

	Première Spécialité	Thème : Constitution et transformations de la matière	Cours	
	Chapitre 2 : La quantité de matière			

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 : la **mole**.

La mole est l'unité de la quantité de matière. Son symbole est « mol ».

Grandeur	Notation de la grandeur	Unité de mesure	Symbole de l'unité	Exemple
quantité de matière	n	mole	mol	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.

Une **mole** d'entités chimiques (atomes, molécules, ions) est la quantité de matière d'une espèce contenant **6,02 × 10²³** entités.

Ce nombre est appelé **constante d'Avogadro**. Il est noté **N_A**.

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



Il s'agit du nombre d'atomes, par exemple, pour une mole, donc par mole. Son unité est donc « atomes/mol », soit « atomes.mol⁻¹ ». Or « atomes » n'est pas une unité.

L'unité de la constante d'Avogadro est donc « mol⁻¹ ».

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 :

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

n : quantité de matière de l'échantillon en mole (mol)
N : nombre d'entités dans l'échantillon (sans unité)
N_A = 6,02 × 10²³ mol⁻¹



II Masse molaire d'une espèce chimique

1) Masse molaire atomique

La **masse molaire** atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément, pris à l'état naturel.

Elle se note **M** et son unité est le gramme par mole (symbole : **g.mol⁻¹**).

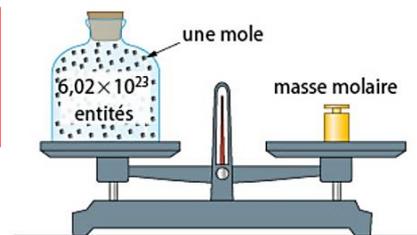
Une mole d'oxygène contient (par définition) 6,02 × 10²³ atomes d'oxygène.

Un atome d'oxygène pèse 2,66 × 10⁻²³ g.

Par conséquent, une mole d'oxygène (6,02 × 10²³ atomes) pèse :

$$6,02 \times 10^{23} \times 2,66 \times 10^{-23} = \underline{16,0 \text{ g}}$$

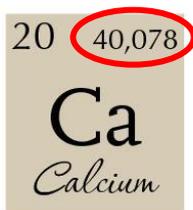
La masse molaire de l'atome d'oxygène vaut : **M(O) = 16,0 g.mol⁻¹**



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 :

$$M = m_{\text{entité}} \times N_A$$

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.

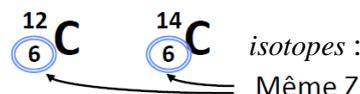
Exemples des masses molaires courantes :

Elément 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 :

$$m = \frac{M}{N_A} = \frac{14,0}{6,02 \times 10^{23}} = \underline{2,33 \times 10^{-23} \text{ g}}$$

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

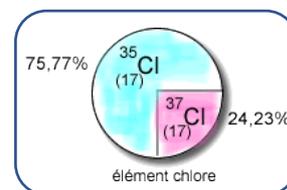


Exemple : L'élément chlore se trouve dans la nature essentiellement sous la forme de deux isotopes :

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

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

$$M(\text{Cl}) = \frac{75,77}{100} \times 35,0 + \frac{24,23}{100} \times 37,0 = \underline{35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$$



2) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une espèce est la masse d'une mole de ses molécules. 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 : $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = \underline{44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$
- butane : $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times M(\text{C}) + 10 \times M(\text{H}) = 4 \times 12,0 + 10 \times 1,0 = \underline{58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$
- acide nitrique : $M(\text{HNO}_3) = M(\text{H}) + M(\text{N}) + 3 \times M(\text{O}) = 1,0 + 14,0 + 3 \times 16,0 = \underline{63,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$
- fructose : $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O})$
 $= 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = \underline{180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$

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 : $M(\text{Cu}^{2+}) = M(\text{Cu}) = \underline{63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$

$$M(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 32,1 + 4 \times 16,0 = \underline{96,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$$

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 :

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

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 : $M = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Quantité de matière d'aspirine : $n = \frac{m}{M} = \frac{22,5}{180,0} = \underline{0,125 \text{ mol}}$

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

• **Masse molaire de la vanilline :**

$$M(\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3) = 8 \times M(\text{C}) + 8 \times M(\text{H}) + 3 \times M(\text{O}) = 8 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 3 \times 16,0 = 152,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

• **Quantité de matière de vanilline : $n = \frac{m}{M} = \frac{1,8}{152,0} = 0,012 \text{ mol} = \underline{1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}}$**

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

• **Masse molaire du linalol :**

$$M(\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}) = 10 \times M(\text{C}) + 18 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 10 \times 12,0 + 18 \times 1,0 + 16,0 = 154,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

• **Masse de linalol : $m = n \times M = 1,5 \times 10^{-2} \times 154,0 = \underline{2,3 \text{ g}}$**

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 : $\rho = \frac{m}{V}$.

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

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

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.

• **Masse molaire de l'éthanol :**

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

• **Quantité de matière d'éthanol : $n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,79 \times 500}{46,0} = \underline{8,6 \text{ mol}}$**

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

• **Masse molaire de l'eau : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$**

$$\rho = 1,0 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1} = 1\,000 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

• **Quantité de matière d'eau : $n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{1\,000 \times 1,0}{18,0} = \underline{56 \text{ mol}}$**

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.

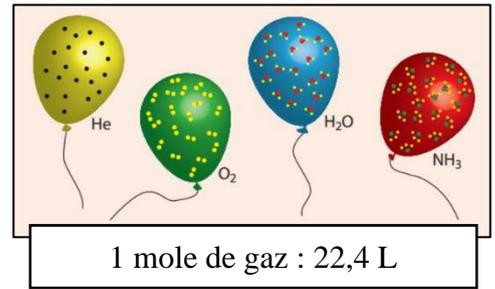
Volume d'acide palmitique : $V = \frac{n \times M}{\rho} = \frac{2,5 \times 10^{-2} \times 256,0}{0,85} = \underline{7,5 \text{ mL}}$

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 **volume molaire du gaz**.

Cela signifie que, à température et pression fixées, TOUS les gaz ont le même volume molaire !



Le volume molaire est le volume occupé par une mole de gaz, pour une température et une pression données. Il se note V_m et se mesure en $L \cdot mol^{-1}$. Sa valeur est la même pour tous les gaz.

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 :
 $T = 0^\circ C$ et $P = 1,013 \text{ bar}$, le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot mol^{-1}$.
- Pour $T = 25^\circ C$ et $P = 1,013 \text{ bar}$, $V_m = 24,5 \text{ L} \cdot mol^{-1}$. S'il fait plus chaud, le gaz prend plus de place.
- Pour $T = 25^\circ C$ et $P = 2,026 \text{ bar}$, $V_m = 12,2 \text{ L} \cdot mol^{-1}$. 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 :

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

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

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

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

Quantité de matière de méthane : $n = \frac{V}{V_m} = \frac{40}{22,4} = 1,8 \text{ mol}$

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

Volume de dioxyde de carbone : $V = n \times V_m = 4,8 \times 10^{-2} \times 22,4 = 1,1 \text{ L}$

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

- **Quantité de matière de diazote : $n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,300}{22,4} = 1,34 \times 10^{-2} \text{ mol}$**
- **Masse molaire du diazote : $M(N_2) = 2 \times M(N) = 2 \times 14,0 = 28,0 \text{ g} \cdot mol^{-1}$**
- **Masse de diazote : $m = n \times M = 1,34 \times 10^{-2} \times 28,0 = 0,375 \text{ g}$**

Pour résumer :

Pour tous les états

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

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

Pour les liquides purs

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

ρ : masse volumique en $g \cdot mL^{-1}$
 V : volume du liquide en mL
 M : masse molaire en $g \cdot mol^{-1}$

Pour les gaz

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

V : volume du gaz en L
 V_m : volume molaire en $L \cdot mol^{-1}$