

TP N°02

Détermination de la quantité de matière

I. Rappels théoriques

- **La quantité de matière** d'une entité est le nombre de moles de cette entité. Elle se note n et s'exprime en mole.
- **Le nombre d'Avogadro** est une constante physique qui représente le nombre d'atomes ou de molécules dans une mole d'une substance $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$.

La quantité de matière est proportionnelle au nombre d'entités élémentaires N :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

où N est le nombre d'entités élémentaires (atomes, molécules, ions) et N_A est le nombre d'Avogadro.

- **La masse molaire**, notée M , est la masse d'une mole d'entités élémentaires. Elle s'exprime en grammes par mole (g/mol). La masse molaire d'un élément est numériquement égale à sa masse atomique relative exprimée en grammes. Pour une molécule, la masse molaire est la somme des masses molaires des atomes qui la constituent.

Relation entre masse, quantité de matière et masse molaire

$$n = \frac{m}{M}$$

- **La concentration molaire** représente le nombre de moles contenues dans un litre d'une substance. On exprime la concentration d'une solution en mol/L.

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

C représente la concentration molaire (mol/L ou M)

n représente le nombre de moles (mol)

V représente le volume de la solution (L)

- La **masse volumique**, dont le symbole est ρ (rhô), est une propriété caractéristique qui représente la masse se trouvant dans un espace (une unité de volume) donné.

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

ρ représente la masse volumique (g/mL ou g/cm³)

m représente la masse (g)

V représente le volume (mL ou cm³)

puisque $n = \frac{m}{M}$

Donc

$$n = \frac{\rho \times V}{M}$$

II. But du T

- Apprendre comment réaliser un prélèvement d'un échantillon solide et liquide.
- Connaître la verrerie et matériels nécessaire pour faire ces prélèvements.
- Maîtriser la détermination d'une quantité de matière.

III. Matériel, verrerie et échantillons utilisés

Echantillons solide : chlorure de sodium, morceaux de Fer, de Cuivre et d'Aluminium, sucre(saccharose)

Echantillons liquides : acide acétique, éthanol, eau distillée

Balance électronique, spatule, verre de montre ou coupelle, éprouvette graduée, pipette munie de sa propipette, bécher, tube à essai.

IV. Protocole expérimentale

Partie1 : prélèvement d'un échantillon solide

- Peser à l'aide d'une balance électronique une masse de chacun des échantillons solides mentionnés au-dessus
- Remplir le tableau suivant :

| Echantillon | Morceau de Fer | Morceau de cuivre | Morceau d'Aluminium | Sucre (saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$) | Chlorure de sodium NaCl |
|-----------------------|----------------|-------------------|---------------------|------------------------------------------|-------------------------|
| Formule chimique | | | | | |
| Masse molaire (g/mol) | | | | | |
| Masse (g) | | | | | |

Données : $M(Fe)=55.8g/mol$, $M(Cu)=63g/mol$, $M(Al)=26.98g/mol$, $M(Na)=23g/mol$, $M(Cl)=35.45g/mol$

Partie2 : prélèvement d'un échantillon liquide

- Mettre une éprouvette graduée sur la balance
- Faire le tarage, puis verser 30 ml de chaque solution (acide acétique, éthanol, eau distillée)
- Noter la masse affichée sur l'écran de la balance.
- Remplir le tableau suivant :

| Echantillon | Eau | Ethanol | Acide acétique |
|-----------------------|--------|-----------|----------------|
| Formule chimique | H_2O | C_2H_6O | CH_3COOH |
| Masse molaire (g/mol) | | | |
| Volume (ml) | 30 | 30 | 30 |
| Masse (g) | | | |

- Prélever 0.1mol de chaque échantillon liquide et verser la dans un tube à essai, faire l'étiquetage
- Remplir le tableau :

| Echantillon | Eau | Ethanol | Acide acétique |
|------------------------------|-----|---------|----------------|
| Formule chimique | | | |
| Masse volumique (g/cm^3) | 1 | 0.79 | 1.05 |
| Quantité de matière (mol) | 0.1 | 0.1 | 0.1 |
| Volume (ml) | | | |