

## N°2 : Détermination de la quantité de matière

**I. Objectif :** Déterminer la quantité de matière (exprimée en nombre de moles) contenue dans un échantillon et de préparer un échantillon renfermant une quantité de matière fixée.

**II. Théorie :** la quantité de matière est une grandeur de comptage d'entités chimiques ou physiques (molécules, atomes, ions, électrons,...).

La quantité de matière d'un corps composé de  $6,02 \times 10^{23}$  entités est  $n = 1,00$  mol.

Le nombre de moles s'appelle la quantité de matière.

**II.1. La mole n :** on définit la mole comme la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone.

$n = m/M$ , où  $m$ : masse d'échantillon,  $M$ : masse molaire d'échantillon.

$$m \text{ (g)} = \rho \text{ (g.L}^{-1}\text{)} \times V \text{ (L)}$$

**II.2. Masse molaire M :** La masse molaire est la masse d'une mole d'une substance (un corps simple, un composé chimique). Elle s'exprime en grammes par mole ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ou  $\text{g/mol}$ ).

$$M = n \cdot m$$

$$M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ; M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ; M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

L'eau a pour formule brute  $\text{H}_2\text{O}$ , soit  $M_{\text{eau}} = 2 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

La formule moléculaire du méthane est  $\text{CH}_4$ , sa masse molaire =  $12 + 4 \times 1 = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , Dans 16g de méthane on trouve une mole de méthane et 16g de méthane contient  $6,022 \times 10^{23}$  molécules de méthane.

**II.3. Masse volumique ou masse spécifique  $\rho$  :** La masse volumique est une grandeur physique qui caractérise la masse d'un matériau par unité de volume.

$$\rho \text{ (g.L}^{-1}\text{)} = m \text{ (g)} / V \text{ (L)}$$

$n = \rho \cdot v / M$   $n$ : quantité de matière (en mol) ;  $\rho$ : masse volumique (en  $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ ).

$V$ : volume (en L).  $M$ : masse molaire (en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

### III. Matériel et produits :

Matériel	Produits
-Balances électroniques - Spatules - Coupelles de pesée (capsule de pesée ou verre de montre) - Epprouvettes graduées de 10 et 50 mL - Pissette d'eau distillée	-Objet en fer (Fe) - Morceau de craie (carbonate de calcium $\text{CaCO}_3$ ) - Morceau de sucre (saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) - Sel de cuisine (chlorure de sodium $\text{NaCl}$ ) - Eau distillée ( $\text{H}_2\text{O}$ ) - Ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ )

#### IV. Mode opératoire :

##### IV.1. Déterminer la quantité de matière par pesée :

**IV.1.1. Echantillons solides :** Peser chaque échantillon sur la balance électronique, puis en déduire la quantité de matière en mole et le nombre d'entités (molécules ou atomes).

- Mesurer la masse de chaque échantillon.

- À partir des masses molaires atomiques, calculer la masse molaire du corps pur considéré.

- En déduire la quantité de matière (en mol) de l'échantillon.

Espèce chimique	Formule chimique	Masse molaire du corps pur ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	Masse de l'échantillon (g)	Quantité de matière (mol)
Objet en fer (Fe)				
Morceau de sucre (saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ )				
Sel de cuisine (chlorure de sodium NaCl)				
Morceau de craie (carbonate de calcium $\text{CaCO}_3$ )				

**IV.1.2. Echantillon liquide :** Peser un volume donné d'un liquide afin d'en déterminer la quantité de matière et remplir le tableau ci-dessous,

- Peser l'éprouvette graduée de 50 mL vide.

- Y verser 10 mL d'eau distillée et peser le tout.

- En déduire la masse  $m$  de  $V = 10$  mL d'eau.

Masse de l'éprouvette de 50 mL (vide)	
Masse du système éprouvette + 10 mL d'eau	
Masse de 10 mL d'eau	
Quantité de matière (mol)	

On peut calculer et non mesurer la masse d'eau à partir du volume d'eau en utilisant la masse volumique  $\rho = m / V$ .

- Calculer la masse  $m$  de  $V = 10$  mL d'eau,
- Calculer la quantité de matière  $n$ .

**Donnée:** Masse volumique de l'eau dans les conditions habituelles  $\rho = 1,00 \text{ kg.L}^{-1} = 1,00 \text{ g.mL}^{-1}$ .

## IV.2. Préparation d'un échantillon contenant une quantité de matière donnée (Prélèvement d'une quantité de matière d'un échantillon) :

### IV.2.1. Préparation d'une quantité de matière de solide: En mesurant la masse :

On veut prélever une quantité de matière  $n = 0,02$  mol de  $\text{CaCO}_3$ .

Pour cela vous devez :

- Convertir la quantité de matière en masse mesurable:  $m = n.M$   
 $= 0,02 \cdot 100 = 2\text{g}$

### IV.2.2. Préparation d'une quantité de matière de liquide:

On veut préparer la même quantité  $n = 0,20$  mol d'eau et d'éthanol et comparer les masses et volumes des échantillons.

- En mesurant la masse avec une balance.
- En mesurant le volume avec une éprouvette graduée.

Espèce chimique	Eau ( $\text{H}_2\text{O}$ )	Ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ )
Quantité de matière $n$ (mol)	0,20	0,20
Masse molaire $M$ ( $\text{g.mol}^{-1}$ )		
Masse de l'échantillon $m$ (g)		
Masse volumique $\rho$ ( $\text{g.ml}^{-1}$ )	1,00	0,79
Volume $V$ (ml)		

## V. Questions :

1-Calculer la masse (ou le volume) contenue dans :

- 4 moles de  $\text{NaCl}$  ( $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$  et  $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g/mol}$ ).
- 30 moles de dioxygène ( $M_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$ ).
- 0,6 mole d'acide sulfurique,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $M_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$ ).

2-On fait dissoudre 12 g de  $\text{KOH}$  dans 250 mL d'eau.

- Calculer le nombre de mole de  $\text{KOH}$  dissoute. ( $M_{\text{K}} = 39 \text{ g/mol}$ ).

3-Calculer le nombre de moles et le nombre d'atomes dans les cas suivants :

- Un clou, en fer de masse,  $m = 6,3 \text{ g}$  ( $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$ ).
- 0,5 kg de silicium ( $M_{\text{Si}} = 28 \text{ g/mol}$ ).
- 4,48 Litres de dinitrogène ( $M_{\text{N}} = 14 \text{ g/mol}$ ).