

Estequiometria - Cálculo Estequiométrico

01. As Reações Químicas

Uma reação química significa uma transformação de substâncias em outras. Os elementos químicos não são modificados, apenas as substâncias. Num processo nuclear os elementos são transformados em outros. Num processo físico nem os elementos e nem as substâncias são transformados.

Processo	Elementos	Substâncias
Físico	não se transformam	não se transformam
Químico	não se transformam	se transformam
Nuclear	se transformam	se transformam

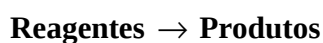
As substâncias que iniciam uma reação química são chamadas reagentes, enquanto que aquelas que são obtidas são chamadas produtos da reação. Diz-se então que os reagentes são transformados nos produtos.

É claro que para haver uma reação química deve existir afinidade entre os reagentes. Essas afinidades podem ser estudadas através das funções químicas. Por exemplo, quando se diz que os ácidos reagem com os carbonatos produzindo sal, água e gás carbônico, estabelece-se uma generalização resultante da experiência, ou seja, sabe-se que qualquer ácido é capaz de reagir com qualquer carbonato. Assim, é conveniente lembrar que as reações químicas são fatos observados experimentalmente.

A termodinâmica química é uma ferramenta importante para o químico porque, de forma elegante, é capaz de dizer se uma dada reação, sob determinadas circunstâncias, ocorre ou não. Isso será mostrado oportunamente no estudo da termodinâmica, através da grandeza ΔG (variação de entalpia livre) da reação. Sabe-se que para $\Delta G < 0$ a reação é espontânea e para $\Delta G > 0$ ela é não-espontânea. No caso onde $\Delta G = 0$ tem-se a situação particular de um equilíbrio químico (reações reversíveis).

O termo espontâneo não deve ser confundido com instantâneo. Por exemplo, a reação de um ácido com a solução aquosa de um carbonato é espontânea e instantânea. Entretanto, o enferrujamento de um prego é espontâneo, mas não é instantâneo. Quando se diz que uma dada reação é espontânea sob determinadas condições afirma-se que ela ocorre, mas nada se sabe a respeito do tempo que leva para ocorrer. A experiência e a pesquisa poderão responder sobre isso. Ao contrário, se uma reação é instantânea fica implícito que ela é espontânea e que ocorre rapidamente.

Uma equação química é a descrição global da reação química. Nela, constam as fórmulas das substâncias reagente e dos produtos:



À esquerda da seta, que indica o sentido da transformação, estão os reagentes. Esse lado é chamado primeiro membro da equação. À direita estão os produtos, no chamado segundo membro da equação.

Para escrever corretamente uma equação há, dois pontos básicos:

- a) deve representar realmente um fato experimental, conhecido e bem analisado;
- b) deve obedecer à **Lei de Lavoisier**.

A Lei de Lavoisier

"Desde que uma reação química seja realizada num sistema fechado, não se observa variação de massa no processo". Em outras palavras, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

É interessante notificar que a reação poderá ser completa ou incompleta. No primeiro caso, ao final, tem-se os produtos e eventualmente algum reagente que havia sido colocado em excesso. No segundo caso, não se obtém as quantidades esperadas dos produtos e, ao final, tem-se ainda reagentes que não reagiram, incorporados aos produtos.

Em termos práticos, fazer uma equação obedecer à lei de Lavoisier é fazer com que o número de átomos de qualquer elemento seja o mesmo nos dois membros da equação.

Observação: Procure usar na equação os menores números inteiros. Deve-se evitar o uso de números fracionários porque poderiam dar interpretação diferente da reação que ocorre.

Os números acima são chamados coeficientes estequiométricos das substâncias. O método usado acima para obter os coeficientes é chamado das tentativas. O processo em si é chamado balanceamento da equação.

O balanceamento de equações químicas

No exemplo $2\text{H}_2 + 1\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ deve-se concluir o seguinte:

a) a proporção mínima em que ocorre a reação é de 2 moléculas de hidrogênio para uma molécula de oxigênio, para formar 2 moléculas de água.

b) essa proporção sempre é mantida quando a reação se realiza. Quer dizer, colocando-se 100 moléculas de H_2 precisam-se de 50 moléculas de O_2 para produzir 100 moléculas de água (H_2O).

c) dessa maneira, para 2 mols de moléculas de H_2 precisa-se de 1 mol de moléculas de O_2 para formar 2 mols de moléculas de água (H_2O).

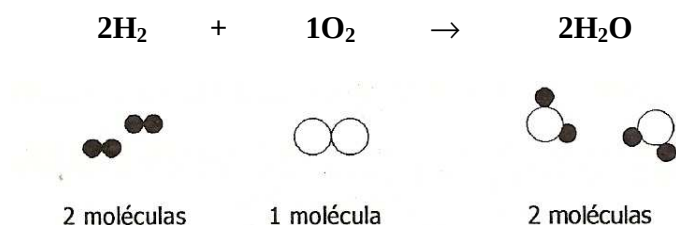
	2H_2	+	1O_2	$\rightarrow$	$2\text{H}_2\text{O}$
	2 moléculas		1 molécula		2 moléculas
a)	2 mols		1 mol		2 mols
b)	$2 \times 6 \times 10^{23}$ (moléculas)		6×10^{23} (moléculas)		$2 \times 6 \times 10^{23}$ (moléculas)
c)	4 g de H_2		32 g de O_2		36 g de H_2O

O esquema acima é básico, fundamental. Veja que ao se achar os coeficientes estequiométricos pode-se fazer a interpretação da reação de várias maneiras:

- a) relacionar os números de mols;
- b) relacionar os números de moléculas;
- c) relacionar as massas das substâncias.

O raciocínio pode ainda ser ampliado fazendo-se a leitura em diagonal ou em zig-zag. Por exemplo, pode-se dizer que 2 mols de moléculas de H_2 reagem com 6×10^{23} moléculas de O_2 para formar 36 g de H_2O . Veja outras leituras.

Um outro aspecto a considerar é ilustrado na figura a seguir, correspondente à equação:



Observe que as ligações nas moléculas H_2 e O_2 foram quebradas. Antes, os átomos de hidrogênio estavam ligados entre si em cada molécula H_2 acontecendo o mesmo com os dois átomos de oxigênio na molécula O_2 . Na água, cada molécula tem um átomo de oxigênio ligado a dois de hidrogênio.

O processo de quebrar ligações sempre envolve absorção de energia (endotérmico). Ao contrário, quando os átomos se ligam há desprendimento de energia (exotérmico). A discussão sobre esse assunto será mostrada na Termoquímica.

Além do procedimento das tentativas para balancear a equação há dois outros métodos, chamados de **algébrico** e de **oxirredução**.

No método algébrico (que não deve ser aplicado às reações mais complexas de oxirredução) atribui-se um coeficiente (incógnita) a cada substância, fazendo-se em seguida, para cada elemento, uma equação matemática simples. Obtidas as equações, escolhe-se um número (2 ou 4, geralmente) para uma das incógnitas, o que permite resolver as equações.

O método de balanceamento de reações de oxirredução será mostrado no capítulo que trata de fenômenos eletroquímicos. Fazendo uma análise comparativa dos três métodos podê-se sugerir o seguinte:

Se a equação química apresenta até quatro substâncias cujas moléculas não são complicadas, use o **Método das Tentativas**. Lembre que quanto mais treinado, melhor seu tempo. Numa prova, dificilmente se utilizaria o método algébrico, o qual, não obstante a simplicidade, exige tempo.

O método de oxirredução aplica-se somente às reações desse tipo (de troca de elétrons). Ao se aplicar o método deve-se iniciar pelo conceito de **número de oxidação (NOx)**, conhecer as regras que permitem achar esse número, reconhecer a reação de oxirredução, o oxidante, o redutor e, finalmente, fazer o balanceamento da equação que pode estar escrita tanto na forma molecular como na forma iônica.

02. O Cálculo Estequiométrico

Os problemas que exigem equações químicas e o raciocínio básico discutido anteriormente, são conhecidos sob a denominação de cálculo estequiométrico.

Além da lei de Lavoisier, merece atenção especial a **Lei de Proust**. As duas leis respondem basicamente por todo o cálculo estequiométrico.

A lei de Proust afirma que "as substâncias reagem em proporções fixas e definidas". Por exemplo, na discussão anterior sobre a reação do hidrogênio com oxigênio para formar água, ficou claro que 4 g de H_2 reagem sempre com 32 g de O_2 , 8 g reagem com 64 g, e assim por diante.

O que aconteceria se 10 g de H_2 fossem colocados para reagir com 32 g de O_2 ?

Evidentemente reagiriam somente 4 g de H_2 e restariam 6 g ao final, pois o H_2 foi colocado em excesso. Diz-se nesse caso que o O_2 é o reagente limitante, porque é consumido totalmente.

Cálculos envolvendo volumes de substâncias gasosas

Nos exemplos anteriores os cálculos foram relacionados com massas, n° de mols de moléculas, n° de mols de átomos e ainda com n° de moléculas e de átomos. Todos eles se

aplicam a qualquer reação química, independente do estado de agregação (sólido, líquido ou gás) da substância.

No caso de substâncias gasosas é possível ainda estabelecer relações entre volumes, tanto para reagentes como entre eles e os produtos da reação.

O raciocínio é bastante simples e envolve a **Lei de Avogadro**:

"O volume ocupado por um gás, sob pressão e temperatura constantes, é diretamente proporcional ao seu nº de moléculas".

Matematicamente teríamos:

$$V = K \cdot N, \text{ para } P \text{ e } T \text{ constantes}$$

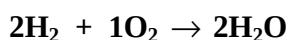
Como o n^a de moléculas é, por sua vez, diretamente proporcional ao n^a de mols do gás, tem-se $N = k' \cdot n$. Desse modo teremos:

$$V = K' \cdot n$$

Essa constante k' é dada por $\frac{R \cdot T}{P}$ onde T e P são, respectivamente, a temperatura e a pressão do gás, e R é a constante universal dos gases. Uma avaliação mais precisa é realizada no assunto de **Gases Ideais**. Assim teremos:

$$V = \frac{n \times R \times T}{P}$$

Quando na reação aparecem duas ou mais substâncias gasosas; a razão entre seus números de mols é a mesma que existe entre seus volumes, desde que nas mesmas condições de temperatura e pressão. Assim, por exemplo, na reação entre $H_2(g)$ e $O_2(g)$ para formar H_2O pode-se escrever da seguinte maneira:



$$\frac{nH_2}{nO_2} = \frac{VH_2}{VO_2} = \frac{2}{1}$$

Não se aplica a razão entre volumes quando a substância se encontra como líquido ou sólido. Ela é usada apenas para gases e vapores. Gay-Lussac foi o primeiro a observar (1809) essas relações de volume entre substâncias gasosas.

Em vários problemas envolvendo substâncias gasosas fala-se de condições normais de pressão e temperatura (CNTP) e também em condições ambientais.

No primeiro caso, CNTP, deseja-se dizer que a pressão é de 1 atm e que a temperatura vale 0°C, ou 273 K. Desse modo, ao aplicar a equação $V = \frac{n \times R \times T}{P}$ para 1 mol de moléculas do gás, acha-se o seguinte valor:

$$V = 22,4 \text{ L/mol}$$

quantidade chamada de volume molar nas CNTP.

As condições ambientais são $P = 1 \text{ atm}$ e $T::298\text{K}$, ou seja, em torno de 25°C. A equação $V = \frac{n \times R \times T}{P}$ aplicada a essa situação fornece um volume molar próximo de 25 L/mol .

Cálculos envolvendo rendimento da reação

Nos exemplos anteriores consideramos que as reações são completas, isto é, as quantidades colocadas para reagir produzem, de acordo com a estequiometria, as quantidades máximas possíveis dos produtos. Por exemplo, quando 2 mols de H_2 reagem com 1 mol de O_2 encontra-se no final 2 mols de H_2O ..

Considere agora a possibilidade de a quantidade do produto ser inferior à quantidade dada pela estequiometria. Ao se produzir menos do que o esperado diz-se que a reação não teve rendimento total, ou seja, 100%. Para saber o rendimento de uma reação deve-se raciocinar tanto sobre os produtos como sobre os reagentes. No primeiro caso o rendimento é dado por:

$$r = \frac{\text{quantidade real do produto}}{\text{quantidade teórica do produto}} \times 100$$

Raciocine agora em relação aos reagentes. Suponha que a quantidade do produto seja fixada em um dado problema e que a reação tem um rendimento determinado. Como calcular as quantidades dos reagentes? Faça o seguinte:

a) calcule a quantidade (ou quantidades) do reagente como se a reação tivesse rendimento total (100%);

b) após o cálculo, divida o valor achado pelo rendimento, achando assim a massa do reagente que deve ser empregada na reação.

Cálculos envolvendo excesso (ou falta) de algum dos reagentes

De acordo com a lei de Proust, as substâncias reagem em proporções fixas e definidas. Por exemplo, 2 mols de H_2 reagem sempre com 1 mol de O_2 para formar 2 mols de H_2O . Se colocarmos mais de 2 mols de H_2 em relação a 1 mol de O_2 , a reação ocorre formando 2 mols de H_2O e restará H_2 porque ele estava em excesso. Diz-se então que houve excesso de H_2 ou ainda que o O_2 é o reagente limitante, porque ele determinou quanto de H_2 foi capaz de reagir. É claro que o O_2 reagiu completamente.

Cálculos envolvendo mais de uma reação

Nesse tipo de problema deve-se notar que, em geral, o produto de uma reação é o reagente na reação posterior, estabelecendo assim um elo de ligação entre elas. Dessa maneira, basta ajustar os coeficientes de todas as substâncias nas reações de modo que aquela que faz a ligação tenha o mesmo valor.

03. Outros Cálculos Estequiométricos

O assunto discutido até o presente teve por objetivo mostrar as formas de abordagem dos cálculos em química.

Nessa parte inicial foram tratados apenas os problemas relacionados às substâncias puras nos três estados de agregação. No caso particular de substâncias gasosas é possível fazer uma "ponte" entre o n° de mols do gás com as grandezas volume, pressão e temperatura, através da equação **$P.V = n.R.T$** .

Numa segunda etapa, seria interessante desenvolver o cálculo estequiométrico quando as substâncias encontram-se dissolvidas em solução, geralmente aquosas. Entretanto, a experiência ensina que o momento mais apropriado para o estudo é logo após o conhecimento das diferentes formas de expressar a concentração de solutos em soluções.

Portanto, oportunamente, no capítulo reservado ao estudo das soluções, o cálculo estequiométrico será ampliado.

Deve-se ainda considerar que mais adiante, em outros capítulos como na termoquímica, na eletroquímica, na cinética química e nos equilíbrios químicos moleculares e iônicos, a estequiometria será também usada com os mesmos princípios aqui discutidos.

04. Cálculos sobre Misturas

Somente as substâncias puras têm formulas químicas e somente com elas podemos escrever equações químicas.

Numa mistura (composição variável) estão presentes duas ou mais substâncias puras. Às vezes deseja-se expressar sua composição (em peso, ou em volume) ou mesmo saber quanto de cada componente deve ser misturado para formar outra mistura de composição previamente fixada.

Em certos casos, quando a água é um dos componentes, pode surgir a necessidade de saber a quantidade que deve ser evaporada, ou adicionada, para atingir uma umidade desejada.

De qualquer forma, o raciocínio aqui empregado não envolve relações de números de mols, porque não se aplica a lei de Proust.

Entretanto, em muitos casos, pode-se usar a lei de Lavoisier, no sentido de que no processo não há perda de massa. Assim, contanto que não haja acúmulo de material no local do processo, a soma das massas que chegam deve ser igual à soma das massas que saem desse local.

Estequiometria - Cálculo Estequiométrico - Resumo

01. RELAÇÕES A PARTIR DOS COEFICIENTES DE UMA EQUAÇÃO

Os coeficientes, numa equação química, indicam a relação em número de moles das substâncias participantes.

Esta relação em número de moles pode ser convertida em relação em número de moléculas, relação em massa, relação em volume.

02. LEI DA CONSERVAÇÃO DA MASSA (OU LEI DE LAVOISIER)

“Em uma reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.”

03. LEI DALTON OU LEI DAS PROPORÇÕES MÚLTIPLAS

Quando duas substâncias simples reagem entre si para formar compostos diferentes, se a massa de uma delas permanecer constante, a massa da outra substância irá variar numa relação de números inteiros e múltiplos.

04. LEI DAS PROPORÇÕES DEFINIDAS (OU LEI DE PROUST)

“Um composto químico é sempre formado pelos mesmos elementos químicos combinados sempre na mesma proporção em massa.”

Exemplo:

De acordo com a lei de Proust, o composto H_2O será sempre formado por hidrogênio e oxigênio combinados sempre na proporção em massa 1:8.

Isso não quer dizer que a água não possa ser preparada a partir de 2g H_2 e 8g O_2 . Neste caso 1g de H_2 continua em excesso e não utilizado, após a combinação de 1g de H_2 com 8g de O_2 .

GENERALIZAÇÃO DA LEI DE PROUST

“Qualquer reação química obedece sempre à mesma proporção em massa”.

Exemplo:

De acordo com a generalização de Lei de Proust, esta reação obedecerá sempre à proporção em massa 1 : 8 : 9.

A proporção torna possível calcular quantidades de reagentes e produtos envolvidos nesta reação.

05. CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

Calcula as quantidades de reagentes ou produtos envolvidos em um processo químico.

REGRA PRÁTICA:

- a) conhecer a equação representativa da reação química;
- b) ajustar os coeficientes da equação;
- c) os coeficientes indicam a relação em número de moles que pode ser convertida em relação ao número de moléculas, em massa, em volume (proporção estequiométrica);
- d) estabelecer uma regra de três envolvendo os dados do problema.

Exemplo:

A reação da grafita, C (grafita), com o enxofre, S₈ (rômbico), para formar sulfeto de carbono, CS₂ (L), (utilizado como solvente), pode ser representada pela equação não-balanceada, a seguir:

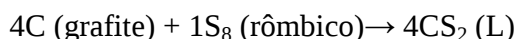


Em relação a essa reação, responda aos itens abaixo. Dados os valores aproximados das massas atômicas dos elementos: C = 12u, S = 32u

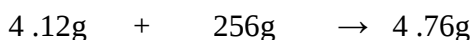
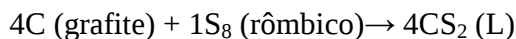
- a) Qual a quantidade de matéria de sulfeto de carbono, CS₂ (L), obtida na reação completa de 0,5mol de grafita?
- b) Qual a massa de enxofre, S₈ (rômbico), necessária para fornecer 228g de sulfeto de carbono?

Resolução:

1.º passo: balanceamento



2.º passo: proporções estequiométricas



$$\begin{array}{l} \text{a) } 4\text{mols} \text{ ————— } 4 \cdot 76\text{g} \\ 0,5\text{mol} \text{ ————— } X \end{array}$$

$$X = 38 \text{ g de CS}_2$$

$$\text{b) } 256\text{g} \cdot \text{S}_8 \text{ (rômbico)} \text{ ————— } 4 \cdot 76\text{g} \cdot \text{CS}_2$$

$$X \text{ ————— } 228\text{g} \cdot \text{CS}_2$$

$$X = 192\text{g de S}_8$$

06. CASOS PARTICULARES DE CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

6.1. Reagentes em excesso

Quando o problema fornece a quantidade de dois reagentes, é provável que um deles esteja em excesso.

Nesse caso:

- a) determinar a quantidade de reagente que está em excesso.
- b) resolver o problema baseado na quantidade de reagente que participa da reação.

6.2. Grau de Pureza

Em cálculo estequiométrico, importa a quantidade de substância pura existente em uma amostra de determinada percentagem de pureza.

Para determinar a quantidade de substância pura presente em uma amostra, usar a expressão.

6.3. Rendimento

Rendimento de uma reação química é a relação entre a quantidade real do produto obtida na prática e a quantidade esperada teoricamente:

$$r = \frac{\text{quantidade real do produto}}{\text{quantidade teórica do produto}} \times 100$$

Exemplos:

01. (UFES) O número de moléculas de NO formadas, juntamente com água, na reação da amônia (NH₃) com $3,60 \times 10^{21}$ moléculas de oxigênio é:

a) $3,60 \times 10^{21}$

b) $2,88 \times 10^{21}$

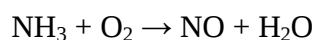
c) $2,40 \times 10^{21}$

d) $1,80 \times 10^{21}$

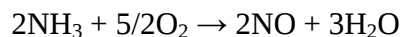
e) $6,02 \times 10^{21}$

Resolução:

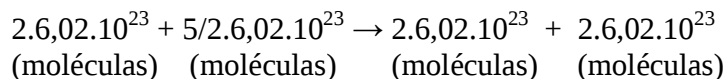
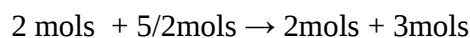
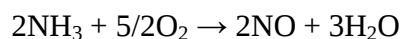
1) Montar a reação química:



2) Balancear a reação química:



3) Estabelecer as proporções estequiométricas:

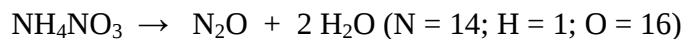


4) Montar a regras de três e realizar os cálculos matemáticos:

$$\begin{array}{ccc} 5/2.6,02.10^{23} & \text{—————} & 2,6,02.10^{23} \\ 3,60.10^{21} & \text{—————} & X \end{array}$$

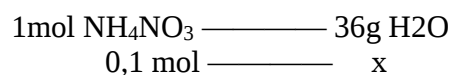
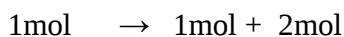
$$5/2X = 7,20.10^{21} \Rightarrow \mathbf{X = 2,88.10^{21} \text{ moléculas de NO}}$$

02. (USP) Quantos gramas de vapor-d'água se formam na decomposição de 0,100 mol de nitrato de amônio segundo a reação:



- a) 1,80 b) 3,6 c) 5,40 d) 18,0 e) 36,0

Resolução:

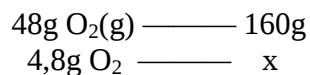
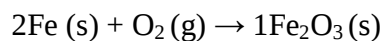


$$x = 3,6\text{g H}_2\text{O}$$

03. (UFMG) Num recipiente foram colocados 15,0g de ferro e 4,8g de oxigênio. Qual a massa de Fe_2O_3 , formada após um deles ter sido completamente consumido? (Fe = 56; O = 16)

- a) 19,8g b) 16,0g c) 9,6g d) 9,9g e) 10,2g

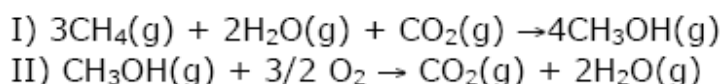
Resolução:



$x = 16\text{g de Fe}_2\text{O}_3$ (15g de ferro estão em excesso e não devem participar do cálculo estequiométrico).

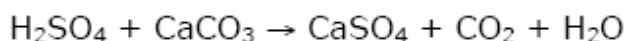
Estequiometria - Exercícios

01. (Unicamp) A produção industrial de metanol, CH_3OH , a partir de metano; CH_4 e a combustão do metanol em motores de explosão interna podem ser representadas, respectivamente pelas equações I e II.



Supondo que o CO_2 da reação representada em (I) provenha da atmosfera, e considerando apenas as duas reações, (I) e (II), responda se a seguinte afirmação é verdadeira: "A produção e o consumo de metanol não alteraria a quantidade de CO_2 na atmosfera". Justifique sua resposta.

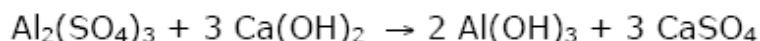
02. Para transformar mármore em gesso, precisamos atacá-lo com ácido sulfúrico, segundo a reação:



Para 2 kg de mármore, quanto de gesso precisamos produzir?

Dados: (Ca = 40; C = 12; S = 32; O = 16)

03. (Fuvest) Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão através do arraste por flóculos de hidróxido de alumínio, produzidos na reação representada por:

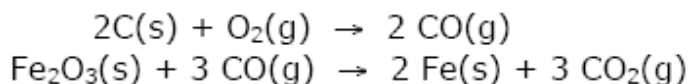


Para tratar $1,0 \times 10^6 \text{ m}^3$ de água foram adicionadas 17 toneladas de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Qual a massa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ necessária para reagir completamente com esse sal?

- a) 150 quilogramas.
- b) 300 quilogramas.
- c) 1,0 tonelada.
- d) 11 toneladas.
- e) 30 toneladas.

Dados: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g/mol}$
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 74 \text{ g/mol}$

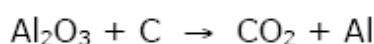
04. (Fuvest) Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:



O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda reação. Considerando apenas estas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em kg, de carvão consumido na produção de uma tonelada de ferro.

Dados: massas atômicas: Fe = 56; C = 12; O = 16.

05. (fuvest) O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com um dos eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não balanceada que representa o processo global é:



Para dois mols de Al_2O_3 , quantos mols de CO_2 e de Al, respectivamente, são produzidos nesse processo?

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

06. (Unicamp) Há alguns meses, a Petrobrás anunciou (revista Veja de 1/5/91) que reduziria, de 5% para 3%, o teor de enxofre no óleo combustível. Isto significa 272 toneladas de enxofre a menos, por dia, na atmosfera. Sabe-se que o enxofre contido no óleo é, na realidade, transformado em SO_2 (um gás) no momento da queima(combustão).

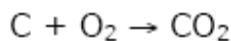
Qual a massa (em toneladas) deste gás que deixará de ser lançada na atmosfera, por dia, devido à melhoria anunciada? Massas atômicas relativas: O = 16; S = 32.

Dado: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

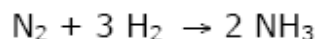
07. (Unicamp) Em 1990 foram consumidos, em nosso país, cerca de 164 bilhões (164×10^9) de cigarros. A massa de um cigarro que é queimada correspondente a aproximadamente 0,85g. Considerando que 40% da massa do cigarro seja do elemento carbono, quantas toneladas de dióxido de carbono(CO_2) os fumantes lançaram na atmosfera em 1990, no Brasil?

Observação: 1 tonelada (1t) = 10^6 g.

Massas atômicas relativas: C = 12; O = 16



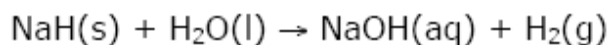
08. (Vunesp) Considere a reação em fase gasosa:



Fazendo-se reagir 4 litros de N_2 com 9 litros 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 termino da reação, serão formados 8 litros de NH_3 .

09. (Puc-camp) Combustível e importante reagente na obtenção de amônia e compostos orgânicos saturados, o hidrogênio pode ser obtido pela reação:



Quantos litros do gás, nas condições ambiente, podem ser obtidos pela hidrólise de 60,0g de hidreto de sódio?

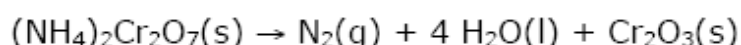
Dados:

Volume molar, nas condições ambiente = 24,5L/mol

Massa molar do NaH = 24g/mol

- a) 61,2
- b) 49,0
- c) 44,8
- d) 36,8
- e) 33,6

10. (UEL) Considere a reação de decomposição térmica de 0,50 mol de dicromato de amônio, de acordo com a equação:



A quantidade do óxido metálico obtido, em mols, é:

- a) 1,5
- b) 1,0
- c) 0,75
- d) 0,50
- e) 0,25

Gabarito

- 01. Falsa, pois ocorre aumento da quantidade de CO₂ na atmosfera.
- 02. 2,72 kg
- 03. d
- 04. 321,4 kg
- 05. e
- 06. 544 toneladas
- 07. $204,5 \cdot 10^3$ toneladas
- 08) b
- 09) a
- 10) d