

Activité documentaire et expérimentale n°1 : Comment dénombrer une grande quantité d'objets identiques ?**Objectif :** - Prendre conscience de la nécessité d'une unité de quantité de matière adaptée à la chimie.

- Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon donné de corps pur.
- Préparer un échantillon contenant un nombre donné de moles de corps pur.

I. Activité 1 : Comment dénombrer un grand nombre d'objets identiques ? (10 min)**Première situation :**

1. Un hôpital doit s'approvisionner en gants stériles. Il lui en faut 20 000 par mois. Commande-t-il, en magasin spécialisé, 20 000 gants vendus à l'unité ? Expliquer.

Deuxième situation :

2. « L'eau de riz » est une boisson conseillée dans le traitement des diarrhées. Une recette préconise de faire bouillir pendant 20 minutes 500 grains de riz dans un litre d'eau puis de filtrer et de boire la boisson ainsi obtenue.



- Avec le matériel disponible au bureau du professeur ou sur votre table, **proposer un protocole** permettant de faire **rapidement** un paquet de 500 grains de riz (sans avoir à compter tous les grains de riz contenu dans la tasse.)
- Réaliser le protocole validé, puis montrer le résultat au professeur.

Appel n°1: Appeler le professeur pour qu'il évalue votre protocole

(A) : Complet (sans aide) (B) : Incomplet (sans aide) (C) : Aide importante (D) : Non réalisé

- Conclusion :** quelle méthode utilise-t-on pour collecter de grandes quantités d'objets identiques ?

II. Activité 2 : Analogie avec l'échelle microscopique (20 min)**Document n°1 : le charbon végétal**

Le charbon végétal est utilisé dans le traitement des troubles du transit intestinal. Il se présente sous la forme d'une poudre noire, essentiellement constituée d'atomes de carbone. On peut lire sur l'étiquette :

*Charbon activé 162 mg pour 1 gélule***Document n°2 : quelques données atomiques**

- Symbole de l'atome de carbone : $^{12}_6\text{C}$
- Masse d'un nucléon : $m_n = 1,67 \cdot 10^{-24}$ g
- Masse d'un électron : $m_e = 9,11 \cdot 10^{-27}$ g



A l'échelle macroscopique, on se doute que le nombre d'atomes, de molécules ou d'ions (objets microscopiques) est gigantesque. On peut alors se poser la question suivante : combien y a-t-il d'atomes de carbone dans une gélule de charbon végétal ?

- Rappeler pourquoi la masse d'un atome est approximativement égale à celle de son noyau.
- En déduire la masse approchée m_C d'un atome de carbone.
- Déterminer alors le nombre d'atomes de carbone contenus dans une gélule. On pensera à exprimer toutes les masses en grammes.
- Ce nombre vous semble-t-il facile à utiliser ? Si non, en vous aidant de vos réponses à la partie I, comment pourrait-on faire pour exprimer ce nombre plus simplement ?

Appel n°2 : Appeler le professeur pour qu'il évalue vos réponses

(A) réponses correctes (B) 1 réponse fausse (C) 2 réponses fausses (D) 3 ou 4 réponses fausses

Conclusion : Pour des objets macroscopiques, on se rend compte qu'ils contiennent un nombre N gigantesque d'atomes. Il faut donc se ramener à des nombres plus familiers en changeant d'échelle ... On introduit donc une nouvelle unité de comptage : la mole.

Le chimiste compte par « paquets ». Chaque paquet appelé « mole » contient $6,02 \cdot 10^{23}$ entités (atomes, ions, molécules).

III. Activité 3 : Une nouvelle unité de quantité de matière : la mole (20 min)

- Déduire de la question (II.3.) la quantité de matière, ou nombre de moles, de carbone dans une gélule.
- A votre avis, une mole d'atome de carbone a-t-elle la même masse qu'une mole d'atomes d'oxygène ou qu'une mole d'atomes d'hydrogène ? Justifier en utilisant un exemple analogue.

Document n°3 : masse molaire atomique

Pour classer les atomes du plus léger au plus lourd, on utilise leur **masse molaire atomique**, c'est-à-dire la masse d'une mole d'atomes identiques. Elle se note **M** et son unité est le **g.mol⁻¹** (gramme par mole).

Ex : Masse molaire de l'hydrogène $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse molaire de l'oxygène $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

3. Utiliser les résultats précédents (question II.2. et définition de la mole) pour calculer la masse molaire du carbone.

4. En analysant les données du document n°3, le résultat précédent, et les symboles atomiques (voir classification périodique), que remarquez-vous ?

Document n°4 : masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Elle se calcule en effectuant la somme des masses atomiques de tous les atomes constituant la molécule. Exemple : $M(H_2) = 2.M(H)$

5. Calculer la masse molaire moléculaire de l'eau en connaissant les masses molaires atomiques de l'hydrogène $M(H)$ et de l'oxygène $M(O)$?

Document n°5 : relation masse – quantité de matière – masse molaire

$$n = \frac{m}{M}$$

n : quantité de matière (en mol) ; m : masse de l'échantillon (en g) et M : masse molaire (en g.mol⁻¹) ; constante pour un atome donné

Appel n°3 : Appeler le professeur pour qu'il évalue vos réponses

(A) 1 réponse fautive au plus (B) 2 réponses fautes (C) 3 réponses fautes (D) 4 ou 5 réponses fautes

IV. Activité 4. Application à la mesure en chimie (15 min)

Données: $MO = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ $MH = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ $MC = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_{Ca} = 40,1 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_{Fe} = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$

▪ application : pesée de 0,1 mol de solide (15 min)

1. On dispose au bureau de trois corps purs. Compléter le tableau ci-dessous pour déterminer la masse à peser.

Corps pur	Fer	Carbonate de calcium	Saccharose (sucre)
Formule	Fe	CaCO ₃	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
Masse molaire M (g.mol ⁻¹)			
Quantité de matière souhaitée n (mol)	0,1	0,1	0,1
Masse à prélever m (g)			

Appel de contrôle : Montrer vos calculs au professeur

2. Réaliser la pesée des 0,1 mol de chaque échantillon

3. Interprétation : dans chaque bécher, ...

✚ la masse est la même : vrai ☐ faux ☐

✚ il y a autant de chaque corps pur : vrai ☐ faux ☐

✚ le volume occupé est le même : vrai ☐ faux ☐

Appel n°4 : Appeler le professeur pour qu'il valide vos calculs et vos mesures

(A) Réussi (sans aide) (B) Réussi (avec aide partielle) (C) Aide intense (D) Echoué / non traité

V. Bilan du TP (5 min): Interpréter la différence de volume occupé par une même quantité de matière de solides différents. Pour cela, comparer avec ce que l'on a quand on compare 200 grains de riz, 200 pâtes, ou 200 haricots.