

Activité 1 : Du papier ...

Le lycée Dessaignes a besoin par an d'environ 1 000 000 feuilles au format 21x29.

L'intendant fait la commande chez un grossiste.

1. L'intendant va-t-il commander explicitement au grossiste 1 000 000 feuilles ? Pourquoi ?

2. Comment va-t-il formuler sa commande au grossiste de façon plus commode ?

Un paquet de feuilles qu'on appelle "ramette" correspond à 500 feuilles.

- Donner le nombre de ramettes à commander annuellement pour couvrir les besoins :

Pour votre utilisation (microscopique), l'unité est _____. Pour le grossiste (macroscopique), l'unité est _____

vocabulaire : microscopique : à petite échelle / macroscopique : à grande échelle.



A retenir de l'Activité 1 : Comprendre qu'il est délicat de compter de grandes quantités d'objets, réfléchir sur le comptage en « paquets »

**Activité 2 : Compter des lentilles.**

1. introduire 100 lentilles dans une coupelle de pesée.

2. Déterminer la masse des Nt lentilles. Expliquez votre méthode.



3. Préparer 1000 lentilles dans une coupelle de pesée. Expliquez votre méthode.

Appeler le professeur .

4. Combien y a-t-il de lentilles dans un paquet du commerce de 500 g ? Expliquez votre méthode.

5. Pourquoi un paquet de lentille est-il vendu sous la dénomination "paquet de 500g" plutôt que sous la dénomination " paquets de lentilles " ?



A retenir de l'activité 2 : ", c'est compter."





Activité 3 : Compter des atomes

Données : Masse d'un nucléon : $1,67 \times 10^{-24}$ g / Symbole de l'élément carbone : $^{12}_6\text{C}$
Nucléon = proton ou neutron

1. Calculer la masse d'un atome de carbone en utilisant les données ci-dessus. Détaillez.

2. Quelle serait la masse d'un objet en carbone constitué d'un milliard d'atomes ?
Un milliard d'atomes, c'est beaucoup ou c'est peu ?

3. Peser un objet en carbone et déterminer le nombre d'atomes qui le constituent.

4. Pour vous donner un ordre de grandeur de ce nombre, déterminer combien d'années il faudrait pour compter les atomes dans votre échantillon de carbone, à raison d'un par seconde.



Résumons :

Tout comme il n'est pas commode de parler en feuilles ou en grains de lentilles lorsque les quantités sont trop importantes, on vient de voir qu'il n'est pas pratique de parler en atomes pour la matière, les chimistes ont donc cherché à trouver un « paquet d'atomes », un lot, simple à utiliser. Ce paquet est appelé **la mole**. Reste à savoir le nombre d'atomes que comprendra cette mole.

4. Quel est le nombre N_A d'atomes dans 12 g d'atomes de carbone ? Détaillez vos calculs.



I] Qu'est-ce que la mole ?

Pour exprimer les quantités énormes d'atomes, les chimistes ont inventé une nouvelle grandeur : la quantité de matière, fondée sur la définition d'une mole.

1°) Définitions :

La mole est une unité de base du système international, adoptée en 1971, qui est principalement utilisée en physique et en chimie. :

La mole est une quantité de matière définie comme le nombre d'atomes qu'il y a dans 12 g de carbone 12 soit :

$$6,02 \times 10^{23} \text{ atomes}$$

Cette constante de proportionnalité ($6,02 \times 10^{23}$) est appelée constante d'Avogadro et notée N_A .

2°) Exemples :

- Dans une mole de n'importe quel échantillon, il y a $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques. *Vrai / faux*
- Dans une mole de carbone, il y a $6,02 \times 10^{23}$ atomes de carbone. *Vrai / faux*
- Dans une mole de néon, il y a $6,02 \times 10^{23}$ atomes de néon. *Vrai / faux*



3°) Applications :

- a) Combien y-a-t-il d'atomes dans 3,5 moles de sodium ?
- b) Quelle est la quantité de matière (nombre de moles) présentes dans le morceau de carbone étudié précédemment ?
- c) Combien y a-t-il de molécules d'eau dans 3,0 mol d'eau ?
et dans 0,3 mol d'eau ?
- d) Même question pour 3,0 mol puis 0,3 mol d'acétone de formule brute C_3H_6O .
- e) Quel nombre de moles d'eau correspond à $12,04 \times 10^{23}$ molécules d'eau ?
Même question pour $3,01 \times 10^{23}$ molécules d'acétone.



II] Masse molaire atomique.

1°) Définition :

Cours

La « masse molaire atomique » d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Unité courante : le g.mol^{-1} (un nb de grammes pour 1 mole)

Les valeurs des masses molaires atomiques de tous les éléments chimiques, exprimée en g.mol^{-1} , figurent dans les cases du tableau périodique.

2°) Exemples :

- a) Calculer la masse molaire atomique de l'or sachant qu'un atome d'or (Au) a une masse de $3,27 \times 10^{-22}$ g.
- b) Comparer la valeur obtenue à celle donnée dans le tableau périodique.
- c) Donner à l'aide du tableau périodique, la masse molaire atomique de l'azote, du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène.

III] Masse molaire moléculaire.

1°) Activité

Quelle est la masse d'une mole d'eau H_2O ?



2) Définition :

Cours La masse molaire d'un composé moléculaire se calcule en additionnant les masses molaires de tous les éléments qui constituent ses molécules partie en les multipliant par les coefficients de la formule brute de ce composé. L'unité est toujours le g.mol^{-1} .

Exemple : On a une molécule d'éthanol de formule brute $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. On veut calculer sa masse molaire moléculaire connaissant les masses molaires atomiques $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.



3) Activité :

Calculer la masse molaire moléculaire de :

- l'ammoniac : NH_3

- du propane : C_3H_8

- du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$