

La quantité de matière : la mole

La taille et la masse des atomes rendent très difficile le comptage des atomes, molécules, ions ...

Les chimistes ont donc inventé une nouvelle unité : la **MOLE**.

Cette unité permet de quitter l'échelle microscopique et de travailler à l'échelle macroscopique.

I. La mole

Unité utilisée pour indiquer une quantité de matière. Une mole correspond au nombre d'atomes contenus dans 12 g de carbone 12. Une mole permet donc de dénombrer une grande quantité d'atomes, de molécules, d'ions ...

La quantité de matière est notée : n . Le symbole de la mole est : mol.

Le nombre d'entités présente dans une mole est une constante appelée constante d'avogadro. On la note : N_A . Son unité est mol⁻¹. Sa valeur est : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹.

$$N_A = 602 \ 000 \underbrace{000 \ 000 \ 000}_{\text{000}} \ 000 \ 000 \ 000 \text{ mol}^{-1} = 602 \ 000 \text{ milliards de milliards d'entités par mole.}$$

Grâce à cette constante on peut passer facilement de l'infiniment petit, à des quantités de matière plus faciles à évaluer et à mesurer. Il y a proportionnalité entre le nombre d'entités et la quantité de matière n :

$n = \frac{N}{N_A}$	{	n : quantité de matière en mol N : nombre d'entités N_A : constante d'Avogadro en mol ⁻¹
---------------------	---	---

II. Les masses molaires (M)

II.1. Masse molaire atomique

Par définition, la masse d'1 mole de carbone 12 est de 12 grammes. Le carbone 12 possède 12 nucléons, donc une mole de noyaux contenant 12 nucléons pèse 12 grammes. Si on connaît le nombre de nucléons d'un atome, on peut savoir sa masse molaire (1 nucléon dans le noyau → 1g/mol, 4 nucléons dans le noyau → 4 g/mol, 16 nucléons dans le noyau → 16 g/mol, etc.).

Remarque : pour connaître la masse molaire d'un élément il faut tenir compte de ses isotopes :

Voir l'exercice n° 2 de la feuille (sur le lithium).

La masse molaire d'un élément est la masse d'une mole de cet élément à l'état naturel (en tenant compte des isotopes). Elle s'exprime en g.mol⁻¹.

II.2. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la masse d'une mole de cette molécule. Elle se calcule en faisant la somme des masses molaires atomiques des éléments qui la composent. Elle s'exprime en g.mol⁻¹.

Exemple : la masse molaire du dioxyde de carbone (CO₂) est :

$$M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2 \cdot M_{\text{O}} \qquad M_{\text{CO}_2} = 12 + 2 \cdot 16 \qquad M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

Remarque : pour les masses molaires ioniques on ne tient pas compte des électrons en plus ou en moins.

II3. Quantité de matière et masse

La quantité de matière d'une masse m d'une entité chimique de masse molaire M est :

$$n = \frac{m}{M} \quad \left\{ \begin{array}{l} n : \text{quantité de matière en mol} \\ m : \text{masse en g} \end{array} \right.$$

$$n = \frac{\rho V}{M} \quad \left\{ \begin{array}{l} M : \text{masse molaire en g.mol}^{-1} \\ \text{On peut également utiliser le volume } V \text{ et la masse volumique } \rho : M = \rho \cdot V \end{array} \right.$$

III. Le volume molaire (V_m)

III1. Volume molaire des liquides et des solides

Le volume d'une mole de solide ou de liquide varie selon la nature du solide ou du liquide considéré.

III2. Volume molaire des gaz

Le volume d'un gaz est proportionnel à sa quantité de matière n . A température et à pression donnée, le volume d'une mole de gaz est indépendant de la nature du gaz. Cette loi est appelée **loi d'Avogadro-Ampère**. Ce volume est nommé volume molaire V_m ; il s'exprime en $L.mol^{-1}$.

A une température de $20^\circ C$ et à $1013hPa$ (pression atmosphérique), $V_m = 24 L.mol^{-1}$.

Dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P.), à pression atmosphérique et à $0^\circ C$, le volume molaire d'un gaz vaut $V_m = 22,4 L.mol^{-1}$.

Plus la pression augmente et plus la température diminue, plus le volume molaire des gaz diminue.

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \left\{ \begin{array}{l} n : \text{quantité de matière en mol} \\ V : \text{volume en L} \\ V_m : \text{volume molaire en L.mol}^{-1} \end{array} \right.$$

IV. Exercices

1. Essayez d'expliquer pourquoi le volume molaire dépend de la nature des liquides et des solides mais pas de la nature des gaz.

2. Calculer les quantités de matière correspondant aux masses et aux volumes suivants :

- Une masse égale à 10 g de fer (Fe).
- Une masse égale à 1 kg de silice (SiO_2).
- Un volume égal à 20 ml de tétrachlorométhane (CCl_4).
- Un volume égal à 3,0 L de dichlore gazeux (Cl_2) à $0^\circ C$ et à $1013hPa$.

Données : Masse volumique du tétrachlorométhane, $\rho(CCl_4) = 1.6 g.cm^{-3}$.

A $0^\circ C$ et à $1013hPa$, $V_m = 22.4 L.mol^{-1}$. Pour les masses molaires voir dans le tableau périodique.

3. Le méthane ou gaz de ville :

- Calculer la masse molaire du méthane de formule CH_4 .
- Calculer le volume occupé par 13,4 mol de méthane à $0^\circ C$ et à $1013hPa$.
- Calculer la masse correspondante.
- En déduire la densité du méthane par rapport à l'air sachant que la masse volumique de l'air dans ces conditions vaut $1,29 g.L^{-1}$.