

Description d'un système chimique

Masse molaire • volume molaire • concentration en quantité de matière • préparation de solutions

Spécialité Physique-Chimie

Première

CAPACITÉS EXIGIBLES (PROGRAMME OFFICIEL)

- Déterminer la masse molaire d'une espèce à partir des masses molaires atomiques des éléments qui la composent.
- Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur à partir de sa masse et du tableau périodique.
- Utiliser le volume molaire d'un gaz pour déterminer une quantité de matière.
- Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans un mélange (liquide ou solide) à partir de sa composition.
- Déterminer la quantité de matière d'un soluté à partir de sa concentration en masse ou en quantité de matière et du volume de solution.

1 Quantité de matière et masses molaires

1.1 La mole, unité de quantité de matière

En chimie, les entités (atomes, ions, molécules) sont extrêmement petites et un échantillon manipulable au laboratoire en contient un nombre considérable. Pour compter ces entités, les chimistes les regroupent par paquets, comme on parlerait d'une douzaine d'œufs. Le paquet retenu en chimie s'appelle la **mole**.

DÉFINITION

La **mole** (symbole mol) est l'unité de quantité de matière du Système International. Une mole d'entités contient exactement $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ entités. Ce nombre est appelé **constante d'Avogadro**, notée N_A , et s'exprime en mol^{-1} .

La **quantité de matière**, notée n et exprimée en mol, correspond au nombre de moles d'entités présentes dans un échantillon.

RELATION À RETENIR

$$n = \frac{N}{N_A}$$

avec n en mol, N le nombre d'entités (sans unité) et $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

EXEMPLE RÉSOLU

Un échantillon de saccharose contient $N = 1,20 \times 10^{21}$ molécules. Quelle est la quantité de matière n correspondante ?

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,20 \times 10^{21}}{6,02 \times 10^{23}} \approx 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol, soit environ 2,0 mmol.}$$

1.2 Masse molaire d'une espèce chimique

La masse molaire d'une espèce chimique, notée M et exprimée en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, est la masse d'une mole d'entités de cette espèce.

DEUX NIVEAUX DE MASSE MOLAIRE

- **Masse molaire atomique** : masse d'une mole d'atomes d'un élément chimique donné. Elle se lit directement dans la classification périodique.
- **Masse molaire moléculaire** : masse d'une mole de molécules ; elle se calcule en additionnant les masses molaires atomiques de chaque élément constituant la molécule, chacune multipliée par le nombre d'atomes correspondant.

Masses molaires atomiques usuelles (à connaître par cœur : elles font gagner un temps précieux le jour de l'épreuve)

Élément	H	C	N	O
$M (\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})$	1,0	12,0	14,0	16,0

EXEMPLE RÉSOLU

Calculer les masses molaires du dioxygène O_2 , de l'eau H_2O , du dioxyde de carbone CO_2 et du saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

- $M(\text{O}_2) = 2 \times 16,0 = 32,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $M(\text{CO}_2) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,0 + 11 \times 16,0 = 342,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

→ Exercice 35 p. 29

1.3 Masse et quantité de matière

La masse m d'un échantillon d'une espèce chimique est directement proportionnelle à sa quantité de matière n , le coefficient de proportionnalité étant la masse molaire M .

RELATION À RETENIR

$$m = n \times M$$

avec m en g, n en mol et M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

→ Exercice 40 p. 29

2 Quantité de matière et volume

2.1 Volume molaire d'un gaz

Le volume occupé par une mole de gaz ne dépend pas de la nature du gaz, mais uniquement des conditions de température et de pression. Cette propriété permet de définir le **volume molaire des gaz**, noté V_m et exprimé en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

LOI D'AVOGADRO-AMPÈRE

$$V_{\text{gaz}} = n \times V_m$$

avec V_{gaz} en L, n en mol et V_m en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Valeurs usuelles du volume molaire des gaz

Conditions	Température	Pression	V_m
Conditions normales de température et de pression (CNTP)	$T = 273 \text{ K } (\theta = 0 \text{ } ^\circ\text{C})$	$P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$	$22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
Usuelles	$T = 293 \text{ K } (\theta = 20 \text{ } ^\circ\text{C})$	$P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$	$24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
Ambiantes	$T = 298 \text{ K } (\theta = 25 \text{ } ^\circ\text{C})$	$P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$	$24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

→ Exercices 42 p. 29 & 60 p. 31

2.2 Volume d'un solide ou d'un liquide

Pour un solide ou un liquide, on relie la masse au volume à l'aide de la **masse volumique** ρ , ce qui permet d'exprimer la quantité de matière correspondante.

RELATIONS À RETENIR

$$m = \rho \times V \quad \text{puis} \quad n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M}$$

ATTENTION

Veillez toujours à la cohérence des unités : si ρ est en $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et V en mL, la masse m obtenue est en g ; il faut alors convertir M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ pour rester cohérent.

3 Quantité de matière et concentration

3.1 Concentration en quantité de matière

La **concentration en quantité de matière**, aussi appelée **concentration molaire**, d'une espèce chimique dissoute est notée C et s'exprime en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

RELATIONS À RETENIR

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{et} \quad C = \frac{C_m}{M}$$

C en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, n en mol, V en L, $C_m = \frac{m}{V}$ la concentration en masse ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$) vue en seconde

→ Exercice 65 p. 31

3.2 Préparation de solutions

Pour préparer une solution de concentration C connue, le chimiste dispose de deux méthodes : la **dissolution** d'un soluté solide, ou la **dilution** d'une solution existante.

a) La dissolution

Pour préparer un volume V d'une solution de concentration C , il faut d'abord déterminer la masse m de soluté à prélever ($m = C \times V \times M$), puis suivre le protocole suivant :

1

Peser la masse m de soluté à l'aide d'une balance et d'une spatule.

2

Introduire le soluté dans une fiole jaugée à l'aide d'un entonnoir.

3

Ajouter de l'eau distillée et agiter jusqu'à dissolution complète.

4

Compléter avec précaution jusqu'au trait de jauge, à hauteur des yeux.

5

Boucher la fiole et homogénéiser par retournements successifs.

→ Exercice 45 p. 29

b) La dilution

Le chimiste peut aussi partir d'une solution existante, mais trop concentrée, appelée **solution mère**, et la diluer pour obtenir une **solution fille** moins concentrée. Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté prélevée dans la solution mère est égale à la quantité de matière de soluté présente dans la solution fille : il n'y a ni création ni disparition de matière, seulement un ajout de solvant.

RELATIONS À RETENIR

$$n_{\text{prélevée}} = n_{\text{fille}} \quad \text{soit} \quad C_{\text{mère}} \times V_{\text{prélevé}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$$

$$\text{Facteur de dilution : } F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{prélevé}}} \quad (F > 1, \text{ sans unité})$$

1

Prélever le volume $V_{\text{prélevé}}$ de solution mère à l'aide d'une pipette jaugée et d'une poire à pipeter.

2

Verser ce volume dans une fiole jaugée de volume V_{fille} .

3

Ajouter de l'eau distillée et agiter pour homogénéiser.

4

Compléter jusqu'au trait de jauge, à hauteur des yeux.

5

Boucher puis homogénéiser par retournements successifs.

→ Exercices 47 p. 29 & 64 p. 31

POINTS CLÉS À RETENIR

- $n = \frac{N}{N_A}$ et $m = n \times M$
- Pour un gaz : $V_{\text{gaz}} = n \times V_m$
- Pour un solide ou un liquide : $n = \frac{\rho \times V}{M}$
- Concentration molaire : $C = \frac{n}{V} = \frac{C_m}{M}$
- Lors d'une dilution : $C_{\text{mère}} \times V_{\text{prélevé}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$

Ouverture — Ces grandeurs permettront, dans le chapitre suivant, de déterminer la composition d'un système chimique à l'état initial avant d'en étudier l'évolution au cours d'une transformation (tableau d'avancement), ainsi que d'exploiter la loi de Beer-Lambert pour déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution.