



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. Les chimistes ont créé une unité de mesure plus adaptée à notre échelle. **La mole est l'unité de la quantité de matière. Son symbole est « mol ».**

Une mole d'entités chimiques (atomes, molécules, ions) est la quantité de $6,02 \times 10^{23}$ 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. Soit « 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 d'entités** qu'il comporte est une relation de proportionnalité :

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) $6,02 \times 10^{23}$ 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 :

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

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

$$M = m_{\text{entité}} \times N_A$$

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

20	40,078
Ca	
Calcium	

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
Hydrogène
Carbone
Azote
Oxygène
Chlore

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

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

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

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

2) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une espèce est la masse d'une mole de cette espèce. Elle se calcule en additionnant les masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

Exercices : Calculer la masse molaire moléculaire des espèces suivantes :

- dioxyde de carbone : $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g.mol}^{-1}$
- butane : $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times M(\text{C}) + 10 \times M(\text{H}) = 4 \times 12,0 + 10 \times 1,0 = 58,0 \text{ g.mol}^{-1}$
- acide nitrique : $M(\text{HNO}_3) = M(\text{H}) + M(\text{N}) + 3 \times M(\text{O}) = 1,0 + 14,0 + 3 \times 16,0 = 63,0 \text{ g.mol}^{-1}$
- fructose : $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O}) = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Remarque : Dans le cas d'un ion, la masse des électrons perdus ou gagnés est négligée. La masse molaire d'un ion est considérée comme égale à celle de l'atome qui le constitue.

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'ap-
mesure **directe** de sa valeur. Il faut donc la calculer à partir d'une autre mesu

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 mol

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

n : quantité de matière en mole (mol)
 m : masse en gramme (g)
 M : masse molaire en gramme par n

Exercices :

a) Calculer la quantité de matière contenue dans 22,5 g d'aspirine de ma

$n = \frac{m}{M} = \frac{22,5}{180} = 0,125 \text{ mol}$

c) Calculer la masse correspondant à $1,5 \times 10^{-2}$ mol de linalol, de formu

• **Masse molaire du linalol :**

$M(\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}) = 10 \times M(\text{C}) + 18 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 10 \times 12,0 + 18 \times 1,$

• **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 :
Dans ce cas, on utilise la masse volumique ρ du liquide qui se calcule par l'e
La masse d'un liquide est alors : $m = \rho \times V$. En remplaçant dans la formule p

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

n : quantité de matière en mole (mol)
 ρ : masse volumique en gramme par
 V : volume du corps pur liquide en

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

• **Masse molaire de l'eau :** $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$
 $\rho = 1,0 \text{ kg.L}^{-1} = 1\,000 \text{ g.L}^{-1}$

• **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 $M = 256,0 \text{ g.mol}^{-1}$
palme. Sa masse volumique vaut $\rho = 0,85 \text{ g.mL}^{-1}$. Calculer le volum

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

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 des conditions données. Il se note V_m et se mesure en $L \cdot mol^{-1}$. Sa valeur est la même pour tous les gaz.

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 mol

Exercices : On prendra comme volume molaire $V_m = 22,4 L \cdot mol^{-1}$, dans les conditions normales de température et de pression.
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 : $V = n \times V_m = 4,8 \times 10^{-2} \times 22,4 = 1,1 L$

