

Leçon N°4: La quantité de matière : la mole

I Notion de mole:

I.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 etc) est définie comme un ensemble de $6,02 \cdot 10^{23}$ particules identiques .

Le nombre de particules contenues dans une mole s'appelle le nombre d'Avogadro: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Relation entre la quantité de matière et le nombre d'Avogadro: La quantité de matière n d'un échantillon qui contient N particules identiques est donnée par la relation suivante : $n = \frac{N}{N_A}$

II Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire:

II.1 Masse molaire atomique :

La masse molaire atomique d'un élément chimique X est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. (unité g/mol)

Le symbole de la masse atomique d'un élément chimique X est $M(X)$. Exemples : On donne la masse des atomes des éléments suivants:

$$\text{H} : m(H) = 0.167 \cdot 10^{-26} \text{ Kg}$$

$$\text{C} : m(C) = 1.993 \cdot 10^{-26} \text{ Kg}$$

$$\text{O} : m(O) = 2.658 \cdot 10^{-26} \text{ Kg}$$

Déterminer la masse molaire atomique de chacun de ces éléments :

$$\text{H} : M(H) = N_A \cdot m(H) = 6.02 \cdot 10^{23} \cdot 0.167 \cdot 10^{-26} \text{ Kg} = 1 \text{ g/mol}$$

$$\text{C} : M(C) = N_A \cdot m(C) = 6.02 \cdot 10^{23} \cdot 1.993 \cdot 10^{-26} \text{ Kg} = 12 \text{ g/mol}$$

$$\text{O} : M(O) = N_A \cdot m(O) = 6.02 \cdot 10^{23} \cdot 2.658 \cdot 10^{-26} \text{ Kg} = 16 \text{ g/mol}$$

$$\text{N} : M(N) = 14 \text{ g/mol}$$

$$\text{S} : M(S) = 32 \text{ g/mol}$$

II.2 Masse molaire moléculaire:

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

Exemple: Déterminer les masses molaires moléculaires des molécules suivantes : CH_4 , NH_3 , H_2SO_4 , H_2O

II.3 Relation entre la masse et la quantité de matière:

La quantité de matière contenue dans une masse $m(X)$ d'un corps constitué d'un élément chimique X est donnée par la relation suivante: $n = \frac{m(X)}{M(X)}$

$m(X)$: masse du corps en g

$M(X)$: masse molaire du corps en (g/mol)

$n(X)$: quantité de matière en (mol)

Remarque : On a $m = \rho \cdot V$ donc la quantité de matière: $n = \frac{\rho \cdot V}{M}$

Exemple: Déterminer la quantité de matière contenue dans une masse $m=3\text{g}$ de carbone . On donne la masse atomique du carbone $M(C) = 12 \text{ g/mol}$.

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

III.1 Le volume molaire des gaz:

Le volume molaire d'un gaz (V_M) : est le volume occupé par une mole de n'importe quel gaz pris dans des conditions définies de température et de pression.

Remarque: Dans les conditions normales de température et de pression ($P=1 \text{ atm}$ et $T = 0^\circ\text{C}$) : $V_M = 22,4 \text{ L/mol}$.

III.2 Volume et quantité de matière:

La quantité de matière contenue dans un volume V d'un gaz est donnée par la relation suivante: $n = \frac{V}{V_m}$
 $n(X)$: quantité de matière en (mol)

V : volume de gaz (L)

V_M : volume molaire (L/mol)

Remarque: Pour les liquides et les solides , la densité est donnée par la relation suivante: $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$

ρ : masse volumique du corps

ρ_{eau} : masse volumique de l'eau .

la quantité de matière $n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{\rho_{eau} \cdot d \cdot V}{M}$

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

III.3.1 Définition:

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

$$d = \frac{m_{gaz}}{m_{air}}$$

la densité est un nombre sans unité.

III.3.2 Relation entre densité et masse molaire:

Lorsqu'on s'intéresse à une seule mole du gaz : $V \rightarrow V_M$ et $m_{gaz} \rightarrow M_{gaz}$ donc la relation précédente devient

$$d = \frac{M_{gaz}}{M_{air}} = \frac{M_{gaz}}{\rho_{air} \cdot V_M} = \frac{M_{gaz}}{1.293 \times 22.4} = \frac{M_{gaz}}{29}$$

La densité d'un gaz par rapport à l'air est donc donnée par la relation :

$$d = \frac{M_{gaz}}{29}$$

M_{gaz} : masse molaire du gaz. Si $d > 1$ le gaz est plus dense que l'air et si $d < 1$ le gaz est moins dense que l'air

IV Equation d'état d'un gaz parfait:

IV.1 Définition :

On appelle gaz parfait un gaz dans lequel sont absentes les forces d'interactions .

À faibles pressions, où les interactions entre les molécules constitutives du gaz sont très faibles un gaz peut être assimilé à un gaz parfait.

IV.2 Loi des gaz parfaits:

La loi des gaz parfaits est définie par la relation : $PV = nRT$

- P la pression en pascal.

- V le volume en m^3 .

- T la température en $^\circ\text{K}$.

- R la constante des gaz parfait en $\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$. $R = 8.314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$