

I Rappel de seconde : qu'est-ce que la mole ?

1) Définition de la mole

Un échantillon de matière à notre échelle contient un très grand nombre d'atomes. Pour éviter d'utiliser des grands nombres, les chimistes ont créé une unité de mesure plus adaptée à notre échelle :

Grandeur	Notation de la grandeur	Unité de mesure	Symbole de l'unité	Exemple
				n = 3,6 mol

La millimole (1 mmol = 10⁻³ mol) et la micromole (1 μmol = 10⁻⁶ mol) sont des sous-multiples de la mole.

Ce nombre est appelé Il est noté

$$N_A = \dots\dots\dots$$



Il s'agit du nombre d'atomes, par exemple, pour une mole, donc par mole. Son unité est donc « », soit « ». Or « atomes » n'est pas une unité. L'unité de la constante d'Avogadro est donc « ».

2) Relation entre quantité de matière et nombre d'entités

La relation entre la **quantité de matière n** d'un échantillon et le **nombre N d'entités** qu'il comporte est une relation de proportionnalité :

	n : quantité de matière de l'échantillon en mole (mol) N : nombre d'entités dans l'échantillon (sans unité) $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
--	--

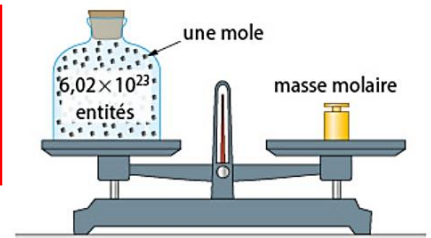


II Masse molaire d'une espèce chimique

1) Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est

Elle se note et son unité est le
(symbole :).



Une mole d'oxygène contient (par définition) $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'oxygène.

Un atome d'oxygène pèse $2,66 \times 10^{-23}$ g.

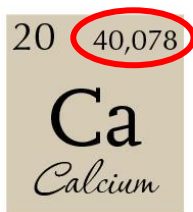
Par conséquent, une mole d'oxygène ($6,02 \times 10^{23}$ atomes) pèse :

La masse molaire de l'atome d'oxygène vaut :

La masse molaire est liée à la masse de l'entité $m_{\text{entité}}$ qui compose cette espèce chimique et à la constante d'Avogadro N_A :



M : masse molaire de l'espèce en gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
 $m_{\text{entité}}$: masse de l'entité en gramme (g)
 $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$



Pour ne pas revenir à chaque fois à l'échelle microscopique pour calculer des masses molaires atomiques, celles-ci sont répertoriées dans le tableau périodique.

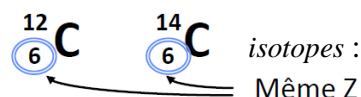
Exemples des masses molaires courantes :

Élément chimique	Masse molaire
Hydrogène	$M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Carbone	$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Azote	$M(\text{N}) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Oxygène	$M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Chlore	$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice : Calculer la masse d'un atome d'azote :

.....

La masse molaire atomique d'un élément tient compte de l'abondance naturelle des différents qui constituent l'élément.

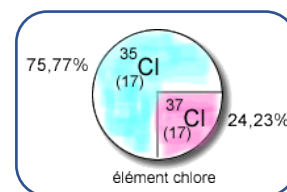


Exemple : L'élément chlore se trouve dans la nature essentiellement sous la forme de deux isotopes :

- 75,77 % de chlore 35 avec $M({}_{17}^{35}\text{Cl}) = 35,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- 24,23 % de chlore 37 avec $M({}_{17}^{37}\text{Cl}) = 37,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La masse molaire de l'élément chlore est une moyenne des masses molaires de ses deux isotopes.

$M(\text{Cl}) = \dots\dots\dots$



2) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une espèce est

Elle se calcule en additionnant les masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

Exemple : masse molaire de l'éthanol de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

L'éthanol est composé de 2 atomes de carbone, de 6 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.

La masse molaire de l'éthanol se calcule ainsi :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O})$$

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



Exercices : Calculer la masse molaire moléculaire des espèces suivantes :

- dioxyde de carbone : $M(\text{CO}_2) = \dots\dots\dots$
 - butane : $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \dots\dots\dots$
 - acide nitrique : $M(\text{HNO}_3) = \dots\dots\dots$
 - fructose : $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \dots\dots\dots$
-

Remarque : Dans le cas d'un ion, la masse des électrons perdus ou gagnés est négligeable par rapport à la masse de l'atome. La masse molaire d'un ion est considérée comme égale à celle de l'atome (ou des atomes) qui le constitue(nt).

Exemples : $M(\text{Cu}^{2+}) = \dots\dots\dots$

$M(\text{SO}_4^{2-}) = \dots\dots\dots$

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

La quantité de matière est indispensable au chimiste. Or, il n'existe pas d'appareil de laboratoire permettant une mesure **directe** de sa valeur. Il faut donc la calculer à partir d'une autre mesure réalisable.

1) Calcul à partir de la masse (pour tous les états)

La quantité de matière n d'une espèce chimique de masse m et de masse molaire M est donnée par la relation :



- n** : quantité de matière en mole (mol)
- m** : masse en gramme (g)
- M** : masse molaire en gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Exercices :

a) Calculer la quantité de matière contenue dans 22,5 g d'aspirine de masse molaire : $M = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

.....

b) Calculer la quantité de matière contenue dans 1,8 g de vanilline de formule $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$.

.....

.....

c) Calculer la masse correspondant à $1,5 \times 10^{-2}$ mol de linalol, de formule $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$.

.....

.....

.....

2) Calcul à partir du volume (pour les liquides purs)

Pour un liquide pur, il est plus facile de mesurer son volume que de peser sa masse.

Dans ce cas, on utilise la masse volumique ρ du liquide qui se calcule par l'expression :

La masse d'un liquide est alors : $m = \dots\dots\dots$ En remplaçant dans la formule précédente, on obtient :



- n** : quantité de matière en mole (mol)
- ρ** : masse volumique en gramme par millilitre ($\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$)
- V** : volume du corps pur liquide en millilitre (mL)
- M** : masse molaire en gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Exercices :

a) L'éthanol est un liquide de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ et de masse volumique $\rho = 0,79 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calculer la quantité de matière contenue dans un volume de 500 mL d'éthanol.

.....

.....

.....

b) Calculer la quantité de matière contenue dans 1,0 L d'eau ($\rho = 1,0 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$).

.....

.....

.....

c) L'acide palmitique $\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}_2$, de masse molaire $M = 256,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ est un des acides gras de l'huile de palme. Sa masse volumique vaut $\rho = 0,85 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calculer le volume de $2,50 \times 10^{-2}$ mol de cet acide.

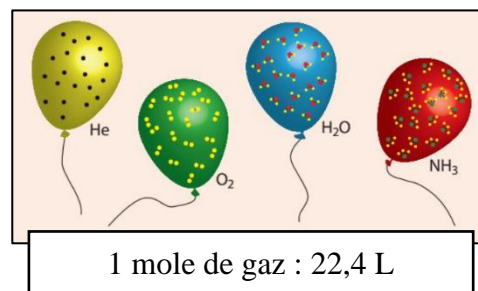
.....

IV Quantité de matière pour un gaz

1) Volume molaire d'un gaz

Dans les mêmes conditions de température et de pression, une mole de gaz occupe un volume précis qui ne dépend pas de la nature du gaz. Il s'agit du

Cela signifie que, à température et pression fixées,



Le volume molaire est

Le volume molaire ne dépend que de la température et de la pression, il est le même pour tous les gaz.

- Dans les « conditions normales de température et de pression », CNTP en abrégé :
 $T = 0^{\circ}\text{C}$ et $P = 1,013 \text{ bar}$, le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Pour $T = 25^{\circ}\text{C}$ et $P = 1,013 \text{ bar}$, $V_m = 24,5 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$. S'il fait plus chaud, le gaz prend plus de place.
- Pour $T = 25^{\circ}\text{C}$ et $P = 2,026 \text{ bar}$, $V_m = 12,2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$. Si la pression augmente, le gaz prend moins de place.

2) Calcul de la quantité de matière d'un gaz

La quantité de matière n d'un gaz de volume V est donnée par la relation :



n : quantité de matière en mole (mol)
 V : volume du gaz en litre (L)
 V_m : volume molaire en litre par mole ($\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Exercices : On prendra comme volume molaire $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$, dans les conditions normales.

a) Calculer la quantité de matière de 40 L de méthane gazeux.

.....

b) Calculer le volume de $4,8 \times 10^{-2}$ mol de dioxyde de carbone.

.....

c) Calculer la masse correspondant à 300 mL de diazote de formule N_2 .

.....

.....

.....

Pour résumer :

Pour tous les états

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

m : masse en g

M : masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Pour les liquides purs

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

ρ : masse volumique en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$

V : volume du liquide en mL

M : masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Pour les gaz

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

V : volume du gaz en L

V_m : volume molaire en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$