

# "Quantidade em Química."

## 1- Massa atômica relativa.

- i) Toma-se como referência 1/12 da massa do átomo de carbono 12 ( $^{12}_6\text{C}$ )
- ii) A massa atômica relativa de um determinado elemento corresponde ao número de vezes que a massa de um átomo desse elemento é maior do que 1/12 da massa do átomo de carbono 12. (ex: 12m é  $12 \times 1m$ ).
- iii) A massa atômica relativa do elemento X representa-se por  $Ar(X)$ .  
Ex: A massa atômica relativa do magnésio é de 24,3 ( $Ar(Mg)=24,3$  ).
  - a) O que significa essa representação?
  - b) Sabendo que um átomo de carbono 12 tem massa  $1,99 \times 10^{-26}$  kg, calcula a massa de um átomo de magnésio.  
$$\frac{1}{12} \times 1,99 \times 10^{-26} = 1,658 \times 10^{-27} \text{ kg.}$$
$$M_{\text{átomo de Mg}} = 4,029 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

## 2- Massa molecular relativa.

- i) Toma-se como referência 1/12 da massa de um átomo de carbono 12.
- ii) A massa molecular relativa de uma substância corresponde ao número de vezes que a massa de uma molécula dessa substância é maior do que 1/12 da massa de um átomo de carbono 12.
- iii) A massa molecular relativa de uma substância obtém-se somando as massa atômicas relativas dos elementos que constituem a "fórmula química" da substância, tendo em conta o número de "átomos de cada elemento".
- iv) A massa molecular relativa de uma substância Y representa-se por  $Mr(Y)$ .

## 3- A mole.

*Necessidade de agrupar no quotidiano:*

*Por (2); dúzia (12); centena (100); resma (500).*

Em química, para agrupar partículas elementares (átomos, moléculas, iões), usa-se uma nova grandeza: a **Quantidade de matéria** (símbolo  $n$ ) cuja unidade SI é a mole (símbolo mol).

Por definição: uma **mole** é a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares quantos os átomos de carbono que existem em 0,012 kg de carbono 12. Esse número determinado experimentalmente é designado por **Constante de Avogadro** ( $N_A$  ou  $L$ ). tem o valor:

$$N_A = 6,022 \times 10^{23}$$

**Importante:** pelo facto de a mole se poder referir a qualquer tipo de partícula, é necessário identificar a partícula que se pretende considerar.  
Exemplos.

#### 4- A massa molar.

Definição: é a massa de uma mole de partículas (símbolo  $M$ ). Calcula-se pela expressão:

$$M = \frac{m}{n}$$

Massa molar (g/mol).

Massa da quantidade de matéria (g)

Quantidade de matéria (mol).

A unidade SI da massa molar é o Kg/mol, mas usualmente utiliza-se a unidade g/mol.

**Importante:** a massa de uma mole de átomos ou de uma mole de moléculas é numericamente igual ao da respectiva massa atómica relativa ou massa molecular relativa.

#### 5- Equações químicas.

Lei da conservação da massa: durante uma transformação química, há conservação da massa, isto é, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos da reacção. Isto significa que o número de átomos de cada espécie se mantém constante.

#### 6- O volume molar.

Definição: é o volume ocupado por uma mole de partículas (símbolo  $V_m$ ). calcula-se pela expressão:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Volume molar ( $\text{dm}^3/\text{mol}$ ).

Volume ocupado pela quantidade de matéria ( $\text{dm}^3$ )

Quantidade de matéria (mol).

A unidade SI do volume molar é o  $\text{m}^3/\text{mol}$ , mas usualmente utiliza-se a unidade  $\text{dm}^3/\text{mol}$ .

**Importante:** uma mole de qualquer substância, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, ocupa o mesmo volume.

Para gases ideais, nas condições normais de pressão e temperatura (PTN), isto é, à pressão de 1 atmosfera (1 atm) e à temperatura de  $0^\circ\text{C}$ , o volume molar é de  $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$ .

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} \quad (1 \text{ atm}, 0^\circ\text{C})$$

## 7- Soluções, concentração.

Solução: mistura homogénea, isto é apresenta o mesmo aspecto em toda a sua extensão.

Solução: { Soluto: substância que existe em menor quantidade química  
Solvente: substância que existe em maior quantidade química

Concentração molar: é a quantidade de soluto, em mol, contida em  $1 \text{ dm}^3$  de solução.

$$\text{Concentração molar} = \frac{\text{Quantidade de soluto (mol)}}{\text{Volume de solução (dm}^3\text{)}} \\ (\text{mol/dm}^3)$$

$$C = \frac{n}{V}$$

**Exemplo 1:** O que significa a afirmação:

"A concentração de cloreto de sódio numa dada solução é  $0,2 \text{ mol/dm}^3$ "

**Exemplo 2:** Calcula a concentração das seguintes soluções aquosas:

- 87,8 g de cloreto de sódio em 750 ml de solução aquosa.
- 34,8 g de sulfato de potássio ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) em  $2 \text{ dm}^3$ .

**Exemplo 3:** Qual a concentração molar dos iões  $\text{K}^+$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  na solução considerada no EX 2 b).

Actividade Prática 1.

Preparação de soluções aquosas a partir de soluções mais concentradas -Diluição.

Explorar um exemplo de sumo de laranja concentrado e preparando um copo de sumo, explica-se a diluição dando especial relevo à quantidade de sumo concentrado que não varia da tampa da garrafa até o copo.

$$n_i = n_f \quad c_i - \text{concentração inicial}$$

$$c_i V_i = c_f V_f \quad V_i - \text{Volume inicial}$$

$$c_f - \text{concentração final.}$$

$$V_f - \text{Volume final}$$

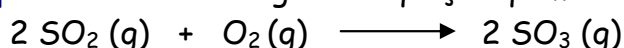
## 8- Rendimento de uma reacção.

**Rendimento de uma reacção** (símbolo  $\eta$ ): é a razão entre a quantidade de produto realmente obtido e a quantidade teoricamente prevista pela análise da equação química.

Esta diferença entre a quantidade de produto teoricamente prevista (pela leitura da equação química) e a quantidade de produto realmente obtida deve-se ao facto de poder ocorrer reacções secundárias, perdas ocorridas na experiência ( pesagem, filtração, destilação, etc...)

$$\text{Rendimento (\%)} = \frac{\text{quantidade realmente obtida}}{\text{quantidade teoricamente prevista}} \times 100$$

**Exemplo:** Considera a seguinte equação química:



Sabendo que 100 g de dióxido de enxofre reagiram com excesso de  $\text{O}_2$ , formando 75 g de trióxido de enxofre, indica:

- A massa de trióxido de enxofre prevista. (125 g)
- A massa de trióxido de enxofre realmente obtida. (75 g)
- O rendimento da reacção. (60 %)