

# Une unité de quantité de matière : la mole

## I. Définition de la mole :

- **La mole est l'unité de quantité de matière** qui permet de décrire le nombre d'entités qu'il y a dans un échantillon ; son symbole est « mol ».
- **La mole est un « paquet » dans lequel il y a  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités.**  
**Le nombre  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  est appelé nombre d'Avogadro.**
- La quantité de matière contenue dans un échantillon de matière est notée **n** ; on écrira par exemple  $n = 1,7 \text{ mol}$

## II. Masse molaire atomique ; masse molaire de l'élément chimique

- **La masse molaire atomique  $M_{\text{atome}}$  est la masse d'une mole d'atomes identiques.** C'est donc la masse d'un « paquet » d'atomes identiques.
- Etablir la formule qui permet de calculer la masse molaire atomique à partir du nombre d'Avogadro et de la masse  $m_{\text{atome}}$  d'un seul atome.

- Retrouver par le calcul la masse d'une mole de l'oxygène 16, isotope le plus abondant.  
On donne :
  - représentation de l'atome de l'oxygène 16 :  ${}^{16}_8\text{O}$
  - masse d'un nucléon :  $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
  - masse d'un électron :  $m_{\text{électron}} = 9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$

En réalité, la masse molaire de l'oxygène 16 est  $M_{16\text{O}} = 16,000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Le résultat obtenu est-il en accord avec la valeur annoncée ?

- On trouve les masses molaires atomiques dans le tableau périodique des éléments.  
Quelques exemples :  
 $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$     $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$     $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$     $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$     $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

### III. Masse molaire ionique :

- L'ion oxygène 16 a pour formule  $O^{2-}$ . Donner la composition de cet ion en termes de nombres de protons, neutrons et électrons.

- Calculer la masse d'un ion oxygène 16, puis la masse molaire de l'oxygène 16.

- Conclure quant à la relation entre la masse molaire ionique et la masse molaire atomique d'un élément chimique.

### IV. Masse molaire moléculaire :

- **La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules identiques**
- La masse d'une mole de molécules identiques ou masse molaire moléculaire s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques des atomes qui composent la molécule.
- Calculer la masse molaire  $M$  des molécules suivantes :

Molécule	Masse molaire de la molécule (M)
O <sub>2</sub>	
H <sub>2</sub> O	
CO <sub>2</sub>	
C <sub>8</sub> H <sub>9</sub> O <sub>2</sub> N	

### V. Masse d'un échantillon d'entités identiques :

- Etablir la formule qui permet de calculer la masse  $m$  d'un échantillon contenant  $n$  moles d'entités identiques de masse molaire  $M$ .

- Etablir la formule qui permet de calculer le nombre d'entités  $N$  qu'il y a dans un échantillon contenant  $n$  moles d'entités identiques.

VI. Analogie ramette :

On cherche à déterminer le nombre de feuilles A4 contenues sur une palette. Les feuilles sont réparties en paquets appelées « ramettes »

On donne :

Masse de l'échantillon :  $500\text{ kg}$

Masse d'une ramette :  $2,5\text{ kg}$

Il y a 500 feuilles dans une ramette.



1. Analogie avec la chimie : faire correspondre les mots entités, mole et échantillon avec les mots de l'énoncé et les lettres  $N_{paquet}$ ,  $M$  et  $m$  avec les valeurs de l'annoncé.

2. Répondre au problème posé en organisant les étapes du raisonnement (titre + formule littérale + application numérique)

## VII. Appliquer et s'entraîner :

1. Calculer la quantité de matière (en moles) qu'il y a dans un échantillon  $m=36,0\text{g}$  de fer ? (masse molaire atomique du fer :  $M(\text{Fe})=55,8\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )  
En déduire le nombre d'atomes dans l'échantillon  $m$ .
2. Combien d'atomes y a-t-il dans  $m=150\text{ g}$  de cuivre ( $M_{\text{Cu}}=63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
3. Quelle quantité de matière y a-t-il dans  $1,5\text{kg}$  d'eau ?
4. Le sucre est constitué de saccharose de formule  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . On propose, pour le même prix, un sac de  $60\text{kg}$  de sucre ou  $200$  moles de saccharose. Quel est le meilleur choix économique ?
5. L'acide sulfurique a une masse volumique  $\rho=1,8\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ . Calculer la masse de  $3\text{cm}^3$  d'acide sulfurique pur. La formule de l'acide sulfurique est  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Calculer la quantité de matière contenue dans  $3\text{cm}^3$  d'acide sulfurique.
6. L'éthanol pur est un liquide de masse volumique  $\rho=0,79\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ . Un vin à  $12\%$  contient  $12\text{mL}$  d'éthanol dans  $100\text{mL}$  de vin. La formule de l'éthanol est  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . Calculer (en moles) d'éthanol que contiennent  $0,125\text{L}$  de vin (volume d'un verre).
7. Compléter le tableau suivant :

Nom	Formule	M ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	m (g)	n (mol)
Diazote			5,6	
Dichlorométhane	$\text{CH}_2\text{Cl}_2$			0,31
Chlorure d'hydrogène	$\text{HCl}$		5,6	
Dioxyde d'azote	$\text{NO}_2$			0,31

8. Le laiton est un alliage de métal cuivre et de métal zinc. Une analyse chimique montre qu'un échantillon de  $50\text{g}$  de laiton contient  $0,47\text{mol}$  de métal cuivre.
  - a. Calculer les masses de cuivre et de zinc que contient cet échantillon.
  - b. En déduire le pourcentage en masse de cuivre et le pourcentage en masse de zinc de l'échantillon.
  - c. Calculer la quantité de matière de zinc que contient cet échantillon.  
En déduire les pourcentages molaires de cuivre et de zinc de l'échantillon.
9. Problème : Emission de  $\text{CO}_2$   
Le constructeur de la Toyota Yaris hybride annonce une consommation d'essence en zone non urbaine de  $V=3,7\text{L}$  pour  $100\text{km}$  parcourus.  
On assimile l'essence à de l'octane de formule brute  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ . La combustion de l'octane dans le moteur se traduit par la réaction suivante :
$$1 \text{ C}_8\text{H}_{18} + \frac{25}{2} \text{ O}_2 \longrightarrow 8 \text{ CO}_2 + 9 \text{ H}_2\text{O}$$
Cette réaction nous apprend que la combustion d'1 mole d'octane produit 8 moles de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ . La masse volumique de l'essence est  $\rho=740\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ 
  - a. Calculer la quantité de matière d'octane consommée pour un parcours de  $100\text{km}$
  - b. En déduire la quantité de matière dioxyde de carbone produite pour ce même parcours.
  - c. Calculer le taux d'émission de dioxyde de carbone qui correspond à la **masse de  $\text{CO}_2$  émis (en gramme) par kilomètre parcouru.**