

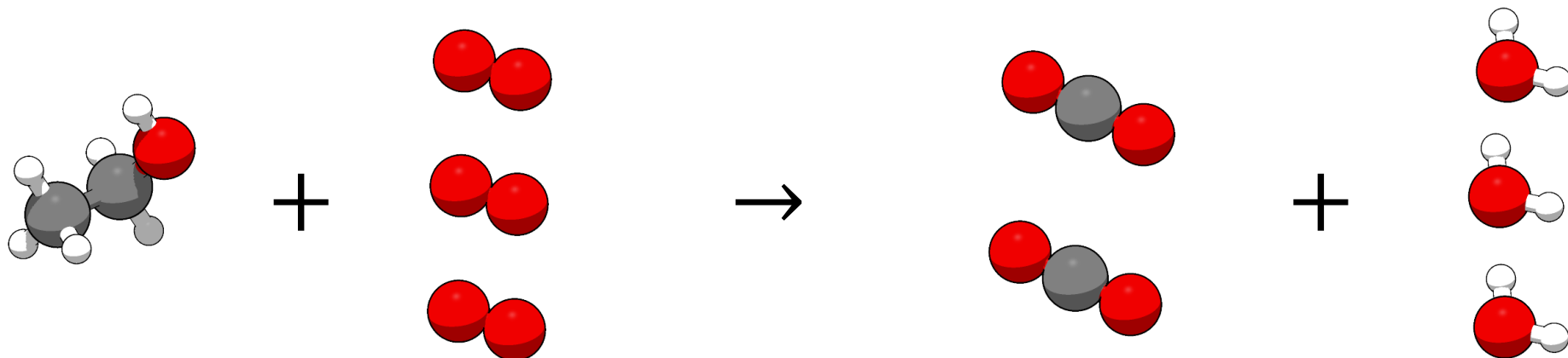
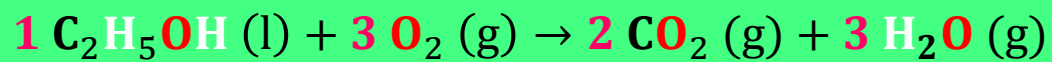
COMBUSTÃO

Reação entre um combustível e gás oxigênio (O_2) (comburente), liberando energia na forma de calor e luz

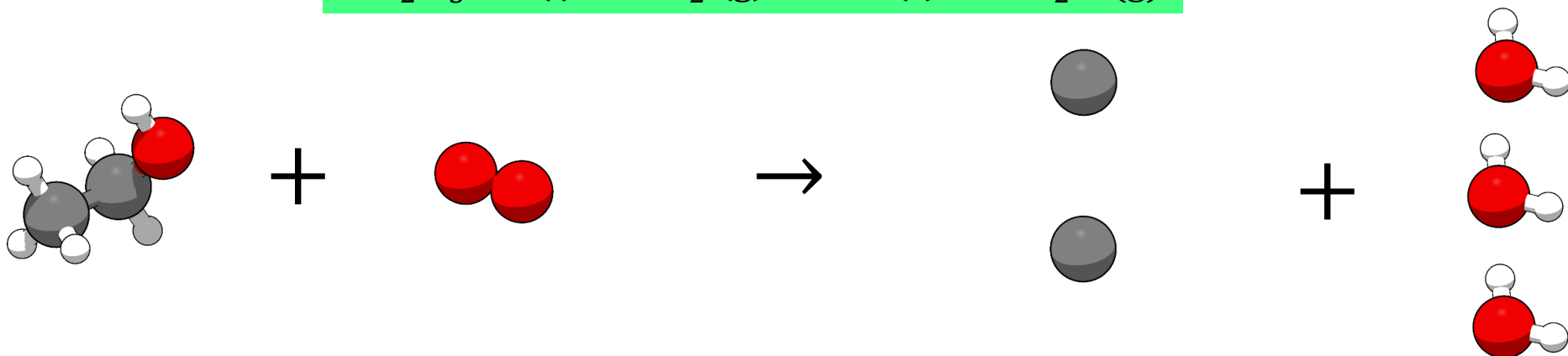
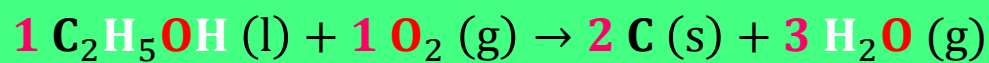
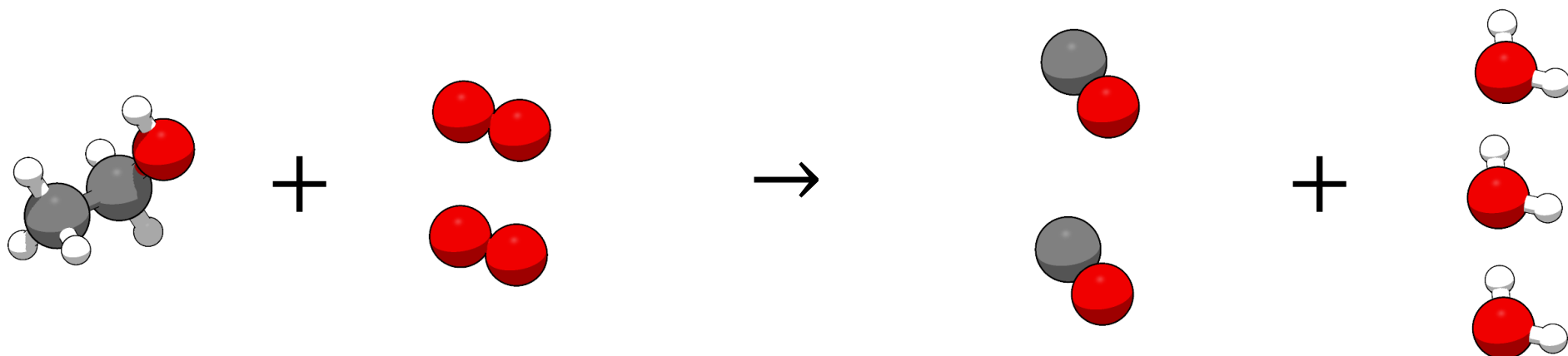
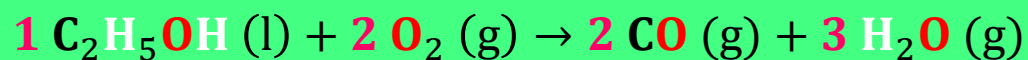
De forma generalizada, para combustíveis com altos teores de carbono e hidrogênio (C e H), os produtos da combustão completa são gás carbônico (CO_2) e água (H_2O)



COMBUSTÃO COMPLETA



COMBUSTÃO INCOMPLETA



Para a combustão completa de 230 g de etanol, são consumidos quantos litros de gás oxigênio nas C.N.T.P.?

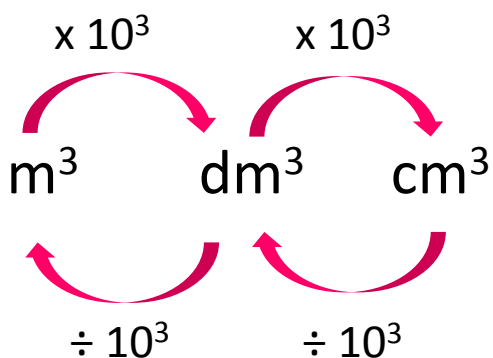
Relação proporcional	Dados necessários	Exemplo
Quantidade de matéria (mol) e massa (g)	Massa atômica (u) e/ou massa molar (g mol ⁻¹) As massas atômicas dos elementos encontram-se na tabela periódica	Deve-se converter a massa em gramas para a quantidade de matéria em mol a partir da massa molar da substância Massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u Massa molar do etanol (C₂H₅OH) = soma das massas atômicas de todos os átomos Massa molar do etanol = 2x12 + 6x1 + 1x16 = 46 g mol⁻¹ 46 g de etanol equivalem a 1 mol de moléculas de etanol (6,02 x 10²³ moléculas de etanol), Portanto, em 230 g de etanol, há 5 mol de moléculas de etanol
Quantidade de matéria (mol) consumida ou formada de uma substância, a partir do consumo ou formação de outra substância	Coefficientes estequiométricos da equação química (balanceamento)	Na reação 1 C₂H₅OH (l) + 3 O₂ (g) → 2 CO₂ (g) + 3 H₂O (g), os coeficientes estequiométricos são 1, 3, 2 e 3, respectivamente, estabelecendo as relações estequiométricas da reação. Para o consumo de uma parte de etanol, são consumidas também 3 partes de gás oxigênio. Desta forma, para que haja o consumo de 5 mol de etanol, deve-se consumir 15 mol de gás oxigênio
Quantidade de matéria (mol) de um gás e o volume ocupado por esta quantidade (L)	Pressão e temperatura nas quais a reação química ocorre. Utilizar a equação PV = nRT, estabelecendo a relação entre a quantidade de matéria (n) e o volume ocupado (V), sendo P a pressão exercida pelo gás (atm), T a temperatura (K) [T(K) = T(°C) + 273] e R a constante universal dos gases perfeitos (R = 0,082 $\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$) Lembrando que nas C.N.T.P. (condições naturais de temperatura e pressão: 1 atm e 273 K), o volume molar de um gás (volume ocupado por 1 mol do gás) é de 22,4 L mol⁻¹	Como as condições da reação são as mesmas das C.N.T.P., pode-se considerar que o volume molar de qualquer gás é de 22,4 L mol⁻¹ Também poderia ter-se utilizado a equação PV = nRT, tal que P = 1 atm, n = 1, R = e T = 273 K Se 1 mol de moléculas de gás oxigênio ocupam 22,4 L, então, 15 mol de moléculas deste gás ocupam 15 x 22,4 = 336,0 L

TRANSFORMAÇÕES ENTRE UNIDADES

Quantidade de matéria

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementares (átomos, moléculas, partículas, ...)

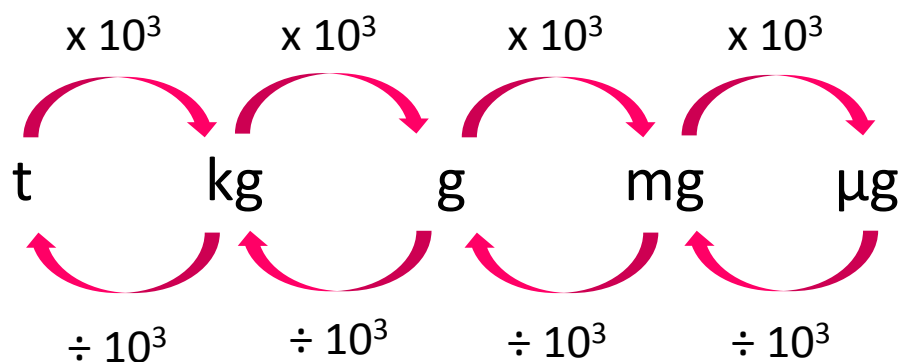
Volume



$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

Massa

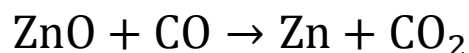
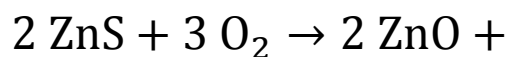


COMPOSIÇÃO DO AR

Aproximadamente 20% de O_2 e 80% de N_2 . Considerar o restante dos gases como 0%

EXERCÍCIOS DA LISTA RESOLVIDOS: 19 E 21

19. Para proteger estruturas de aço da corrosão, a indústria utiliza uma técnica chamada galvanização. Um metal bastante utilizado nesse processo é o zinco, que pode ser obtido a partir de um minério denominado esfalerita (ZnS), de pureza 75%. Considere que a conversão do minério em zinco metálico tem rendimento de 80% nesta sequência de equações químicas:

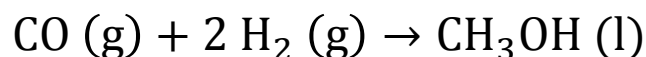


Considere as massas molares: ZnS (97 g/mol); O₂ (32 g/mol); ZnO (81 g/mol); SO₂ (64 g/mol); CO (28 g/mol); CO₂ (44 g/mol); e Zn (65 g/mol).

Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido a partir de **100 kg** de esfalerita?

- a) 25
- b) 33
- c) 40
- d) 50
- e) 54

21. Metanol é um excelente combustível que pode ser preparado pela reação entre monóxido de carbono e hidrogênio, conforme a equação química



Supondo rendimento de 100% para a reação, quando se adicionam 336 g de monóxido de carbono a 60 g de hidrogênio, devemos afirmar que o reagente em excesso e a massa máxima, em gramas, de metanol formada são, respectivamente,

Dados:

massas molares g/mol:

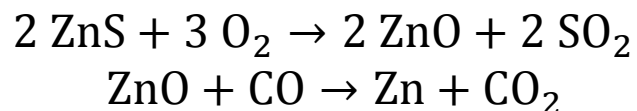
CO: 28

H₂: 2

CH₃OH: 32

- a) CO, 384.
- b) CO, 396.
- c) CO, 480.
- d) H₂, 384.
- e) H₂, 480.

19. Para proteger estruturas de aço da corrosão, a indústria utiliza uma técnica chamada galvanização. Um metal bastante utilizado nesse processo é o zinco, que pode ser obtido a partir de um minério denominado esfalerita (ZnS), de pureza 75%. Considere que a conversão do minério em zinco metálico tem rendimento de 80% nesta sequência de equações químicas:



Considere as massas molares: ZnS (97 g/mol); O₂ (32 g/mol); ZnO (81 g/mol); SO₂ (64 g/mol); CO (28 g/mol); CO₂ (44 g/mol); e Zn (65 g/mol).

Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido a partir de **100 kg** de esfalerita?

RESOLUÇÃO

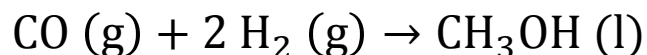
Para determinar a massa de zinco metálico será produzido, partimos do dado inicial do exercício: 100 kg de esfalerita (minério que contem ZnS). **Sua pureza é de 75%**, ou seja, a massa da substância sulfeto de zinco (ZnS) é de apenas 75 kg, **e os outros 25 kg de esfalerita são equivalentes às impurezas**. Para determinar-se a massa de zinco metálico (Zn) produzida, **deve-se estabelecer as relações entre os coeficientes estequiométricos das reações**, de forma que haja uma relação entre quantidade de matéria (em mol) de Zn produzida a partir da quantidade de matéria (em mol) de ZnS consumida.

A massa molar do ZnS é de 97 g mol⁻¹ (dado do enunciado), ou seja, **para cada 97 g da substância, há 1 mol**, logo, para 75.000 g (75 kg), há aproximadamente 773 mol de ZnS.

Sabe-se que para 2 partes de ZnS consumidas, 2 partes de ZnO é produzida, e que a cada 1 parte de ZnO consumida, 1 parte de Zn é produzida. Desta forma, pode-se concluir que para cada 1 parte de ZnS consumida, 1 parte de Zn é produzida, ou seja, para cada 1 mol de ZnS consumido, 1 mol de Zn é produzido. Conclui-se, então, que houve a formação de 773 mol de Zn, já que houve o consumo de 773 mol de ZnS.

A partir da massa molar do Zn (65 g mol⁻¹), é possível determinar a massa de Zn formada. A massa equivalente a 1 mol de Zn é de 65 g, portanto, a massa para 773 mol de Zn é de aproximadamente 50.000 g (50 kg), **considerando-se um rendimento teórico de 100%**. Visto que o rendimento da reação foi de 80%, a massa de zinco metálico formada é de 50 kg x 80% = 50 kg x 0,8 = **40 kg. (C)**

21. Metanol é um excelente combustível que pode ser preparado pela reação entre monóxido de carbono e hidrogênio, conforme a equação química



Supondo rendimento de 100% para a reação, quando se adicionam 336 g de monóxido de carbono a 60 g de hidrogênio, devemos afirmar que o reagente em excesso e a massa máxima, em gramas, de metanol formada são, respectivamente,

Dados: massas molares g/mol: CO: 28; H₂: 2; CH₃OH: 32

RESOLUÇÃO

A fim de se conhecer a massa de metanol (produto) formada, deve-se partir do dado inicial fornecido pelo exercício. No entanto, o exercício fornece a massa de 2 reagentes diferentes. Neste caso, é necessário determinar **qual dos reagentes está em excesso** (irá sobrar após o consumo total do outro reagente). Para isso, basta transformar a massa de ambos os reagentes para quantidade de matéria e estabelecer as relações com os coeficientes estequiométricos. A massa molar do monóxido de carbono (CO) é de 28 g/mol, logo, em 336 g de CO, há 12 mol. Para o hidrogênio (H₂), sua massa molar é de 2 g/mol, portanto, em 60 g de H₂, há 30 mol. Pelos coeficientes da equação, vemos que a cada 1 parte de CO consumida, 2 partes de H₂ são consumidas, logo, para 12 mol de CO con-

sumidos, 24 mol de H₂ são consumidos. No entanto, há 30 mol de H₂ disponíveis, **logo, há 6 mol de H₂ em excesso**, levando à conclusão que o hidrogênio é o reagente em excesso e que o monóxido de carbono é o **reagente limitante** (é totalmente consumido durante a reação).

Visto que a cada 1 parte de CO consumida, 1 parte de metanol (CH₃OH) é formada, então a cada 12 mol de CO consumidos, são formados 12 mol de CH₃OH. Como a massa molar do metanol é de 32 g/mol, pode-se estabelecer a seguinte relação:

A cada 32 g de metanol, há 1 mol, então para 12 mol de etanol há **384 g. (D)**