

# 1 - Isoler une mole de corps pur

## Objectif :

Pour observer ce que cela représente, on se propose d'isoler une mole de corps purs d'espèces chimiques solides et liquides dans les conditions de pression et de température du laboratoire.

## Définitions :

- La mole (symbole : **mol**) est l'unité de quantité de matière.  
Une mole représente une quantité de matière composée de  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités élémentaires.
- 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<sup>-1</sup>**.
- 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.
- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée. La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

## Prélèvements d'une quantité de matière :

Pour réaliser des expériences quantitatives, le chimiste doit savoir prélever une quantité de matière précise d'une espèce chimique donnée, avec le matériel adéquat.

- ♦ **Matériel :** eau (H<sub>2</sub>O), éthanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O), acétone (C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O), glycérol (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O<sub>3</sub>), copeaux de cuivre (Cu), copeaux d'aluminium (Al), grenaille de zinc (Zn), sucre en poudre (saccharose : C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>), cristaux de sulfate de cuivre pentahydraté (CuSO<sub>4</sub> · 5 H<sub>2</sub>O), charbon végétal (carbone : C), fleur de soufre (S), cristaux de sel (chlorure de sodium : NaCl).

On dispose également d'éprouvettes graduées, de coupelles, de béchers, de spatules, d'une balance électronique ...

→ **Remplir le tableau** (détailler ci-dessous les calculs des masses molaires moléculaires ainsi que les calculs des masses volumiques et volumes à prélever pour les liquides).

Cristaux de sel :  $M(\text{NaCl}) = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$

Cristaux de sulfate de cuivre pentahydraté :  $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = M(\text{Cu}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) + 5 \times [2 \times M(\text{H}) + M(\text{O})]$   
 $= 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 + 5 \times [2 \times 1,0 + 16,0]$   
 $= 249,6 \text{ g.mol}^{-1}$

Sucre en poudre :  $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \times M(\text{C}) + 22 \times M(\text{H}) + 11 \times M(\text{O}) = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,0 + 11 \times 16,0 = 342,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Eau :  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$

$$\rho_{\text{eau}} = \frac{m_{\text{eau}}}{V_{\text{eau}}} \quad \text{et} \quad m_{\text{eau}} = n_{\text{eau}} \times M_{\text{eau}} \quad \Rightarrow \quad \rho_{\text{eau}} = \frac{n_{\text{eau}} \times M_{\text{eau}}}{V_{\text{eau}}} \quad \text{pour} \quad n_{\text{eau}} = 1 \text{ mol} \quad \text{alors} \quad \rho_{\text{eau}} = \frac{M_{\text{eau}}}{V_{\text{eau}}}$$

Volume d'eau à prélever pour isoler une mole d'eau :  $V_{\text{eau}} = \frac{M_{\text{eau}}}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{18,0}{1,00} = 18,0 \text{ mL}$

Ethanol :  $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 46,0 \text{ g.mol}^{-1}$

$$d_{\text{éthanol}} = \frac{\rho_{\text{éthanol}}}{\rho_{\text{eau}}} \quad \Rightarrow \quad \rho_{\text{éthanol}} = d_{\text{éthanol}} \times \rho_{\text{eau}} = 0,81 \times 1,00 = 0,81 \text{ g.mL}^{-1}$$

Volume d'éthanol à prélever pour isoler une mole d'éthanol :  $V_{\text{éthanol}} = \frac{M_{\text{éthanol}}}{\rho_{\text{éthanol}}} = \frac{46,0}{0,81} = 56,8 \text{ mL}$

Acétone :  $M(C_3H_6O) = 3 \times M(C) + 6 \times M(H) + M(O) = 3 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 58,0 \text{ g.mol}^{-1}$

$\rho_{\text{acétone}} = d_{\text{acétone}} \times \rho_{\text{eau}} = 0,79 \times 1,00 = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$

Volume d'acétone à prélever pour isoler une mole d'acétone :  $V_{\text{acétone}} = \frac{M_{\text{acétone}}}{\rho_{\text{acétone}}} = \frac{58,0}{0,79} = 73,4 \text{ mL}$

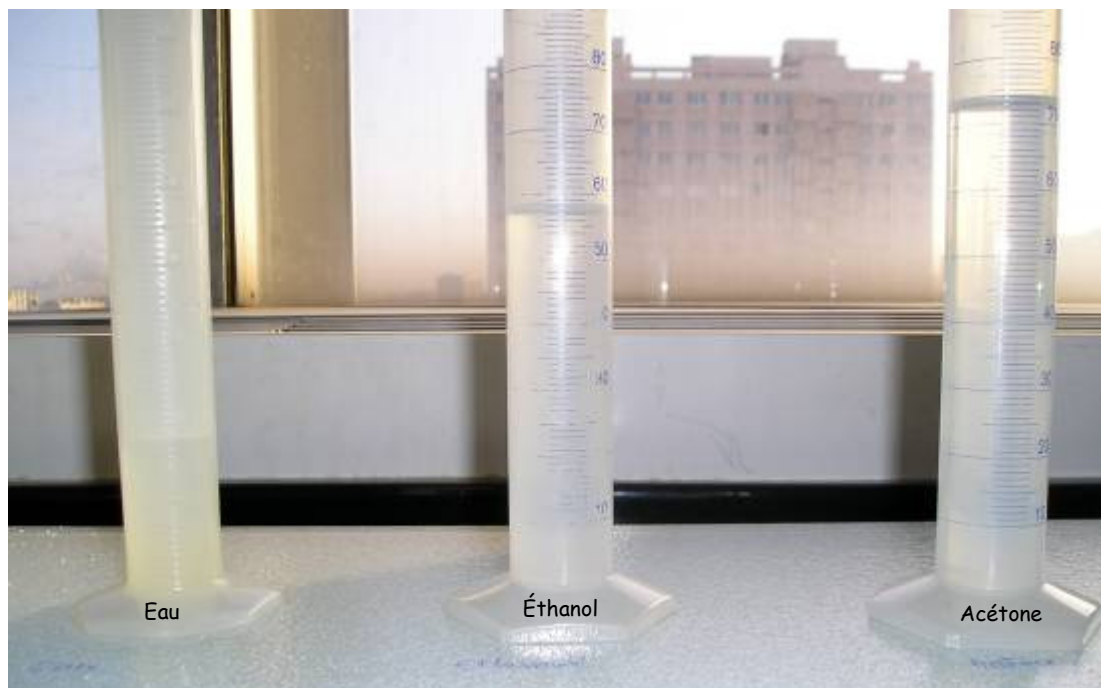
Glycérol :  $M(C_3H_8O_3) = 3 \times M(C) + 8 \times M(H) + 3 \times M(O) = 3 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 3 \times 16,0 = 92,0 \text{ g.mol}^{-1}$

$\rho_{\text{glycérol}} = d_{\text{glycérol}} \times \rho_{\text{eau}} = 1,26 \times 1,00 = 1,26 \text{ g.mL}^{-1}$

Volume de glycérol à prélever pour isoler une mole de glycérol :  $V_{\text{glycérol}} = \frac{M_{\text{glycérol}}}{\rho_{\text{glycérol}}} = \frac{92,0}{1,26} = 73,0 \text{ mL}$

→ **Prélever** les différents échantillons et les comparer. Une même quantité de matière correspond-elle à la même masse et au même volume pour toutes les espèces chimiques ? (Justifier).

Une mole est constituée d'entités identiques ; si les masses des entités initiales sont différentes, les masses d'une mole de chacune de ces entités seront différentes. En ce qui concerne les volumes, cela dépend de la répartition des entités dans l'espace et des forces qui les lient.



<i>Corps pur :</i>	Carbone	Cuivre	Aluminium	Zinc	Soufre	Chlorure de sodium	Sulfate de cuivre pentahydraté	Saccharose	Eau	Éthanol	Acétone	Glycérol
Formule chimique	<b>C</b>	<b>Cu</b>	<b>Al</b>	<b>Zn</b>	<b>S</b>	<b>NaCl</b>	<b>CuSO<sub>4</sub> , 5 H<sub>2</sub>O</b>	<b>C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O</b>	<b>C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O</b>	<b>C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O<sub>3</sub></b>
Masse Molaire <b>M</b> du corps pur (en g.mol <sup>-1</sup> )	<b>12,0</b>	<b>63,5</b>	<b>27,0</b>	<b>65,4</b>	<b>32,1</b>	<b>58,5</b>	<b>249,6</b>	<b>342,0</b>	<b>18,0</b>	<b>46,0</b>	<b>58,0</b>	<b>92,0</b>
Masse <b>m</b> correspondant à n = 1 mol (en g)	<b>12,0</b>	<b>63,5</b>	<b>27,0</b>	<b>65,4</b>	<b>32,1</b>	<b>58,5</b>	<b>249,6</b>	<b>342,0</b>	<b>18,0</b>	<b>46,0</b>	<b>58,0</b>	<b>92,0</b>
Densité <b>d</b> des corps purs liquides									1,00	0,81	0,79	1,26
Masse volumique <b>p</b> des corps purs liquides (en g.mL <sup>-1</sup> )									1,00	<b>0,81</b>	<b>0,79</b>	<b>1,26</b>
Volume correspondant à 1 mol : $V = \frac{m}{\rho}$ (en mL)									<b>18,0</b>	<b>56,8</b>	<b>73,4</b>	<b>73,0</b>

## 2- De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique ...

### I. Le problème posé en chimie ...

♦ **Matériel** : Clou en fer, balance, calculatrice.

→ **Manipulation** : Peser un clou en fer avec la meilleure précision possible :  $m_{\text{clou}} = 24,68 \text{ g}$

On cherche à évaluer approximativement le nombre d'atomes de fer contenus dans ce clou. On considérera que le clou ne contient que des atomes de fer dont le nombre de masse **A** est égal à **56** (le numéro atomique **Z** est toujours égal à **26** mais à l'état naturel, le fer renferme en réalité plusieurs isotopes ; on ne prend en compte que le plus abondant).

On rappelle que la masse d'un nucléon (proton, neutron) est égale à :  $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ . La masse d'un électron étant 1836 fois plus petite, on la négligera devant la masse d'un nucléon.

D'après les données ci-dessus, déterminer la masse d'un atome de fer  $m_{\text{Fe}}$  :

$$m_{\text{Fe}} = A \times m_n = 56 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 9,35 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Évaluer le nombre d'atomes de fer  $N_{\text{Fe}}$  contenus dans le clou :

$$N_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{clou}}}{m_{\text{Fe}}} = \frac{24,68 \cdot 10^{-3}}{9,35 \cdot 10^{-26}} = 2,64 \cdot 10^{23}$$

Ce nombre vous semble-t-il commode à manier et à déterminer expérimentalement ? Justifier.

Ce nombre est bien trop grand pour pouvoir être manipulé, il est impossible de se représenter une quantité de l'ordre de 100 mille milliards de milliards !

### II. Une solution pratique au comptage d'un grand nombre d'objet

♦ **Matériel** : grains de riz , pâtes alimentaires , balance , calculatrice.

→ **Manipulation** : Faire dans un 1<sup>er</sup> temps, des paquets de 20 objets (20 grains de riz et 20 pâtes). Faire ensuite des paquets de 2 000 objets en réfléchissant à une méthode judicieuse que vous expliquerez ci-dessous :

On fait un paquet de 20 grains de riz que l'on pèse précisément. Ensuite on calcule la masse d'un grain de riz et on multiplie par 2 000 pour avoir la masse de ce nouveau paquet. On pèse précisément la quantité de riz dont la masse a été calculée. Plus les pesées seront précises, meilleure sera la précision sur la quantité des entités à prélever.

On procède de même pour les pâtes.

Les paquets de grains de riz et de pâtes contiennent le même nombre d'objets mais ont-ils forcément la même masse ? Expliquer pourquoi.

Les deux paquets n'ont pas la même masse car les espèces initiales n'ont pas la même masse unitaire.

Retour à la chimie... : Que proposez-vous alors pour déterminer de façon fiable le nombre d'entités à utiliser sans avoir à les compter une à une ?

Il faut établir une relation entre la quantité d'espèces identiques, la masse de cette quantité et la masse d'une unité (ou la masse d'une quantité fixe).