

## DÉNUMBRER LES ENTITÉS CHIMIQUES

Objectifs : dénumbrer les entités chimiques en s'aidant de leurs caractéristiques physiques ; les assembler en lots pour calculer une quantité de matière.

### I. DÉNUMBRER LES PETITS OBJETS



**Problématique** : En chimie, on sait comment les atomes s'assemblent pour former des molécules. Par exemple, deux atomes d'hydrogène H s'assemblent avec un atome d'oxygène O pour former une molécule d'eau de formule  $H_2O$ . Comment connaître le nombre d'atomes, d'ions ou de molécules qui composent un échantillon à taille humaine ?

#### Collection d'objets



Il est fastidieux de dénumbrer les petits objets un par un. Souvent, ces objets sont rassemblés en lots ou paquets. Ainsi, le riz est vendu ou stocké en paquets, les feuilles de papiers sont livrées en ramettes, les œufs sont achetés par douzaine. Une ramette de papiers contient 500 feuilles si on se fie à l'étiquette de l'emballage. Comment vérifier cette information ? Comment déterminer le nombre de grains de riz dans un paquet ? La même question se pose avec les entités chimiques.



#### RÉALISER

mettre en œuvre un protocole

A B C D

- Proposer puis mettre en œuvre un protocole expérimental pour déterminer avec précision la valeur de la masse moyenne d'un grain. **APPEL** 🙌
- Estimer le nombre de grains dans un paquet de 1 kg.
- On note  $m$  la masse totale d'un échantillon,  $m_e$  la masse d'un élément et  $N$  le nombre d'éléments. Identifier parmi les formules suivantes celles qui sont justes :

$$\bullet m = N / m_e$$

$$\bullet m = N \times m_e$$

$$\bullet N = m_e / m$$

$$\bullet N = m / m_e$$

$$\bullet m_e = m / N$$

### II. DÉNUMBRER LES ENTITÉS CHIMIQUES

#### L'unité de masse atomique



L'étude des gaz, conduite d'abord par A. LAVOISIER, A. AVOGADRO ou encore R. MARIOTTE a permis de mesurer la masse moyenne des atomes de chaque élément chimique de la classification. Cette masse, très petite, est exprimée à l'aide d'une unité adaptée, l'unité de masse atomique, notée  $u$  :  $1 u = 1,660 54 \times 10^{-27}$  kg.



#### Masse des atomes des éléments chimiques en unité de masse atomique

H 1,00								He 4,00
Li 6,90	Be 9,00	...	B 10,80	C 12,00	N 14,00	O 16,00	F 19,00	Ne 20,20
Na 23,00	Mg 24,30	...	Al 27,00	Si 28,10	P 31,00	S 32,10	Cl 35,50	Ar 39,90
K 39,10	Ca 40,10							



#### RÉALISER

rédigé convenablement la réponse à une question calculatoire

A B C D

- Calculer la valeur de la masse d'un atome d'oxygène en kilogramme. \*
- Calculer la valeur de la masse d'une molécule d'eau en kilogramme. \*
- Déterminer le nombre de molécules d'eau présentes dans un gramme d'eau. \*\*
- Déterminer le nombre de molécules d'eau présentes dans une bouteille de 1,5 L. \*\* **APPEL** 🙌

**III. LA QUANTITÉ DE MATIÈRE****Faire des paquets**

Les entités chimiques étant si petites, leur nombre est immense, même dans un échantillon de petite taille. Ces nombres gigantesques ne sont pas pratiques à utiliser. Pour garder une idée de leur nombre tout en employant des valeurs ordinaires, le chimiste dénombre les entités par paquets, tout comme un imprimeur dénombre les feuilles de papier par ramettes. Le « nombre de paquets » d'une espèce chimique présente dans un échantillon est appelée la *quantité de matière* de cette espèce chimique. Notée  $n$ , elle se mesure en mole. Une mole désigne une quantité de matière contenant  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$  entités chimiques.



1. Calculer le nombre d'entités chimiques présentes dans 7,0 mol. \*
2. Déterminer la quantité de matière en eau présente dans une bouteille de 1,5 L. \*\*
3. Le diamant est un minéral composé uniquement d'atomes de carbone. Un diamant de 70 carats a une masse de 14,0 g. Déterminer la quantité de matière de carbone présente dans ce diamant. \*\*
4. Identifier parmi les formules suivantes celles qui sont justes :

▪  $n = N / N_A$

▪  $N = n \times N_A$

▪  $N = n / N_A$

▪  $n = N_A / N$

▪  $n = N \times N_A$

**IV. À RETENIR**

- Masse d'une molécule :

---



---



---



---

- Nombre d'entités dans un échantillon :

---



---



---



---

- Quantité de matière d'une espèce chimique dans un échantillon :

---



---



---



---

## Éléments de correction

1.1 Comme 135 grains de riz pèsent ensemble 2,12 g, chaque grain a en moyenne une masse égale à :

$$m_{\text{grain}} = \frac{m_{\text{totale}}}{\text{nombre de grains}} = \frac{2,12 \text{ g}}{135} = 0,0157 \text{ g} = 15,7 \text{ mg}$$

1.2. Dans un paquet de 1 kg, soit 1 000 g, le nombre de grains vaut :

$$N_{1 \text{ kg}} = \frac{m_{\text{totale}}}{m_{\text{grain}}} = \frac{1\,000 \text{ g}}{0,0157 \frac{\text{g}}{\text{grain}}} \approx 64 \text{ milliers de grains}$$

1.3.

Les bonnes formules sont :

$$\bullet m = N \times m_e \quad \bullet N = m / m_e \quad \bullet m_e = m / N$$

2.1. La masse d'un atome d'oxygène vaut 16,00 u. Or l'unité de masse atomique vaut  $1,66054 \times 10^{-27}$  kg, qu'il faut donc ici compter 16,00 fois :

$$m_o = 16,00 \times 1,66054 \times 10^{-27} \text{ kg} \approx 26,57 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

2.2. Pour calculer la masse d'une molécule d'eau en kg, il faut d'abord connaître la masse d'un atome d'hydrogène en kg :

$$m_H = 1,00 \text{ u} = 1,66054 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Comme chaque molécule d'eau est composée d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène, la masse de chaque molécule d'eau vaut :

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_o + 2 \cdot m_H = (26,57 + 2 \times 1,66054) \times 10^{-27} \text{ kg} = 29,89 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

2.3. Comme un gramme d'eau représente un millièrme de kg, soit 0,001 kg, le nombre de molécules d'eau dans un gramme d'eau vaut :

$$N_{\text{eau}} = \frac{m_{\text{totale}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,001 \text{ kg}}{29,89 \times 10^{-27} \frac{\text{kg}}{\text{molécule}}} = 3,346 \times 10^{22} \text{ molécules}$$

2.4. Une molécule de NaCl a une masse égale à :

$$m_{\text{NaCl}} = m_{\text{Na}} + m_{\text{Cl}} = 23,00 \text{ u} + 35,50 \text{ u} = 58,50 \text{ u} = 97,14 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Dans une masse totale de 2 g, soit 0,002 kg, le nombre de molécules vaut :

$$N = \frac{m_{\text{totale}}}{m_{\text{NaCl}}} = \frac{0,002 \text{ kg}}{97,14 \times 10^{-27} \frac{\text{kg}}{\text{molécule}}} = 2,058 \times 10^{22} \text{ molécules}$$

Comme chaque molécule de NaCl compte deux atomes, le nombre totale d'atomes dans 2 g de chlorure de sodium est égal à  $2 \cdot N = 4,118 \times 10^{22}$  atomes.

2.5. Comme un litre et demi d'eau pèse 1,5 kg, le nombre de molécules d'eau présentes vaut :

$$N = \frac{1,5 \text{ kg}}{29,89 \times 10^{-27} \frac{\text{kg}}{\text{molécule}}} = 5,018 \times 10^{25} \text{ molécules}$$

3.1. Comme chaque mole contient  $6,022 \times 10^{23}$  entités, sept moles contiennent sept fois cette quantité soit :

$$N = 7 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ entités} = 42 \times 10^{23} \text{ entités}$$

3.2. Comme chaque molécule d'eau pèse 18,00 u, une mole d'eau pèse :

$m_{\text{mole d'eau}} = 18,00 \times \frac{1,66054 \times 10^{-27} \text{ kg}}{\text{molécule}} \times 6,022 \times 10^{23} = 18,00 \text{ g}$ . (Observez comme la masse d'une entité, exprimée en u, et la masse d'une mole, exprimée en grammes, concordent en valeurs).

3.3. Une bouteille d'eau d'un litre et demi pèse 1500 g. Chaque mole d'eau pèse 18 g. Donc on dénombre :

$$n = \frac{1500 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mole}}} = 83 \text{ moles}$$

3.4. Une mole de carbone pèse 12,0 g. Dans les 14,0 g de carbone dans le diamant, on compte  $n = \frac{14 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,17 \text{ mol}$ .

$$3.5. n = \frac{1,0 \text{ g}}{58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 17 \text{ mmol}$$

3.6.

$$\bullet n = N / N_A \quad \bullet N = n \times N_A$$