

## THÈME 2 : LA SANTÉ

### Chapitre 9 : La quantité de matière (p. 141)

#### I- Qu'est-ce qu'une quantité de matière ? (p. 144)

##### Activité 1 : Lire une analyse de sang - Activité documentaire 1 p. 142

##### Correction :

1. La grandeur exprimée en  $\text{g.L}^{-1}$  est la **concentration massique**.

2. L'unité, dont "mol" est le symbole, est la **mole**.

La grandeur chimique exprimée en "mol" est la **quantité de matière**.

3. mmol veut dire milli mole, donc :  $5,3 \text{ mmol.L}^{-1} = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $3,84 \text{ mmol.L}^{-1} = 3,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

4. On a donc :  $\frac{0,32 \text{ g.L}^{-1}}{5,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}} = 60,4$  et  $\frac{0,23 \text{ g.L}^{-1}}{3,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}} = 59,9$

On constate que l'on obtient pratiquement la **même valeur**.

La valeur ainsi obtenue s'exprime en  $\frac{\text{g.L}^{-1}}{\text{mol.L}^{-1}} = \text{g.mol}^{-1}$ .

5. On peut proposer comme nom la **masse molaire**.

##### Activité 2 : Dénombrer des grains de riz ou des atomes - Activité expérimentale 2 p. 142

##### Correction :

1. On mesure la masse d'un certain nombre (10, par exemple) de grains de riz, puis on mesure la masse des grains de riz contenus dans la tasse à café, puis on fait une proportionnalité.

2. Protocole :

- allumer la balance,
- mettre un verre de montre et tarer (mettre à zéro) la balance,
- peser la masse de 10 grains de riz,
- poser la tasse à café vide sur la balance et tarer la balance,
- remplir la tasse à café de grains de riz et les peser,
- calculer le nombre de grains de riz de la tasse =  $\frac{\text{masse des grains de riz dans la tasse}}{\text{masse des 10 grains de riz}}$ .

3. Un atome de carbone  $^{12}\text{C}$  possède 12 nucléons, donc sa masse est :

$$m_c = 12 \times m_{\text{nucléon}} = 12 \times 1,67 \cdot 10^{-24} = 2,00 \cdot 10^{-23} \text{ g.}$$

4. Le nombre d'atomes présents dans 12,0 g de carbone  $^{12}\text{C}$  est :

$$N_A = \frac{m}{m_c} = \frac{12,0}{2,00 \cdot 10^{-23}} = 6,00 \cdot 10^{23} \text{ atomes.}$$

5. La boîte de granulés contient 15,0 g de carbone, donc le nombre d'atomes de carbone est :

$$N_c = \frac{m}{m_c} = \frac{15,0}{2,00 \cdot 10^{-23}} = 7,50 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

6. Le « nombre de moles » d'atomes correspondant est :  $\frac{N_c}{N_A} = \frac{7,50 \cdot 10^{23}}{6,00 \cdot 10^{23}} = 1,25 \text{ mol}$

#### 1. Un changement d'échelle est nécessaire (p. 144)

L'utilisation de très grands nombres n'étant pas aisée, les chimistes effectuent un changement d'échelle et introduisent une nouvelle grandeur, la **quantité de matière**, notée **n**, et son unité, la **mole**.

## 2. La mole : unité de quantité de matière (vidéo) (p. 144)

Pour faciliter le comptage d'un grand nombre d'objets identiques (feuilles de papiers, agrafes, grains de riz...), ceux-ci sont regroupés en **paquets**.

De la même manière, en chimie, les atomes, les molécules, les ions sont regroupés en **paquets**. Chacun de ces **paquets de particules** contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  particules.

Par définition, **une mole d'atomes, de molécules, d'ions...** est la **quantité de matière** d'un système contenant  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes, molécules, ions...

La **mole** (symbole **mol**) est l'unité de **quantité de matière** adaptée à notre échelle.

## 3. La constante d'Avogadro $N_A$ (vidéo) (p. 144)

Le **nombre d'Avogadro**, ou **constante d'Avogadro**, est le nombre d'entités dans une mole soit :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

On en déduit la relation entre le nombre  $N$  d'atomes, de molécules, d'ions... contenus dans un système et la quantité de matière  $n$  correspondante :

$$N = n \times N_A \quad \text{soit} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

Exercices n°(1) et 2 p. 152

## II- Comment définir et calculer une masse molaire ? (p. 145)

### 1. La masse molaire atomique (p. 145)

La **masse molaire atomique** d'un élément est la **masse d'une mole d'atomes** de cet élément.

On la note **M** et elle s'exprime en **gramme par mole** ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).

**Remarques :**

- Les valeurs des masses molaires atomiques des éléments figurent dans la classification périodique des éléments.
- Pour calculer la masse molaire atomique d'un élément, il faut prendre en compte l'ensemble de ses isotopes. Les proportions d'isotopes sont celles que l'on rencontre dans la nature (vidéo).

Exercice n°(3) p. 152

### 2. La masse molaire moléculaire (vidéo) (p. 145)

*Combien de mole d'atome d'hydrogène y a-t-il dans une mole de molécule d'eau ?*

*Combien de mole d'atome d'oxygène y a-t-il dans une mole de molécule d'eau ?*

*En déduire la masse d'une mole de molécule d'eau.*

La **masse molaire moléculaire** d'une espèce chimique moléculaire est la **masse d'une mole** de ses molécules.

Elle est égale à la **somme des masses molaires atomiques** de tous les éléments présents dans la molécule.

On la note **M** et elle s'exprime en **gramme par mole** ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).

**Exemples :** (vidéo)

→ Masse molaire moléculaire de l'éthanol de formule  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  :

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

→ Masse molaire moléculaire de l'urée de formule  $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$  :

$$M(\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}) = M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{N}) + M(\text{O}) = 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 14,0 + 16,0 = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice n°(4) p. 152

### 3. La Masse molaire ionique (p. 145)

La **masse molaire d'un ion** est la **masse d'une mole** de cet ion. Elle s'exprime en  **$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$** .

La masse des électrons étant négligeable devant celle de l'atome, la masse molaire d'un ion monoatomique est égale à la masse molaire atomique de l'élément correspondant.

La masse molaire d'un ion polyatomique **est égale** à la somme des masses molaires atomiques des éléments présents dans l'ion.

Compétence SA26-SP9

### Exemples :

→ Masse molaire de l'ion chlorure ou de l'ion cuivre :

$$M(\text{Cl}^-) = M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1} ; M(\text{Cu}^{2+}) = M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}.$$

→ Masse molaire de l'ion permanganate de formule  $\text{MnO}_4^-$  :

$$M(\text{MnO}_4^-) = M(\text{Mn}) + 4 \times M(\text{O}) = 54,9 + 4 \times 16 = 118,9 \text{ g.mol}^{-1}$$

### Exercice n°5 p. 152

## III- Comment déterminer une quantité de matière ? (p. 146)

### 1. Relation entre masse et quantité de matière (p. 146)

D'après la définition de la **masse molaire M**, la **masse m** d'un échantillon d'une espèce chimique et la **quantité de matière n** correspondante sont reliées par la relation de proportionnalité :

$$m = n.M \quad \text{soit} \quad n = \frac{m}{M} \quad \text{avec} \quad \left\{ \begin{array}{l} m : \text{la masse en gramme (g)} \\ n : \text{la quantité de matière en mole (mol)} \\ M : \text{la masse molaire en gramme par mole (g.mol}^{-1}\text{)} \end{array} \right.$$

Compétence SA39-SP10

### Exemples :

→ Calculer la masse correspondant à 33,3 mmol de saccharose de formule  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  :

Il faut d'abord calculer la masse molaire moléculaire du saccharose :

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

$$\text{Donc } m = n.M = 33,3 \cdot 10^{-3} \times 342,0 = 11,4 \text{ g}$$

→ Calculer la quantité de matière présente dans 25 g de glucose de formule  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  :

Il faut d'abord calculer la masse molaire moléculaire du saccharose :

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 M(\text{C}) + 12 M(\text{H}) + 6 M(\text{O}) = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{Donc } n = m/M = 25 / 180,0 = 0,14 \text{ mol}$$

### 2. Masse volumique et densité d'un corps (p. 146)

À une température donnée, la **masse volumique  $\rho$**  d'un corps est la **masse d'un certain volume** de ce corps à cette température.

La **masse volumique  $\rho$** , la **masse m** d'un corps et son **volume V** correspondant sont reliés par la relation de proportionnalité :

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{soit} \quad m = \rho \times V$$

Elle peut s'exprimer en  $\text{kg.m}^{-3}$ , en  $\text{g.L}^{-1}$ , en  $\text{g.mL}^{-1}$ ...

En général, ce n'est pas la masse volumique qui est indiquée sur les étiquettes de flacons de solides ou de liquides, mais la densité par rapport à l'eau.

La **densité d** d'un corps par rapport à l'eau est égale au **quotient de sa masse volumique  $\rho$  par celle de l'eau  $\rho_{\text{eau}}$** , ces masses volumiques étant prises à la même température et avec la même unité :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} \quad \text{soit} \quad \rho = d \times \rho_{\text{eau}}$$

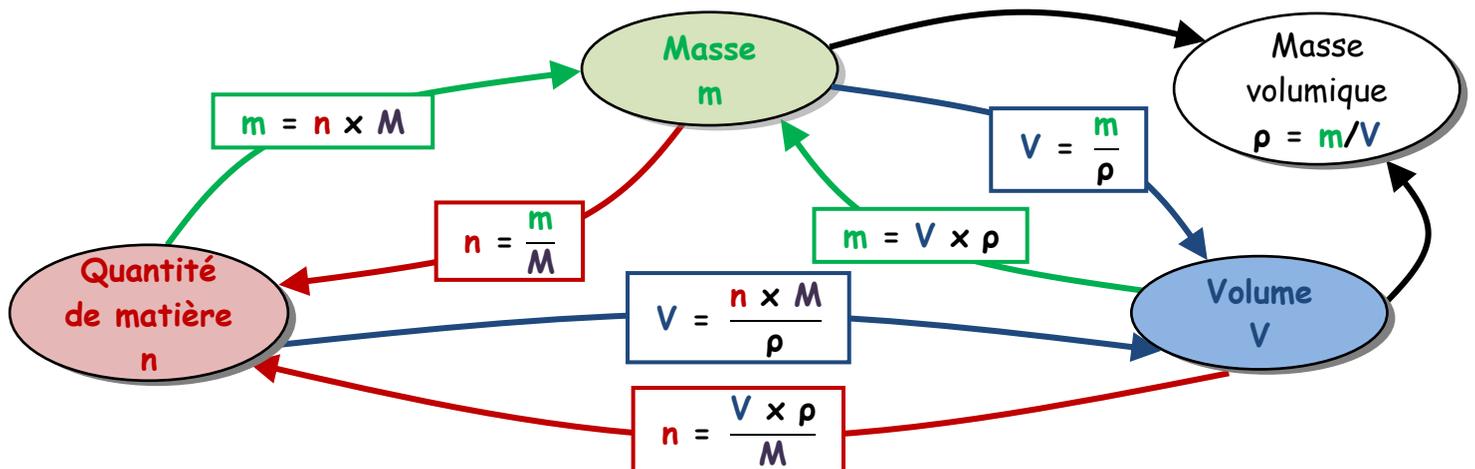
Compétence SA38

La densité d d'un corps permet de comparer, à une température donnée, la masse volumique de ce corps à la masse volumique de l'eau.

### 3. Relations entre masse, volume et quantité de matière... (p. 147)

TP n°10 : Prélever une quantité de matière- Activité expérimentale 3 p. 143

Le diagramme ci-dessous résume les relations existant entre les différentes grandeurs étudiées :



Compétence SA32-SP11

Exercices n°(6) et (7) p. 152

Exercices n°(8), 9, 10 et (11) p. 153

Compétences vues dans le Chapitre 9 :

SA26-SP9	Je sais calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.
SA32-SP11	Je sais prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.
SA38	Je sais déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa densité, de sa masse volumique.
SA39-SP10	Je sais déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide.