

Fiche de cours

Composition d'un système

L'essentiel du chapitre en deux pages

définitions · lois · méthodes · à savoir par cœur

1 MOLE ET MASSE MOLAIRES

Définition. La **mole** est la quantité de matière d'un échantillon contenant exactement $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ entités; la **constante d'Avogadro** vaut donc exactement $N_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, valeur arrondie à $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ dans les calculs.

Pour un échantillon de N entités identiques, la **quantité de matière** est $n = \frac{N}{N_A}$, exprimée en mol.

Définition. La **masse molaire** M d'une entité, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, est la masse d'une mole de cette entité : $M = m(\text{entité}) \times N_A$, avec m en g.

Propriété. La **masse molaire atomique** lue dans le tableau périodique est une moyenne sur les isotopes naturels de l'élément : elle n'est en général pas voisine d'un nombre entier lorsque l'élément possède plusieurs isotopes abondants ($M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$: environ 76 % de ^{35}Cl et 24 % de ^{37}Cl). La **masse molaire moléculaire** est la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes de la formule :

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 M(\text{C}) + 12 M(\text{H}) + 6 M(\text{O}) = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

2 QUANTITÉ DE MATIÈRE D'UN ÉCHANTILLON

Propriété — solide ou liquide pesé. $n = \frac{m}{M}$, avec m la masse de l'échantillon pur.

Propriété — liquide mesuré en volume. la masse volumique $\rho = \frac{m}{V}$ donne $m = \rho V$, donc $n = \frac{\rho V}{M}$. La **densité** d'un liquide, sans unité, vaut $d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$ avec $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Propriété — gaz. à température et pression fixées, une mole de *n'importe quel* gaz occupe le même **volume molaire** V_m : $n = \frac{V}{V_m}$.

Remarque. V_m ne dépend que de la température et de la pression, pas de la nature du gaz.

■ DONNÉES — Valeurs et verrerie de référence

- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$; masses molaires atomiques ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) : H 1,0; C 12,0; N 14,0; O 16,0; Na 23,0; S 32,1; Cl 35,5; K 39,1; Fe 55,8; Cu 63,5.
- Volume molaire des gaz sous 1 013 hPa : $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 0°C ; $24,1 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 20°C ; $24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 25°C .
- Verrerie **jaugée** (pipette jaugée, fiole jaugée) : un seul volume, très précis → préparation d'une solution. Verrerie **graduée** (éprouvette, pipette graduée, burette) : moins précise. Bécher et erlenmeyer : volumes seulement approchés.

3 DÉCRIRE LA COMPOSITION D'UNE SOLUTION

Définition. Une **solution** est obtenue en dissolvant un **soluté** dans un **solvant** en large excès (solution **aqueuse** si le solvant est l'eau). On décrit sa composition par la **concentration en quantité de matière** et la **concentration en masse** du soluté :

$$c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}, \quad c_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ (g} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}, \quad \text{et} \quad c_m = c \times M.$$

Remarque. V est toujours le volume de *solution* obtenue, jamais le volume de solvant ajouté.

4 PRÉPARER UNE SOLUTION

Méthode — dissolution. calculer $n = c V$ puis $m = n M$; peser m de solide sur une balance; l'introduire dans une **fiole jaugée** de volume V à l'aide d'un entonnoir, en rinçant coupelle et entonnoir à l'eau distillée; remplir aux trois quarts, boucher, agiter jusqu'à dissolution complète; compléter jusqu'au **trait de jauge** (bas du ménisque); homogénéiser.

Méthode — dilution. la quantité de soluté prélevée dans la solution mère se retrouve intégralement dans la solution fille :

$$c_{\text{mère}} V_{\text{mère}} = c_{\text{fille}} V_{\text{fille}} \quad \text{donc} \quad F = \frac{c_{\text{mère}}}{c_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}} \quad (\text{facteur de dilution}).$$

Prélever $V_{\text{mère}}$ à la **pipette jaugée** munie d'une propipette, l'introduire dans une fiole jaugée de volume V_{fille} , compléter à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, homogénéiser.

5 SAVOIR-FAIRE DU CHAPITRE

► SAVOIR-FAIRE

- Calculer une masse molaire moléculaire ; passer de la masse d'une entité à une masse molaire et réciproquement.
- Déterminer une quantité de matière : solide pesé ($n = m/M$), liquide mesuré en volume ($n = \rho V/M$), gaz ($n = V/V_m$), soluté en solution ($n = cV$).
- Passer de c à c_m et réciproquement ; calculer la concentration d'une solution préparée par dissolution.
- Déterminer le volume de solution mère à prélever pour une dilution, et le facteur de dilution.
- Choisir la verrerie adaptée et rédiger le protocole d'une dissolution ou d'une dilution.

6 EXEMPLES TYPES

★ EXEMPLE — quantité de matière d'un gaz

Un ballon contient $V = 4,82 \text{ L}$ de dioxyde de carbone à 20°C sous $1\,013 \text{ hPa}$. Alors $n = \frac{V}{V_m} = \frac{4,82}{24,1} = 0,200 \text{ mol}$, et sa masse vaut $m = nM = 0,200 \times 44,0 = 8,80 \text{ g}$.

★ EXEMPLE — préparation par dissolution

On veut $V = 100,0 \text{ mL}$ de solution de chlorure de sodium à $c = 0,150 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On calcule $n = cV = 0,150 \times 0,1000 = 1,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$, puis, avec $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $m = nM = 0,878 \text{ g}$ à peser.

★ EXEMPLE — dilution

On prépare $V_{\text{fille}} = 50,0 \text{ mL}$ de solution à $c_{\text{fille}} = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à partir d'une solution mère à $c_{\text{mère}} = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Le facteur de dilution vaut $F = \frac{0,100}{2,00 \times 10^{-2}} = 5,00$, donc $V_{\text{mère}} = \frac{V_{\text{fille}}}{F} = 10,0 \text{ mL}$: pipette jaugée de $10,0 \text{ mL}$ et fiole jaugée de $50,0 \text{ mL}$.

★ EXEMPLE — de la concentration en masse à la concentration en quantité de matière

Un sérum physiologique contient $c_m = 9,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ de chlorure de sodium. Comme $c_m = cM$, on obtient $c = \frac{c_m}{M} = \frac{9,0}{58,5} = 0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

✗ PIÈGES

- Confondre masse et quantité de matière, ou oublier de convertir un volume en litres avant d'utiliser $c = n/V$.
- Utiliser $n = V/V_m$ pour un liquide : la relation ne vaut que pour les gaz, et avec le V_m correspondant à la température de l'expérience.
- Prendre le volume de solvant ajouté pour le volume de solution : on complète jusqu'au trait de jauge, on n'ajoute pas un volume d'eau fixé.
- Dans une dilution, la *quantité* de soluté est conservée, pas la concentration : c diminue parce que V augmente.
- Écrire $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 + 12 + 6$ ou oublier un indice : la masse molaire est une somme pondérée par les indices de la formule.