

Quantité de matière : la mole

1)- Changement d'échelle : Du microscopique au macroscopique :

L'échelle de l'infiniment petit, appelée échelle microscopique permet d'étudier les atomes, les molécules et les ions. Elle permet de considérer un atome de fer : $m(Fe) \approx 9,3 \times 10^{-23}$ g.

À l'échelle humaine (notre échelle), c'est-à-dire l'échelle macroscopique, on considère un morceau de fer de quelques grammes.

Exemple : si l'on veut réaliser la combustion du fer dans le dioxygène au laboratoire, on peut utiliser un morceau de fil de fer de quelques grammes. On ne travaille pas à l'échelle de l'atome. On travaille à notre échelle, à l'échelle humaine, l'échelle macroscopique.

*Quel est le nombre d'atomes de fer contenus dans un échantillon de fer de masse $m \approx 3,5$ g ?

.....

*Tirer une conclusion

.....

.....

2)- La mole :

Définition : La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12. Si l'on prend une mole d'atomes de carbone 12, la masse correspondante est de 12 g ; elle comprend N_A atomes de carbone 12

Une mole, est un ensemble de $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.

Le nombre N_A est défini par la relation suivante :

$$N_A = \frac{\text{masse d'une mole d'atomes de carbone 12}}{\text{masse d'un atome de carbone 12}}$$

Exemples :

Une mole d'atomes de fer contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes de fer.

Une mole de molécules d'eau contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau.

Une mole d'électrons contient $6,02 \times 10^{23}$ électrons

Une mole d'ions chlorure contient $6,02 \times 10^{23}$ ions chlorure.

3)- La masse molaire :

Définition générale :

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

On symbolise la masse molaire par M . La masse molaire s'exprime en g / mol ou g . mol₋₁

- Masse molaire atomique.

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes de l'espèce considérée.

Dans la classification périodique, on donne les masses molaires atomiques des éléments chimiques en tenant compte des proportions naturelles de ses isotopes.

Masse molaire atomique de l'élément carbone : $M(C) = 12,0$ g / mol.

Masse molaire atomique de l'élément oxygène : $M(O) = 16,0$ g / mol.

Masse molaire atomique de l'élément cuivre : $M(Cu) = 63,5$ g / mol.

Masse molaire atomique de l'élément chlore : $M(Cl) = 35,5$ g / mol.

- La masse molaire moléculaire.

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée.

La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Exemples :

Déterminer la masse molaire moléculaire des espèces chimiques suivantes : H_2O ; Cl_2 ; H_2SO_4 et NH_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 devant la masse du noyau d'un atome.

La masse molaire d'un ion monoatomique est pratiquement égale à celle de l'atome correspondant

4)-Quantité de matière et constante d'Avogadro N_A :

La quantité de matière d'une entité chimique x est le nombre de mole $n(x)$

$$n(x) = \frac{N}{N_A}$$

N est le nombre d'entités chimiques identiques x

N_A est la constante d'Avogadro : $N_A \approx 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

4)-Masse molaire et quantité de matière :

$n(A)$ Quantité de matière de l'espèce chimique considérée A en mol

$M(A)$ Masse molaire de l'espèce chimique considérée en g / mol

$m(A)$ Masse de l'espèce chimique considérée en g

$$m(A) = n(A) \cdot M(A)$$

ou

Relations :

$$n(A) = \frac{m(A)}{M(A)}$$

5)-Quantité de matière et volume :

-Loi d'Avogadro-Ampère :

Le volume occupé par une mole de molécules de gaz, pris dans à une température et une pression bien déterminées, est le même, quel que soit le gaz ; ce volume s'appelle le volume molaire des gaz et il est noté V_m .

Définition : Le volume molaire est le volume occupé par une mole de gaz, quel que soit le type de gaz, à une température et une pression précises. Il s'exprime en L/mol.

•Le volume molaire des gaz V_m ne dépend que de la température et de la pression. Plus la température est grande plus V_m est grand, et de même, plus la pression est grande, plus V_m est petit.

•Lorsqu'un gaz est à la température de 0°C et à la pression de 1013 hPa, on dit qu'il est dans les conditions normales de température et de pression, ce que l'on abrège CNTP.

•Dans les CNTP, le volume molaire des gaz vaut $22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$. Dans toutes les autres conditions, V_m est fournis par l'énoncé. Vous apprendrez à calculer V_m à l'aide de la loi des gaz parfait en fin d'année.

6)-Relation entre quantité de matière et volume :

• Soit un échantillon de gaz de volume V . La quantité de matière contenue dans cet échantillon est notée n . On a alors :

$$V = n \cdot V_m \quad \text{ou} \quad n = \frac{V}{V_m}$$

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

On définit la densité d'un gaz par rapport à l'air comme le rapport de la masse d'un volume V de ce gaz à la masse d'un égal volume d'air pris dans les mêmes conditions de température et de pression.

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

Remarque :

Dans les conditions normales de température et de pression le volume molaire est

$V_m = 22.4 \text{ L/mol}$ et la masse volumique de l'air est : $\rho = 1.293 \text{ g/L}$ donc la masse d'une mole d'air dans les conditions normales est /

$$M_{\text{air}} = \rho \cdot V_m = 1.293 \cdot 22.4 = 29 \text{ g/mol}$$

$$d = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}} = \frac{M}{29}$$

8)-Quantité de matière et variables d'état :

Les variables d'état d'un gaz sont : la température ; la pression ; le volume et la quantité de matière

Loi de Boyle Mariott :

A température constante, si l'on modifie le volume d'un gaz (d'une valeur V_1 à une valeur V_2), dans le même temps, sa pression varie d'une valeur p_1 à une valeur p_2 de telle manière que

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

L'unité usuelle de pression est le Pascal (Pa)

L'unité usuelle de volume est le mètre cube m^3 .

Equation d'état d'un gaz parfait :

La loi des gaz parfaits est définie par la relation :

$$PV = nRT$$

avec:

- P la pression en pascal

- V le volume en m^3

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

- R la constante des gaz parfaits en $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

La constante des gaz parfaits $R = 8.314 \text{ en } \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

wwwjjamrach@gmail.com