

1) Introduction : nécessité de la mole

Lorsqu'on désire acheter des bonbons, on doit les prendre par paquets. Il n'est guère possible et peu pratique de les acheter à l'unité.

Pour la même raison, on quantifie les atomes ou les molécules par paquets car il est impossible de considérer de telles entités une à une.

Si par exemple les TicTac® sont vendus par paquets de 80 pièces (= **une boîte**), les atomes ou les molécules sont eux comptés par paquets de 602 mille milliards de milliards de pièces (= **une mole**).



Exercice 1 :

- a. Si une boîte de TicTac® contient 80 bonbons, combien de bonbons trouve-t-on dans 3 boîtes ?
- b. Sachant qu'une mole de fer contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de fer, combien trouve-t-on d'atomes de fer dans 3 moles ?
- c. Si une personne veut disposer de 400 TicTac®, combien de boîtes doit-elle acheter ?
- d. Si une personne veut disposer de $3,2 \cdot 10^{24}$ atomes de fer, combien de moles de fer doit-elle prendre ?

1.1. De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique :

Pour pratiquer la chimie, les chimistes doivent dénombrer le nombre d'atomes, d'ions ou de molécules appelés « entités chimiques » (échelle microscopique) présentes dans les échantillons de matière qu'ils manipulent à l'échelle humaine (échelle macroscopique).

Exemple : Le nombre d'atomes de fer contenu dans un échantillon de masse $m = 3,5$ g sachant que la masse d'un atome fer est égale à $9,3 \cdot 10^{-23}$ g se calcule ainsi : $N = 3,5 / 9,3 \cdot 10^{-23} = 3,8 \cdot 10^{22}$ atomes.

Ces nombres sont si grands que les chimistes ont eu l'idée, pour faciliter le décompte, de regrouper les entités chimiques en « paquets » comportant toujours le même nombre d'entités.

1.2. Définition du nombre d'Avogadro :

Une mole d'entités élémentaires chimiques (atomes, ions, molécules ...) est une quantité de $6,02 \times 10^{23}$ entités.

Ce nombre d'entités par mole (ou paquet), est appelé "**nombre d'Avogadro**" et est noté N_A .

Ainsi : $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ entités/mol (ou notée aussi mol⁻¹)

La mole est l'unité de quantité de matière, son symbole est mol.

Exercice 2 : Pourquoi ce nombre $6,02 \times 10^{23}$? Calculer la masse d'une mole de nucléons (masse d'un nucléon $m = 1,67 \times 10^{-27}$ kg).

1.3. Calcul de la quantité de matière ou du nombre d'entités :

Exemples :

Dans 1 mole d'atomes de fer, il y a $1 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de fer. (= $6,02 \cdot 10^{23}$)

Dans 20 moles d'atomes de fer, il y a $20 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de fer. (= $1,204 \cdot 10^{25}$)

Dans 0,5 moles d'atomes de fer, il y a $0,5 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de fer. (= $3,01 \cdot 10^{23}$)

$$1 \text{ mol} \longrightarrow N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$n \longrightarrow N$$

Il y a proportionnalité entre la quantité de matière n et le nombre d'entités N constituant un échantillon :

$$N = n \times N_A$$

Avec $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ appelée constante d'Avogadro

1.4. Calcul du nombre d'entités en utilisant la masse de l'entité :

On a vu dans l'exemple du 1.1 qu'on peut aussi calculer le nombre d'entités connaissant la masse d'un échantillon et la masse d'une entité. Là aussi il y a proportionnalité :

$$m_{\text{échantillon}} = N \times m_{\text{entité}} \quad (\text{en chimie les masses sont en g})$$

$$1 \longrightarrow m_{\text{entité}}$$

$$N \longrightarrow m$$

Si l'entité est un atome on donnera la masse d'un atome

Si l'entité est une molécule, on peut calculer sa masse avec la formule brute de la molécule

Exercice 3 : Sachant qu'un atome d'hydrogène a une masse de $m_H = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$ et qu'un atome d'oxygène a une masse de $m_O = 2,656 \times 10^{-23} \text{ g}$, déterminer la masse d'une molécule d'eau H_2O .

En déduire le nombre de molécules d'eau dans 18,0 g d'eau. Que remarquez-vous ?

Si on combine les expressions du 1.3 et du 1.4, on obtient $m_{\text{échantillon}} = n \times N_A \times m_{\text{entité}}$

On voit apparaître $N_A \times m_{\text{entité}}$ qui correspond à la masse d'une mol de l'entité : on appelle ça la masse molaire M .

2) La masse molaire

2.1. Masse molaire atomique :

La masse molaire atomique d'un élément correspond à la masse d'une mole d'atomes de cet élément. On la note M et elle s'exprime en g/mol (ou aussi $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

C'est une caractéristique d'un élément, elle apparaît dans la classification périodique.

Exemple :

Symbole		Be		Masse molaire atomique en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	
Numéro atomique		4	9,0	Nom	
		BÉRYLLIUM			
H	K	C	N	O	
1	19	6	7	8	
1,0	39,1	12,0	14,0	16,0	
HYDROGÈNE	POTASSIUM	CARBONE	AZOTE	OXYGÈNE	

Lorsqu'un élément possède des isotopes, la masse molaire atomique tient compte des proportions naturelles de ces isotopes.

Remarque : La masse d'une mole d'ion monoatomique est égale à la masse molaire atomique de l'élément chimique correspondant.

$$M(\text{Cl}) = M(\text{Cl}^-) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Cu}) = M(\text{Cu}^{2+}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

2.2. Masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire représente la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments constituant la molécule. Unité : g/mol . Elle est notée M .

Exemples : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2.M(\text{H}) + 1M(\text{O}) = 18 \text{ g.mol}^{-1}$

$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12.M(\text{C}) + 22M(\text{H}) + 11M(\text{O}) = 342 \text{ g.mol}^{-1}$

2.3. Détermination de quantités de matière :

La quantité de matière n d'un échantillon de masse m est égale à :

Avec n en mol ; m en g et M en g/mol

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

Exemple : Le sucre alimentaire le plus courant est le saccharose de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

- Calculer la quantité de matière de saccharose contenue dans un morceau de sucre de masse $m(\text{S}) = 5,5 \text{ g}$.

$$n(\text{S}) = m(\text{S})/M(\text{S})$$

A.N : $n(\text{S}) = 5,5/342 = 1,6.10^{-2} \text{ mol}$

- Calculer le nombre de molécules de saccharose présents dans ce morceau de sucre.

$$N = n(\text{S}).N_A$$

A.N. : $N = 1,6.10^{-2} \times 6,02.10^{23} = 9,7.10^{23} \text{ molécules}$

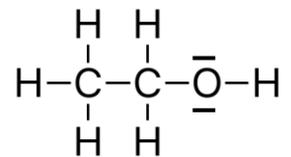
Exercice 4 :

- Déterminer la masse d'une molécule d'éthanol à l'aide de la formule de Lewis ci-contre.

$m(\text{H})=0,167 \times 10^{-26} \text{ kg}$;

$m(\text{O})=2,66 \times 10^{-26} \text{ kg}$;

$m(\text{C})=1,99 \times 10^{-26} \text{ kg}$;



- En déduire la masse molaire M de l'éthanol de 2 manières différentes (voir extrait de la classification)
- Déterminer la masse d'un litre d'éthanol sachant que sa masse volumique ρ vaut $0,789 \text{ kg/L}$.
- Déterminer la quantité de matière d'éthanol (en mol) dans cette bouteille.

Résumé :

