



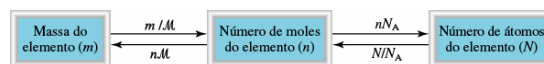
FIGURE 3.2 One mole each of four elements

The watch glass on the left contains one mole of sulfur atoms, and the watch glass in the middle contains one mole of copper atoms. The weighing bottle on the right contains one mole of liquid mercury, and the balloon contains one mole of helium gas.

QUESTION: Do one-mole samples of all four substances have the same mass?

$$\frac{1 \text{ átomo } ^{12}\text{C}}{12,00 \text{ u}} \times \frac{12,00 \text{ g}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos } ^{12}\text{C}} = \frac{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{ou} \quad 1 \text{ g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ u}$$



M = massa molar em g/mol

N_A = Número de Avogadro

3.2

Compreende a Massa Molar?

Quantos átomos existem em 0,551 g de potássio (K)?

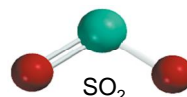
$$1 \text{ mol K} = 39,10 \text{ g K}$$

$$1 \text{ mol K} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos K}$$

$$0,551 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39,10 \text{ g K}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos K}}{1 \text{ mol K}} = 8,49 \times 10^{21} \text{ átomos K}$$

3.2

Massa molecular (ou peso molecular) é a soma das massas atômicas (em u) dos átomos da molécula.



$$\begin{array}{rcl} 1\text{S} & & 32,07 \text{ u} \\ 2\text{O} & + & 2 \times 16,00 \text{ u} \\ \hline \text{SO}_2 & & 64,07 \text{ u} \end{array}$$

Para qualquer molécula
massa molecular (u) = massa molar (gramas)

$$1 \text{ molécula SO}_2 = 64,07 \text{ u}$$

$$1 \text{ mole SO}_2 = 64,07 \text{ g SO}_2$$

3.3

Compreende a Massa Molecular?

Quantos átomos H existem em 72,5 g de C₃H₈O ?

$$1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O} = (3 \times 12) + (8 \times 1) + 16 = 60 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O}$$

$$1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O} \text{ moléculas} = 8 \text{ mol átomos H}$$

$$1 \text{ mol H} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos H}$$

$$72,5 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O} \times \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O}}{60 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{8 \text{ mol átomos H}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol átomos H}} = 5,82 \times 10^{24} \text{ átomos H}$$

3.3

Calcule a massa molecular relativa de NaCl

Calcule o n° total de moléculas que existem em 2,65 mol de H₂O

Calcule a massa de 3,65 mol de SO₂

Determine a massa de 22,5 mol de CuSO₄·5H₂O

Determine a massa de etanol líquido que contém 5x10²⁵ moléculas de CH₃CH₂OH

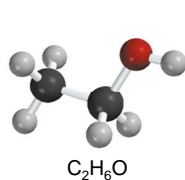
O aminoácido metionina tem fórmula molecular C₅H₁₁NO₂S. Determine:

- a sua massa molecular;
- o n° de mole de H em 6,21 mol de metionina;
- o n° de átomos de carbono em 3,18 mol de metionina;
- a massa, em grama, de O por grama de N.

% composição percentual de um elemento num composto =

$$\frac{n \times \text{massa molar do elemento}}{\text{massa molar do composto}} \times 100\%$$

n é o número de moles do elemento em 1 mole do composto



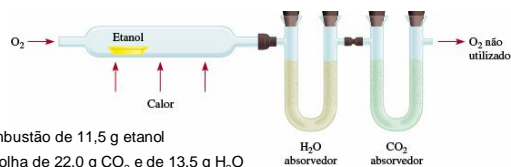
$$\%C = \frac{2 \times (12,01 \text{ g})}{46,07 \text{ g}} \times 100\% = 52,14\%$$

$$\%H = \frac{6 \times (1,008 \text{ g})}{46,07 \text{ g}} \times 100\% = 13,13\%$$

$$\%O = \frac{1 \times (16,00 \text{ g})}{46,07 \text{ g}} \times 100\% = 34,73\%$$

$$52,14\% + 13,13\% + 34,73\% = 100,0\%$$

3.5



Combustão de 11,5 g etanol
Recolha de 22,0 g CO₂ e de 13,5 g H₂O

$$\text{g CO}_2 \longrightarrow \text{mol CO}_2 \longrightarrow \text{mol C} \longrightarrow \text{g C} \quad 6,0 \text{ g C} = 0,5 \text{ mol C}$$

$$\text{g H}_2\text{O} \longrightarrow \text{mol H}_2\text{O} \longrightarrow \text{mol H} \longrightarrow \text{g H} \quad 1,5 \text{ g H} = 1,5 \text{ mol H}$$

$$\text{g O} = \text{g amostra} - (\text{g C} + \text{g H}) \quad 4,0 \text{ g O} = 0,25 \text{ mol O}$$

$$\text{Fórmula empírica } \text{C}_{0,5}\text{H}_{1,5}\text{O}_{0,25}$$

dividindo pelo menor índice (0,25)

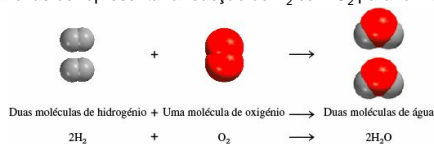
$$\text{Fórmula empírica } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$$

3.6

Um processo no qual uma substância (ou substâncias) se transforma numa ou mais novas substâncias é uma **reação química**.

Uma **equação química** usa símbolos químicos para mostrar o que acontece durante uma reação.

3 maneiras de representar a reação de H₂ com O₂ para formar H₂O



reagentes \longrightarrow produtos

3.7

Como «Ler» Equações Químicas

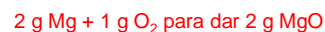


2 átomos Mg + 1 molécula O₂ para dar 2 moléculas MgO

2 moles Mg + 1 mole O₂ para dar 2 moles MgO

48,6 gramas Mg + 32,0 gramas O₂ para dar 80,6 g MgO

NÃO É



3.7

Acertar Equações Químicas

- Escreva a fórmula(s) **correcta** dos reagentes no lado esquerdo e a fórmula(s) **correcta** do produto(s) no lado direito da equação.

O etano reage com oxigénio para formar dióxido de carbono e água



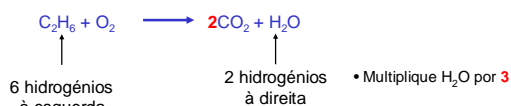
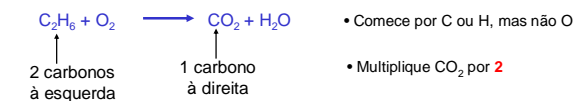
- Altere os números das fórmulas (**coeficientes**) para que o número de átomos de cada elemento seja igual em ambos os lados da equação. **Não altere os índices.**



3.7

Acertar Equações Químicas

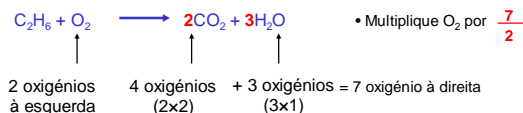
- Comece por acertar os elementos que aparecem apenas num reagente e num produto.



3.7

Acertar Equações Químicas

4. Acerte os elementos que aparecem em dois ou mais reagentes ou produtos.



• Multiplique O_2 por $\frac{7}{2}$



• Remova a fracção multiplicando ambos os lados por 2



3.7

Acertar Equações Químicas

5. Assegure-se de que tem o mesmo número de cada tipo de átomo em ambos os lados da equação.



4 C (2 × 2)

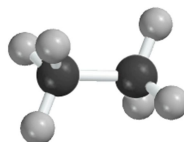
4 C

12 H (2 × 6)

12 H (6 × 2)

14 O (7 × 2)

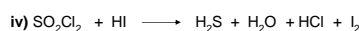
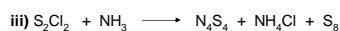
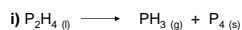
14 O (4 × 2 + 6)



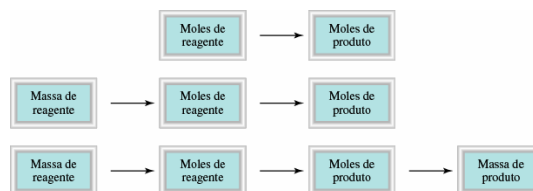
Reagentes	Produtos
4 C	4 C
12 H	12 H
14 O	14 O

3.7

Acerte as equações químicas seguintes:



Alterações de Massa em Reacções Químicas



1. Escreva a equação química acertada.
2. Converta as quantidades de substâncias conhecidas em moles.
3. Utilize os coeficientes das equações acertadas para calcular o número de moles da **quantidade procurada**.
4. Converta as moles de **quantidade procurada** nas unidades desejadas.

3.8

O metanol arde no ar de acordo com a equação



Se 209 g de metanol são utilizadas na combustão, que massa de água é produzida?

gramas CH_3OH \longrightarrow moles CH_3OH \longrightarrow moles H_2O \longrightarrow gramas H_2O

massa molar CH_3OH coeficientes equação química massa molar H_2O

$$209 \text{ g CH}_3\text{OH} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32,0 \text{ g CH}_3\text{OH}} \times \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol CH}_3\text{OH}} \times \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} =$$

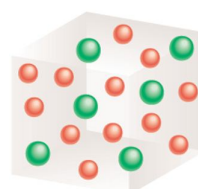
235 g H_2O

3.8

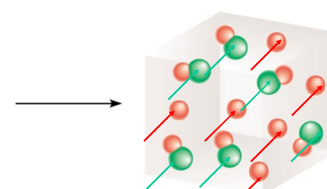
Reagentes Limitantes

Antes do início da reacção

Depois da reacção estar completa



● Reagente limitante
● Reagente em excesso



6 verdes são consumidos

6 vermelhos não são consumidos

3.9

Compreende os Reagentes Limitantes?

Num processo, 124 g de Al reagem com 601 g de Fe_2O_3



Calcule a massa de Al_2O_3 formada.

g Al \longrightarrow mol Al \longrightarrow mol Fe_2O_3 necessárias \longrightarrow g Fe_2O_3 necessárias

g Fe_2O_3 \longrightarrow mol Fe_2O_3 \longrightarrow mol Al necessárias \longrightarrow g Al necessárias

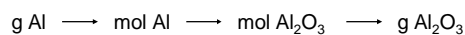
$$124 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 367 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

Início 124 g Al \longrightarrow 367 g Fe_2O_3 necessárias

Como temos mais de Fe_2O_3 (601 g), o Al é o reagente limitante

3.9

Utilize o reagente limitante (Al) para calcular a quantidade de produto que pode ser formada.



$$124 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} \times \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 234 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

3.9

Rendimento teórico é a quantidade de produto que se forma se todo o reagente limitante for consumido durante a reacção.

Rendimento real é a quantidade de produto obtido na reacção química.

$$\% \text{ rendimento} = \frac{\text{Rendimento real}}{\text{Rendimento teórico}} \times 100$$

3.10