

Concentrations et quantité de matière

Une solution contient des molécules ou des ions dissous dans un solvant. Pour évaluer la quantité d'espèces dissoutes dans un volume donné de solution, on utilise la concentration massique ou la concentration molaire. Celle-ci fait référence à la mole, qui est l'unité de quantité de matière en chimie.

Qu'est ce que la masse molaire ?

Comment connaître la concentration d'une molécule dans une solution ?

1) Quantité de matière et mole :

Activité : La façon de compter des chimistes

1 De la concentration massique au nombre de molécules

Pour commencer (situation déclenchante)

Pour obtenir des performances optimales, les sportifs doivent surveiller leur glycémie (mesure de la quantité de glucose contenu dans le sang) : une glycémie trop basse est signe de fatigue. Ils sont donc régulièrement soumis à des analyses sanguines dont les résultats sont souvent exprimés en concentrations massiques (Fig. 1).

Glycémie à jeun 1,2 g/L
Cholestérol total 1,86 g/L

Fig. 1 Extrait d'une analyse sanguine.

Investigation

Un litre de sang prélevé contient-il plus de molécules de glucose que de molécules de cholestérol ?

Quelques idées (hypothèses)



Étude de document (recherche de validation)

Observer le tableau ci-dessous :

Formules	glucose	$C_6H_{12}O_6$
	cholestérol	$C_{27}H_{46}O$
Masses atomiques	carbone	$1,99 \times 10^{-23}$ g
	hydrogène	$1,66 \times 10^{-24}$ g
	oxygène	$2,65 \times 10^{-23}$ g

- Quel est le nombre de molécules de chaque espèce contenues dans un litre de sang prélevé (Fig. 1) ?
- La concentration massique est-elle un bon indicateur du nombre de molécules dans une solution ?

2 Du nombre de molécules à la mole

Pour commencer (situation déclenchante)

Les analyses sanguines mentionnent souvent deux concentrations différentes pour une espèce donnée : la concentration massique, qui s'exprime en g/L, et la concentration molaire, en mmol/L. L'unité « mmol/L » se lit « millimole par litre » et représente un millième de mole par litre.

Investigation

Que représente une mole ?

Quelques idées (hypothèses)

Voici une discussion entre quelques élèves :

- Nadia : « Mole, c'est le diminutif de molécules. »
- Dylan : « C'est forcément un paquet de molécules. »
- Sarah : « C'est une certaine masse... »

Étude de document (recherche de validation)

Glycémie à jeun 1,2 g/L 6,67 mmol/L
Cholestérol total 1,86 g/L 4,81 mmol/L

Fig. 2 Extrait d'une analyse sanguine présentant les deux concentrations.

- À l'aide de la figure 2, déterminer la masse d'une mole de glucose et celle d'une mole de cholestérol.
- En utilisant les résultats de la première partie, déduire :
 - le nombre de molécules dans une mole de glucose ;
 - le nombre de molécules dans une mole de cholestérol.
- Commenter le résultat obtenu.
- La concentration molaire constitue-t-elle un bon indicateur du nombre de molécules dans une solution ?

Pour conclure

Dans la vie de tous les jours, il est d'usage de compter les objets en les regroupant par paquets (boîtes de 6 ou 12 œufs, lots de 4 ou 12 yaourts...). Le chimiste procède de la même façon en regroupant les entités d'une même espèce chimique.

- Quelle définition peut-on donner à la mole ?
 - Quel nombre d'entités une mole contient-elle ?

$$1) M_g = 1,99 \times 10^{-23} \times 6 + 1,66 \times 10^{-24} \times 12 + 2,65 \times 10^{-23} \times 6 = 2,9832 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$1,2 / M_g = 4,02 \times 10^{21}$$

molécules de glucose par litre de sang

$$M_c = 1,99 \times 10^{-23} \times 27 + 1,66 \times 10^{-24} \times 46 + 2,65 \times 10^{-23} = 6,4016 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$1,86 / M_c = 2,9 \times 10^{21}$$

molécules de cholestérol par litre de sang. Donc il y a plus de molécules de glucose dans le sang.

- 2) La concentration massique n'est pas un bon indicateur du nombre de molécules dans une solution car ça dépend de la masse des molécules.

3) $1,2/0,00667 = 179,91 \rightarrow$ Une mole de glucose correspond à 179,91g de glucose.

$1,86/0,00481 = 389,69 \rightarrow$ une mole de cholestérol correspond à 389,69g de cholestérol.

4) a. $179,91 / M_g = 6 \times 10^{23} \rightarrow$ nombre de molécules de glucose dans une mole

b. $389,69 / M_c = 6 \times 10^{23} \rightarrow$ nombre de molécules de cholestérol dans une mole.

5) Les résultats obtenus précédemment sont identiques.

6) La concentration molaire est un bon indicateur du nombre de molécules dans une solution car une mole représente $6 \cdot 10^{23}$ molécules ; Dylan avait raison.

7) Une mole est un paquet de $6 \cdot 10^{23}$ molécules identiques.

● Pourquoi une nouvelle concentration ?

> Activité 1

Des solutions contenant des entités dissoutes d'espèces chimiques différentes, prises à la même concentration massique, ne contiennent pas le même nombre d'entités.

Pour lever la confusion, le chimiste préfère exprimer la concentration d'une solution en tenant compte du nombre d'entités dissoutes qu'elle contient : il utilise la **concentration molaire** exprimée en **mole par litre**, notée **mol/L** ou **mol · L⁻¹** (Fig. 1). Pour cela, il a défini une grandeur qui sert d'**unité** de comptage de la **quantité de matière** : la **mole**.

● L'unité de quantité de matière : la mole

> Activité 1

Pour dénombrer les atomes ou les molécules contenus dans un échantillon de matière, le chimiste les regroupe par paquets qu'il appelle **moles**.

Une **mole** d'entités est un « paquet » contenant **6,02 × 10²³** entités.

Ce nombre d'entités correspond au nombre d'atomes de carbone contenus dans 12 g de l'isotope 12 du carbone, et porte le nom de **constante d'Avogadro**, notée **N_A** :

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

Le chimiste passe ainsi du niveau **microscopique** (atome, ion et molécule isolés), dans lequel il ne peut effectuer aucune mesure, au niveau **macroscopique** (paquets d'atomes, d'ions, de molécules), dans lequel il peut mesurer les masses et les volumes correspondants (Fig. 2).

La **quantité de matière** d'une espèce chimique représente le nombre de moles contenues dans un échantillon de cette espèce. Par convention, elle est notée avec la lettre **n** et s'exprime en **mole**, de symbole « mol ».

Exemple

Un échantillon de saccharose représentant $n = 1,5$ mol contient :

$$N = n \cdot N_A = 1,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 9,03 \times 10^{23} \text{ molécules de saccharose.}$$

Conclusion : L'unité de quantité de matière est la mole (mol). Une mole d'entités chimiques contient N_A entités, où N_A est la constante d'Avogadro, qui vaut 6,02 × 10²³ mol⁻¹.

La quantité de matière n et le nombre d'entités N dans un échantillon sont reliés par la relation : N = n × N_A (n en mol, N_A en mol⁻¹ ; N sans unité)

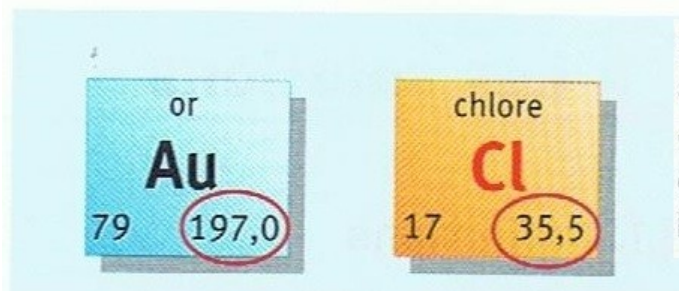
2) La masse molaire :

1) Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément à l'état naturel, c'est-à-dire compte tenu de tous ses isotopes et de leur abondance relative. Elle est notée M ; elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemple : Dans un échantillon d'atomes de chlore Cl à l'état naturel, on trouve 75,8% de l'isotope $^{35}_{17}\text{Cl}$ et 24,2% de l'isotope $^{37}_{17}\text{Cl}$. La masse molaire de l'élément chlore tient en compte de ces pourcentages :

$$M_{\text{Cl}} = 35 \times (75,8/100) + 37 \times (24,2/100) = \mathbf{35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$



Doc. 8. Extraits de la classification périodique. La masse molaire atomique indiquée est une valeur moyenne (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$), prenant en compte l'abondance relative des différents isotopes sur Terre.

2) Masse molaire moléculaire :

La **masse molaire moléculaire** M d'une molécule est la masse d'une mole de cette molécule. Elle s'obtient en effectuant la somme des masses molaires atomiques de chacun des atomes qui composent la molécule considérée. Elle s'exprime en **$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$** .

Exemple : Calculons la masse molaire moléculaire d'une molécule d'eau

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O})$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 1 \times 16$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = \mathbf{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

3) Quantité de matière et masse :

La quantité de matière n d'un échantillon de masse m d'entités chimiques de masse molaire M vaut :

$$m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \cdot M \text{ (g} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)} \text{ donc } \mathbf{n = m / M}$$

La masse molaire d'une espèce chimique permet donc de déterminer directement la quantité de matière d'un échantillon, par simple pesée.

3) Les solutions :

1) Définitions

Une solution est obtenue par dissolution d'une espèce chimique dans un solvant. Une fois dissoute, l'espèce chimique s'appelle soluté.

Lorsque le solvant est de l'eau, on obtient une solution aqueuse. Lorsque le soluté est une molécule, la solution est dite moléculaire. Lorsque le soluté est composé d'ions, la solution est dite ionique.

Exemple : Lorsqu'on dissout du saccharose (sucre) dans de l'eau, on obtient une solution aqueuse de saccharose ; il s'agit d'une solution moléculaire.

2) Espèces dissoutes

Avant la dissolution, on écrit la formule chimique en la faisant suivre de son état physique entre parenthèses : (s) pour les solides, (l) pour les liquides et (g) pour les gaz. Si le solvant est l'eau, alors la formule des espèces est suivie de (aq).

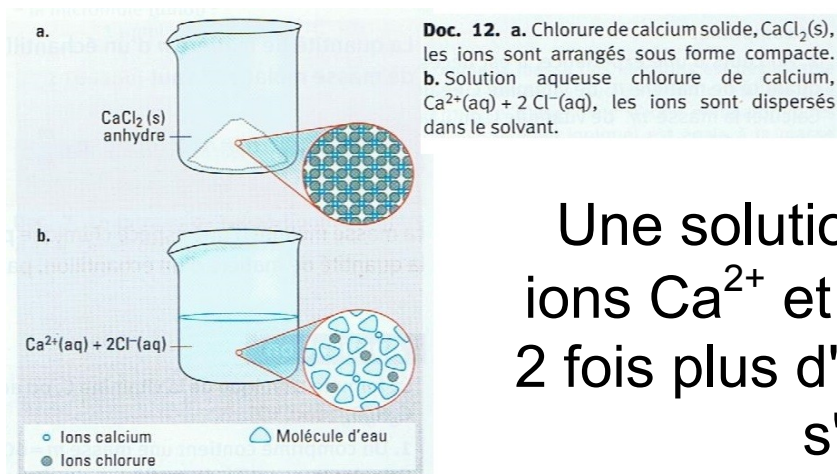
a) Soluté moléculaire :

Après dissolution, les molécules se retrouvent dispersées dans le solvant.

Exemple : Le saccharose est un solide de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$ (s). Une solution aqueuse de saccharose s'écrit $C_{12}H_{22}O_{11}$ (aq).

b) Soluté ionique :

Une solution ionique est électriquement neutre. Cela implique l'égalité du nombre de charges positives et négatives dans la solution, ce dont tient compte l'écriture de la solution ionique et du composé ionique.



Une solution de chlorure de calcium contient les ions Ca^{2+} et Cl^{-} . La neutralité est respectée si il y a 2 fois plus d'ions Cl^{-} que d'ions calcium. La solution s'écrit : $Ca^{2+}(aq) + 2Cl^{-}(aq)$.

3) Les concentrations :

a) Concentration massique :

La **concentration massique** C_m d'une solution est le quotient de la masse m de soluté sur le volume V de la solution.

$$C_m = \frac{m}{V} \quad \left| \begin{array}{l} C_m \text{ en g} \cdot \text{L}^{-1} \\ m \text{ en g} \\ V \text{ en L} \end{array} \right.$$

On en déduit $m = C_m \cdot V$.

b) Concentration molaire :

La **concentration molaire** C d'une solution est le quotient de la quantité de matière n de soluté sur le volume V de la solution.

$$C = \frac{n}{V} \quad \left| \begin{array}{l} C \text{ en mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ n \text{ en mol} \\ V \text{ en L} \end{array} \right.$$

On en déduit $n = C \cdot V$.

4) Détermination expérimentale d'une concentration :

1) Dilution d'une solution :

Diluer une solution, c'est diminuer sa concentration par ajout de solvant. En pratique, réaliser une dilution consiste à prélever un volume V_0 de solution-mère de concentration c_0 , puis à ajouter un solvant de façon à obtenir un volume V_1 de solution-fille de concentration c_1 . La relation entre les grandeurs caractéristiques des deux solutions découlent du principe de conservation de la matière. Elles sont reliés par la relation suivante :

$$n_{\text{solution-mère prélevée}} = n_{\text{solution-fille préparée}}$$
$$c_0 \cdot V_0 = c_1 \cdot V_1$$

Exemple

Pour préparer 100 mL d'une solution-fille de saccharose de concentration molaire c_1 égale à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à partir d'une solution-mère aqueuse S_0 de concentration molaire c_0 égale à $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, il faut prélever un volume V_0 de S_0 égal à :

$$V_0 = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_0} = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3}}{1,0 \times 10^{-1}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ L} = 10 \text{ mL.}$$

2) Dosage :

→ fiche T.P. : Dosage d'un acide fort par une base forte.

Conclusion :

Un dosage est une technique pour déterminer de façon précise la concentration d'une espèce chimique en solution (solution titrée) grâce à une autre solution de concentration connue (solution titrante).

3) De la couleur à la concentration :

→ fiche T.P. : De la couleur à la concentration.

Conclusion :

La couleur d'une solution contenant un ou plusieurs espèces chimiques colorées est un indicateur de la concentration de celle(s)-ci.

En comparant la couleur d'une solution d'espèce coloré de concentration inconnue à celle d'une échelle de teinte (ensemble de solutions contenant la même espèce chimique à des concentrations différentes),

on peut déterminer un encadrement à la concentration inconnu. Cette méthode par comparaison ne peut être appliquée que dans le cas d'espèces colorées.

5) Bilan

1 Savoir définir et utiliser la concentration molaire et la quantité de matière

- La **quantité de matière**, exprimée en **mole** (mol), est une grandeur proportionnelle au nombre d'entités contenues dans un échantillon.
- Une mole représente un paquet contenant un nombre d'entités égal à $6,02 \times 10^{23}$ (**nombre d'Avogadro**).
- La **concentration molaire** d'une espèce chimique dans une solution se calcule en divisant la quantité de matière n de cette espèce chimique dissoute par le volume V de la solution :

$c = \frac{n}{V}$	c en mole par litre ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) n en mole (mol) V en litre (L)
-------------------	---

2 Savoir déterminer et mesurer des quantités de matière

- La **masse molaire atomique** (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) d'un atome est la masse d'une mole de cet atome.
- La **masse molaire moléculaire** (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) d'une espèce chimique se calcule par addition des masses molaires atomiques de tous les atomes qui la composent.
- La masse m d'un échantillon, contenant une seule espèce chimique de masse molaire M , et sa quantité de matière n sont reliées par :
- Les concentrations molaires c et massique c_m d'une espèce chimique en solution sont reliées par :

$n = \frac{m}{M} \text{ et } m = n \cdot M$	n en mole (mol) m en gramme (g) M en gramme par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)
---	---

$c_m = c \cdot M$	c_m en gramme par litre ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) c en mole par litre ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) M en gramme par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)
-------------------	---

3 Savoir préparer des solutions par dilution

- Le volume de solution-mère à prélever pour préparer un volume précis de solution-fille de concentration donnée se détermine en appliquant le **principe de conservation de la matière**.
- La préparation de solutions par **dilution** nécessite l'usage de verreries précises : **pipettes jaugées** pour les prélèvements et **fioles jaugées** pour les contenants.