

1 Mole et masse molaire

a. Mole

- La mole, de symbole mol, est l'unité de quantité de matière d'une entité élémentaire, qui peut être un atome, une molécule, un ion, une particule, etc. Une mole d'entités contient $6,02 \times 10^{23}$ entités.
- Le nombre d'entités par mole est appelé **constante d'Avogadro** $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (doc. 1).

Exemple

2,00 mol de saccharose contiennent $2,00 \times 6,02 \times 10^{23}$, soit $1,20 \times 10^{24}$ molécules de saccharose.

b. Masse molaire atomique

La **masse molaire atomique**, notée M , d'un atome est la **masse par mole de cet atome**. Son unité est le gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Sa valeur est donnée dans le tableau périodique des éléments.

► [Rabat VI](#)

Exemple

La masse d'une mole d'atomes d'oxygène est 16,0 g, donc la masse molaire de l'oxygène est $M_O = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ (doc. 2).

c. Masse molaire moléculaire

La **masse molaire moléculaire** d'une molécule est la **masse par mole de cette molécule**. On peut la calculer en additionnant les masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Exemple

Le glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ contient 6 atomes de carbone C, 12 atomes d'hydrogène H et 6 atomes d'oxygène O. Sa masse molaire est $M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 M_C + 12 M_H + 6 M_O$ soit $M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

► [Exercice 48 p. 30](#)



6,02 × 10²³ entités

Doc. 1 Une mole est un « paquet » de $6,02 \times 10^{23}$ entités identiques.

	Oxygène	Nom
	O	Symbole
Numéro atomique	8	
	16,0	Masse molaire atomique ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Doc. 2 Case du tableau périodique.

Remarque : les électrons étant beaucoup plus légers que les nucléons, la masse molaire d'un ion est égale à celle de l'atome ou des atomes qui le constituent.

2 Quantité de matière d'un solide ou d'un liquide

a. Quantité de matière et masse d'un corps pur

Un échantillon d'une espèce chimique a une masse m et on note n la quantité de matière de l'espèce chimique dans l'échantillon.

Par définition, la masse molaire M de cette espèce s'écrit (doc. 3) :

$$M = \frac{m}{n}$$

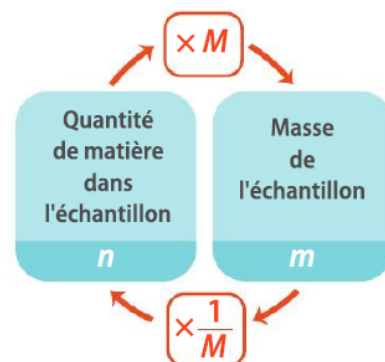
M en grammes par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
 m en grammes (g)
 n en moles (mol)

L'égalité des produits en croix donne les relations : $n = \frac{m}{M}$ et $m = nM$.

Exemple

La quantité de matière de glucose n contenue dans $m = 6,0$ g de glucose de masse molaire $M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ est :

$$n = \frac{m}{M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}} = \frac{6,0}{180,0} = 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol}$$



Doc. 3 M est le coefficient de proportionnalité entre n et m .

b. Quantité de matière et volume d'un corps pur

Soit une espèce chimique de masse molaire M et dont la masse volumique est ρ lorsqu'elle est pure (doc. 4).

Un échantillon de volume V de cette espèce chimique a une masse :
$$m = \rho V$$

La quantité de matière de l'espèce dans l'échantillon s'obtient ensuite à l'aide de la masse molaire.

Exemple

La masse volumique de l'éthanol $C_2H_6O_{(l)}$ est $\rho = 789 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ et sa masse molaire est $M_{C_2H_6O} = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

La masse de $V = 12 \text{ mL}$ d'éthanol est $m = \rho V = 789 \times 12 \times 10^{-3} = 9,5 \text{ g}$.

La quantité de matière d'éthanol dans 12 mL d'éthanol est donc :

$$n = \frac{m}{M_{C_2H_6O}} = \frac{9,5}{46,0} = 0,21 \text{ mol}$$

c. Prélever une quantité de matière

Aucun appareil ne mesure directement une quantité de matière. En général, on pèse les solides (doc. 5) et on mesure un volume pour les liquides (doc. 6).

Pour prélever une quantité de matière donnée d'une espèce pure :
– soit on **mesure sa masse**, et le calcul de la masse à peser utilise la masse molaire de l'espèce chimique ;
– soit on **mesure son volume**, et le calcul du volume à prélever utilise la masse molaire et la masse volumique de l'espèce chimique.

Exemples

• Pour prélever $n = 0,021 \text{ mol}$ de glucose dont la masse molaire est $M_{C_6H_{12}O_6} = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, la masse de glucose à peser est :

$$m = nM_{C_6H_{12}O_6} = 0,021 \times 180,0 = 3,8 \text{ g}$$

• Pour prélever $n' = 0,53 \text{ mol}$ d'éthanol (de masse volumique $\rho = 789 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ et de masse molaire $M_{C_2H_6O} = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$), la masse d'éthanol à prélever est :

$$m' = n'M_{C_2H_6O} = 0,53 \times 46,0 = 24 \text{ g}$$

Le volume d'éthanol à prélever est donc :

$$V' = \frac{m'}{\rho} = \frac{24}{789} = 3,1 \times 10^{-2} \text{ L} \quad \text{soit } V' = 31 \text{ mL}.$$

d. Quantités de matière dans un mélange

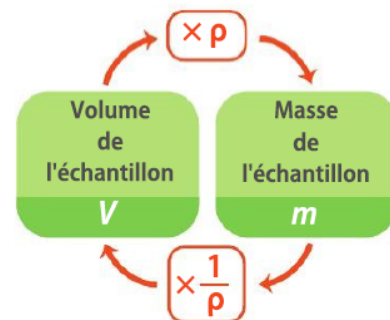
Soit un mélange de solides ou de liquides, dont on connaît la composition en masse ou en volume.

La **quantité de matière** d'une espèce chimique du mélange se calcule comme si elle était pure.

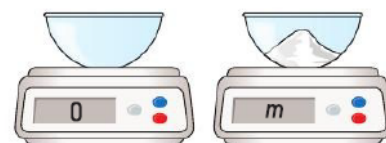
Exemple

Le carburant 95-E10 (doc. 7) est un liquide qui peut contenir jusqu'à 10 % en volume d'éthanol (de masse volumique $\rho = 789 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ et de masse molaire $M_{C_2H_6O} = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Un volume de liquide de 50 mL contient donc un volume d'éthanol $V = \frac{10}{100} \times 50 = 5,0 \text{ mL}$.

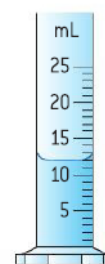
La masse d'éthanol correspondante est $m = \rho V = 789 \times 5,0 \times 10^{-3} = 3,9 \text{ g}$, soit une quantité de matière $n = \frac{m}{M_{C_2H_6O}} = \frac{3,9}{46,0} = 8,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$.



Doc. 4 ρ est le coefficient de proportionnalité entre V et m .



Doc. 5 Prélèvement par pesée : ne pas oublier de tarer le récipient.



Doc. 6 Prélèvement par mesure d'un volume.



Doc. 7 Carburant 95-E10. Depuis octobre 2018, un nouvel étiquetage européen est mis en place.

3 Quantité de matière d'un gaz

a. Volume molaire

Loi d'Avogadro-Ampère : deux volumes égaux de gaz différents, dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent la même quantité de matière (doc. 8 et 9).

Le volume molaire des gaz V_m est le volume par mole de gaz quel que soit le gaz pour une température et une pression données. Son unité est le litre par mole ($L \cdot mol^{-1}$).

Exemples

Pression	Pression atmosphérique P_{atm}		$2P_{atm}$
Température	$0\text{ }^\circ\text{C}$	$25\text{ }^\circ\text{C}$	$25\text{ }^\circ\text{C}$
Volume molaire des gaz	$22,4\text{ L} \cdot mol^{-1}$	$24,5\text{ L} \cdot mol^{-1}$	$12,2\text{ L} \cdot mol^{-1}$

b. Quantité de matière d'un gaz

Un échantillon de gaz a un volume V et on note n la quantité de matière de l'espèce chimique gazeuse dans l'échantillon.

Par définition, le volume molaire V_m des gaz s'écrit :

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

V_m en litres par mole ($L \cdot mol^{-1}$)
 V en litres (L)
 n en moles (mol)

L'égalité des produits en croix donne les relations (doc. 10) :

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \text{et} \quad V = nV_m$$

Exemple

Le volume molaire de l'air dans un ballon de football est $V_m = 12,2\text{ L} \cdot mol^{-1}$. Ce ballon de volume $V = 5,6$ litres (doc. 11) contient donc :

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{5,6}{12,2} = 0,46\text{ mol d'air}$$

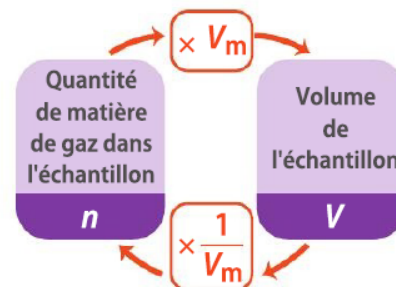
↳ Exercice 41 p. 29



Doc. 8 Amedeo Avogadro (1776-1856).



Doc. 9 André-Marie Ampère (1775-1836).



Doc. 10 V_m est le coefficient de proportionnalité entre n et V .



Doc. 11 Un ballon de football contient 0,46 mol d'air.

4 Concentration d'une solution

a. Concentration en quantité de matière

La concentration en quantité de matière ou concentration molaire (ou concentration tout court) c d'une solution est le quotient de la quantité de matière n de soluté dissous par le volume V de solution :

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

c en moles par litre ($mol \cdot L^{-1}$)
 n en moles (mol)
 V en litres (L)

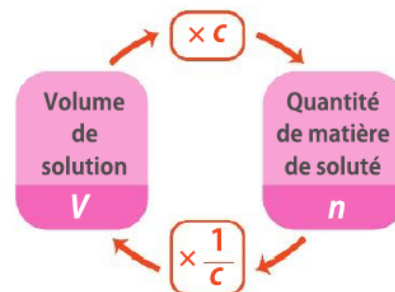
L'égalité des produits en croix donne les relations (doc. 12) :

$$V = \frac{n}{c} \quad \text{et} \quad n = cV.$$

Exemple

L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 . Un volume $V = 100\text{ mL}$ d'eau oxygénée de concentration $c_1 = 1,0\text{ mol} \cdot L^{-1}$ contient une quantité de matière de peroxyde d'hydrogène :

$$n_1 = c_1 V = 1,0 \times 100 \times 10^{-3} = 0,10\text{ mol}$$



Doc. 12 c est le coefficient de proportionnalité entre V et n .

b. Concentrations en masse et en quantité de matière

Soit un soluté de masse molaire M .

La concentration en quantité de matière c de ce soluté dans une solution et sa concentration en masse C_m sont liées par :

$$c = \frac{C_m}{M} \quad \text{ou encore} \quad C_m = cM$$

c. Préparation d'une solution par dissolution

On veut préparer une solution de concentration c en dissolvant un soluté dans un solvant. Le volume de solution à préparer est V . La masse molaire du soluté est M (doc. 13). ▶ Fiche 13 p. 439

Pour préparer une solution par **dissolution**, on doit connaître la masse m de soluté à dissoudre dans le solvant.

- On calcule la quantité de matière de soluté à dissoudre : $n = cV$.
- On en déduit la masse de soluté à prélever : $m = nM$.

Exemple

On souhaite préparer $V = 50$ mL d'une solution de glucose $C_6H_{12}O_6$ (de masse molaire $M_{C_6H_{12}O_6} = 180,0$ g·mol⁻¹) de concentration $c = 0,20$ mol·L⁻¹. La quantité de matière de glucose à introduire dans la solution est :

$$n = cV = 0,20 \times 50 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Il faut donc peser une masse de glucose :

$$m = nM_{C_6H_{12}O_6} = 1,0 \times 10^{-2} \times 180 = 1,8 \text{ g}$$

d. Préparation d'une solution par dilution

On veut préparer une solution de concentration c_1 en diluant une solution mère de concentration c_0 . Le volume de solution fille à préparer est V_1 (doc. 14). ▶ Fiche 13 p. 439

Pour préparer une solution par **dilution**, on doit connaître le volume de solution mère V_0 à prélever.

- On calcule la quantité de matière de soluté à introduire dans la solution fille : $n = c_1V_1$.
- Lors de la dilution, on n'ajoute ni n'enlève de soluté à la solution. Donc la quantité de matière de soluté dans la solution fille est égale à celle dans le prélèvement.
- Le volume de solution mère qui contient cette quantité de matière n de soluté est $V_0 = \frac{n}{c_0}$.
- Le volume de solution mère à prélever est donc $V_0 = \frac{c_1V_1}{c_0}$.

Exemple

On dispose d'une solution de chlorure de sodium de concentration $c_0 = 5,0 \times 10^{-2}$ mol·L⁻¹. On veut préparer $V_1 = 100$ mL d'une solution de concentration $c_1 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol·L⁻¹.

La quantité de matière de soluté à introduire dans la solution fille est

$$n = c_1V_1 = 1,0 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Le volume de solution mère à prélever est donc :

$$V_0 = \frac{n}{c_0} = \frac{c_1V_1}{c_0} = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{5,0 \times 10^{-2}} = 20 \times 10^{-3} \text{ L, soit } V_0 = 20 \text{ mL}$$

▶ Exercices 43 et 46 p. 29

Démonstration

La quantité de matière de soluté dissous dans un volume V de solution est $n = cV$.

La masse de soluté correspondante est $m = nM$.

La concentration en masse de la solution est donc $C_m = \frac{m}{V} = \frac{n}{V}M$, soit $C_m = cM$.

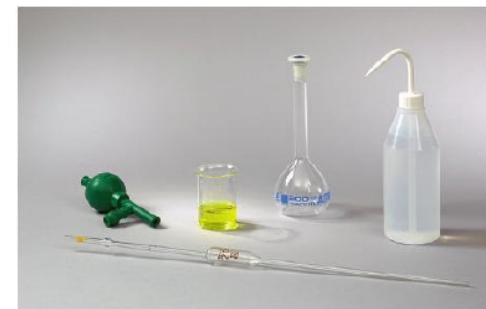
Vocabulaire

- Dans toute la suite, quand il sera question de **concentration** tout court, il s'agit de la « concentration en quantité de matière », en mol·L⁻¹.
Lorsqu'il s'agira de concentration en masse, en g·L⁻¹, cela sera précisé.



Doc. 13 Matériel nécessaire pour une dissolution.

Conseil : ce raisonnement doit être refait à chaque fois, il ne faut surtout pas retenir des « formules » par cœur !



Doc. 14 Matériel nécessaire pour une dilution.

CALCULER UNE MASSE MOLAIRE

La **masse molaire des atomes** se trouve dans le tableau périodique des éléments.

[▶ Rabat VI](#)

Lithium	Nom de l'élément
Li	Symbole de l'élément
3 6,9	Masse molaire en g·mol ⁻¹

La **masse molaire d'une molécule (ou d'un ion)** est la somme des masses molaires des atomes qui la constituent.

QUANTITÉ DE MATIÈRE ET MASSE

La **masse molaire M** d'une espèce (atome, molécule, ion) est la masse par mole de cette espèce (atome, molécule, ion).

$$M = \frac{m}{n}$$

M : **masse molaire de l'espèce chimique** en grammes par mole (g·mol⁻¹)

m : masse de l'espèce chimique dans l'échantillon en grammes (g)

n : quantité de matière de l'espèce chimique dans l'échantillon en moles (mol)

QUANTITÉ DE MATIÈRE ET VOLUME D'UN GAZ

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

V_m : **volume molaire des gaz** en litres par mole (L·mol⁻¹)

V : volume de gaz dans l'échantillon en litres (L)

n : quantité de matière de l'espèce chimique gazeuse dans l'échantillon en moles (mol)

QUANTITÉ DE MATIÈRE DE SOLUTÉ DISSOUS ET VOLUME DE SOLUTION

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

c : **concentration de la solution** en moles par litre (mol·L⁻¹)

n : quantité de matière de soluté dissous dans un échantillon de solution en moles (mol)

V : volume de l'échantillon de solution en litres (L)

Dilution et dissolution [▶ Fiche 13 p. 439](#)