

La mole, unité de quantité de matière . Cours.

I- La mole, unité de quantité de matière :

1)- Du microscopique au macroscopique :

En Chimie, les échantillons de matière avec lesquels on travaille sont évalués à partir de leur masse ou de leur volume. Ces mesures se font à notre échelle (l'échelle humaine) c'est-à-dire l'échelle macroscopique.

L'étude des atomes, des molécules et des ions, par contre se fait à l'échelle de l'infiniment petit, appelée échelle microscopique.

Question : Quel est le nombre d'atomes de fer contenus dans un échantillon de fer de masse $m = 3,5 \text{ g}$?

Que représente ce nombre N ? On donne la masse d'un atome : $m(\text{Fe}) = 9,3 \times 10^{-23} \text{ g}$.

Nombre d'atomes de fer contenus dans l'échantillon :

$$N = \frac{m}{m(\text{Fe})}$$

$$N = \frac{3,5}{9,3 \times 10^{-23}}$$

$$N \approx 3,8 \times 10^{22} \text{ atomes}$$

cette valeur est considérable !!!

Ce nombre représente une quantité de matière. En chimie, la quantité de matière représente un nombre d'entités chimiques c'est-à-dire un nombre d'atomes de molécules ou d'ions.

2)- La mole :

Pour compter un grand nombre d'objets, on les regroupent en paquets. Il existe beaucoup d'exemples : les œufs par douzaines, les chaussettes par paires, les bouteilles par six ou douze, ...

Les entités chimiques comme, les atomes, les molécules et les ions, se comptent aussi par paquet, une quantité de référence a été choisie arbitrairement.

On appelle mole un paquet d'entités chimiques et on note N_A le nombre d'entités dans un paquet.

La mole est une unité de quantité de matière de symbole : mol.

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.

3)- La constante d'Avogadro N_A :

Le nombre N_A est défini par la relation suivante :

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

Le nombre N_A a été appelé constante d'Avogadro.

Le nombre N_A représente le nombre d'entités élémentaires par mol, on l'exprime en mol^{-1} .

Des mesures récentes indiquent qu'il y a : $6,02 \times 10^{23}$ atomes de carbone 12 dans 12,00 g de carbone 12.

On écrit : $N_A = 6,033137 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Conséquence : une mole, est un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.

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

- Deux moles de molécules d'eau contient $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau.

- Trois moles d'électrons contient $3 \times 6,02 \times 10^{23}$ électrons.

II- La masse molaire :

1)- 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 $g \cdot mol^{-1}$.

2)- Masse molaire atomique :

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

Exemples :

- Masse molaire atomique de l'élément carbone : $M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot mol^{-1}$

- Masse molaire atomique de l'élément oxygène : $M(O) = 16,0 \text{ g} / \text{g} \cdot mol^{-1}$

- Masse molaire atomique de l'élément cuivre : $M(Cu) = 63,5 \text{ g} \cdot mol^{-1}$

3)- 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 : Déterminons la masse molaire moléculaire des espèces chimiques suivantes : H_2O ; Cl_2 ; H_2SO_4 et NH_3 .

- Masse molaire de la molécule d'eau :

$$M (H_2O) = 2 M (O) + M (H)$$

$$M (H_2O) \approx 2 \times 16,0 + 1 \times 1,0 = 18 \text{ g} \cdot mol^{-1}$$

- Masse molaire du dichlore :

$$M (Cl_2) = 2 M (Cl)$$

$$M (Cl_2) = 2 \times 35,5 = 71,0 \text{ g} \cdot mol^{-1}$$

- Masse molaire de l'acide sulfurique :

$$M (H_2SO_4) = 2 M (H) + M (S) + 4 M (O)$$

$$M (H_2SO_4) = 2 \times 1,0 + 1 \times 32,1 + 4 \times 16,0 = 98 \text{ g} \cdot mol^{-1}$$

- Masse molaire de l'ammoniac :

$$M (NH_3) = M (N) + 3 M (H)$$

$$M (NH_3) = 1 \times 14,0 + 3 \times 1,0 = 17 \text{ g} \cdot mol^{-1}$$

III- Masse molaire et quantité de matière :

1)-Relation entre masse et quantité de matière :

Une mole de matière a une masse M égale à la valeur de la masse molaire .Donc la masse m de n

moles est $m = n \times M$ d'où la relation : $n = \frac{m}{M}$

2)- Application 1 : Calculer la quantité de matière contenue dans 28,0 g de fer métal.

On donne : $M (Fe) = 56 \text{ g} \cdot mol^{-1}$

Correction :

On applique la relation :

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

Quantité de matière de fer :

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})}$$

$$n(\text{Fe}) = \frac{28}{56}$$

$$n(\text{Fe}) \approx 0,5 \text{ mol}$$

3)- *Application 2* : Calculer la masse de 0,500 mol de soufre .On donne : $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g.mol}^{-1}$

Correction :

IV- Cas des gaz :

1)- *Loi d'Avogadro - Ampère* :

Des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, renferment le même nombre de molécules (le même nombre de moles).

Exemple : Si l'on prend 1 litre de dihydrogène, 1 litre de butane, 1 litre de méthane, on dénombre le même nombre de molécules (dans les mêmes conditions de température et de pression).

Conséquence : une mole de dihydrogène, une mole de butane, une mole de méthane occupent le même volume dans les mêmes conditions de température et de pression. Ce volume est appelé, le volume molaire.

C'est une conséquence de la **Loi d'Avogadro - Ampère** : Dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les gaz ont le même volume molaire.

Remarque : cette loi ne s'applique pas aux liquides et aux solides (états condensés). Elle n'est valable que pour les gaz (état dispersé).

2)- *Volume molaire d'un gaz* :

Le volume molaire d'un gaz est indépendant de la nature du gaz. Il dépend de la température et de la pression.

On note V_m le volume molaire d'un gaz. L'unité est $L.mol^{-1}$

Quelques valeurs du volume molaire :

Température ° C	Pression Pa	Volume molaire L.mol ⁻¹	
0	1,013 × 10 ⁵	22,4	C.N.T.P
20	1,013 × 10 ⁵	24,0	
20	10,13 × 10 ⁵	2,40	

3)- Relation entre le volume d'un gaz et sa quantité de matière :

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

Quantité de matière de l'espèce chimique gazeuse: n en mol

Volume molaire de l'espèce chimique considérée : V_m en L. mol⁻¹

Volume de l'espèce chimique gazeuse : V en L