

## Unité 7 : La quantité de matière: la mole

### I. La quantité de matière: la mole

Pour faciliter le comptage d'un grand nombre d'objet identique (feuilles de papiers, grains de riz,...) ceux-ci sont regroupés en paquets.

De la même manière, en chimie, les atomes, les molécules, les ions sont regroupés en paquet chacun de ces paquet de particules contient  $6,02 \times 10^{23}$  particules. Ce paquet appelé mole.

Une mole d'atomes, de molécules ou d'ions est la quantité de matière d'un système contenant  $6,02 \times 10^{23}$  atomes, molécules ou ions... .

#### 1. Définition de la mole

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12,00 g de carbone 12.

Nous représentons la quantité de matière par la lettre  $n$  et il s'exprime en mol (mole sans e)

#### 2. La constante d'Avogadro

- Les mesures récentes indiquent qu'il y a  $6,022137 \times 10^{23}$  atomes de carbone dans 12,0g de carbone 12. Ce nombre s'appelle le nombre d'Avogadro
- On définit la constante d'Avogadro, notée  $N_A$ , comme le nombre d'entités élémentaires contenues dans 1 mole.  
 $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .
- Considérons un échantillon de matière contenant  $N$  entités élémentaires. Il y a proportionnalité entre le nombre  $N$  d'entités élémentaires et la quantité de matière  $n$  de cette entité. Par définition de la constante d'Avogadro, cette relation s'écrit :

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

Exercice d'application 1:

- Déterminer la quantité de l'eau dans un échantillon de l'eau contient un nombre  $N = 18,06 \times 10^{23}$  molécules d'eau.
- Déterminer le nombre d'atome de cuivre dans un échantillon de cuivre son quantité de matière est  $n = 0,3 \text{ mol}$

#### Point historique

##### Amedeo Avogadro



Physicien et chimiste italien, Avogadro (1776-1856) est né et mort à Turin. En physique, il s'est principalement intéressé à l'électricité, suite à la découverte de la pile électrique par volta en 1800. Sa contribution fondamentale à la chimie concerne l'étude des gaz avec la loi d'Avogadro-Ampère. L'expression constante d'Avogadro rend hommage à ses travaux.

## II. Détermination de la quantité de matière

### 1. Définition de la masse molaire

La masse molaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole d'entité de cette espèce.

- On symbolise la masse molaire par  $\mathcal{M}$
- Conventionnellement en chimie, on donne les masses en grammes ; la masse molaire s'exprime donc en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### 2. Détermination des masses molaires

#### a) Masse molaire atomique

- La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes tous identiques de l'espèce considérée.
- Les masses molaires atomiques sont figurées dans le tableau de la classification périodique des éléments chimiques.

Exemples : masse molaire atomique de carbone  $\mathcal{M}(\text{C})=12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masse molaire atomique d'oxygène  $\mathcal{M}(\text{O})=16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

#### b) Masse molaire moléculaire

- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée.
- La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomique des atomes qui constituent la molécule (en considérant les coefficients dans la formule de la molécule).  
On écrit par exemple : molécule de saccharose

$$\mathcal{M}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \times \mathcal{M}(\text{C}) + 22 \times \mathcal{M}(\text{H}) + 11 \times \mathcal{M}(\text{O})$$

$$\mathcal{M}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \dots\dots\dots$$

.....

*Exercice d'application 2 :*

Calculer la masse molaire moléculaire des espèces suivantes :

L'eau  $\text{H}_2\text{O}$  - dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  - sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$

## 3. Masse et quantité de matière

La quantité de matière  $n$  (en mol) d'un échantillon d'une espèce  $X$  s'obtient en divisant la masse  $m$  de l'échantillon de cette espèce par sa masse molaire  $\mathcal{M}(X)$ .

$$n = \frac{m}{\mathcal{M}(X)}$$

- Dans le cas particulier d'un corps pur  $X$  liquide de masse volumique  $\rho(X)$ , il est parfois plus pratique de mesurer son volume  $V(X)$ . Dans ce cas, la quantité de matière  $n$  est donnée par la relation

$$n = \frac{\rho(X) \times V(X)}{\mathcal{M}(X)}$$

*Exercice d'application 3 : calculer :*

- La quantité de matière contenue dans 28,0g de fer métal.
- La masse de 0,50 mol de dioxyde de soufre  $\text{SO}_4$
- La quantité de matière contenue dans un volume  $V = 10\text{mL}$  de linalol  $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$  de masse volumique  $\rho = 0,9\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$

## III. Détermination de la quantité de la matière en cas des gaz

### 1. Définition du volume molaire

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de gaz dans des conditions données de température et de pression.

Nous représentons le volume molaire par  $V_m$  ; en chimie, le volume molaire s'exprime en litres par mole, soit  $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Loi d'Avogadro-Ampère : Le volume occupé par une mole de molécules de gaz, pris dans à une température et une pression bien déterminées, est le même, quel que soit le gaz.
  - ✓ Le volume molaire ne dépend pas de la nature du gaz considéré : dans les mêmes conditions, tous les gaz ont le même volume molaire.
  - ✓ Dans les conditions usuelles de température et de pression ( $P \approx 1\text{bar}$ ;  $\theta \approx 20^\circ\text{C}$ ), le volume molaire est  $V_m = 24\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- ✓ Dans les conditions normales de température et de pression ( $P \approx 1\text{bar}; \theta = 0^\circ\text{C}$ ), le volume molaire vaut  $V_0 = 22,4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

### 2. Volume et quantité de matière

On obtient la quantité de matière  $n$  d'une espèce chimique gazeuse en divisant son volume  $V$  par le volume

molaire  $V_m$  :  $n = \frac{V}{V_m}$

**Les volumes  $V$  et  $V_m$  sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.**

*Exercice d'application 4:*

- On considère un flacon de dichlore de 1,0L, il a été rempli dans des conditions telles que le volume molaire vaut  $24\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Calculer la quantité de dichlore dans le flacon.
- Une réaction chimique fournit  $n=15,2$  mol de gaz ammoniac  $\text{NH}_3$ . Quel volume ce gaz occupe-t-il dans les CNTP.

### 3. Densité de gaz

La densité d'un gaz c'est grandeur sans unité définie par la relation générale suivante :  $d = \frac{m(\text{gaz})}{m(\text{air})}$

- $m(\text{gaz})$  : La masse d'un volume  $V$  d'un gaz.
- $m(\text{air})$  : la masse de même volume de l'air.

Le gaz et l'air sont pris dans les mêmes conditions de température et de pression

**La densité de gaz X est déterminée facilement par la relation :  $d = \frac{\mathcal{M}(x)}{29}$**

*Exercice :*

- 1- le carat est une unité de masse utilisée en joaillerie. Il vaut 0,20g.

Le diamant est constitué d'atomes de carbone.

Quelle quantité de carbone (en mol) y a-t-il dans un diamant de 6,0 carats ?

- 2- Un ballon de baudruche de volume  $V=8,0\text{L}$  est rempli de dihydrogène  $\text{H}_2$  dans les conditions où le volume molaire est égal à  $24\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Quelle quantité de dihydrogène (en mol) est contenue dans le ballon. En déduire la masse de ce gaz.