

1- Définition : La mole.

La mole est l'unité de quantité de matière.

Par définition, une mole contient autant d'entités chimiques qu'il y a d'atomes dans 12,0 g de carbone 12.

Nombre d'atome dans 12g de carbone ($^{12}_6C$)

$$\left\{ \begin{array}{l} m(^{12}_6C) = A \cdot m_p \rightarrow 1 \text{ atome} \\ m = 12 \text{ g} \end{array} \right. \rightarrow N \text{ atomes} \quad \text{on déduire } N = \frac{m}{A \cdot m_p} = \frac{12 \cdot 10^{-3} \text{ Kg}}{12.1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}} \quad \text{Donc } N = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Le nombre $6,02 \cdot 10^{23}$ porte le nom de constante d'Avogadro. On note cette constante : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (ce qui signifie $6,02 \cdot 10^{23}$ « choses » par mole)

↳ Une mole d'atomes (ou d'ions ou de molécules ...) contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes (ou ions, ou molécules).

2- Quantité de matière d'un échantillon :

La quantité de matière d'un espèce (x) se note $n(x)$, $N(x)$ représente le nombre d'entités chimiques (molécules, atomes ou ions) présentes dans un échantillon de matière :

$$\left\{ \begin{array}{l} 1(\text{mol}) \rightarrow N_A \\ n(x) \text{ mol} \rightarrow N(x) \text{ atomes} \end{array} \right. \Leftrightarrow n(x) = \frac{N(x)}{N_A}$$

3- Masse molaire.

Masse molaire atomique :

La masse molaire atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes de cet élément chimique.

L'unité est le gramme par mole noté g.mol^{-1} .

Remarque

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

Exemples : $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M(N) = 14,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse molaire moléculaire :

C'est la masse qui correspond à une mole de molécules.

Pratiquement

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments constituant la molécule.

L'unité est toujours le g.mol^{-1} .

Exemples :

$$\begin{aligned} M(H_2O) &= 2 \cdot M(H) + M(O) = 2 \cdot 1,0 + 16,0 = 18 \text{ g.mol}^{-1} \\ M(C_2H_6O) &= 2 \cdot M(C) + 6 \cdot M(H) + M(O) \\ &= 2 \cdot 12,0 + 6 \cdot 1,0 + 16,0 = 46,0 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

4- Masse molaire et quantité de matière

la quantité de matière de l'échantillon (x) est noté $n(x)$: $M(x)$ représente la masse molaire de l'échantillon, $m(x)$ représente la masse de l'échantillon

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow M(x) \\ n(x) \text{ mol} \rightarrow m(x) \end{array} \right. \Leftrightarrow n(x) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{avec} \quad \left\{ \begin{array}{l} n(x) : \text{en mol} \\ m(x) : \text{en gramme (g)} \\ M(x) : \text{en g.mol}^{-1} \end{array} \right.$$

5-Volume molaire des gaz.

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

Ainsi, à une température et une pression données, tous les gaz ont le même volume molaire. Le volume molaire d'un gaz se note V_m , il s'exprime en L.mol^{-1}

Conditions ordinaires de température et de pression : $T=20^\circ\text{C}$ et $P=10^5 \text{ Pa}$	Conditions normales de température et de pression : $T=0^\circ\text{C}$ et $P=10^5 \text{ Pa}$
$V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$	$V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

Le volume molaire est indépendant de la nature du gaz, il dépend uniquement de la température et de la pression.

6- Volume molaire et quantité de matière :

La quantité de matière d'un gaz (x) se note $n(x)$ de volume $V(x)$ et V_m représente le volume molaire

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow V_m(x) \\ n(x) \text{ mol} \rightarrow V(x) \end{array} \right. \Leftrightarrow n(x) = \frac{V(x)}{V_m(x)} \quad \left\{ \begin{array}{l} n : \text{en mol} \\ V : \text{en litre (L)} \\ V_m : \text{en L.mol}^{-1} \end{array} \right.$$

7-La densité d d'un gaz densité par rapport à l'air

- On définit la densité d d'un gaz comme le rapport de la masse volumique du gaz sur la masse volumique du gaz de référence : l'air.

$$d = \frac{\rho}{\rho_0} \quad \text{où} \quad \rho : \text{masse volumique du gaz étudié (g.L}^{-1}\text{)}$$

ρ_0 : masse volumique de l'air $\approx 1 \text{ g.L}^{-1}$

d : densité par rapport à l'air du gaz considéré

- La densité est une grandeur sans unité.

- La densité du gaz est donc égale à la masse d'un certain volume de ce gaz divisée par la masse du même volume d'air, les volumes étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

- Si on s'intéresse à 1 mol du gaz : il occupe le volume molaire et sa masse est M, masse molaire du gaz la masse du même volume d'air est sensiblement de 29 g

- On peut donc retenir comme formule approchée pour calculer rapidement la densité d d'un gaz par rapport à l'air : $d = \frac{M}{29}$