
Thème : Constitution de la matière de l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique

Chapitre : Quantité de matière

Objectifs :

- Déterminer la masse d'une entité à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la composent.
- Déterminer le nombre d'entités et la quantité de matière d'une espèce dans une masse d'échantillon.

Sommaire

1. Cours	2	tés !	4
1.1 Masse et nombre d'entités chimiques . . .	2		
1.2 La mole, unité du monde microscopique	2	3. Activité 2 : La mole, unité de la quantité de	
1.3 Déterminer une quantité de matière . . .	3	matière	5
2. Activité 1 : Le basilic et ses milliards d'enti-		4. Exercices	7

1. Cours

1.1 Masse et nombre d'entités chimiques

Masse d'une molécule

La masse d'une **molécule** est égale à la somme des masses des **atomes** qui la constituent. Pour cela il faut connaître sa formule, le nombre d'atomes qui la constituent, ainsi que la masse de chaque atome.

Calculer la masse d'une molécule (H_2O), sachant que $m(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-27}$ kg et $m(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-26}$ kg :

.....

Nombre d'entité dans un échantillon à partir des masses

Quelle est la masse d'un atome de $^{12}_6\text{C}$? Sachant que $m_{\text{nucleon}} = 1,67 \times 10^{-27}$ kg.

.....

Quelle est le nombre d'atomes de $^{12}_6\text{C}$ présent dans 12 g de $^{12}_6\text{C}$?

.....

Donner alors la formule permettant de calculer le **nombre d'entités chimiques** d'un échantillon N , connaissant la masse de l'échantillon $m_{\text{échantillon}}$ (en g) et la masse de l'entité constituant ce dernier $m_{\text{entité}}$ (en g) :

.....

1.2 La mole, unité du monde microscopique

Définition de la mole

Dans la vie de tout les jours, comment fait-on pour compter un grand nombre d'objets? **Citer** des exemples.

.....

L'atome de masse la plus faible est l'atome d'hydrogène. Quelle est la masse d'un atome d'hydrogène ($m_{\text{nucleon}} = 1,67 \times 10^{-27}$ kg)? Quel est le nombre d'atomes d'hydrogène dans 1,0 g d'hydrogène?

.....

Ce nombre obtenu est-il facile à manipuler? Pourquoi?

.....

D'après ce que l'on a vu, il est nécessaire de définir une nouvelle unité de quantité de matière correspondant à un paquet **d'entités identiques** ! **Définir** une **mole** :

.....

.....

Donner l'expression littérale du nombre d'entité N dans un échantillon en fonction de la quantité de matière n et le **nombre d'Avogadro** \mathcal{N}_A :

.....

Exemple : Calculer le nombre d'atomes de fer correspondant à 0,01 mol de fer :

.....

Calculer le nombre de moles de fer correspondant à $3,6 \times 10^{21}$ atomes de fer :

.....

1.3 Déterminer une quantité de matière

Dans un laboratoire, il n'existe pas d'appareil de mesure qui indiquent directement une **quantité de matière** en mole. En revanche, la masse d'un échantillon $m_{\text{échantillon}}$ est facilement accessible par pesée ou par calcul :

.....

Exemple : Combien de « paquets » ou de mole d'atomes de carbone $^{12}_6\text{C}$ y-a-t-il dans 1,0 kg de carbone $^{12}_6\text{C}$?

.....

Remarque : L'expression $m_{\text{entité}} \times 6,02 \times 10^{23}$ correspond à la masse d'un paquet. Elle correspond à la **masse molaire** et se trouve pour les atomes dans la classification à la fin des livres en annexe et se note M (exemple $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$).

Donner la relation entre la quantité de matière n (mol), la masse d'un échantillon $m_{\text{échantillon}}$ et la masse molaire de l'entité composant l'échantillon $M(\text{entité})$ (g.mol^{-1}) :

.....

Exemple : Calculer la masse molaire de la molécule d'eau H_2O . Sachant que $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

.....

Pour un liquide, la masse de l'échantillon sera calculée à partir du **volume** de l'échantillon et de sa **masse volumique** :

.....

2. Activité 1 : Le basilic et ses milliards d'entités !

Objectif :

- Déterminer la masse d'une entité à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la composent.

La matière est constituée d'entités chimiques invisibles à l'œil nu mais bien réelles à l'échelle microscopique. Selon les cas, elle est composée d'atomes, de molécules ou d'ions.

Peut-on dénombrer ces entités ?



FIGURE 1 – Le basilic.

La masse d'une entité polyatomique est égale à la somme des masses des atomes de l'entité.

Exemple : $m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2m(\text{C}) + m(\text{O}) + 6m(\text{H})$.

FIGURE 2 – Masse d'une entité polyatomique.

Eau (H_2O)	90,8 g
Ion calcium (Ca^{2+})	273 mg
Acide oléique ($\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$)	0,09 g
Vitamine A ($\text{C}_{20}\text{H}_{30}\text{O}$)	523 μg
Autre	8,84 g

FIGURE 3 – Composition du basilic pour 100 g.

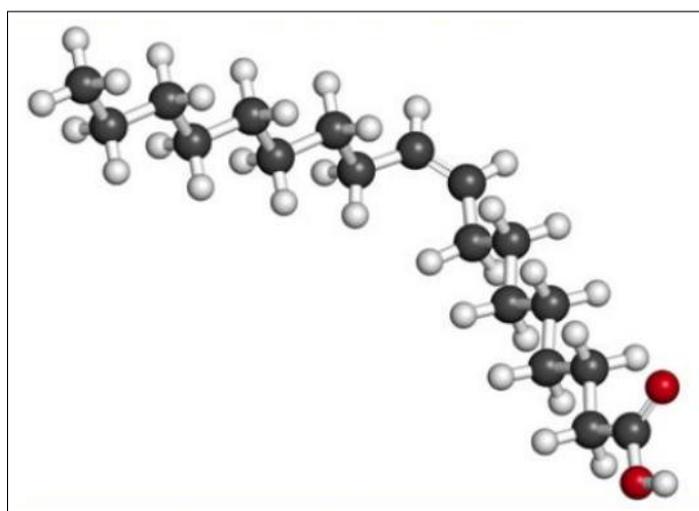


FIGURE 4 – L'acide oléique (modèle moléculaire).

1. À partir de la figure 3, **classer** les quatre constituants du basilic selon la nature des entités qui les constituent (atomique, ionique, moléculaire).
2. À partir des figures 3 et 4. Qu'indiquent les nombres en indice dans la formule de l'acide oléique ?
3. **Calculer** la masse d'une seule entité pour chacune des espèces chimiques du basilic.
4. À partir de la figure 3, **estimer** le nombre de chacun de ces entités dans 100 g de basilic.

Bilan : Pourquoi a-t-on du mal à donner du sens à de tels résultats ? Les calculs ont-ils été faciles à effectuer ?

Données :

- $m(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-27}$ kg ; $m(\text{C}) = 1,99 \times 10^{-26}$ kg ; $m(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-26}$ kg ; $m(\text{Ca}^{2+}) = 6,66 \times 10^{-26}$ kg.
- $1 \text{ mg} = 10^{-3}$ g ; $1 \mu\text{g} = 10^{-6}$ g.

3. Activité 2 : La mole, unité de la quantité de matière

Objectif :

- Déterminer le nombre d'entités et la quantité de matière d'une espèce dans une masse d'échantillon.

De nombreux « objets macroscopiques » sont conditionnés en « lots » : les feuilles de papiers (en ramettes), les bouteilles d'eau (en packs), etc. Le chimiste aussi rassemble les « objets microscopiques » en « lots ».

Quel est le lien entre les échelles macroscopique et microscopique pour le dénombrement d'entités chimiques ?

- Les sept unités de base du Système international sont les « unités fondamentales » à partir desquelles sont construites toutes les autres unités. Parmi ces sept unités, on trouve la mole, unité de la quantité de matière.
- La quantité de matière, notée n , contenue dans un échantillon, correspond au nombre de « lots » (ou moles) d'entités (atomes, ions ou molécules), que contient cet échantillon.
- La constante d'Avogadro N_A est définie comme le nombre d'entités (atomes, ions ou molécules) contenues dans une mole de matière :

$$N_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

FIGURE 1 – La mole.

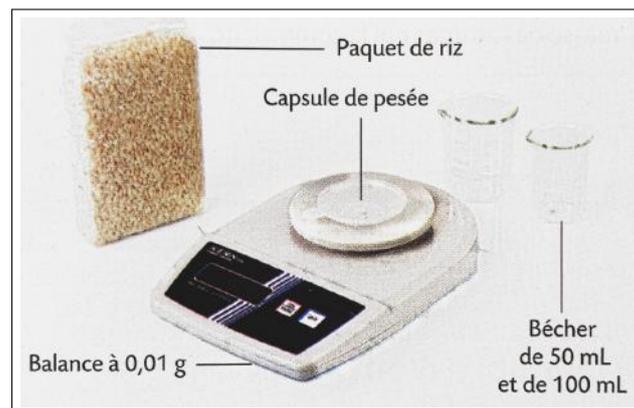


FIGURE 2 – Matériel et produits disponibles.

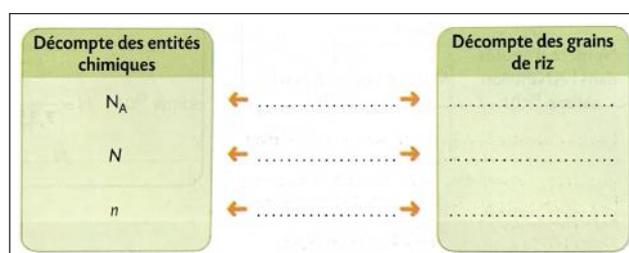


FIGURE 3 – Analogie entre deux décomptes.

1. **Élaborer** et **mettre en œuvre** un protocole permettant de compter le nombre N de grains de riz contenus dans un paquet.
- 2.a) **Proposer** une modification du protocole permettant de diminuer l'incertitude type $u(N)$ de la mesure du nombre N de grains de riz.
- b) **Mettre en œuvre** le protocole fourni par le professeur. Les résultats de tous les binômes d'élèves seront écrits au tableau.
3. **Écrire** le résultat de la mesure sous la forme : $N = \bar{N} \pm u(N)$.
- 4.a) **Reproduire** et **compléter** le tableau de la figure 3.
- b) **Établir** la relation entre n , N et N_A .
- 5.a) **Calculer** la masse d'une mole de nucléons.
- b) La masse d'un atome peut être assimilée à celle de son noyau. En quoi la valeur trouvée dans la question 5.a) présente-t-elle un intérêt ?

Bilan : Quelle est le lien entre les échelles macroscopique et microscopique pour le dénombrement d'entités chimiques ?

Donnée : masse d'un nucléon : $m_{nucléon} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

A Erreurs de mesures

Une mesure n'est jamais parfaite, même si elle est réalisée avec soin. Il existe toujours des **erreurs de mesures**.

B Variabilité de la mesure d'une grandeur physique

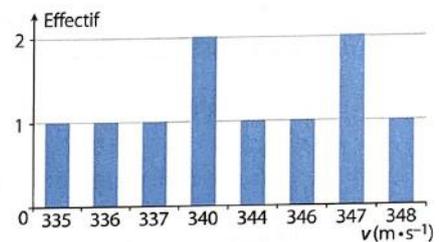
Dans le cas où on effectue N fois, dans les mêmes conditions, la mesure d'une grandeur G , on observe une **dispersion des mesures**. On attribue comme valeur à G , la moyenne \bar{g} des résultats de ces N mesures. Il est possible de visualiser la dispersion des valeurs autour de la moyenne à l'aide d'un histogramme. Cette dispersion est caractérisée par l'écart-type σ_{n-1} . Plus il est faible et plus les résultats sont regroupés autour de la moyenne.

L'écart-type peut être calculé à l'aide d'un tableur ou d'une calculatrice.

Exemple : Résultats de la mesure de la vitesse v du son obtenus par des élèves à 20 °C.

347 m·s ⁻¹	340 m·s ⁻¹	337 m·s ⁻¹	347 m·s ⁻¹	344 m·s ⁻¹
346 m·s ⁻¹	336 m·s ⁻¹	348 m·s ⁻¹	335 m·s ⁻¹	340 m·s ⁻¹

- La moyenne \bar{v} de ces mesures est : $\bar{v} = 342 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.
- L'écart-type σ_{n-1} des mesures est : $\sigma_{n-1} = 4,99 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.



C Incertitude-type

L'**incertitude-type** associée à une grandeur G est notée $u(G)$ (u pour *uncertainty*). Elle fournit une **estimation de l'étendue des valeurs** que l'on peut raisonnablement attribuer à G .

Dans le cas où on effectue N fois la mesure de la même grandeur G , dans les mêmes conditions,

l'incertitude-type $u(G)$ est estimée par la relation : $u(G) = \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{N}}$.

L'incertitude-type $u(G)$ est arrondie par excès en ne conservant généralement qu'un seul chiffre significatif.

Exemple : Pour les mesures de la valeur de la vitesse de propagation du son du tableau ci-dessus :

On a effectué $N = 10$ mesures. L'incertitude-type est $u(v) = \frac{4,99}{\sqrt{10}} = 1,58 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

Elle est arrondie à $u(v) = 2 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

D Écriture du résultat - Valeur de référence

Le résultat de la grandeur mesurée G s'écrit $G = \bar{g} \pm u(G)$ ou encore $\bar{g} - u(G) \leq G \leq \bar{g} + u(G)$.

Exemple : Le résultat de la mesure de la vitesse de propagation du son s'écrit :

$$v = (342 \pm 2) \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \text{ ou } 340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \leq v \leq 344 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Dans certains cas, la grandeur mesurée G a une valeur déjà connue précisément, considérée comme une valeur de référence G_{ref} .

Si $\bar{g} - u(G) < G_{\text{ref}} < \bar{g} + u(G)$, il y a **compatibilité** entre le résultat de la mesure et la valeur de référence.

Exemple : À 20 °C, la valeur de référence de la vitesse de propagation du son est $v_{\text{ref}} = 343 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$. On constate que $340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \leq v_{\text{ref}} \leq 344 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

Il y a compatibilité entre le résultat de la vitesse de propagation du son mesurée et la valeur de référence.

4. Exercices

Exercice 1

Compléter les phrases à l'aide d'une partie du vocabulaire suivant : *Nombre d'Avogadro, mole(s), masse(s) molaire(s), quantité(s) de matière, molécule(s), masse(s)* :

« Une de molécules est la d'un système contenant $\mathcal{N}_A = 6,02 \times 10^{23}$ \mathcal{N}_A est appelé »

1. Quel est le symbole utilisé en chimie pour représenter la quantité de matière ? Quelle est son unité ?
2. Combien y-t-il de molécules d'eau H_2O dans 2,00 moles d'eau pure ?

Exercice 2

1. **Calculer** la masse molaire des molécules suivantes : Chlorure d'hydrogène HCl , méthanal H_3CO .
2. **Calculer** la masse molaire des composés ioniques suivants : Chlorure de potassium ($\text{K}^+ + \text{Cl}^-$), Dichromate de potassium ($2\text{K}^+ + \text{CrO}_3^{2-}$)

Données : Masses molaires atomiques

H : 1,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; C : 12,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; N : 14,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; O : 16,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; Na : 23,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; Cl : 35,5 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; K : 39,1 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; Cr : 52,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; Co : 58,9 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 3

Le dihydrogénophosphate de sodium dihydraté est un solide cristallisé de masse molaire 156,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et de formule $(\text{NaH}_2\text{PO}_4, 2\text{H}_2\text{O})$.

1. **Calculer** la masse d'un échantillon contenant $8,65 \times 10^{-1}$ mol de dihydrogénophosphate de sodium dihydraté.
2. **Calculer** la quantité de matière contenue dans un échantillon de dihydrogénophosphate de sodium dihydraté de masse 2,62 g.
3. **Nommer** le matériel nécessaire pour effectuer un tel prélèvement.

Exercice 4

Un flacon contient 800 mL de chlorododécane, liquide de masse molaire moléculaire 204,6 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et de masse volumique 0,87 $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$. On souhaite préparer $2,05 \times 10^{-3}$ mol de chlorododécane.

1. **Exprimer** la masse m d'un échantillon en fonction de sa masse volumique ρ et de son volume V .
2. **Calculer** la masse de chlorododécane contenue dans le flacon.
3. **Exprimer** la quantité de matière n d'un échantillon en fonction de sa masse molaire et de sa masse.
4. **Calculer** la quantité de matière de chlorododécane contenue dans le flacon. Y en a-t-il suffisamment pour la préparation souhaitée ?

Exercice 5

Un grain d'or (symbole Au) d'environ 1 mm^3 contient environ 98 μmol d'or.

1. Quelle est sa masse ?
2. En déduire sa masse volumique.
3. Combien d'atomes d'or contient-il ?

Données : Masses molaires en ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : $M(\text{C})=12$; $M(\text{H})=1$; $M(\text{O})=16$; $M(\text{Au})=197$.
 $\mathcal{N}_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Exercice 6

La vitamine C a pour formule brute : $C_6H_8O_6$.

1. **Déterminer** la masse molaire de la vitamine C.
2. Quelle est la quantité de matière présente dans un comprimé de vitamine C de 500 mg ?
3. **En déduire** le nombre de molécules présentes dans ce comprimé.

Données : Masses molaires atomiques

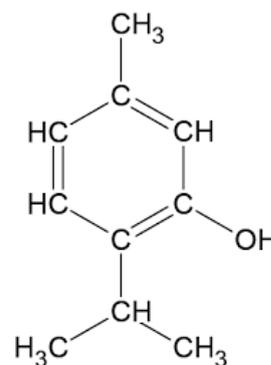
H : 1,0 g.mol⁻¹ ; C : 12,0 g.mol⁻¹ ; N : 14,0 g.mol⁻¹ ; O : 16,0 g.mol⁻¹ ; Na : 23,0 g.mol⁻¹ ; Cl : 35,5 g.mol⁻¹ ;
K : 39,1 g.mol⁻¹ ; Cr : 52,0 g.mol⁻¹ ; Co : 58,9 g.mol⁻¹.

$N_A = 6,02 \times 10^{23}$ mol⁻¹.

Exercice 7

De nombreuses molécules naturelles issues des plantes possèdent des goûts ou des senteurs agréables. Parmi ces substances, on trouve le thymol que l'on peut extraire du thym et de l'origan. La formule développée de la molécule de thymol est représentée ci-contre.

1. Quelle est la formule brute du thymol ?
2. **Calculer** la masse molaire du thymol.
3. Au cours d'une extraction artisanale, on récupère une masse de 75 g de thymol liquide. **Calculer** la quantité de matière de thymol récupérée par cette extraction.
4. Le thymol est un liquide organique de masse volumique $\rho = 0,911$ g.cm⁻³. **Calculer** le volume de thymol extrait.



Exercice 8

Deux échantillons, l'un de platine (métal de symbole Pt, de densité 21,5), et l'autre de paraffine (cire de formule $C_{25}H_{52}$), ont pour masse 1,000 kg.

1. Qu'appelle-t-on masse volumique de la paraffine ? Quelle est son unité ?
2. Quelle est la quantité de matière contenue dans chaque échantillon ?
3. Quel est le volume de l'échantillon de platine ?
4. L'échantillon de paraffine a un volume de 1,20 L. La paraffine est-elle plus dense ou moins dense que le platine ?

Données : $M(Pt) = 195,1$ g.mol⁻¹ ; $M(H) = 1$ g.mol⁻¹ ; $M(C) = 12,0$ g.mol⁻¹ ; $M(N) = 14,0$ g.mol⁻¹.