

Ch 10

La quantité de matière

I – Dénombrer de tous petits objets

1) Quantité de matière et mole

Diamètre : 10^{10} m

Masse d'un atome de carbone : $M_{\text{at}}(\text{C}) = A \times m_p = 12 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 2,00 \cdot 10^{-26}$ kg

Cela signifie que, dans une cuillère de 3 g de carbone, il y a :

$3 \cdot 10^{-3}$ (en kg) / $2,00 \cdot 10^{-26} = 2 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone.

Ce qui est un très grand nombre.

Pour raisonner sur de très petites particules, ces dernières vont être groupées par paquet et le paquet du chimiste s'appelle une mole.

Cette unité est celle d'une grandeur chimique : la quantité de matière qui se note n.

Symbole de la mole : mol

2) La constante d'Avogadro N_A

Chaque paquet du chimiste contient un très grand nombre d'entités (molécule, atome, ion, électron), Il contient $6,02 \cdot 10^{23}$ par mole. Cette valeur est celle de la constante d'Avogadro :

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

La quantité de matière contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités correspond à une mole.

3) Nombre d'entité N , N_A et n

Si dans une mole, il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ entités, dans 2 moles, il y en aura deux fois plus donc n et le nombre d'entités N sont proportionnels : **$N(X) = N_A \times n(X)$ (+unité)**

II – Les masses molaires

1) La masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atomes

Elle se trouve dans la classification ou dans des tables.

Notation : $M(\text{symbole de l'atome})$ Unité : $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exemples : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Remarque : Le calcul de la masse molaire atomique tient compte de la proportion des différents isotopes d'un atome dans la nature.

2) La masse molaire ionique

C'est la masse d'une mole d'ions.

Les électrons ayant une masse négligeable dans l'atome, elle le reste dans une mole donc :

$M(\text{ion atomique}) = M(\text{atome})$

Notation : $M(\text{symbole de l'ion})$ Unité : $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

3) La masse molaire moléculaire

C'est la masse d'une mole de molécules

Les molécules sont constituées d'atomes et leur formule brute permet de calculer la masse molaire de la molécule.

Pour calculer la masse molaire d'une molécule, il faut faire la somme des masses molaires atomiques des atomes constituant la molécule.

Notation : $M(\text{symbole de la molécule})$ Unité : $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

III – Déterminer une quantité de matière à partir d'une masse

Si une mole pèse 12 g, une demi-mole pèsera la moitié soit 6 g et deux moles pèseront le double soit 12 g.

Voici 3 formules, choisissez parmi elles celle qui vous paraît exprimer la masse en fonction de la quantité de matière :

$$m = n / M$$

$$m = n \times M$$

$$m = M / n$$

La masse d'un échantillon est donnée par la relation : $m(X) = n(X) \times M(X)$ (+unité)

IV – Masse volumique et densité

1) La masse volumique

La masse volumique est une grandeur physique caractéristique des solides et des liquides. Dans le cas des liquides, elle présente un intérêt indéniable car elle simplifie son prélèvement. En effet, elle permet de mesurer un volume de liquide au lieu de peser une masse. Comment ?

Exemple : masse volumique de l'eau : 1 g.mL^{-3}

Cela signifie d'un mL d'eau pèse un g. Donc, pour obtenir 20 g d'eau, il me suffit de mesurer 20 mL dans une éprouvette.

Comme son nom l'indique, elle relie masse et volume.

À une température donnée, la masse volumique d'un corps est le rapport de la masse du corps par son volume : $\rho(A) = m(A) / V(A)$

Il existe plusieurs systèmes d'unité : g.L^{-1} , kg.m^{-3} , g.mL^{-1}

2) La densité

La densité des solides et des liquides se mesure par rapport à un corps de référence : l'eau.

Si un corps est plus dense que l'eau, en général, il coule.

Si un corps est moins dense que l'autre, il flotte.

La densité d'un corps est le rapport de la masse volumique de ce corps et de la masse volumique de l'eau :

$$d(A) = \rho(A) / \rho_{\text{eau}}$$

Attention ! Les deux masses volumiques doivent être dans la même unité.

La densité est une grandeur sans dimension.