

Chapitre 1

La quantité de matière, la concentration molaire et le volume molaire

Au cours du XX^e siècle, les scientifiques amenés très souvent à travailler avec des nombres d'atomes ou de molécules extrêmement grands, veulent simplifier leurs calculs et inventent par commodité une nouvelle unité : la mole. En 1971, la mole devient l'unité officielle de la quantité de matière ! Pour faciliter le « comptage » de la matière, on part du principe qu'une mole d'atomes correspond à un nombre, une constante égale à $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes ! L'année dernière, vous vous êtes « amusés » à calculer la quantité de matière d'une espèce chimique à partir de son nombre d'entités... Comment ça non ? Mais si, rafraîchissement de mémoire : La quantité de matière se note n , N représente le nombre d'entités présentes dans l'échantillon :

$$\text{mol} \rightarrow n = \frac{N}{N_A} \leftarrow \begin{array}{l} \text{Sans unité} \\ \text{mol}^{-1} \end{array}$$

Avec N_A , la célèbre constante de M. Avogadro qui s'exprime en mol^{-1} .

Cette année, on va aller encore plus loin en ajoutant des formules ! Je vais vous apprendre à calculer la quantité de matière d'une espèce chimique à partir de sa masse puis de sa masse volumique et enfin de son volume molaire !

Dans un deuxième temps, on abordera la notion ultra essentielle concernant la concentration molaire d'une espèce chimique. A cette occasion, je vous donnerai 2 protocoles de TP illustrant la dissolution et la dilution. ATTENTION : il faudra les connaître par cœur, c'est-à-dire, savoir les schématiser parfaitement et connaître le nom de la verrerie utilisée... Pas d'inquiétude, je vous ai facilité comme d'habitude, votre vie de jeune étudiant chimiste en vous préparant une série de méthodes claires, précises et très efficaces ! Assez parlé, on se met au boulot ! Commençons par quelques rappels de 2^{de}...

METHODE 1 : Définir la mole : unité de la quantité de matière

■ Principe

La quantité de matière d'un solide, liquide ou gaz se note « n ». C'est une grandeur physique (car mesurable) qui s'exprime en mole de symbole « mol ».

La définition ultra-classique et rigoureuse donnée dans tous les manuels scolaires de la mole est la suivante : « une mole contient autant d'entités chimiques qu'il y a d'atomes dans 12,0 g d'atomes de carbone 12 ». Ainsi, une mole contient $6,02 \cdot 10^{23}$ entités chimiques identiques...

Le seul problème, c'est qu'en général vous ne comprenez rien au sens de cette phrase... C'est embêtant !

Comme je l'ai dit en intro, la mole est l'unité de la quantité de matière présente dans un solide, un liquide ou un gaz. On l'a inventé pour deux raisons majeures : la première, c'est qu'elle permet de dénombrer la matière et la deuxième raison est qu'elle permet de simplifier les calculs... Eh oui, quand vous comptez par exemple le nombre d'atomes présents dans une barre de fer, il y en a des milliards de milliards de milliards... Ça fait beaucoup de 0 dans les calculs !

Le chimiste « s'amusera » à compter non pas le nombre d'atomes mais le nombre **de moles d'atomes** présentes dans ce morceau de fer ! (Ils sont rusés ces chimistes...)

Pour vous éclaircir les idées, une mole, c'est un peu comme un grand sac dans lequel vous pourriez y mettre $6,02 \cdot 10^{23}$ objets identiques.

Ainsi, une mole d'atomes correspond à un sac contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes, de même, une mole d'ions correspond à $6,02 \cdot 10^{23}$ ions... Capito ? Va bene !

METHODE 2 : Savoir calculer la masse molaire moléculaire

■ Principe

La masse molaire atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes de cet élément chimique. L'unité est le gramme par mole, notée $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Par exemple, la masse molaire atomique de l'oxygène est $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments chimiques constituant la molécule. L'unité est toujours le gramme par mole, notée $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Ainsi, la masse molaire de la molécule d'eau H_2O est :
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,00 + 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

■ Exemple 1 : Quelle migraine ! Pas vous... moi !

Un élève, suite à une longue journée de travail intensif, manifeste un début de migraine. Afin de soigner ce mal de tête, il prend un cachet d'aspirine de formule brute $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_3$. Déterminer la masse molaire moléculaire de l'aspirine.

Données : masses molaires atomiques : $M(H) = 1,00 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Correction

$$M(C_9H_8O_3) = 9 \times M(C) + 8 \times M(H) + 3 \times M(O) = 9 \times 12,0 + 8 \times 1,00 + 3 \times 16,0$$

$$M(C_9H_8O_3) = 164 \text{ g.mol}^{-1}$$

■ Exemple 2 : Des masses molaires en pagaille ! Ça sent le sud...

Compléter le tableau ci-dessous :

Nom de l'espèce chimique	Formule brute de l'espèce chimique	Masse molaire moléculaire
Paracétamol	$C_8H_9O_2N$	
Acide ascorbique (vitamine C)	$C_6H_8O_6$	
Saccharose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	
Éosine	$C_{20}H_6O_5Br_4Na_2$	
Pénicillamine	$C_5H_{11}O_2NS$	
Ibuprofène	$C_{13}H_{18}O_2$	

Données : masses molaires atomiques : $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(N) = 14,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(S) = 32,1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Br) = 79,9 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Na) = 23,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Correction

Nom de l'espèce chimique	Formule brute de l'espèce chimique	Masse molaire moléculaire
Paracétamol	$C_8H_9O_2N$	151 g.mol⁻¹
Acide ascorbique (vitamine C)	$C_6H_8O_6$	176 g.mol⁻¹
Saccharose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	342 g.mol⁻¹
Éosine	$C_{20}H_6O_5Br_4Na_2$	691,6 g.mol⁻¹
Pénicillamine	$C_5H_{11}O_2NS$	149,1 g.mol⁻¹
Ibuprofène	$C_{13}H_{18}O_2$	206 g.mol⁻¹

METHODE 3 : Savoir calculer la quantité de matière à partir de la masse d'un solide
■ Principe

M représente la masse molaire de l'échantillon, m représente la masse de l'échantillon et n représente la quantité de matière de l'échantillon :

$$\begin{array}{c}
 \text{mol} \longrightarrow \boxed{n = \frac{m}{M}} \longleftarrow \text{g} \\
 \text{g.mol}^{-1} \longleftarrow
 \end{array}$$

Attention aux unités !

Par expérience, vous avez toujours du mal à retenir cette formule ! Petit moyen mnémotechnique pour y arriver... Evidemment rien de scientifique là-dedans, mais c'est très efficace pour ne pas se planter ! Je me lance :

« Le M (majuscule) est grand et solide. Il sera donc capable de porter sur ses épaules le m « minuscule » frêle et léger ! » On fait ce qu'on peut !

■ Exemple 1 : Préparer un pain maison

Une recette fournie avec une machine à pain indique qu'il faut mélanger un volume de 315 mL d'eau avec 500 g de farine, 280 g de glucose, une pincée de sel et un sachet de levure boulangère.

- 1) Calculer la masse molaire du glucose de formule brute $C_6H_{12}O_6$.
- 2) Déterminer la quantité de matière introduite en glucose dans la recette.

Données : masses molaires atomiques : $M(H) = 1,00 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Correction

$$1) M(C_6H_{12}O_6) = 6 \times M(C) + 12 \times M(H) + 6 \times M(O)$$

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,00 + 6 \times 16,0$$

$$\mathbf{M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ g.mol}^{-1}.}$$

$$2) n(C_6H_{12}O_6) = \frac{m(C_6H_{12}O_6)}{M(C_6H_{12}O_6)} = \frac{280}{180} \quad \text{donc} \quad \mathbf{n(C_6H_{12}O_6) = 1,56 \text{ mol.}}$$

■ Exemple 2 : Un médicament anti-vertige

Un médicament qui lutte contre les vertiges contient 5,0 mg d'acétyl-leucine de formule brute $C_8H_{15}O_3N$. L'acétyl-leucine constitue le principe actif de ce médicament.

- 1) Calculer la masse molaire de l'acétyl-leucine.
- 2) Déterminer la quantité de matière en acétyl-leucine contenue dans ce médicament.

Données : masses molaires atomiques : $M(H) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(N) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Correction

$$1) M(C_8H_{15}O_3N) = 8 \times M(C) + 15 \times M(H) + 3 \times M(O) + M(N)$$

$$M(C_8H_{15}O_3N) = 8 \times 12,0 + 15 \times 1,00 + 3 \times 16,0 + 14,0$$

$$M(C_8H_{15}O_3N) = 173 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

$$2) m(C_8H_{15}O_3N) = 5,0 \text{ mg} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$n(C_8H_{15}O_3N) = \frac{m(C_8H_{15}O_3N)}{M(C_8H_{15}O_3N)} = \frac{5,0 \cdot 10^{-3}}{173} \text{ donc } n(C_8H_{15}O_3N) = 2,89 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$$

METHODE 4 : Savoir calculer la quantité de matière à partir de la masse volumique

■ Principe

Il est possible de calculer la quantité de matière à l'aide de la masse volumique :

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

Attention aux unités

n en mol, ρ (masse volumique) en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$, V (volume) en mL et M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$1,0 \text{ cm}^3 = 1,0 \text{ mL} \quad \text{et} \quad 1,0 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$$

Evidemment, cette formule se « redémontre » !

$$n = m/M$$

$$\rho = m/V \text{ donc } m = \rho \times V$$

On réinjecte ensuite l'expression de « m » dans la première formule :

$$n = \rho \times V / M \dots$$

■ Exemple : Etude d'une réaction entre le sodium et l'éthanol

On fait réagir 460 mg de sodium de formule Na avec un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'éthanol de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Déterminer les quantités de matière introduite en sodium et en éthanol.

Données : $M(\text{H}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masse volumique de l'éthanol : $\rho_{\text{éthanol}} = 0,79 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

Correction

Détermination de la quantité de matière en sodium : $n = \frac{m}{M} = \frac{460 \cdot 10^{-3}}{23,0}$.

$$n = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Détermination de la masse molaire de l'éthanol :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,00 + 16,0 = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Détermination de la quantité en éthanol : $n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,79 \times 100}{46,0}$

$$n = 1,71 \text{ mol.}$$

METHODE 5 : Savoir calculer la quantité de matière à partir du volume molaire

■ Principe

Le volume molaire, noté V_m , correspond au volume occupé par une mole de gaz. Il s'exprime L/mol. Il est indépendant de la nature du gaz, il ne dépend que de la température et de la pression.

Très important : à température et pression fixées, tous les gaz possèdent le même volume molaire.

Par exemple :

$$\text{à } T = 0^\circ\text{C} \text{ et } P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa} : V_m = 22,4 \text{ L/mol}$$

$$\text{à } T = 20^\circ\text{C} \text{ et } P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa} : V_m = 24,0 \text{ L/mol}$$

La quantité de matière n peut se calculer à l'aide de la relation suivante :

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

Attention aux unités

n en mol, V (volume) en L et V_m (volume molaire) en L/mol

■ Exemple : Le gazole

Un constituant du gazole est le cétane de formule brute $C_{16}H_{34}$.

Données : $M(C) = 12,0 \text{ g/mol}$, $M(H) = 1,00 \text{ g/mol}$

Volume molaire : $V_m = 24,0 \text{ L/mol}$

- Calculer la masse molaire du cétane
- Calculer la quantité de matière contenue dans une masse $m = 1,00 \text{ kg}$ de cétane.
- Calculer le volume que représente cette masse de cétane.

Correction

a) $M(C_{16}H_{34}) = 16 \times 12,0 + 34 \times 1,00 = 226 \text{ g/mol}$

b) $n = \frac{m}{M} = \frac{1,00 \cdot 10^3}{226}$ donc $n = 4,42 \text{ mol}$

c) $n = \frac{V}{V_m}$ donc $V = n \times V_m = 4,42 \times 24,0 = 106,2 \text{ L} \approx 1,1 \cdot 10^2 \text{ L}$

METHODE 6 : Comprendre la notion de concentration molaire

■ Principe

La concentration molaire d'une espèce chimique en solution est la quantité de matière de soluté présente par litre de solution. La concentration molaire d'une espèce chimique A se note C_A ou $[A]$, elle s'exprime en mol.L^{-1} .

$$C_{\text{espèce}} = \frac{n(\text{espèce})}{V_{\text{solution}}}$$

Attention aux unités

$C_{\text{espèce}}$ en mol.L^{-1} , $n(\text{espèce})$ en mol, V_{solution} en L.

La concentration massique et la concentration molaire sont liées par :

$$C_m = C \times M$$

Attention aux unités

C_m en g.L^{-1} , C en mol.L^{-1} et M en g.mol^{-1} .

Rappel de 2^{de}

La concentration massique d'une espèce chimique en solution est la masse de soluté présente par litre de solution. La concentration massique se note C_m , elle s'exprime en g.L^{-1} .

$$C_m = \frac{m(\text{espèce})}{V_{\text{solution}}}$$

Attention aux unités

C_m en g.L^{-1} , $m(\text{espèce})$ en g, V_{solution} en L.

Comme d'habitude, je vous fais l'affront de vous le répéter : vous apprenez par cœur la relation mathématique et vous n'oubliez pas ces chères UNITES !!! Voici quelques exemples pour faire travailler vos neurones... (Uniquement parce que vous êtes mon élève préféré bien sûr !)

■ Exemple 1 : Un café sucré

Afin de sucrer un café contenu dans une tasse de 50,0 mL, on introduit un sucre de masse $m = 3,0$ g. Le sucre est constitué majoritairement de saccharose de formule brute $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

- Calculer la masse molaire du saccharose.
- Calculer la quantité de matière introduite dans le café en saccharose.
- Calculer la concentration molaire en saccharose dans la tasse de café.

Donnée : masses molaires atomiques : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{H}) = 1,00 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Correction

$$\begin{aligned} \text{a) } M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) &= 12 \times M(\text{C}) + 22 \times M(\text{H}) + 11 \times M(\text{O}) \\ M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) &= 12 \times 12,0 + 22 \times 1,00 + 11 \times 16,0 \text{ donc } \mathbf{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ g.mol}^{-1}}. \end{aligned}$$

$$\text{b) } n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})} = \frac{3,0}{342} \text{ donc } \mathbf{n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}.$$

$$\text{c) } C_{\text{saccharose}} = \frac{n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{V_{\text{tasse}}} \text{ or } V_{\text{tasse}} = 50,0 \text{ mL} = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

$$C_{\text{saccharose}} = \frac{8,8 \cdot 10^{-3}}{5,0 \cdot 10^{-2}} \text{ donc } \mathbf{C_{\text{saccharose}} = 1,8 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}}.$$

■ Exemple 2 : Un sirop de menthe

Un sirop de menthe contient le colorant alimentaire bleu de patenté (E 131) et le colorant alimentaire jaune de tartrazine (E 102) lui conférant cette couleur