

# Cours de Chimie générale et organique

## Chapitre I (Partie1): Notions fondamentales

Masse molaire atomique

Masse molaire moléculaire

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

**2**

**1 mole**

1,0 g

# La mole Masse molaire

Année universitaire : 2023-2024

Dr : ZAABAT . N

## Chapitre I( partie1) : Notions fondamentales

### 1-Définition de la matière

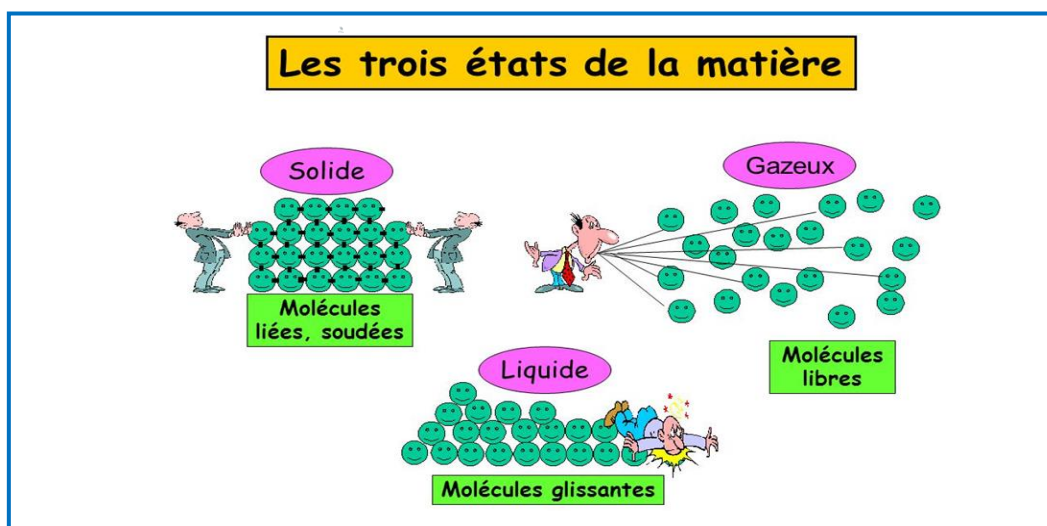
La matière est la substance qui compose tout corps qui possède une masse non nulle.

La matière peut exister en général sous trois états physiques différents :

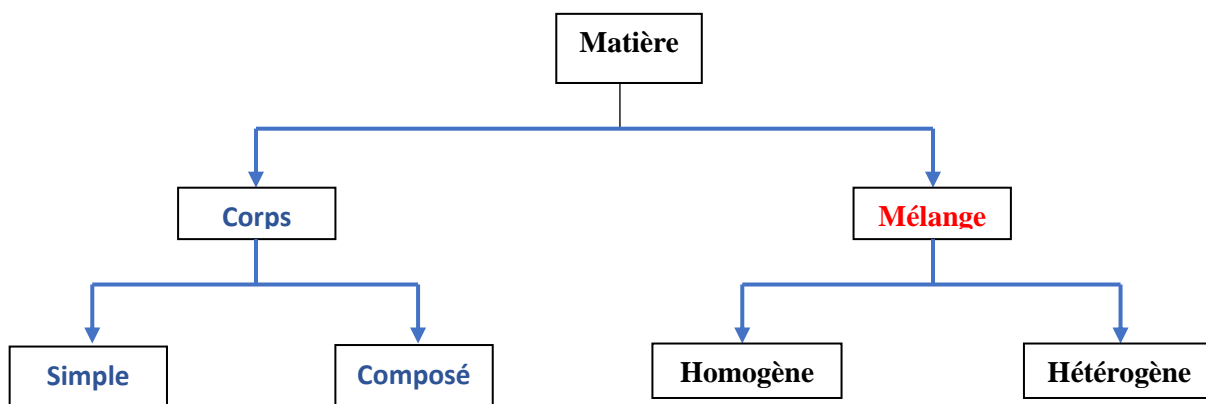
**L'état solide** : possède un volume et une forme bien déterminés

**L'état liquide** : possède un volume déterminé, mais adopte la forme du récipient dans lequel se trouve.

**L'état gazeux** : ni de volume fixe, ni de forme déterminée il se dilate toujours de manière à occuper la totalité du volume dans lequel ou a été placé. Exemple : l'air



### 2-Les mélanges et les corps purs :

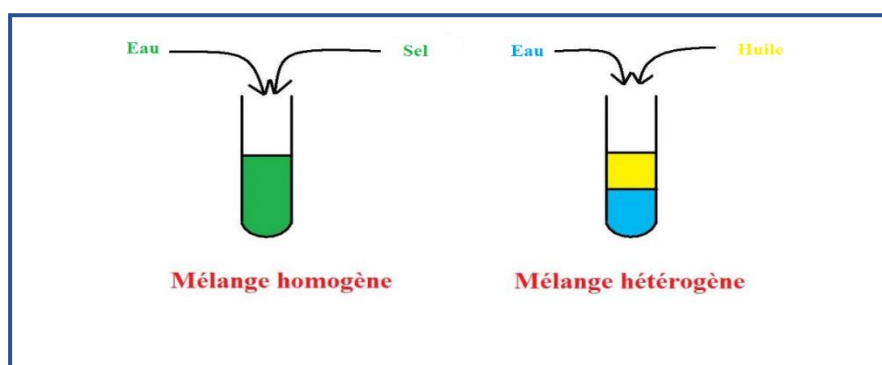


## 2-1-Le mélange :

Un mélange est une association de deux ou plusieurs substances solides , liquides ou gazeuses. On distingue deux grands types de mélanges

- **Les mélanges hétérogènes** , qui comportent plus d'une phase visible à l'œil nu ; comme l'eau et l'huile. Ces mélanges peuvent être séparés de nouveau par les méthodes physiques simples comme la filtration.
- **Les mélanges homogènes** , qui ne comportent qu'une seule phase visible à l'œil nu.

Exemple l'eau salée



## 2-2- Le corps pur :

Est constitué d'une seule espèce chimique

### 2-2-1-Corps pur simple

Un corps pur simple est constitué d'un seul corps qu' on ne peut pas le dissocier en différentes substances comme H<sub>2</sub> (diatomique) ou Fe (monoatomique).

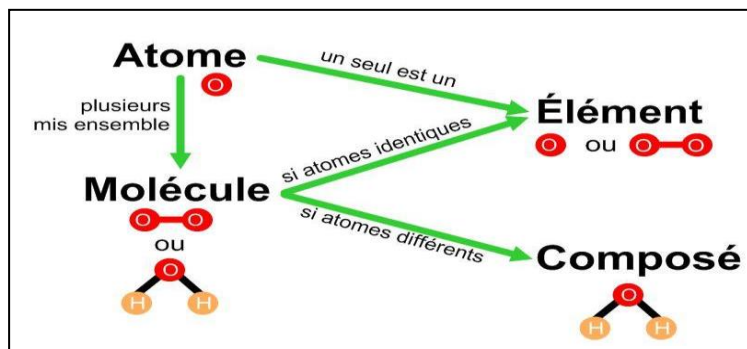
### 2-2-2-Corps pur composé

Un corps pur composé est constitué de plusieurs corps simples qu'on peut le dissocier en plusieurs corps simples.

Exemples : l'eau : H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>+1/2 O<sub>2</sub>

## 3- Notions d'atomes et molécules :

Les atomes sont des grains microscopiques qui composent la matière. Les atomes peuvent s'accrocher entre eux pour donner des molécules.



#### 4-Le nombre d'Avogadro

Noté  $N_A$ , correspond au nombre d'éléments (atomes ou molécules) dans une mole et sa valeur est  $N_A=6,023.10^{23}$

#### 5-La mole

C'est la quantité de la matière qui contient un nombre  $N_A$  des constituants élémentaires (atomes, molécules)

1 mole  $\longrightarrow$   $N_A$  atomes

1 mole  $\longrightarrow$   $N_A$  molécules

Et c'est le rapport entre la masse du composé et sa masse molaire  $n= m/M_M$

$n$  : nombre de moles ;  $m$  : masse du composé en g ;

$M_M$  : masse molaire du composé en g/mol

#### 6-La masse molaire atomique ( $M_A$ )

C'est la masse d'une mole d'atomes.

Exemple :  $M_A(\text{Na})=23\text{g/mole}$ , 1 mole de Na pèse 23g C'est à dire c'est la masse de  $6,023 .10^{23}$  atomes de Na

#### 7-La masse molaire moléculaire ( $M_M$ )

La masse d'une mole de molécules est appelée aussi masse moléculaire, on la note  $M_M$ . La masse moléculaire est la somme des masses atomiques de l'ensemble des atomes qui constituent le composé.

Exemple : H<sub>2</sub>O

$M_M(\text{H}_2\text{O})=2 M_A(\text{H})+M_A(\text{O})=2 \times 1+16=18\text{g/mole}$  C'est à dire c'est la masse de  $6,023 .10^{23}$  molécules de H<sub>2</sub>O

Exemple O<sub>2</sub> :  $M_M=2 \times M_A(\text{O})= 2 \times 16=32\text{g/mole}$

### 8-L'unité de masse atomique (uma)

La masse des atomes est très petite en gramme raison pour laquelle on utilise une autre unité c'est l'uma. Elle est définie comme 1/12 de la masse d'un atome de carbone (12).

$$1\text{uma} = 1/12 \times (\text{la masse d'un atome de carbone } 12)$$

La masse d'un atome de  $^{12}\text{C}$

$$\begin{array}{l} 1\text{mole} \longrightarrow N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomes} \\ 1\text{mole} \longrightarrow 12\text{g} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1\text{mole} \\ 1\text{mole} \end{array}} \right\} \begin{array}{l} N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomes} \longrightarrow 12\text{g} \\ 1 \text{ atome} \longrightarrow m \end{array}$$

$$m = \frac{12}{N_A}$$

$$1\text{uma} = 1/12 \times (12 / N_A) = 1,66 \cdot 10^{-24}\text{g} = 1,66 \cdot 10^{-27}\text{Kg}$$

### 9-La relation entre la masse des atomes en uma et la masse des atomes en g

#### Exemple 1 :

Calculer la masse d'un atome de Ca en g et en uma  $M_A(\text{Ca}) = 40\text{g}$

$$\begin{array}{l} 1\text{mole} \longrightarrow N_A \longrightarrow 40\text{g} \\ 1 \text{ atome} \longrightarrow x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1\text{mole} \\ 1 \text{ atome} \end{array}} \right\} x = 40 / N_A = 6,64 \cdot 10^{-23}\text{g}$$

$$\begin{array}{l} 1\text{uma} \longrightarrow 1,66 \cdot 10^{-24}\text{g} \\ Y \longrightarrow 6,64 \cdot 10^{-23} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1\text{uma} \\ Y \end{array}} \right\} Y = 40\text{uma}$$

#### Exemple 2 :

- Calculer en g et en uma la masse d'une molécule de  $\text{H}_2\text{O}$

$$\begin{array}{l} 1\text{mole} \longrightarrow 18\text{g} \longrightarrow N_A \text{ molécules} \\ m \longrightarrow \text{une molécule} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1\text{mole} \\ m \end{array}} \right\} m = \frac{18}{N_A} = \frac{18}{6,023 \cdot 10^{23}} = 2,98 \cdot 10^{-23}\text{g}$$

$$\begin{array}{l} 1\text{uma} \longrightarrow 1,66 \cdot 10^{-24} \\ m \longrightarrow 2,98 \cdot 10^{-23} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1\text{uma} \\ m \end{array}} \right\} m = 18\text{uma}$$

**Remarque:** La masse d'un atome en uma est égale numériquement la masse d'une mole de ces atomes en g.