

## Objectifs

- Déterminer la masse molaire d'une espèce à partir des masses molaires atomiques des éléments qui la composent.
- Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur à partir de sa masse et du tableau périodique.
- Utiliser le volume molaire d'un gaz pour déterminer une quantité de matière.
- Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans un mélange (liquide ou solide) à partir de sa composition.
- Déterminer la quantité de matière d'un soluté à partir de sa concentration en masse ou en quantité de matière et du volume de solution.

## 1. Masse molaire atomique

---

- Les espèces chimiques dont les entités (atomes, molécules, ions) sont difficilement dénombrables, sont regroupés par moles de symbole mol. contenant  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités.

### La quantité de matière est notée $n$ et se mesure en moles de symbole mol.

- La masse molaire d'une espèce chimique permet de faire la correspondance entre la quantité de matière et la masse.

### La masse molaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole de cette espèce chimique.

Elle est notée  $M$  et se mesure en gramme par mole noté  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- Quelques masse molaire atomiques :
  - ↳ La masse d'une mole de carbone est 12 g. La masse molaire du carbone est  $M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
  - ↳ Masse molaire du fer :  $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  signifie que la masse de une mole de fer est 55,8 g.
- Ces valeurs sont connues et données dans la classification périodique des éléments. Elles tiennent compte des proportions des différents isotopes présents dans la nature.

## 2. Déterminer une masse molaire moléculaire ou ionique

---

- La masse molaire d'une espèce moléculaire se calcule en dénombrant les atomes qui la constituent, et en sommant leurs masse molaires atomiques.
- Par exemple :
  - ↳ Masse molaire de l'eau  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
  - ↳ Masse molaire du dioxyde de carbone  $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- La masse molaire d'une espèce ionique se calcule en dénombrant les atomes qui la constituent, et en sommant leurs masse molaires atomiques.
- Par exemple :
  - ↳ Masse molaire des ions fer III :  $M(\text{Fe}^{3+}) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
  - ↳ Masse molaire des ions sulfate :  $M(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 32,1 + 4 \times 16 = 96,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
  - ↳ Masse molaire de l'oxyde de magnésium :  $M(\text{MgO}) = M(\text{Mg}) + M(\text{O}) = 24 + 16 = 40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- On rappelle que la masse de l'électron est 2000 fois plus petite que la masse de l'atome.

### 3. Déterminer la quantité de matière d'un échantillon

---

- La quantité de matière  $n$  d'un échantillon de masse  $m$  d'une espèce chimique de masse molaire  $M$  vaut :

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

avec  $n$  en mol.,  $m$  en g et  $M$  en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- Par exemple :

↳ On dispose d'un échantillon de  $m = 6$  g de carbone. On sait par ailleurs que la masse molaire du carbone est  $M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Cet échantillon contient donc :  $n(\text{C}) = \frac{m}{M} = \frac{6}{12} = 0,5 \text{ mol}$ .

### 4.1. Déterminer la quantité de matière d'un soluté

---

- La concentration en quantité de matière  $c$  de soluté apporté d'une solution aqueuse correspond à la quantité de matière de soluté dissoute dans 1 L d'eau.

$$c(\text{soluté}) = \frac{n(\text{soluté})}{V(\text{solution})}$$

Avec  $n(\text{soluté})$  en moles (mol.) ;  $V(\text{solution})$  en Litre (L) ;  $c(\text{soluté})$  en moles par litre ( $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )

- En conséquence, et avec les mêmes notations, on peut déterminer la quantité de matière de soluté dissout dans un volume  $V(\text{solution})$  lorsqu'on connaît la concentration en quantité de matière en espèce dissoute.

$$n(\text{soluté}) = c(\text{soluté}) \times V(\text{solution})$$

- Par exemple :

↳ La quantité de saccharose contenu dans une canette de soda de volume  $V(\text{soda}) = 0,33$  L de concentration  $c(\text{saccharose}) = 0,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  :  $n(\text{saccharose}) = c(\text{saccharose}) \times V(\text{soda}) = 0,3 \times 0,33 = 0,1 \text{ mol}$

### 4.2. Concentration en masse

---

- La concentration en masse  $c_m$  de soluté apporté d'une solution aqueuse est la masse de soluté dissoute dans 1 L d'eau.

$$c_m(\text{soluté}) = \frac{m(\text{soluté})}{V(\text{solution})}$$

Avec  $m(\text{soluté})$  en grammes (g) ;  $V(\text{solution})$  en Litre (L) ;  $c_m(\text{soluté})$  en grammes par litre ( $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ )

- La concentration en masse et la concentration en quantité de matière sont reliées par la relation suivante :

Par définition :  $c_m(\text{soluté}) = \frac{m(\text{soluté})}{V(\text{solution})}$

comme  $m(\text{soluté}) = n(\text{soluté}) \times M(\text{soluté})$  il vient :  $c_m(\text{soluté}) = \frac{n(\text{soluté}) \times M(\text{soluté})}{V(\text{solution})}$

et enfin :  $c_m(\text{soluté}) = c(\text{soluté}) \times M(\text{soluté})$

### 4.3. Rappel de 2nde : dilution

- Diluer une solution « mère » consiste à ajouter du solvant pour obtenir une solution « fille » moins concentrée que la solution mère. S'il s'agit d'une solution colorée, la dilution va éclaircir la solution.

Ex : Si l'on double ( $\times 2$ ) le volume d'une solution, celle-ci est **2** fois moins concentrée : **2** est le facteur de dilution.

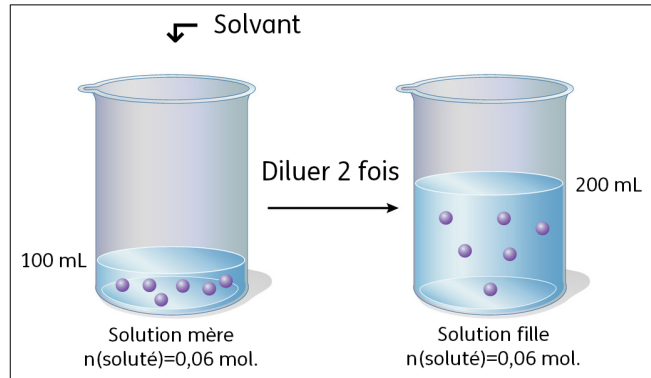
- Lorsqu'on dilue une solution « F » fois, la concentration de la solution fille est « F » fois plus petite :

$$c_{\text{fille}}(\text{soluté}) = \frac{c_{\text{mère}}(\text{soluté})}{F}$$

- Le volume de la solution fille est « F » fois plus grand :

$$V_{\text{fille}}(\text{solution}) = F \times V_{\text{mère}}(\text{solution})$$

- Le facteur de dilution vaut :  $F = \frac{c_{\text{mère}}}{c_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}}$  car  $n(\text{soluté}) = c_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}} = c_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}}$



### 5. Déterminer la quantité de matière d'un gaz

- Pour déterminer la quantité de matière d'une espèce gazeuse, le volume molaire correspond au volume d'une mole de gaz. Il est noté  $V_m$  et se mesure en litre par mole ( $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
- Le volume molaire est le même pour tous les gaz, mais il varie en fonction de la température et de la pression. Ainsi, sous pression atmosphérique normale :

$V_m(0^\circ\text{C}) = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$	$V_m(20^\circ\text{C}) = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$	$V_m(25^\circ\text{C}) = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$	$V_m(100^\circ\text{C}) = 30,6 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
---	--	--	---

- La quantité de matière  $n$  d'un volume  $V$  de gaz à la température  $T$  vaut :

$$n = \frac{V}{V_m(T)}$$

avec  $n$  en mol.,  $V$  en L et  $V_m$  en  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

- Par exemple :

↳ La quantité de matière d'hélium contenu dans une montgolfière de volume  $V = 2450 \text{ m}^3$  à  $T = 25^\circ\text{C}$

vaut :  $n(\text{He}) = \frac{V}{V_m(T)} = \frac{2450 \times 10^3}{24,5} = 100 \times 10^3 \text{ mol.}$