

- Objectifs :** - Mettre en évidence le fait que le passage du microscopique (atomes, molécules) au macroscopique (l'expérience à notre échelle) ne peut se faire qu'en utilisant une nouvelle unité permettant de quantifier ces objets microscopiques.
- Prélever une quantité de matière connue d'une espèce chimique donnée, solide ou liquide.

Préliminaire

- 1- Evaluer approximativement la masse d'un atome de carbone ${}^6\text{C}$. On rappelle que la masse d'un nucléon (proton, neutron) est égale à $1,67 \cdot 10^{-27}\text{kg}$ et que la masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons.
- 2- Combien y a-t-il d'atome dans un échantillon de 12,0g de carbone ${}^6\text{C}$?
- 3- Quelle remarque vous inspire ce résultat ?
- 4- Un échantillon de matière, dont on peut mesurer la masse avec une balance, contient-il un petit ou un grand nombre d'entité chimique ?

A retenir

La est l'unité de Par définition, une mole contient autant d'entités qu'il y a d'atomes dans 12,0 g de carbone $12 {}^12_6\text{C}$. Le nombre d'entités contenues dans une mole est une constante appelée et valant $N_A = \dots\dots\dots$

I. QUANTITÉ DE MATIÈRE D'UN CLOU EN FER

- 1- Mesurer la masse d'un clou en fer.
- 2- Sous quelle forme chimique est constituée ce clou ?
- 3- Sachant que la masse d'un atome de fer est de $9,27 \cdot 10^{-23}\text{g}$, calculer le nombre N d'entité chimique constituant ce clou.
- 4- En déduire la quantité de matière n de ce clou en fer. Vous pourrez compléter le tableau de proportionnalité ci-dessous

Nombre d'entité chimique	$N_A = \dots\dots\dots$	N
Quantité de matière en mol	1	n

II. PRÉLÈVEMENT D'UNE QUANTITÉ DE MATIÈRE

1. Prélèvement de 0,10 mol de sucre en poudre

Le sucre en poudre est un solide constitué de molécules de saccharose de formule brute $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

- a- Sachant que la masse d'une mole de molécules de saccharose est 342g, calculer la masse m_1 correspondant à une quantité de matière de 0,10 mol de sucre en poudre. On pourra compléter le tableau de proportionnalité suivant :

Masse de l'échantillon en g	342	m ₁
Quantité de matière en mol	1	0,10

- b- Prélever cette quantité de matière.

2. Prélèvement de 0,10 mol de sel de cuisine

- a- Quelle est la formule brute de ce composé ionique ?
- b- Sachant que la masse d'une mole de ce composé est 58,5g, calculer la masse m_2 correspondant à une quantité de matière de 0,10 mol de sel de cuisine
- c- Prélever cette quantité de matière.
- d- Comparez les volumes et les masses des deux échantillons prélevés qui ont la même quantité de matière. Que constatez-vous ?

3. Prélèvement de 0,30 mol d'eau

Rappel : la **masse volumique** d'un échantillon en kg/L est le rapport de la masse de cet échantillon en kg par le volume de cet échantillon en L.

- a- Sachant que la masse d'une mole d'eau est 18,0g, calculer la masse m_3 correspondant à une quantité de matière de 0,30 mol d'eau
- b- Sachant que la masse volumique de l'eau est 1kg/L, calculer le volume d'eau à prélever pour en obtenir 0,10 mol.
- c- Prélever cette quantité de matière en utilisant le matériel le plus adapté. Justifier ce choix.

4. Prélèvement de 0,3 mol de propanone (ou acétone)

Attention, ce liquide est inflammable

- a- En utilisant la même démarche que précédemment et en sachant que la masse molaire de la propanone de formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ vaut $58 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et que sa densité par rapport à l'eau vaut 0,79, prélever 0,3 mol de propanone en utilisant le matériel le plus adapté.
- b- Comparez les volumes des deux échantillons prélevés qui ont la même quantité de matière. Que constatez-vous ?

III. RECHERCHE PERSONNELLE (A FAIRE À LA MAISON)

Définition de la masse molaire :

La masse molaire «atomique» est définie comme la masse d'une mole d'atomes à l'état naturel, ce qui revient à considérer les abondances isotopiques naturelles. Elle se mesure en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Rappel sur l'utilisation de la balance :

A partir des photographies suivantes, décrire rapidement le protocole d'utilisation d'une balance électronique.



Si la précision de la balance est le dg, quelle masse pèse-t-on : 4,9936 g ; 4,994 g ; 4,99 g ; 5,00 g ; 5,0 g ?

2. Calcul de la masse molaire atomique du Chlore :

Sachant que le chlore possède deux isotopes $^{35}_{17}\text{Cl}$ et $^{37}_{17}\text{Cl}$, que l'isotope 35 a pour masse $5,807 \cdot 10^{-23}$ g et représente 75,77 % du chlore à l'état naturel et que l'isotope 37 a pour masse $6,138 \cdot 10^{-23}$ g et représente 24,23 % du chlore à l'état naturel, calculez la masse molaire du chlore. Comparez votre résultat avec celui que vous trouverez dans le tableau périodique.

(Si vous avez des problèmes pour effectuer cette partie, reportez vous à l'activité 3 p. 125)

3. A l'aide d'un tableau de données (ne pas effectuer à chaque fois le calcul), trouver la masse molaire atomique de chacune des espèces chimiques figurant dans le tableau ci-dessous :

Espèce chimique	Plomb	Cuivre	Sodium	Chlore	Soufre	Carbone	Hydrogène	Oxygène	Calcium
Masse molaire ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)									

4. La masse molaire d'une molécule est obtenue en effectuant la somme des masses molaires de tous les constituants de la molécule. Après avoir vérifié que les masses molaires données dans le II sont exactes, calculer la masse molaire des espèces figurant dans le tableau ci-dessous (vous ferez apparaître le calcul dans la case du tableau).

Exemple : Puisque la molécule CO_2 est constituée d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène, sa masse molaire sera donnée par $M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2 \cdot M_{\text{O}} = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Espèces chimiques	Chlorure de sodium NaCl	Carbonate de calcium CaCO_3	Sucre (saccharose) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	Sulfate de cuivre CuSO_4
Masse molaire ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)				

5. Donner la relation qui lie la quantité de matière n (exprimée en mol) d'une espèce chimique contenue dans un échantillon de masse m (exprimée en g), à la masse molaire M (exprimée en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Il est donc aussi possible de définir la masse molaire comme la grandeur de la masse par la quantité de matière : Son unité est donc pleinement justifiée.