

ACTIVITE INTRODUCTRICE A LA MOLE

PARTIE 1 COMPTAGE DES PETITS OBJETS

On souhaite trouver une réponse approximative mais rapide à la question ; « Combien y a-t-il de grains de riz dans un paquet de riz de 1 kg du commerce »

On dispose d'une balance, d'éprouvettes de 25 mL et 250 mL, d'un petit récipient.

1. Proposer plusieurs méthodes permettant de résoudre le problème posé.
2. Utiliser une des méthodes proposées pour répondre à la question.
3. Quel est le point commun entre les différentes méthodes utilisées ?

PARTIE 2 QUANTITE DE MATIERE D'ALUMINIUM

Un atome d'aluminium est constitué d'un noyau, contenant 13 protons et 14 neutrons, et de 13 électrons.

1. Déterminer la masse d'un atome d'aluminium (s'aider du livre pour les valeurs).
2. Combien y a-t-il d'atomes dans une règle en aluminium de masse 80 g ? Quelle hypothèse avez-vous faite, concernant les atomes d'aluminium de la règle ?

• Le métal aluminium est constitué d'atomes d'aluminium identiques.
• Les chimistes ont convenu de dénombrer les atomes d'aluminium par « paquets » de $6,0 \cdot 10^{23}$ atomes. Un tel « paquet » s'appelle une **mole d'atomes** d'aluminium.
• On appelle quantité de matière d'aluminium le nombre de moles d'atomes d'aluminium présents dans un échantillon.

3. Quelle est la quantité de matière (c'est-à-dire le nombre de moles d'atomes) d'aluminium dans cette règle ?
4. Déterminer par deux méthodes différentes la masse d'une mole d'atomes d'aluminium.

PARTIE 3 QUANTITE DE MATIERE : DEFINITION GENERALE

La notion de quantité de matière vue pour les atomes d'aluminium se généralise aux échantillons d'atomes identiques, d'ions identiques, ou de molécules identiques.

- **La quantité de matière est une grandeur (symbole n) dont l'unité est la mole (notée mol).**
- **Une mole est un « paquet » de $6,0 \cdot 10^{23}$ « entités » identiques.**
- **Le nombre de moles s'appelle la quantité de matière.**

1. Combien y a-t-il de molécules d'eau dans 3,0 mol d'eau ? et dans 0,23 mol d'eau ?
Même question pour 3,0 mol puis 0,23 mol d'acétone C_3H_6O .
2. Quelle quantité de matière d'eau correspond à $5,0 \cdot 10^{22}$ molécules d'eau ?
Même question pour $5,0 \cdot 10^{22}$ molécules d'acétone.

Remarque

Dans la vie quotidienne, on parle de la quantité de sucre nécessaire pour faire un gâteau, de la quantité d'essence dans un réservoir, de la quantité de billes dans un sac.

3. Donner une signification du terme « quantité » dans la vie quotidienne.
4. Dans ces exemples, quelle unité associe-t-on à chacune des quantités évoquées ?
5. Quelles différences y a-t-il entre la notion de *quantité* dans la vie quotidienne et celle de *quantité de matière* vue ci-dessus ?

PARTIE 4 MOLE D'ATOMES ET MASSE MOLLAIRE

- La masse molaire d'une espèce chimique atomique est la masse d'une mole d'atomes de cette espèce chimique. Elle se note M et s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- La masse d'une mole d'atomes est aussi la masse molaire attribuée à l'élément chimique correspondant¹. Elle figure dans la classification périodique.

1. La masse d'un atome de carbone 12 est $m_C = 2,0 \cdot 10^{-23}$ g. En déduire la valeur de la masse molaire $M(C)$ de l'élément chimique carbone.
2. Comparer la valeur trouvée à celle donnée par la classification périodique.
3. Une mine de crayon en graphite, matériau constitué d'atomes de carbone, a pour masse $m = 1,2$ g. Quelle est la quantité de matière de carbone qui la constitue ?

PARTIE 5 MASSE MOLLAIRE D'UNE ESPECE CHIMIQUE MOLECULAIRE

- La masse molaire d'une espèce chimique moléculaire est la masse d'une mole de molécules de cette espèce chimique. Elle se note M et s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- La masse molaire d'une espèce chimique moléculaire se calcule en ajoutant les masses molaires des atomes constituant la molécule.

1. Quelle est la masse molaire du dioxygène O_2 ? de l'eau H_2O ? de l'acétone $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$?
2. Quelle est la quantité de matière d'eau présente dans $m = 50$ g d'eau ?
3. Quelle est la quantité de matière d'acétone présente dans $m = 50$ g d'acétone ?

¹ La masse molaire d'un élément chimique prend en compte la répartition isotopique naturelle sur Terre.