

"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 (dm^3/mol).

Volume ocupado pela quantidade de matéria (dm^3)

Quantidade de matéria (mol).

A unidade SI do volume molar é o m^3/mol , mas usualmente utiliza-se a unidade dm^3/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°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 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 (K_2SO_4) em 2 dm^3 .

Exemplo 3: Qual a concentração molar dos iões K^+ e SO_4^{2-} na solução considerada no EX 2 b).

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.

$$n_i = n_f$$

$$c_i V_i = c_f V_f$$

c_i - concentração inicial

V_i - Volume inicial

c_f - concentração final.

V_f - Volume final

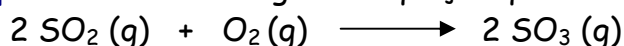
8- Rendimento de uma reacção.

Rendimento de uma reacção (símbolo η): 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 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 %)