

Chapitre 5 : La mole

1. Définitions

1.1. La mole

Une analyse de sang (par exemple) consiste à déterminer la quantité de chaque espèce chimique contenue dans un échantillon sanguin, afin de le comparer à des valeurs de référence pour établir un diagnostic précis. Le résultat obtenu n'est évidemment pas pratique à manipuler car il s'agit d'un nombre extrêmement grand. Ce calcul met en évidence la nécessité d'introduire une nouvelle échelle, plus commode, pour manipuler des quantités de matière en chimie : la mole.

A RETENIR :

Pour compter les atomes, les molécules ou les ions, on les regroupe donc en paquets ayant le même nombre d'éléments : la mole.

Définitions :

- Par convention, une mole représente une quantité de matière composée d'autant d'entités qu'il y a d'atomes dans 12,0 g de carbone $^{12}_6\text{C}$;
- On appelle **quantité de matière**, le nombre de moles contenues dans un échantillon. Elle se note n et s'exprime en **mole** (symbole : **mol**).

1.2. Le nombre d'Avogadro

Définition :

Le nombre d'atomes contenus dans une mole de carbone $^{12}_6\text{C}$ est appelé **nombre d'Avogadro** et se note N_A .

$$N_A = \frac{\text{masse d'une mole d'atomes de } ^{12}_6\text{C}}{\text{masse d'un atome de } ^{12}_6\text{C}} \Leftrightarrow N_A = \frac{12 \cdot 10^{-3}}{1,992 \times 10^{-26}} = 6,02204 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

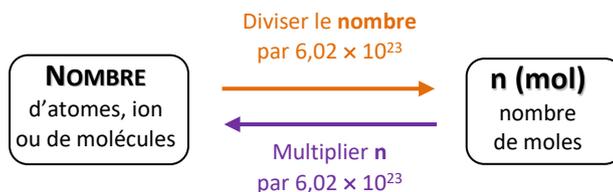
Le nombre d'entités N contenues dans un échantillon sera donc :

$$N = n \times N_A \Leftrightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

N = nombre d'entités (sans unité)
 n = quantité de matière (en mol)
 N_A = nombre d'Avogadro (en mol^{-1})

A RETENIR :

- N_A représente le nombre d'entités par mole, on l'exprime en mol^{-1} ;
- Une mole représente une quantité de matière composée de $6,02 \cdot 10^{23}$ entités élémentaires.



2. Masse molaire

2.1. Masse molaire atomique

Définition :

La **masse molaire atomique** d'un élément chimique est la **masse d'une mole d'atomes** de cet élément pris à l'état naturel⁽¹⁾. Elle se note M et s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

¹ Il faut prendre en compte l'abondance naturelle des isotopes

Conséquences :

- Cas d'un élément chimique ne possédant pas d'isotope naturel : la masse molaire (en g.mol⁻¹) a la même valeur numérique que le nombre de nucléons A de l'élément chimique.
- Cas d'un élément chimique possédant des isotopes naturels : il faut tenir compte des proportions des différents isotopes que l'on rencontre dans la nature.

Exemple : Calculez les masses molaires atomiques du chlore et de l'oxygène.

Données :

	³⁵ ₁₇ Cl	³⁷ ₁₇ Cl	¹⁶ ₈ O	¹⁷ ₈ O	¹⁸ ₈ O
Abondance isotopique (%)	75,8	24,2	99,762	0,038	0,2

Réponses :

- masse molaire atomique du chlore :

$$M(\text{Cl}) = 35 \times \frac{75,8}{100} + 37 \times \frac{24,2}{100} = 35,4 \text{ g.mol}^{-1}$$

- masse molaire atomique de l'atome d'oxygène :

$$M(\text{O}) = 16 \times \frac{99,762}{100} + 17 \times \frac{0,038}{100} + 18 \times \frac{0,2}{100} = 16,00 \text{ g.mol}^{-1}$$

⇒ C'est pourquoi, dans la **classification périodique**, les masses molaires de certains atomes ne sont pas entières :



2.2. Masse molaire moléculaire

Définition :

La **masse molaire moléculaire** d'une substance chimique est la masse d'une mole de molécules de cette substance. Elle s'exprime en g.mol⁻¹.

Ainsi, la masse molaire moléculaire de A_aB_b est :

$$M(\text{A}_a\text{B}_b) = a \times M(\text{A}) + b \times M(\text{B})$$

M(A) = masse molaire atomique de A

M(B) = masse molaire atomique de B

Exemple : Calculez la masse molaire (moléculaire) de la molécule d'eau

Données : M(H) = 1,0 g.mol⁻¹ ; M(O) = 16 g.mol⁻¹

Réponse : M(H₂O) = 2 × M(H) + M(O) ⇒ M(H₂O) = 2 + 16 = 18 g.mol⁻¹

2.3. Masse et quantité de matière

La masse **m** d'une substance, directement accessible par pesée, est reliée à sa masse molaire **M** par la relation suivante :

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

m = masse de la substance (en g)

n = quantité de matière de la substance (en mol)

M = masse molaire de la substance (en g.mol⁻¹)

⇒ On peut déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon par simple pesée.

2.4. Le volume molaire (Hors programme)

Définition :

On appelle volume molaire d'une espèce chimique le volume occupé par une mole de cette espèce. On le note V_m , il s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$.

⇒ Dans les mêmes conditions de température et de pression, une mole de gaz occupe le même volume quelque soit l'espèce chimique.

⇒ **ATTENTION** : ceci n'est valable que pour un gaz ⇐

Remarque : Le volume molaire dépend de la température et de la pression.

- Les Conditions Normales de Température et de Pression (CNTP)

T = 0°C P = 1 atm	$V_m = 22,4 L \cdot mol^{-1}$
----------------------	-------------------------------

- Les Conditions Standards de Température et de Pression (CSTP)

T = 25°C P = 1 bar	$V_m = 24,79 L \cdot mol^{-1}$
-----------------------	--------------------------------

Quantité de matière et volume d'un gaz :

$V_{gaz} = n \times V_m$	n = quantité de matière (en mol) V_{gaz} = volume de l'échantillon gazeux (en L) V_m = volume molaire, à T et P données (en $L \cdot mol^{-1}$)
--------------------------	--

Chapitre 5 : La mole

Les objectifs de connaissance :

- Définir de l'unité de quantité de matière : la mole ;
- Définir la masse molaire atomique ;
- Définir la masse molaire moléculaire.

Les objectifs de savoir-faire :

- Calculer une masse molaire atomique ou moléculaire ;
- Déterminer et prélever une quantité de matière.

Je suis capable de

Oui

Non

- Définir les mots : **mole, quantité de matière, masse molaire atomique, masse molaire moléculaire.**

- D'expliquer à quoi correspond le nombre d'Avogadro. (cf. §1.2)

- De convertir un nombre d'entité en nombre de mole et inversement. (cf. §1.2)

- Calculer une masse molaire moléculaire. (cf. §2.2)

- Calculer une quantité de matière à partir d'une masse de substance et inversement. (cf. §2.3)

- Calculer une quantité de matière, une masse à partir de la masse molaire. (cf. §2.3)