

# 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  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  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.

$$M_{\text{atome}} = N_A \cdot m_{\text{atome}}$$

- 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 :  $m_{\text{électron}} = 9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$

Calcul de la masse approchée d'un atome d'oxygène 16 :

$$m_{\text{atome}} \approx A \cdot m_{\text{nucléon}} + Z \cdot m_{\text{électrons}} \approx A \cdot m_{\text{nucléon}}$$

car la masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons

A.N.  $m_{\text{atome}} = 16 \times 1,67 \times 10^{-27} = 2,67 \times 10^{-26} \text{ kg}$

Calcul de la masse molaire atomique de l'oxygène 16 :

$$M_{\text{O}} = N_A \cdot m_{\text{atome}}$$

A.N.  $M_{\text{O}} = 6,02 \times 10^{23} \times 2,67 \times 10^{-26} = 1,61 \times 10^{-2} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 16,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

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 ?

La masse molaire calculée ne donne qu'une valeur approchée de la masse molaire réelle. Ceci est dû au fait que la masse de l'atome calculée n'est qu'une valeur approchée.

En réalité, Einstein a montré que la masse d'un noyau est généralement inférieure à la masse de ces constituants séparés, le défaut de masse correspond à l'énergie intervenant dans la liaison des nucléons entre eux ( $E = m \cdot c^2$ )

- On trouve les masses molaires atomiques dans le tableau périodique des éléments.

Quelques exemples :

$$M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M(\text{N}) = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

### 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.

Composition de l'ion oxygène 16 : 16 nucléons dans le noyau (soit 8 protons et 8 neutrons) et 10 électrons autour de ce noyau

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

$$m_{ion} \approx A \cdot m_{nucléon} + (Z + 2) \cdot m_{électrons} \approx A \cdot m_{nucléon}$$

car la masse des électrons est négligeables devant celle des nucléons

A.N.  $m_{ion} = m_{atome} = 2,67 \times 10^{-26} \text{ kg}$

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

La masse molaire d'un ion monoatomique est donc égale à celle de l'atome dont il dérive.

### 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)
$O_2$	$M_{O_2} = 2 M_O = 2 \times 16 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
$H_2O$	$M_{H_2O} = 2 M_H + M_O = 2 \times 1,0 + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
$CO_2$	$M_{CO_2} = M_C + 2 M_O = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
$C_8H_9O_2N$	$M = 8 M_C + 9 M_H + 2 M_O + M_N = 8 \times 12 + 9 \times 1,0 + 2 \times 16 + 14 = 151 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

### 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  $M$ .

$$m = n \cdot M \quad \text{d'où} \quad n = \frac{m}{M}$$

- 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.

$$N = n \cdot N_A \quad \text{d'où} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

## 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.

Entité = feuille

Mole = ramette

Echantillon = palette

$N_{paquet} = 500$  équivalent au nombre d'Avogadro (nombre d'entités dans un paquet/mole)

$M = 2,5 \text{ kg} \cdot \text{paquet}^{-1}$  équivalent à la masse molaire en chimie (masse d'un paquet)

$m = 500 \text{ kg}$  masse de l'échantillon (= palette)

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

Calcul du nombre de ramette  $n$  dans l'échantillon :

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{A.N.} \quad n = \frac{500}{2,5} = 200 \text{ ramettes}$$

Calcul du nombre  $N$  de feuilles :

$$N = n \cdot N_A \quad \text{A.N.} \quad N = 200 \times 500 = 100\,000 \text{ feuilles (entités)}$$

## VII. Appliquer et s'entraîner :

1. Calculer la quantité de matière (en moles) qu'il y a dans  $m(\text{Fe})=36,0\text{g}$  de fer ? (masse molaire atomique du fer :  $M(\text{Fe})=55,8\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

$$n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} \quad \text{A.N.} \quad n_{\text{Fe}} = \frac{36,0}{55,8} = 6,45 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$N_{\text{Fe}} = n_{\text{Fe}} \cdot N_A \quad \text{A.N.} \quad N_{\text{Fe}} = 6,45 \cdot 10^{-1} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 3,88 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

2. Combien d'atomes y a-t-il dans 150g de cuivre ( $M_{\text{Cu}}=63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

$$N_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \cdot N_A$$

$$\text{or } n_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}}$$

$$\text{donc } N_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \cdot N_A \quad \text{A.N.} \quad N_{\text{Cu}} = \frac{150}{63,5} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,42 \cdot 10^{24} \text{ atomes}$$

3. Quelle quantité de matière y a-t-il dans 1,5kg d'eau ?

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \quad \text{A.N.} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,5 \cdot 10^3}{18} = 83 \text{ mol} \quad \text{Ne pas oublier de convertir la masse en grammes !}$$

4. Le sucre est constitué de saccharose de formule  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . On se propose, pour le même prix, un sac de 60kg de sucre ou 200 moles de saccharose. Quel est le meilleur choix économique ?

On peut se demander quelle masse de saccharose contient 200mol :

$$m_{\text{sac}} = n_{\text{sac}} \cdot M_{\text{sac}} \quad \text{A.N.} \quad m_{\text{sac}} = 200 \times 342 = 6,84 \cdot 10^4 \text{ g} \quad \text{soit } 68,4\text{kg}$$

Cette masse est supérieure à 60 kg ; il vaut donc mieux acheter 200moles !

On aurait pu se demander à quelle quantité de matière correspond 60kg de saccharose :

$$n_{\text{sac}} = \frac{m_{\text{sac}}}{M_{\text{sac}}} \quad \text{A.N.} \quad n_{\text{sac}} = \frac{60 \times 10^3}{342} = 175 \text{ mol}$$

Cette quantité de matière est inférieure à 200mol ; on arrive donc à la même conclusion que précédemment.

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.

Par définition de la masse volumique :

$$m_{\text{ac}} = \rho_{\text{ac}} \cdot V_{\text{ac}} \quad \text{A.N.} \quad m_{\text{ac}} = 1,8 \times 3 = 5,4 \text{ g} \quad (\text{remarque : } 1\text{cm}^3 \text{ équivaut à } 1\text{mL})$$

Quantité de matière contenue dans cette masse :

$$n_{\text{ac}} = \frac{m_{\text{ac}}}{M_{\text{ac}}} \quad \text{avec } M_{\text{ac}} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}}$$

$$\text{A.N.} \quad n_{\text{ac}} = \frac{5,4}{2 \times 1 + 32 + 4 \times 16} = \frac{5,4}{98} = 5,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

6. L'éthanol pur est un liquide de masse volumique  $\rho=0,79\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ . Un vin à 12% contient 12mL d'éthanol dans 100mL de vin. La formule de l'éthanol est  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . Calculer (en moles) d'éthanol que contiennent 0,125L de vin (volume d'un verre).

$$n_{eth} = \frac{m_{eth}}{M_{eth}}$$

or  $m_{eth} = \rho_{eth} \cdot V_{eth}$

avec  $V_{eth} = \frac{12}{100} \cdot V_{vin} = 0,12 \cdot V_{vin}$

Donc  $n_{eth} = \frac{\rho_{eth} \times 0,12 \cdot V_{eth}}{M_{eth}}$  A.N.  $n_{eth} = \frac{0,79 \times 0,12 \times 125}{2 \times 12 + 6 + 16} = 2,6 \cdot 10^{-1} mol$

7. Correction :

Nom	Formule	$M(g \cdot mol^{-1})$	$m(g)$	$n(mol)$
diazote	$N_2$	28,0	5,6	0,20
dichlorométhane	$CH_2Cl_2$	85,0	26	0,31
chlorure d'hydrogène	HCl	36,5	5,6	0,15
dioxyde d'azote	$NO_2$	46,0	14	0,31

8. Laiton :

a. Calcul de la masse de cuivre :

$$m_{Cu} = n_{Cu} \times M_{Cu} \quad \text{A.N.} \quad m_{Cu} = 0,47 \times 63,5 = 30 \text{ g}$$

Calcul de la masse de zinc :

$$m_{Zn} = m_{tot} - m_{Cu} \quad \text{A.N.} \quad m_{Zn} = 50,0 - 30 = 20 \text{ g}$$

b. Pourcentage massique en cuivre dans l'alliage :  $\frac{m_{Cu}}{m_{tot}} \times 100 = \frac{30}{50,0} \times 100 = 60\%$

Pourcentage massique en zinc :  $\frac{m_{Zn}}{m_{tot}} \times 100 = \frac{20}{50,0} \times 100 = 40\%$

c. Quantité de cuivre présent dans l'échantillon de laiton :  $n_{Cu} = 0,47 mol$

Quantité de zinc présent dans l'échantillon de laiton :  $n_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} \quad \text{A.N.} \quad n_{Zn} = \frac{20}{65,4} = 0,31 mol$

Le nombre total de quantité de matière présent dans l'échantillon est :

$$n_{tot} = n_{Zn} + n_{Cu} \quad \text{A.N.} \quad n_{tot} = 0,47 + 0,31 = 0,78 mol$$

Pourcentage molaire en cuivre dans l'alliage :  $\frac{n_{Cu}}{n_{tot}} \times 100 = \frac{0,47}{0,78} \times 100 = 60\%$

Pourcentage molaire en zinc :  $\frac{n_{Zn}}{n_{tot}} \times 100 = \frac{0,31}{0,78} \times 100 = 40\%$

9. Emission de  $CO_2$  :

Masse d'essence consommée par kilomètre :

$$m = V \cdot \rho / 100 \quad \text{A.N.} \quad m = 3,7 \times 740 / 100 = 27,4 g/km$$

Quantité de matière correspondante :

$$n = m/M \quad \text{A.N.} \quad n = 27,4/114 = 0,24 mol/km$$

Tableau de proportionnalité associé à cette réaction :

$C_8H_{18} + \frac{25}{2} O_2 \longrightarrow 8CO_2 + 9H_2O$			
1,0	$\frac{25}{2}$	8	9
0,24	$\frac{25}{2}$	$n_{CO_2}$	9

Par proportionnalité :  $n_{\text{CO}_2} = 8 \times 0,24 = 1,92 \text{ mol}$   
 $m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot M_{\text{CO}_2}$  A.N.  $m_{\text{CO}_2} = 84,5 \text{ g/km}$