

## Activité 1.1 – Compter les entités comme une chimiste

### Objectifs :

- ▶ Revoir la notion de mole.
- ▶ Découvrir la notion de masse molaire.
- ▶ Calculer des quantités de matière.

**Contexte :** Les objets macroscopiques qui nous entourent sont constitués d'un grand nombre d'entités chimiques microscopiques.

→ **Comment compter et mesurer les entités chimiques présentent dans des objets du quotidien ?**

### Document 1 – Espèce chimique et corps pur

La matière est constituée **d'entités chimiques** microscopiques : atomes, molécules, ions.  
Une **espèce chimique** est constituée d'un ensemble d'entités chimiques identiques.

Un **corps pur** est un échantillon (solide, liquide ou gazeux) composé d'une **espèce chimique**.  
Un **mélange** est un échantillon composé de plusieurs **espèce chimique**.

### Document 2 – Composition de la coriandre pour 100 g

Constituant	Eau H <sub>2</sub> O	Ion calcium Ca <sup>2+</sup>	Saccharose C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	autres
Masse	92,2 g	0,067 g	0,82 g	6,91 g



1 – La coriandre est-elle un corps pur ou un mélange ? Justifier.

### Document 3 – La mole

Un échantillon de sucre en poudre est un corps pur, il ne contient que des molécules de glucose de formule brute C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>.

Le nombre d'entité de glucose contenu dans un échantillon est gigantesque, de l'ordre de 10<sup>23</sup> !

$$10^{23} = 100\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$$

Pour faciliter le comptage, en chimie on regroupe les entités en des paquets qu'on appelle **mole**.

Une **mole** contient précisément  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  entités chimiques.

⚠  $N_A$  est une constante appelée **nombre d'Avogadro**, en hommage au scientifique Amedeo Avogadro. L'unité « mol<sup>-1</sup> » signifie « par mole », c'est le nombre d'entités dans une mole.



## Document 4 – Masse molaire

Chaque **atome** possède une **masse molaire** atomique, qui correspond à **la masse d'une mole d'atome**. La masse molaire se note  $M$  et s'exprime en  $\text{g/mol}$  ou  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Les masses molaires sont indiquées dans le tableau périodique des éléments.

Hydrogène <b>1</b> <b>H</b> 1,00 g/mol	Carbone <b>6</b> <b>C</b> 12,0 g/mol	Oxygène <b>8</b> <b>O</b> 16,0 g/mol	Calcium <b>20</b> <b>Ca</b> 40,0 g/mol
---	---	---	---

← Masse molaire

La masse molaire d'une **molécule** est **la somme de la masse molaire de ses constituants**.

Elle peut être donnée, ou calculée à partir de la formule brute de la molécule.

→ *Exemple* : pour la molécule de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ , sa masse molaire vaut

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \times 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse molaire des ions est identique à la masse molaire de l'atome ou de la molécule liée.

→ *Exemples* :  $M(\text{Mn}) = M(\text{Mn}^{2+})$ ,  $M(\text{H}_3\text{O}^+) = M(\text{H}_3\text{O})$ .

**2 –** Calculer la masse molaire des trois constituants de la coriandre dont la formule brute est précisée dans le document 2.

.....

.....

.....

## Document 5 – Quantité de matière

La **quantité de matière**, notée  $n$ , est la grandeur qui détermine le nombre d'entité chimique dans un échantillon. Son **unité est la mole**, notée mol.

Pour mesurer la quantité de matière d'une espèce chimique dans un échantillon, il faut le peser et utiliser la relation suivante

$$n_{\text{espèce}} = \frac{m_{\text{espèce}}}{M_{\text{espèce}}}$$

Cette relation lie la quantité de matière  $n_{\text{espèce}}$ , la masse  $m_{\text{espèce}}$  et la masse molaire  $M_{\text{espèce}}$  de l'espèce.

**3 –** Calculer la quantité de matière des trois constituants de la coriandre, en utilisant la masse molaire déjà calculée et leurs masses données dans le document 2.

.....

.....

.....