

I/ La mole

1/ Nécessité de changement d'échelle

L'échelle infiniment petit ou échelle microscopique permet de considérer un seul atome de carbone dont la masse est voisine de $m_{\text{atome}} = 2 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

A notre échelle ou échelle macroscopique, c'est la masse de quelques grammes de charbon essentiellement constitué de carbone que nous utilisons pour faire la combustion.

Déterminons le nombre d'atomes de carbone contenus dans une masse de charbon

$$m_{\text{charbon}} = 84 \text{ g.}$$

$$N = \frac{84}{2 \cdot 10^{-23}} \Rightarrow N = 42 \cdot 10^{23} \text{ atomes. Ce nombre est considérable !}$$

En considérant que l'on puisse voir ces atomes, il faudrait plusieurs siècles aux habitants de toute la Terre pour les compter !

2/ La mole unité de quantité de matière :

2.1/ Observations :

Pour faciliter le comptage d'un grand nombre d'objets, ceux-ci sont regroupés en paquets.

Ainsi les feuilles sont vendues en rame de 500 feuilles, les œufs en tablette de 36, le riz en sac de 50 kg

De même, il est commode de regrouper les atomes en paquets d'atomes comportant toujours le même nombre d'atomes.

Les chimistes sont amenés à utiliser une nouvelle grandeur physique : **la quantité de matière**, notée **n** dont l'unité est la mole (symbole **mol**).

2.2/ Définition de la mole :

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12.

Remarque :

Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées.

Ces entités élémentaires peuvent être des atomes, des molécules, des ions.....

3/ La constante d'Avogadro :

Nombre d'atomes dans 12 g de carbones 12 ($^{12}_6\text{C}$) .

$$\begin{cases} m(^{12}_6\text{C}) = A \cdot m_p \rightarrow 1 \text{ atome} \\ m = 12 \text{ g} \rightarrow N \text{ atomes} \end{cases}$$

On en déduit :

$$N = \frac{m}{A \cdot m_p} = \frac{12 \cdot 10^{-3}}{12 \times 1,66 \cdot 10^{-27}} = 6,0210^{23} \text{ atomes}$$

Le nombre $6,0210^{23}$ porte le nom de **Constante d'Avogadro**.

On note cette constante $N_A = 6,0210^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Une mole d'atomes, d'ions ou de molécules est définie comme un ensemble de $6,0210^{23}$ atomes, ions ou molécules. Le nombre d'entités par mole s'appelle **nombre d'Avogadro**.

4/ Relation ente quantité de matière n et nombre d'espèce N :

La quantité de matière d'un échantillon est le nombre de moles que contient cet échantillon. C'est une grandeur physique notée **n** ; son unité est la mole (symbole : **mol**)

On peut donc déterminer la quantité de matière **n** d'un échantillon constitué de **N** entités identiques en appliquant la relation :

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

avec $\begin{cases} n \text{ le nombre de moles en mol.} \\ N \text{ le nombre d'espèces} \\ N_A \text{ est le nombre d'Avogadro} \end{cases}$

Exercice d'application

1) Quel est le nombre de molécules d'eau contenu dans $12,7 \cdot 10^{24}$ molécules d'eau.

2) Quel est le nombre d'ions chlorure Cl^- contenu dans 1,5 mol de chlorure de sodium

II/ Masse molaire :

La masse molaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole de cette espèce chimique. Elle est notée **M** et elle s'exprime en **g/mol**

1/ Masse molaire atomique :

La masse molaire atomique d'une espèce chimique est la masse d'une mole d'atomes de cette espèce chimique.

Exemple :

La masse molaire atomique du fer est $M(Fe) = 56 \text{ g/mol}$

On peut déterminer la masse molaire atomique moyenne d'un élément constitué d'isotopes.

Exemple :

Isotope	Chlore 35	Chlore 37
Pourcentage	75,8%	24,2%
Masse molaire en g/mol	35,0	37,0

$$M(Cl) = \frac{35,0 \times 75,8}{100} + \frac{37,0 \times 24,2}{100} = 35,5 \text{ g/mol.}$$

Remarque :

Les valeurs des masses molaires atomiques sont indiquées pour chaque élément dans le tableau de classification périodique des éléments.

Exemples :

$M(H) = 1 \text{ g/mol}$; $M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(O) = 16 \text{ g/mol}$; $M(N) = 14 \text{ g/mol}$; $M(S) = 32 \text{ g/mol}$.

2/ Masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole de molécules de cette espèce chimique. Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

Exemples :

$M(C_2H_6O) = 2M(C) + 6M(H) + M(O) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g/mol}$.

$M(H_2O) = 2M(H) + M(O) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$.

3/ Masse molaire ionique :

La masse molaire ionique est la masse d'une mole d'ions de l'espèce considérée. On peut négliger la masse des électrons par rapport à celle du noyau.

Exemples :

$M(Cl^-) = 35,5 \text{ g/mol}$.

$M(SO_4^{2-}) = M(S) + 4M(O) = 32 + 4 \times 16 = 96 \text{ g/mol}$.

4/ Relation entre masse et quantité de matière :

La quantité de matière n d'un composé de masse m et de masse molaire M est donnée par la relation :

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

avec $\begin{cases} n \text{ le nombre de moles en mol.} \\ m \text{ la masse en grammes (g) du composé} \\ M \text{ sa masse molaire en g/mol} \end{cases}$

III/ Volume molaire :

1/ Définition :

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions de température et de pression données.

Le volume molaire d'un gaz se note V_m , on l'exprime en litres par mole (symbole : **L/mol**).

2/ Notion de température :

La température absolue mesure le degré d'agitation thermique des molécules d'une substance donnée. Son unité est le kelvin (symbole : **K**)

La relation entre la température absolue et la température Celsius est :

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273$$

Remarque :

Le 0K (zéro kelvin) représente l'absence totale d'agitation des molécules soit : - 273

3/ Notion de pression :

La pression correspond au nombre de choc entre les molécules et les parois du récipient qui les renferment par unité de temps et de surface. Elle traduit également la force qui s'exerce sur une surface donnée.

Son unité dans le système international est le Pascal (symbole : **Pa**) et elle est notée **P**.

$$P = \frac{F}{S}$$

Où F est en Newton (**N**), S en mètre carré (**m²**) et P en Pascal (**Pa**)

$$1 \text{ atm} = 1,013.10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg.}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa.}$$

4/ Equation d'état du gaz parfait :

A faible pression, tous les gaz ont un comportement identique de celui d'un gaz idéal appelé gaz parfait.

Un gaz parfait suit l'équation d'état suivante :

$$P.V = n.R.T$$

Où P est la pression du gaz en Pa, V son volume en m³, n sa quantité de matière en mol, T sa température en K et R = 8,314 Pa.m³.mol⁻¹.K⁻¹ est la constante des gaz parfaits.

Remarque :

$$R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.K^{-1}$$

6/ Expression du volume molaire :

$$P.V = n.R.T$$

$$\text{Pour } n = 1 \text{ mol} \Rightarrow P.V_m = R.T \Rightarrow V_m = \frac{R.T}{P}$$

On définit conventionnellement des conditions de références appelées Conditions Normales de Température et de Pression (**C.N.T.P.**).

$$\text{Dans les C.N.T.P. : } \begin{cases} T = 0^{\circ}C = 273 \text{ K} \\ P = 10^5 \text{ Pa} \end{cases} \Rightarrow V_m = \frac{8,314.10^3 \times 273}{10^5} = 22,4 \text{ L/mol.}$$

$$\text{Dans les conditions ordinaires : } \begin{cases} T = 25^{\circ}C = 298 \text{ K} \\ P = 10^5 \text{ Pa} \end{cases} \Rightarrow V_m = \frac{8,314.10^3 \times 298}{10^5} = 24 \text{ L/mol.}$$

7/ Relation entre volume molaire et quantité de matière :

Pour une température et une pression donnée, une mole de gaz occupe un volume V_m (volume molaire). Dans les mêmes conditions n moles de gaz occupent le volume V = n × V_m.

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

avec n le nombre de moles en mol ; V(L) le volume du gaz en litres (L) ; V_m le volume molaire (mol/L).

IV/ Densité d'un gaz par rapport à l'air :

Elle est définie par le rapport $d = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}}$ avec $\rho_{\text{air}} = 1,293 \text{ g/L}$ à 0°C et 1 atm.

$$d = \frac{\rho_{\text{gaz}} \times V_m}{\rho_{\text{air}} \times V_m} = \frac{\text{masse d'une mole de gaz dans les CNTP}}{22,4 \times 1,293} = \frac{M}{29} \text{ avec } M \text{ la masse molaire du gaz.}$$

$$d = \frac{M}{29}$$

On peut noter la relation suivante :

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{mRT}{MV} = \frac{\rho VRT}{MV} = \frac{\rho RT}{M} \Rightarrow \rho = \frac{P}{RT} \times M \Rightarrow V_m = \frac{M}{\rho}$$

