

Travaux pratiques de Chimie : A la découverte de la mole

1/ Compter des feuilles de papier

Le lycée Stanislas a besoin par an de 1 172 500 feuilles au format 21 × 29,7. Il fait la commande chez un grossiste en début d'année.

1.1/ Le grossiste va-t-il compter une à une 1 172 500 feuilles avant de les envoyer au lycée ? Pourquoi ?

.....
.....
.....

1.2/ Un paquet de feuilles qu'on appelle « ramette » correspond à 500 feuilles. Calculer le nombre de ramettes à commander annuellement pour couvrir les besoins.

.....
.....

Bilan : On compte les œufs par douzaine ou les feuilles de papier par ramette de 500 feuilles. Il est délicat de compter de grandes quantités d'objets, il est plus facile de les compter par « paquet ».

2/ Compter des lentilles

- Compter 50 lentilles.
- Les peser en utilisant la coupelle en plastique comme récipient. Masse des 50 lentilles : $m = \dots\dots\dots$

2.1/ Ecrire un protocole pour préparer 400 lentilles dans le bécher sans les compter.

.....
.....
.....

Appeler le professeur pour vérification.

2.2/ Calculer le nombre de lentilles dans un paquet du commerce de 500 g de lentilles.

.....
.....



Bilan : Peser une quantité de matière, c'est aussi compter le nombre d'entités la composant.

3/ Compter des atomes

Un atome de fer pèse $m_{\text{atome}} = 9,27 \times 10^{-23}$ g. C'est très très léger !!

3.1/ Calculer la masse d'un objet en fer constitué d'un milliard d'atomes de fer. Est-il possible de peser une telle masse ?

.....
.....
.....
.....

• Peser le clou en fer : Masse du clou en fer : $m = \dots\dots\dots$

3.2/ Compléter les pointillés avec la masse du clou en fer dans le tableau de proportionnalité suivant :

| Nombre d'atome(s) | Masse correspondante (en gramme) |
|-------------------|---|
| 1 atome de fer | $m_{\text{atome}} = 9,27 \times 10^{-23} \text{ g}$ |
| N atomes de fer | $m_{\text{clou}} = \dots\dots\dots$ |

3.3/ Utiliser le tableau précédent pour calculer le nombre N d'atomes de fer contenu dans le clou. Arrondir à 2 chiffres après la virgule.

.....

4/ Compter en moles

En chimie, le moindre échantillon de matière contient des milliards de milliards d'entités (atomes, ions ou molécules). Comme vous l'avez constaté, ce n'est ni facile, ni pratique de les compter ! Les chimistes ont donc cherché à trouver un « paquet » d'entités, un lot simple à utiliser. Les entités d'un échantillon ne sont pas comptées par paquet de 12 ou de 500 mais par paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités. Ce paquet est appelé la mole. Une mole d'entités représente donc un « paquet » contenant $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques.

Exemples :

- 1 mole de molécules d'eau = $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau
- 1 mole d'atomes de fer = $6,02 \times 10^{23}$ atomes de fer
- 1 mole d'ions magnésium = $6,02 \times 10^{23}$ ions magnésium

La mole est l'unité de la grandeur physique appelée la quantité de matière, notée « n ».

4.1/ Compléter le tableau suivant :

| | | |
|-------------------------|----------|----------|
| Grandeur physique | La masse | La |
| Notation de la grandeur | m | |
| Unité | gramme | mole |
| Symbole de l'unité | | mol |

Ce nombre d'entités chimiques contenues dans une mole ($6,02 \times 10^{23}$ entités) est une constante universelle notée N_A et porte le nom de constante d'Avogadro (ou nombre d'Avogadro).

4.2/ Compléter les pointillés dans le tableau de proportionnalité suivant en recopiant le nombre d'atomes de fer contenu dans le clou, calculé à la question 3.3/.

| Nombre de d'atomes de fer | Quantité de matière correspondante (en mol) |
|---|---|
| $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ atomes de fer | 1 mol |
| N = atomes de fer | n (en mol) |

4.3/ Utiliser le tableau précédent pour calculer la quantité de matière de fer noté n présente dans le clou.

.....

4.3/ En déduire une formule permettant de calculer la quantité de matière n (en mol) avec le nombre N d'entités présentes et la constante d'Avogadro N_A .

Appeler le professeur pour vérification

5/ Le comprimé de vitamines et ses milliards d'entités

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. Louise étant un peu fatiguée, elle décide de prendre un comprimé de vitamines chaque matin.



Document 1 : Composition d'un comprimé

- 0,18 g de **vitamine C**, de formule $C_6H_8O_6$
- Agent de charge : sorbitol
- Arôme naturel Orange
- Acidifiant : acide citrique

Document 2 : Masses de quelques atomes

$$m(H) = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$m(C) = 1,99 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$m(O) = 2,66 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Document 3 : Masse d'une molécule

Si une entité est une molécule, alors sa masse est égale à la somme des masses des atomes de la molécule.

Exemple : $m(C_2H_6O) = 2 \times m(C) + 6 \times m(H) + m(O)$

5.1/ En arrondissant à 2 chiffres après la virgule, calculer la masse d'une molécule de vitamine C, notée $m(C_6H_8O_6)$.

.....

.....

.....

5.2/ Compléter les pointillés avec la masse d'une molécule calculée à la question précédente :

| Nombre de molécule(s) | Masse correspondante (en gramme) |
|---------------------------|----------------------------------|
| 1 molécule de vitamine C | $m(C_6H_8O_6) = \dots\dots\dots$ |
| N molécules de vitamine C | 0,18 g |

5.3/ En arrondissant à 2 chiffres après la virgule, en déduire le nombre N de molécules de vitamine C contenu dans un comprimé.

.....

.....

.....

5.4/ Grâce à la formule trouvée à la question 4.3/ , calculer la quantité de matière de vitamine C notée n dans un comprimé.

.....

.....

.....