

COURS

I- La mole, unité de quantité de matière utilisée en Chimie.

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

- 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.

- Pour compter un grand nombre d'objets, on les regroupe en paquets.

- On appelle mole un paquet d'entités chimiques.

- La mole regroupe un nombre déterminé d'entités chimiques toutes identiques.

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.

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

La quantité de matière d'une espèce chimique est notée avec la lettre **n**.

Exemple : on dira : une réaction chimique nécessite $n = 2,5$ mol. De dioxygène

2)- La constante d'Avogadro N_A .

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

Des mesures récentes indiquent qu'il y a : $6,033137 \times 10^{23}$ atomes de carbone 12 dans 12,00 g de ^{12}C .

- On arrondit cette valeur. On écrit : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

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

- Deux moles d'ions chlorure est équivalent à : $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ ions chlorure, soit : $12,04 \times 10^{23}$

3) Relation entre la quantité de matière, n (en mol.), le nombre d'entité de l'échantillon N (sans unité) .

$$N = n \cdot N_A$$

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 / mol.

2)- 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 : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g / mol}$.

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

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

3)- La masse molaire moléculaire.

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

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

Exemple : Quelle est la masse molaire de l'eau : $M(\text{H}_2\text{O})$?

Dans une molécule de H_2O il y a 2 atomes d'Hydrogène et 1 atome d'Oxygène

Dans une mole de H_2O il y a 2 moles d'Hydrogène et 1 mole d'Oxygène

La masse d'une mole d'eau = $2 \cdot M_{\text{H}} + 1 \cdot M_{\text{O}} = M_{\text{H}_2\text{O}}$

A titre d'exercice, déterminer la masse molaire moléculaire des espèces chimiques suivantes : H_2O ; Cl_2 ; H_2SO_4 et NH_3 .

4)- 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.**

Donc, la masse molaire d'un ion monoatomique est pratiquement égale à celle de l'atome correspondant.

- Exemples : $M(\text{Na}^+) \approx M(\text{Na})$; $M(\text{Cl}^-) \approx M(\text{Cl})$

- Pour déterminer la masse molaire d'un ion polyatomique, on fait comme pour les molécules.

- Masse molaire de l'ion phosphate : PO_4^{3-} : $M(\text{PO}_4^{3-}) \approx M(\text{P}) + 4 M(\text{O}) = 95,0 \text{ g/mol}$

- Masse molaire de l'ion sulfate : SO_4^{2-} : $M(\text{SO}_4^{2-}) \approx M(\text{S}) + 4 M(\text{O}) = 96,1 \text{ g/mol}$

III- Masse molaire, masse et quantité de matière.

1. Question introductive

1 mole d'eau a pour masse 18 g. Quelle est la masse, m , de 2 moles d'eau ?

Vous répondez certainement : $m = 2 \times 18 = 36 \text{ g}$

Quel type de relation existe-t-il donc entre la quantité de matière n contenue dans un échantillon de corps pur et la masse m de cet échantillon ?

En utilisant la masse molaire M_A d'une substance A, on complète le schéma de proportionnalité ci-dessous.

1 mol de substance A a pour masse M_A

n mol de substance A a pour masse m

On déduit deux expressions reliant n et m , par le produit en croix : $1 \cdot m = n \cdot M$

D'où $n = \frac{m}{M_A}$ (m en g) ou $m = n \cdot M_A$

UNITÉS : n en mol. ; M_A en g/mol ; m en g.

ASTUCE : si vous vous mélangez les pinceaux dans les relations, revenez au simple produit en croix et rétablissez tout seul et facilement la relation qui vous convient. Aidez-vous aussi de la cohérence des unités.