2	6	2	5														
	Ar	18	2	2	6	2	6														
4º	K	19	2	2	6	2	6		1												18
	Ca	20	2	2	6	2	6		2												
	Sc	21	2	2	6	2	6	1	2												
	Ti	22	2	2	6	2	6	2	2												
	V	23	2	2	6	2	6	3	2												
	Cr	24	2	2	6	2	6	5	1												
	Mn	25	2	2	6	2	6	5	2												
	Fe	26	2	2	6	2	6	6	2												
	Co	27	2	2	6	2	6	7	2												
	Ni	28	2	2	6	2	6	8	2												
	Cu	29	2	2	6	2	6	10	1												
	Zn	30	2	2	6	2	6	10	2												
	Ga	31	2	2	6	2	6	10	2	1											
	Ge	32	2	2	6	2	6	10	2	2											
	As	33	2	2	6	2	6	10	2	3											
	Se	34	2	2	6	2	6	10	2	4											
	Br	35	2	2	6	2	6	10	2	5											
	Kr	36	2	2	6	2	6	10	2	6											
5º	Rb	37	2	2	6	2	6	10	2	6			1								18
	Sr	38	2	2	6	2	6	10	2	6			2								
	Y	39	2	2	6	2	6	10	2	6	1		2								
	Zr	40	2	2	6	2	6	10	2	6	2		2								
	Nb	41	2	2	6	2	6	10	2	6	4		1								
	Mo	42	2	2	6	2	6	10	2	6	5		1								
	Tc	43	2	2	6	2	6	10	2	6	6		1								
	Ru	44	2	2	6	2	6	10	2	6	7		1								
	Rh	45	2	2	6	2	6	10	2	6	8		1								
	Pd	46	2	2	6	2	6	10	2	6	10										
	Ag	47	2	2	6	2	6	10	2	6	10		1								
	Cd	48	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2								
	In	49	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	1							
	Sn	50	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	2							
	Sb	51	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	3							
	Te	52	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	4							
	I	53	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	5							
	Xe	54	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6							

1ª série de transição

2ª série de transição

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

03-Tabelas-QF1-PNLEM 378 29/5/05, 21:27

CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS DOS ELEMENTOS

Período	Elemento	Número atômico	Número de elétrons em cada subcamada																	Número de elementos por período
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s	
6º	Cs	55	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			1				32
	Ba	56	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			2				
	La	57	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6	1		2				
	Ce	58	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6			2				
	Pr	59	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6			2				
	Nd	60	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6			2				
	Pm	61	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6			2				
	Sm	62	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6			2				
	Eu	63	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6			2				
	Gd	64	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1		2				
	Tb	65	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6			2				
	Dy	66	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6			2				
	Ho	67	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6			2				
	Er	68	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6			2				
	Tm	69	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6			2				
	Yb	70	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6			2				
	Lu	71	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1		2				
	Hf	72	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2		2				
	Ta	73	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3		2				
	W	74	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4		2				
	Re	75	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5		2				
	Os	76	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6		2				
	Ir	77	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7		2				
	Pt	78	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9		1				
	Au	79	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		1				
	Hg	80	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2				
	Tℓ	81	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	1			
	Pb	82	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	2			
	Bi	83	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	3			
	Po	84	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	4			
	At	85	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	5			
	Rn	86	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6			
7º	Fr	87	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		1	(?)
	Ra	88	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		2	
	Ac	89	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	2	
	Th	90	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	2	
	Pa	91	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2	
	U	92	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	2	
	Np	93	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	2	
	Pu	94	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6		2	
	Am	95	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6		2	
	Cm	96	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	2	
	Bk	97	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6		2	
	Cf	98	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6		2	
	Es	99	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6		2	
	Fm	100	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6		2	
	Md	101	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6		2	
	No	102	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6		2	
	Lr	103	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2	

Lantanídios

3ª série de transição

Actinídios

4ª série incompleta de transição

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

03-Tabelas-QF1-PNLEM 379 29/5/05, 21:27

FUNÇÕES INORGÂNICAS

PRINCIPAIS CÁTIONS

	Monovalentes (+1)	Bivalentes (+2)	Trivalentes (+3)	Tetravalentes (+4)
Possuem uma só valência	H^+ NH_4^+ Li^+ Na^+ K^+ Rb^+ Cs^+ Ag^+	Be^{2+} Mg^{2+} Ca^{2+} Sr^{2+} Ba^{2+} Ra^{2+} Zn^{2+} Cd^{2+}	B^{3+} $A\ell^{3+}$ Bi^{3+} Cr^{3+}	
Possuem duas valências principais	Cu^+ Hg_2^{2+} Au^+	Cu^{2+} Hg^{2+} Fe^{2+} Co^{2+} Ni^{2+} Sn^{2+} Pb^{2+} Mn^{2+} Pt^{2+}	Au^{3+} Fe^{3+} Co^{3+} Ni^{3+} As^{3+} Sb^{3+}	Sn^{4+} Pb^{4+} Mn^{4+} Pt^{4+}

Indica o $N_{ox.}$ mais comum.

PRINCIPAIS ÂNIONS

Ânions monovalentes

Nome	Ânion	Nome	Ânion
Acetato	CH_3COO^-	Hipobromito	BrO^-
Aluminato	$A\ell O_2^-$	Hipoclorito	$C\ell O^-$
Bismutato	BiO_3^-	Hipofosfito	$H_2PO_2^-$
Bromato	BrO_3^-	Hipoiodito	IO^-
Brometo	Br^-	Iodato	IO_3^-
Cianato	OCN^-	Iodeto	I^-
Cianeto	CN^-	Metafosfato	PO_3^-
Clorato	$C\ell O_3^-$	Nitrato	NO_3^-
Cloreto	$C\ell^-$	Nitrito	NO_2^-
Clorito	$C\ell O_2^-$	Perclorato	$C\ell O_4^-$
Fluoreto	F^-	Periodato (meta)	IO_4^-
Hidreto	H^-	Permanganato	MnO_4^-
Hidroxila	OH^-	Tiocianato	SCN^-

Ânions bivalentes

Nome	Ânion
Carbonato	CO_3^{2-}
Cromato	CrO_4^{2-}
Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$
Estanato	SnO_3^{2-}
Estanito	SnO_2^{2-}
Fosfito	HPO_3^{2-}
Manganato	MnO_4^{2-}
Metassilicato	SiO_3^{2-}
Oxalato	$C_2O_4^{2-}$
Sulfeto	S^{2-}
Sulfato	SO_4^{2-}
Sulfito	SO_3^{2-}
Tiossulfato	$S_2O_3^{2-}$
Zincato	ZnO_2^{2-}

Ânions trivalentes

Nome	Ânion
Antimoniato	SbO_4^{3-}
Antimonito	SbO_3^{3-}
Arseniato	AsO_4^{3-}
Arsenito	AsO_3^{3-}
Borato	BO_3^{3-}
Ferricianeto	$[Fe(CN)_6]^{3-}$
Ortofosfato	PO_4^{3-}

Ânions tetravalentes

Nome	Ânion
Ferrocianeto	$[Fe(CN)_6]^{4-}$
Ortossilicato	SiO_4^{4-}
Piroantimoniato	$Sb_2O_7^{4-}$
Piroarseniato	$As_2O_7^{4-}$
Pirofosfato	$P_2O_7^{4-}$

Nomenclatura dos ânions

Terminação do ácido	Terminação do ânion
ídrico	eto
oso	ito
ico	ato

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

03-Tabelas-QF1-PNLEM 380 29/5/05, 21:27

SUGESTÕES DE LEITURA PARA OS ALUNOS

Ecologia

1. Samuel Murgel Branco, *O desafio amazônico*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
2. José Lutzenberger, *Manual de ecologia – do jardim ao poder*, 1ª edição, 2004, Editora L&PM Editores.
3. Ronaldo Rogério de Freitas Mourão, *Ecologia Cósmica* – Uma visão cósmica da ecologia, 1ª edição, 2000, Editora Itatiaia.
4. Núbia Melhem Santos e outros, *Burle Marx – Jardins e ecologia*, 1ª edição, 2002, Editora Senac/Rio.
5. Samuel Murgel Branco, *Água: origem, uso e preservação*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
6. Zysman Neiman, *Era verde?*, 9ª edição, 1989, Editora Atual.
7. Vera Lúcia Novaes, *Ozônio: aliado e inimigo*, 1ª edição, 1997, Editora Scipione.
8. Beatriz Marcondes e Maria Elisa Marcondes Helene, *Evolução e biodiversidade – o que nós temos com isso?*, 1ª edição, 1996, Editora Scipione.

Energia

1. Valdir Montanari, *Energia nossa de cada dia*, 2ª edição, 2003, Editora Moderna.
2. Paulo Roberto Moraes, *Fontes de energia*, 1ª edição, 2002, Editora Harbra.
3. Jean-Marie Martim, *A economia mundial da energia*, 1ª edição, 1992, Editora Unesp.

Escolha profissional

1. Dulce Whitaker, *A escolha da carreira e globalização*, 2ª edição, 1997, Editora Moderna.
2. Eliane Arbex Rodrigues, *Escolher a profissão*, 1ª edição, 2004, Editora Scipione.

História da Química, Ciência e Tecnologia

1. Attico Chassot, *A ciência através dos tempos*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
2. José Atílio Vanin, *Alquimistas e químicos*, 1ª edição, 1994, Editora Moderna.
3. Bernard Vidal, *História da Química*, 1ª edição, 1986, Edições 70.
4. Robson Fernandes de Farias e outros, *História da Química no Brasil*, 1ª edição, 2004, Editora Átomo.
5. Andrea Guerra, *Galileu e o nascimento da ciência moderna*, 1ª edição, 1998, Editora Atual.
6. Roberto de Andrade Martins, *O universo: teoria sobre sua origem e evolução*, 1ª edição, 1994, Editora Moderna.
7. Silvério Crestana, *Centros e museus de ciência — visões e experiências*, 1ª edição, 1998, Editora Saraiva.
8. *Cientistas do Brasil*, 1ª edição, Depoimentos, 1998, SBPC.

Poluição

1. M. Elisa Marcondes Helene, *Poluentes atmosféricos*, 1ª edição, 1994, Editora Scipione.
2. Paulo Jorge Moraes Figueiredo, *A sociedade do lixo*, 2ª edição, 1995, Editora Unimep.
3. John Barnes, *Chuva ácida*, 1ª edição, 1993, Editora Scipione.
4. Francisco Capuano Scarlato, Joel Arnaldo Pontin, *Do nicho ao lixo*, 5ª edição, 1992, Editora Atual.
5. Mário Tolentino, Romeu Filho, Roberto da Silva, *A atmosfera terrestre*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
6. Joel Arnaldo Pontin e Francisco Capuano Scarlato, *O ambiente urbano*, 1ª edição, 1999, Editora Atual.
7. Samuel Murgel Branco e Eduardo Murgel, *Poluição do ar*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
8. S. Massaro E. J. Pontin, *Poluição química*, 3ª edição, 1994, Editora Brasiliense.

Química Geral

1. André Guinier, *A estrutura da matéria: do céu azul ao material plástico*, 1ª edição, 1996, Edusp.
2. Hans Christian von Baeyer, *Arco-íris, flocos de neve, quarks*, 1ª edição, 1994, Editora Campus.
3. Valdir Montanari, *Viagem ao interior da matéria*, 5ª edição, 1993, Editora Atual.

Química Inorgânica Descritiva

1. Aécio Pereira Chagas, *Argilas: as essências da terra*, 1ª edição, 1996, Editora Moderna.
2. Eduardo Leite do Canto, *Minerais, minérios, metais. De onde vêm? Para onde vão?*, 2ª edição, 2004, Editora Moderna.
3. Ivone Mussa Esperidião, Olímpio Nóbrega, *Os metais e o homem*, 1ª edição, 1999, Editora Ática.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

04-Leitura-QF1-PNLEM 381 29/5/05, 21:28

MUSEUS BRASILEIROS LIGADOS À CIÊNCIA

• Casa da Ciência

Centro Cultural de Ciência e Tecnologia da UFRJ
Rua Lauro Müller, 3 - Botafogo
22290-160 Rio de Janeiro (RJ)
tel/fax: (021) 2542-7494
e-mail: casadaciencia@casadaciencia.ufrj.br
site: http://www.casadaciencia.ufrj.br
Natureza: Pública *Data de criação*: 1995
Especialidade: Ciências

• Coleção de Fósseis, Minerais e Rochas

Universidade Estadual Paulista. Instituto de Biociências, Letras e Ciências Exatas
Rua Cristóvão Colombo, 2.265
15054-000 São José do Rio Preto (SP)
tel: (017) 221-2350 *fax*: (017) 221-2356
Natureza: Pública *Data de criação*: 1963
Especialidade: Rochas. Minerais. Fósseis

• Espaço Ciência

Secretaria de Ciência, Tecnologia e Meio Ambiente
Complexo de Salgadinho
53111-960 Olinda (PE)
tel/fax: (081) 3301-6139 / 3301-6154 / 3301-6151
e-mail: pavao@ufpe.br
site: http://www.espacociencia.pe.gov.br
Natureza: Pública *Data de criação*: 1994
Especialidade: Ciências

• Estação Ciência

Universidade de São Paulo. Pró-Reitoria de Cultura e Extensão Universitária
Rua Guaicurus, 1.274
05033-002 São Paulo (SP)
tel: (011) 3673-7022 *fax:* (011) 3673-2798
site: http://www.eciencia.usp.br
Natureza: Pública *Data de criação*: 1987
Especialidade: Ciências

• Museu de Minerais e Rochas Carlos Isotta

Departamento Nacional de Produção Mineral
Av. André Araújo, 2.150 - Aleixo
69060-001 Manaus (AM)
tel: (092) 611-1112 *fax*: (092) 611-1723
Natureza: Pública *Data de criação*: 1982
Especialidade: Minerais. Rochas. Mineração. Metalurgia. Gemas

• Museu de Ciência e Tecnologia

Universidade Estadual da Bahia
Av. Jorge Amado, s/n
41710-050 Salvador (BA)
tel: (071) 231-9368
Natureza: Pública *Data de criação*: 1977
Especialidade: Ciência. Tecnologia

• Museu de Energia

Companhia Paranaense de Energia - Copel
Rua Desembargador Motta, 2.347
80420-190 Curitiba (PR)
tel: (041) 331-4407 / 310-5050, ramal 4407
fax: (041) 233-1592
Natureza: Pública *Data de criação*: 1994
Especialidade: Ciências

• Museu de Minerais Dr. Odorico Rodrigues de Albuquerque

Secretaria Estadual de Turismo
Rua Senador Pompeu, 350 - Centro
60025-000 Fortaleza (CE)
tel: (085) 231-3566
fax: (085) 218-1167
Natureza: Pública *Data de criação*: 1975
Especialidade: Minerais. Pedras ornamentais

• Museu de Geociências

Universidade de Brasília. Instituto de Geociências
Campus Universitário Darcy Ribeiro
70910-900 Brasília (DF)
tel: (061) 273-4735
fax: (061) 347-4062
Natureza: Pública *Data de criação*: 1960
Especialidade: Geociências

• Museu de História Natural e Jardim Botânico da UFMG

Universidade Federal de Minas Gerais
Rua Gustavo da Silveira, 1.035 - Santa Inês
31080-010 Belo Horizonte (MG)
tel: (031) 3461-7666
fax: (031) 3461-7486
Natureza: Pública *Data de criação*: 1968
Especialidade: Ciências naturais. Ciências da terra

• Museu de Mineralogia

Prefeitura Municipal de Congonhas. Fundação Municipal de Cultura, Lazer e Turismo
Al. Cidade Matozinhos de Portugal, 153 - Romaria
36406-000 Congonhas (MG)
tel: (031) 3731-1300, ramal 302
fax: (031) 3731-3133
Natureza: Pública *Data de criação*: 1996
Especialidade: Mineralogia. Fósseis

• Museu de Ciência e Técnica

Universidade Federal de Ouro Preto. Escola de Minas
Praça Tiradentes, 20
35400-000 Ouro Preto (MG)
tel: (035) 3559-1526 *fax*: (031) 3559-1528
Natureza: Pública *Data de criação*: 2002
Especialidade: Mineralogia

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

05-Museus-QF1-PNLEM 382 29/5/05, 21:28

Museu de Minerais e Rochas

Universidade Federal de Uberlândia. Centro de Ciências Humanas e Artes. Geografia.
Av. Universitária, s/n - Bloco Q, Campus Santa Mônica
38400-902 Uberlândia (MG)
tel: (034) 3239-4229 *fax*: (034) 3239-4506
Natureza: Pública *Data de criação*: 1987
Especialidade: Paleontologia. Mineralogia. Geologia

Museu de Geologia

Universidade Estadual de Maringá. Centro de Ciências Humanas, Letras e Artes. Geografia
Av. Colombo, 5.790 - Campus Universitário
87020-900 Maringá (PR)
tel/fax: (044) 261-4290, ramal 290
Natureza: Pública *Data de criação*: 1993
Especialidade: Geologia.

Museu Amsterdam Sauer de Pedras Preciosas e Minerais Raros

Rua Garcia D'Avila, 105 - Ipanema
22421-010 Rio de Janeiro (RJ)
tel: (021) 2512-1132 *fax*: (021) 2294-4728
Natureza: Privada *Data de criação*: 1989
Especialidade: Pedras preciosas. Minerais raros

Museu de Geologia

Companhia de Pesquisa de Recursos Minerais.
Superintendência Regional de Porto Alegre.
Departamento de Gerência de Relações Institucionais e Desenvolvimento
Rua Banco da Província, 105 - Santa Teresa
90840-030 Porto Alegre (RS)
tel: (051) 3233-7311 *fax*: (051) 3233-7772
e-mail: pa@portoweb.gov.br
Natureza: Pública *Data de criação*: 1995
Especialidade: Geologia. Mineralogia. Gemologia. Petrografia.

Museu de Geociências

Universidade de São Paulo. Instituto de Geociências
Rua do Lago, 562 - Cidade Universitária
05508-080 São Paulo (SP)
tel: (011) 3091-3952 *fax*: (011) 3091-4670
site: http://www.igc.usp.br
Natureza: Pública *Data de criação*: 1934
Especialidade: Geociências

Museu de Rochas, Minerais e Minérios

Universidade de São Paulo. Escola Politécnica
Av. Prof. Martins Rodrigues, 2.373 - Butantã
05508-900 São Paulo (SP)
tel: (011) 3091-5435
Natureza: Pública *Data de criação*: década de 1940
Especialidade: Rochas. Minerais. Minérios

Museu Vivo de Ciência e Tecnologia de Campina Grande

Secretaria Especial de Tecnologia e Informática
Prefeitura Municipal de Campina Grande
Largo do Açude Novo, s/nº - Centro
58100-000 Campina Grande (PB)
tel: (083) 310-6171 / 310-6319 / 310-6323
e-mail: beteca@globo.com
Natureza: Pública *Data de criação*: 1997
Especialidade: Ciências

Seara da Ciência Universidade Federal do Ceará

Rua Paulino Nogueira, 315, bloco 1, térreo
Benfica - 60020-270 Fortaleza (CE)
tel: (085) 288-7375 / 288-7376 / 288-8391
fax: (085) 288-8333
e-mail: seara@npd.ufc.br
site: http://www.searadaciencia.ufc.br
Natureza: Pública *Data de criação*: 1999
Especialidade: Ciências

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

05-Museus-QF1-PNLEM 383 29/5/05, 21:28

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

A Project of the American Chemical Society; ChemCom; Chemistry in the Community. 2. ed. Dubuque, Kendall/Hunt Publishing Company, 1993.

A Project of the American Chemical Society; Chemistry in Context; Applying Chemistry to Society. 1. ed. Dubuque, Wm. C. Brown Publishers, 1994.

ATKINS, P.; JONES, L. *Chemistry; Molecules, Matter and Change*. New York, W. H. Freeman Co., 1997.

BROWN, T. L.; LE MAY JR., H. E.; BURSTEN, B. E. *Chemistry; the central Science*. 7. ed., Upper Saddle River, Prentice-Hall, 1997.

CHANG, R. *Química*. 5. ed., Lisboa, McGraw-Hill, 1994.

COTTON, F. A. *Advanced Inorganic Chemistry*, 6. ed. New York, John Wiley & Sons Inc., 1999.

COX, P. A. *The Elements on Earth; Inorganic Chemistry in the Environment*. 1. ed. Oxford, Oxford University Press, 1995.

EMSLEY, J. *The consumer's Good Chemical Guide*. 1. ed. Oxford, W. H. Freeman Co. 1994.

GILLESPIE, R. J. *Atoms, Molecules and Reactions; an Introduction to Chemistry*. New Jersey, Prentice-Hall, 1994.

GREENWOOD, N. N.; EARNSHAW, A. *Chemistry of the Elements*. 2. ed. Oxford, Butterworth-Heinemann, 1997.

HILL, J. W. *Chemistry for Changing Times*. 2. ed. New York, Macmillan, 1992.

KOTZ, J. C.; JOESTEN, M. D.; WOOD, J. L.; MOORE, J. W. *The Chemical World: concepts and applications* 1. ed. Orlando Saunders College Publishing, 1994.

KOTZ, J. C.; PURCELL, K. F. *Chemistry & Chemical Reactivity*. 2. ed. Fort Worth, Saunders College Publishing, 1991.

LIDE, D. R. *Handbook of Chemistry and Physics*. 82. ed. Boca Raton, CRC Press, 2001.

MAHAN, B. H.; MYERS, R. J. *University Chemistry*. 4. ed. Menlo Park, Benjamin Cummings, 1987.

MASTERTON, W. L.; HURLEY, C. N. *Chemistry Principles & Reactions*. 3. ed. Orlando, Saunders College Publishing, 1997.

The Merck Index. 12. ed. New Jersey, Merck & Co. Inc., 1996.

MILL, J. W.; PETRUCCI, R. H. *General Chemistry*. 2. ed. Upper Saddle River, Prentice-Hall, 1996.

MURRY J.; Fay R. C. *Chemistry*. 3. ed. New Jersey, Prentice-Hall, 2001.

OLMSTED III, J.; WILLIAMS, G. M. *Chemistry; the Molecular Science*. 1. ed. St. Louis, Mosby-Year Book Inc., 1994.

PARTINGTON, J. R. *A short History of Chemistry*. 3. ed. New York, Dover Publications Inc., 1989.

PAULING, L. *General Chemistry*. New York, Dover Publications Inc., 1970.

SCHWARTZ, A. T. *Chemistry in Context*. New York, American Chemical Society, 1997.

SELINGER, B. *Chemistry in the Marketplace*. 3. ed. Sydney, Harcourt Brace Jovanovich Publishers, 1986.

SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W.; LANGFORD, C. H. *Inorganic Chemistry*. 2. ed. Oxford, Oxford University Press, 1994.

SNYDER, C. H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 1. ed. New York, John Wiley & Sons Inc., 1992.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

06-Bibliografia-QF1-PNLEM 384 29/5/05, 21:29