

Chapitre 1 : Description d'un système chimique

I) Masse molaire

Masse molaire atomique M : C'est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exemple : $M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. (cf tableau de Mendeleiev).

Masse molaire moléculaire : C'est la masse d'une mole de molécules.

C'est la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes qui compose la molécule.

Exemple : CH_2O

$M = M(\text{C}) + M(\text{O}) + 2M(\text{H}) = 12,0 + 16,0 + 2 \times 1,00 = 30 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Rq : pour les ions mono ou polyatomique, la masse des électrons étant négligeable devant celle de l'atome, la masse molaire de l'ion est considérée comme égale à celle de l'atome ou de la molécule.

II) Quantité de matière

La mole de symbole mol, est l'unité de quantité de matière d'une entité (atomes, molécules, ions...).

Une mole contient $6,02 \times 10^{23}$ entités. Ce nombre est la constante d'Avogadro.

Lorsqu'un échantillon est à l'état solide, on effectue une simple pesée sur une balance pour déterminer la quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M} \text{ ou } m = n \times M$$

Unités : masse m en gramme, g

Masse molaire en gramme par mol, $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

n, la quantité de matière en mole, mol

exemple :

Quelle la quantité de matière contenue dans un échantillon d'eau de 18g ?

Lorsqu'un échantillon est à l'état gazeux, on mesure son volume pour déterminer la quantité de matière, en tenant compte de la température et de la pression :

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

Unités : V en L et V_m le volume molaire en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$, n en mol

Le volume molaire V_m est le volume occupé par un gaz à une température et pression donnée.

Exemple : A $T=0^\circ\text{C}$, $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ et à 25°C , $V_m = 24,5 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

III) Concentrations

1) Concentration en quantité de matière

En solution aqueuse, on utilise la concentration (molaire) en quantité de matière.

$$n = C \times V$$

Unités : n en mol, C en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et V, le volume de la solution en L

2) Concentration en masse, Cm

La concentration (massique) en masse, Cm s'exprime en g.L⁻¹

$$C_m = \frac{m}{V}$$

Pour passer de la concentration massique à la concentration molaire, on peut utiliser cette formule :

$$C_m = C \times M$$

Rappels :

La masse volumique ρ est le rapport entre la masse d'une espèce sur son volume. $\rho_{produit} = \frac{m}{V}$

La densité n'a pas d'unité et se note d. $d = \frac{\rho_{produit}}{\rho_{eau}}$

IV) Préparation d'une solution

1) Par dilution

Pour fabriquer une solution de concentration inférieure, il faut prélever un volume $V_{initial}$ de la solution mère de concentration $C_{initial}$ puis ajouter de l'eau distillée pour obtenir un volume V_{final} d'une solution qui aura alors pour concentration C_{final} .

Lors de la dilution, le nombre de moles de l'espèce chimique présente ne varie pas (puisque que l'on rajoute uniquement de l'eau distillée).

On a donc $n_{final} = n_{initial}$ soit $C_{final} \times V_{final} = C_{initial} \times V_{initial}$

$$\text{Soit : } \frac{V_{final}}{V_{initial}} = \frac{C_{initial}}{C_{final}}$$

Ce rapport s'appelle le facteur de dilution F.

Cette opération doit se faire en manipulant avec soin, ainsi on prélèvera un volume initial V_i de solution mère à l'aide d'une pipette jaugée pour plus de précision et le volume final sera préparé dans une fiole jaugée.

2) Par dissolution

Cf p 439 Hatier

Exercices :

40, 44, 47 p 29

Ex 71, 72, 75, 78, 79 p 32-33 ex 81 p35