

QUANTITÉ DE MATIÈRE : LA MOLE

I- La quantité de matière : la mole

1-Définition :

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

Une mole de particules (atomes, molécules ou ions) est définie comme un ensemble de $6,02.10^{23}$ particules identiques.

Le nombre de particules contenues dans une mole s'appelle le nombre d'Avogadro:

$$N_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

Remarque :

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

$$N = \frac{12}{m(^{12}_6C)} = \frac{12}{12 \times m_p} = \frac{1}{1,66.10^{-27}} = 6,02.10^{23}$$

2-Quantité de matière d'un échantillon :

La quantité de matière n d'un échantillon qui contient N particules identiques est donnée par la relation suivante :

$$n = \frac{N}{N_A} \Rightarrow \begin{cases} n: \text{la quantité de matière en (mol)} \\ N: \text{le nombre de particule dans l'échantillon} \\ N_A: \text{le nombre d'Avogadro en (mol}^{-1}\text{)} \end{cases}$$

Exercice d'application :

a-Déterminer la quantité de l'eau n qui se trouve dans un échantillon de l'eau contient un nombre $N = 24,08.10^{23}$ molécules d'eau.

b-Déterminer le nombre N' d'atome de cuivre dans un échantillon de cuivre son quantité de matière est $n' = 0,3 \text{ mol}$.

Réponse :

$$a- n = \frac{N}{N_A} = \frac{24,08.10^{23}}{6,02.10^{23}} = 4 \text{ mol}$$

$$b- N' = n' \cdot N_A = 0,3 \times 6,02.10^{23} = 1,806.10^{23}$$

II-Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire :

1-Masse molaire atomique :

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

Le symbole de la masse molaire atomique d'un élément chimique x est $M(x)$ son unité est le gramme par mole noté par $(g/mol \text{ ou } g \cdot mol^{-1})$.

Exemple :

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

2-Masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la masse d'une mole de molécule.

La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent cette molécule. Son unité est (g/mol) .

Exemples :

Déterminer les masses molaires moléculaires des molécules suivantes : NH_3 ; C_2H_6O ; H_2SO_4 .

$$\begin{aligned}M(NH_3) &= M(N) + 3M(H) = 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g/mol} \\M(C_2H_6O) &= 2M(C) + 6M(H) + M(O) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g/mol} \\M(H_2SO_4) &= 2M(H) + M(S) + 4M(O) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

3-Relation entre la masse molaire et la quantité de matière :

La quantité de matière contenue dans une masse $m(x)$ d'un corps formé par l'élément chimique x est donnée par la relation :

$$n = \frac{m(x)}{M(x)} \Rightarrow \begin{cases} m(x): \text{masse du corps en (g)} \\ M(x): \text{la masse molaire du corps en (g/mol)} \\ n: \text{quantité de matière en (mol)} \end{cases}$$

Remarque :

Si la masse volumique d'un corps liquide est $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V$

La quantité de matière est : $n = \frac{\rho \cdot V}{M}$

Exemple :

Déterminer la quantité de matière contenue dans :

-une masse de 28 g de fer métal. La masse molaire de fer est $M(Fe) = 56 \text{ g/mol}$.

-un volume $V = 60 \text{ mL}$ de linalol $C_{10}H_{18}O$ de masse volumique $\rho = 0,9 \text{ g/mL}$.

Réponse :

-La quantité de matière contenue dans 28 g de fer :

$$n = \frac{m}{M(Fe)} = \frac{28}{56} = 0,2 \text{ mol}$$

-La quantité de matière contenue dans 60 mL de linalol :

$$n = \frac{\rho \cdot V}{M(C_{10}H_{18}O)} = \frac{60 \times 0,9}{10 \times 12 + 18 \times 1 + 16} = 0,35 \text{ mol}$$

III- Relation entre la quantité de matière et le volume molaire :

1-Le volume molaire des gaz :

Le volume molaire d'un gaz : est le volume occupé par une mole de gaz pris dans les conditions définies de température et de pression.

Dans les conditions normales de température et de pression ($P = 1 \text{ atm}$ et $\theta = 0^\circ\text{C}$) la valeur du volume molaire est : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

2-Relation entre le volume et la quantité de matière :

La quantité de matière contenue dans un volume V d'un gaz est donnée par la relation suivante :

$$n = \frac{V}{V_m} \Rightarrow \begin{cases} n : \text{quantité de matière en (mol)} \\ V : \text{volume de gaz en (l)} \\ V_m : \text{volume molaire en (L.mol}^{-1}) \end{cases}$$

3-Densité d'un gaz par rapport à l'air :

La densité d'un gaz est le rapport entre la masse d'un volume de gaz et la masse du même volume d'air.

$$d = \frac{m_{\text{gaz}}}{m_{\text{air}}} \Rightarrow \begin{cases} m_{\text{gaz}} : \text{masse d'un volume } V \text{ d'un gaz en (g)} \\ m_{\text{air}} : \text{masse de même volume } V \text{ d'air en (g)} \\ d : \text{densité de gaz par rapport à l'air} \end{cases}$$

Le gaz et l'air sont pris dans les mêmes conditions de température et de pression.

Dans le cas d'une mole de gaz on écrit :

$$d = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}} \cdot V_m} = \frac{M_{\text{gaz}}}{1,293 \times 22,4}$$

$$d = \frac{M_{\text{gaz}}}{29} \quad \text{avec } M_{\text{gaz}} : \text{masse molaire de gaz}$$

Le corps est plus dense que l'air dans le cas : $d > 1$

Le corps est moins dense que l'air dans le cas : $d < 1$

IV- Equation d'état d'un gaz parfait :

1-Définition d'un gaz parfait :

C'est un gaz dont les molécules n'interagissent pas entre elles.

A faible pression, quand les interactions entre les molécules qui constituent le gaz sont très faibles le gaz est assimilé à un gaz parfait.

2-Equation d'état d'un gaz parfait :

$$P.V = n.R.T \Rightarrow \begin{cases} P : \text{pression en pascal (Pa)} \\ V : \text{volume en m}^3 \\ T : \text{température en kelvin (K)} \\ n : \text{nombre de mol en mole (mol)} \end{cases}$$

R : La constante des gaz parfait sa valeur est $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Exercice d'application :

Un récipient de volume $V = 1 \text{ dm}^3$ contient du dioxygène O_2 gazeux sous une pression de $P = 150 \text{ bar}$ à la température de 25°C . On donne $M(O) = 16 \text{ g/mol}$

1-Déterminer le volume molaire dans ces conditions.

2-Calculer la masse de dioxygène contenue dans le récipient.

Réponse :

1-D'après l'équation d'état des gaz parfait :

$$P.V = n.R.T \Rightarrow n = \frac{P.V}{R.T}$$
$$n = \frac{150 \times 10^5 \times 10^{-6}}{8.314 \times (25 + 273)} = 0,006 \text{ mol}$$

2-La masse m de O_2 :

$$n = \frac{m}{M(O_2)} = \frac{m}{2M(O)} \Rightarrow m = 2n.M(O)$$
$$m = 2 \times 0,006 \times 16 = 0,192 \text{ g}$$