

Fiche 3 : La quantité de matière

1. La quantité de matière

- La mole est un lot d'entités (molécule, ion, atome...) d'une espèce.
- 1 mole d'entité contient $6,022 \times 10^{23}$ entités de cette espèce.

Exemple : 1 mole de glucose correspond à $6,022 \cdot 10^{23}$ molécules de glucose.

- Le nombre d'entité qui s'exprime en mole (mol en abrégé) est la quantité de matière n .

2. Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire

- La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes
- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules
- Les masses molaires s'expriment en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exemple :

1 mole d'atomes de carbone (soit $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone) a une masse de 12 g : $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1 mole de molécules d'eau (soit $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau) a une masse de 18 g : $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule

Exemple : $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La molécule d'eau de formule H_2O est constituée de 2 atomes d'Hydrogène et d'1 atome d'oxygène

$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

3. Masse molaire isotopique

- La masse molaire étant la masse d'une mole d'une entité chimique, elle sera différente pour chaque isotope d'une espèce chimique.

Exemple : Le bore naturel est constitué de 2 isotopes $^{10}_5\text{B}$ et $^{11}_5\text{B}$

$M(^{10}\text{B}) = 10,0129 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(^{11}\text{B}) = 11,0093 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- Pour calculer la masse molaire atomique d'un élément chimique, il faut tenir compte des proportions de chaque isotope dans l'élément

Exemple : Le bore naturel est constitué de 2 isotopes $^{10}_5\text{B}$ et $^{11}_5\text{B}$; l'abondance isotopique de l'isotope ^{10}B vaut 19,9% et donc celle de l'isotope ^{11}B 80,1% ; la masse molaire atomique du bore naturel se calcule en faisant :

$$M(\text{B}) = 19,9\% \times M(^{10}\text{B}) + 80,1\% \times M(^{11}\text{B}) = 0,199 \times 10,0129 + 0,801 \times 11,0093 = 10,8110 \text{ g.mol}^{-1}$$

4. Déterminer une quantité de matière

Si on connaît :

- la masse **m (g)** de l'échantillon et sa masse molaire **M(g.mol⁻¹)** : $n = \frac{m}{M}$
- le volume **V (mL)** de l'échantillon, sa masse volumique **ρ (g.mL⁻¹)** et sa masse molaire **M(g.mol⁻¹)** :

$$n = \frac{\rho \times V}{M}$$

5. Pureté d'un produit

- Il est courant en chimie d'utiliser des solides ou des liquides qui ne sont pas purs soit pour des raisons de sécurité (acide, base...) ou de réactivité.

Pour calculer la quantité de matière de l'espèce en solution, il faut donc prendre en compte son degré de pureté.

Exemple : On prélève 5 mL d'une solution d'acide sulfurique ; sur la bouteille on note les renseignements suivants :

- Acide sulfurique : H_2SO_4 ; masse molaire 98,1 g.mol⁻¹
- Densité de la solution : $d = 1,815$; pureté 90%

(1) $d = 1,815$ ↪ la masse volumique de la solution est de $\rho_{\text{solution}} = 1,815 \text{ g.mL}^{-1}$

(2) si on prélève 5 mL de la solution, la masse de la solution prélevée est $m_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}$

(3) la pureté de 90% signifie que dans la masse prélevée, il n'y a que 90% d'acide H_2SO_4 :

$$m_{\text{acide}} = 90/100 \times m_{\text{solution}} = 0,9 \times \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}$$

$$n_{\text{acide}} = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} = \frac{0,9 \times \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}}{M_{\text{acide}}} = \frac{0,9 \times 1,815 \times 5}{98,1} = 8,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$