



# *Cours de Chimie*

**Licence L1 Aménagement**

**Réalisé par : Dr MOHAMMED CHERIF OUIZA**

**Année Universitaire:2024-2025**

# **Chapitre 1:** **Notions fondamentales**

**COURS 1**

# Notions fondamentales

## I. Définition de La matière

La matière constituée troussequin possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace.

La matière peut exister sous trois états physiques différents :

- **L'état solide** : possède un volume et une forme définis.
- **L'état liquide**: possède un volume définis mais aucune forme précise, il prend la forme de son contenant
- **L'état gazeux** : n'a ni volume ni forme définis, il prend le volume et la forme de son contenant.

## II. Changements d'état de la matière

Les changements d'état sont des changements physiques importants qui se produisent à des températures qui sont caractéristiques de la substance.

Exemple : Température de fusion de l'eau:  $0^{\circ}\text{C}$

Température de fusion du cuivre:  $1084^{\circ}\text{C}$  .

### Changement physique

Un changement physique est une transformation qui ne change pas la nature d'une substance, il implique simplement un changement dans son état, sa forme ou ses dimensions physiques.

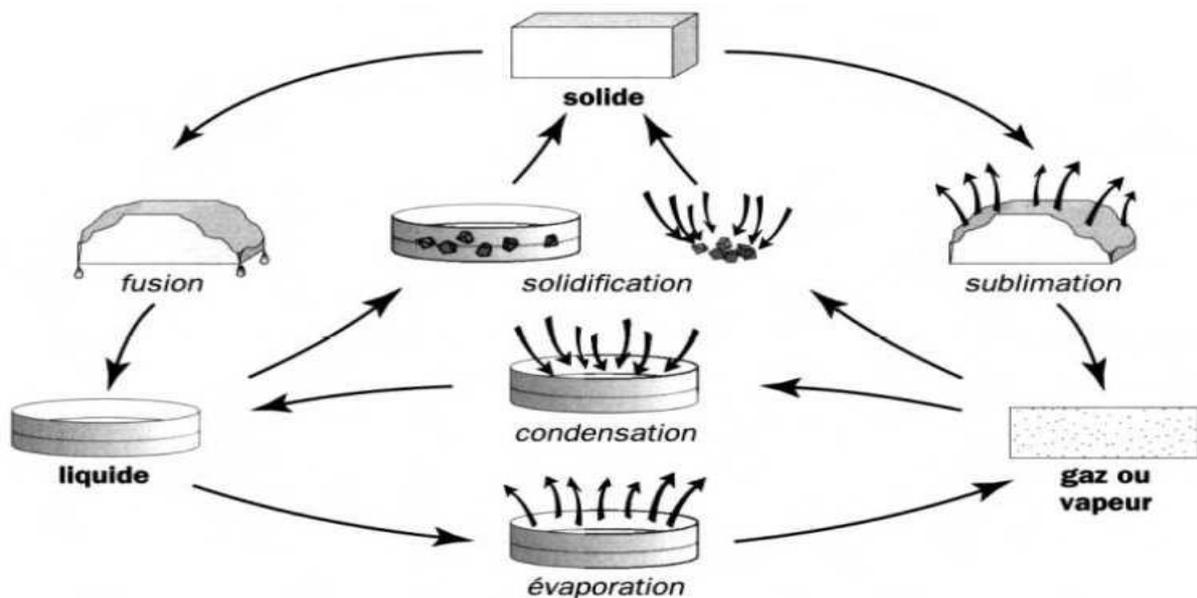


Figure I.1: Changements d'état.

### Changement chimique

Un changement chimique est une transformation qui change la nature d'une substance au moyen d'une réaction chimique.

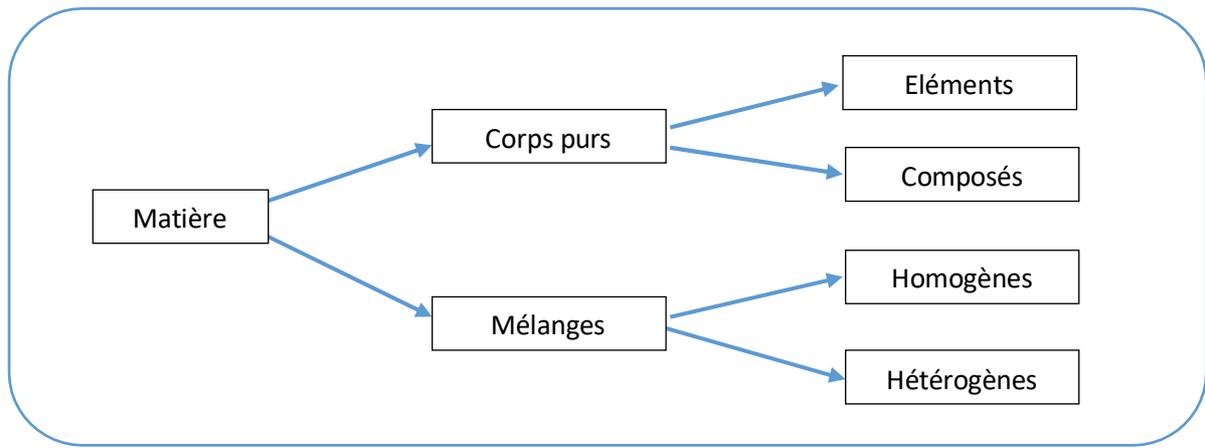
Exemple: Corrosion: le fer donne la rouille.

Combustion : le bois brule pour donner de la cendrée des gaz.

On peut reconnaître un changement chimique à certains indices:

- Formation d'un gaz.
- Formation d'un précipité.
- Changement de couleur.
- Production de l'énergie se forme de lumière et de chaleur.

### III. Classification de la matière



✓ Un corps pure est un corps constitué d'une seule sorte d'entité chimique (atome, ion ou molécule).

Un corps pure est soit un élément (corps pur simple ex: Cu, Fe, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>...) soit un composé (constitué de plusieurs éléments exemple : l'eau pure H<sub>2</sub>O)

✓ Un mélange est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques mélangé ensemble.

Les mélanges sont soit Homogène (l'eau et le sel...) soit Hétérogène (possède deux ou plusieurs phases distinctes exemple : l'eau et l'huile...)

#### IV. Notion d'atome, molécules, mole et nombre d'Avogadro.

L'atome et la plus petite partie d'un élément qui puisse exister. Les atomes s'associer pour donner des molécules, une molécule est par conséquent une union d'atomes.

- ❖ La mole est l'unité de mesure de la quantité de matière.
- ❖ Le nombre d'atomes contenus dans une mole est appelé le Nombre d'Avogadro( $N_A$ ).
- ❖ 1 mole (d'atomes, ions, molécules....) =  $6,023 \times 10^{23}$  (atomes, ions, molécules....).

Le nombre de mole est le rapport entre la masse du composé est sa masse molaire.

$$N=m/M \quad \dots\dots\dots \text{EqI.1}$$

- ✓ n:nombre de moles.
- ✓ m: masse de composé en g.
- ✓ M: masse molaire du composé en g/mol.

\*Cas des composés gazeux : Loi d'Avogadro -Ampère

Dans des conditions normales de température et de pression, une mole de molécules de gaz occupe toujours le même volume. Ce volume est le volume molaire ( $V_m$ ) :

$$V_m=22,4\text{l/mol}$$

Dans ces conditions, le nombre de moles devient:

$$n=v/V=v/22.4 \dots\dots\dots \text{EqI.2}$$

\*unité de masse atomique (u.m.a)

Les masses des particules (électron, proton, neutron...) ne sont pas de tout à notre échelle, on utilise donc une unité de masse différente au Kg mais mieux adaptée aux grandeurs mesurées, c'est l'u. m .a

$$1\text{u.m.a}=1/12M_C=1/N_A=1,66 \times 10^{-24}\text{g}=1,66 \times 10^{-27}\text{Kg} \dots\dots \text{EqI.3}$$

$M_C$ : masse molaire de carbone

#### **masse molaire atomique et masse molaire moléculaire**

- La masse molaire atomique : Est la masse d'une mole d'atomes.

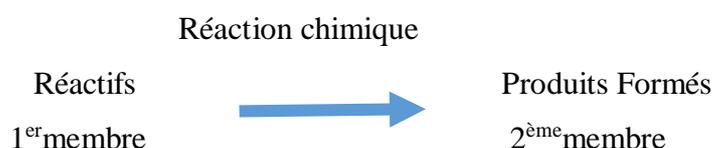
Exemple :  $M_C=12,0\text{g. mol}^{-1}$  et  $M_O=16,0\text{g. mol}^{-1}$        $M_O$ : masse molaire de l'oxygène

- La masse molaire moléculaire : Est la masse d'une mole de molécule.

Exemple : La masse molaire de l'eau  $H_2O$ :  $M_{H_2O}=2.1+16=18\text{g. mol}^{-1}$

## V. Loi de conservation de la masse (Lavoisier) , réaction chimique

On peut écrire une équation qui montre le bilan d'une réaction chimique :



Cette équation bilan obéit à deux lois:

- Dans une réaction chimique, les éléments seconds servent
- Dans une réaction chimique, la masse des réactifs disparus est égale à la masse des produits formés (Loi de Lavoisier)

## VI. Aspect qualitatif et quantitatif de la matière

### Les solutions

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs constituants. En phase liquide, gazeuse, ou solide).

- Le solvant est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances.
- Le soluté est un espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant. Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).
- Ce mélange homogène (solvant + soluté) est appelé solution aqueuse si le solvant est l'eau.

### Solution aqueuse

Une solution aqueuse est une phase liquide contenant plusieurs espèces chimiques majoritaire, l'eau (H<sub>2</sub>O, le solvant), et des espèces minoritaires, les solutés ou «espèces chimiques dissoutes».

L'étude des solutions aqueuses constitue la majeure partie de la chimie.

### Dilution

La dilution est un procédé consistant à obtenir une solution finale de concentration inférieure à celle de départ, soit par ajout de solvant, soit par prélèvement d'une partie de la solution et en complétant avec du solvant pour garder le même volume. La dilution se caractérise par son taux de dilution. Cette notion présuppose que le corps dilué soit soluble dans le solvant utilisé.

## Saturation

Une solution saturée est obtenue par dissolution d'un soluté dans un solvant; la solution est saturée lorsque le soluté introduit ne peut plus se dissoudre et forme un précipité.

## Les Concentrations

Les concentrations sont des grandeurs avec unités permettant de déterminer la proportion des solutés par rapport à celle du solvant, Selon la nature de l'unité choisie, on distingue :

- La molarité (CM): exprime le nombre de mole du soluté par litre de solution.
- La molalité (Cm): exprime la quantité de soluté contenue dans 1000 g de solvant.
- La normalité (N) : exprime le nombre d'équivalents grammes de soluté par litre de solution (ég.g/l), L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées ( $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $e^-$  ..... etc.)
- Le pourcentage % d'une solution indique la masse de substance pour 100g de solution. Il s'agit d'une comparaison poids- poids.
- La fraction molaire ( $X_i$ ) : indique le rapport entre le nombre de moles et le nombre total de mole de la solution.

## Remarques

- Une solution est dite molaire pour un soluté donné lorsque  $CM=1\text{ mol.L}^{-1}$
- Elle est dite déci molaire lorsque  $CM=10^{-1}\text{ mol.L}^{-1}$
- Elle est dite milli molaire lorsque  $CM=10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$
- Lorsque les substances sont présentes sous forme de trace dans une solution, il est courant d'utiliser les notions Parties par million = ppm = 1 mg/L, Parties par billion = ppb = n g/L et Parties par trillion = ppt = 1 ng/L
- Dans une solution, on a :  $\sum X_i = 1$  (La somme des fractions molaires de toutes les composantes de la solution est toujours égale à 1).

**Tableau I.1:** Formules des Concentrations

Concentrations	Formule sou Equations	Observations
Concentration Molaire ou Molarité Unité : mol /L ou M (m mol/ml=mol/L)	$C_M = n \text{ mol} / V(L)$ $n = m/M$	
Concentration Molale ou Molalité Unité: mol/Kg	$C_m = n_{\text{soluté}} / m_{\text{solvant}}$	
Concentration Normale ou Normalité Unité :ég.g/LouN	$N = \text{ég.g}_{\text{soluté}} / V_{\text{solution l}}$ $\text{ég.g} = M / v$	v:La valence ou le nombre d'électrons de valence mis en jeu
Concentration Massique Unité :g/L	$C = m/v = (n \times M) / v = C_m \times M$	
Masse Volumique( $\rho$ ) Unité :g/ml ou g/cm <sup>3</sup> Densité (d)	$\rho = m_{\text{soluté}} / V_{\text{soluté}}$ $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{g/L}$ ou $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{g/cm}^3$ ou $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{kg/m}^3$ $d_{\text{liquide}} = \rho_{\text{liquide}} / \rho_{\text{eau}}$	La densité n'apas d'unité
Fraction Molaire	$X_i = n_i / \sum n_i$	
Fraction Massique=Pourcentage massique	$m/m\% = (m_{\text{soluté}} / m_{\text{solution}}) \times 100$	Lorsqu'on dispose du volume de la solution, on peut le transformer en masse à l'aide de la Densité de la solution
Fraction Volumique	$v/v\% = (V_{\text{soluté}} / V_{\text{solvant}}) \times 100$	

### Dilution d'une Solution Aqueuse

La dilution d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par ajout de solvant (eau). La solution initiale de concentration supérieure est appelée solution-mère. La solution finale de concentration inférieure est appelée solution-fille (solution diluée). Lors d'une dilution, il ya conservation de la quantité de matière de soluté de telle sorte que l'on peut écrire

$$n_i = n_f \Rightarrow C_i V_i = C_f V_f \quad \text{EqI.4}$$

Avec n:quantité de matière: volume et C:concentration i :

i :initial c'est-à-dire relatif à la solution-mère.

f:final c'est-à-dire relatif à la solution diluée.

Généralement, on connaît la valeur des concentrations ; le problème étant de déterminer celle des volumes : Vi: volume de solution-mère à prélever et Vf: volume de solution diluée correspondant à celui de la fiole jaugée.



## Exercices Chapitre I

### Exercice N° 1 :

Combien ya t-il d'atomes de C dans 1g de carbone ( $M_C=12,011\text{g/mol}$ ), la valeur du nombre d'Avogadro est  $6,022.10^{23}$ .

Quelle est la masse d'un atome de magnésium Mg dont la masse atomique est  $24,305\text{g/mol}$ .

### Exercice N° 2 :

On dispose de 0,4moles de  $\text{H}_2\text{S}$ . Combien ya-t-il:

- 1) De grammes de  $\text{H}_2\text{S}$ .
- 2) De moles de H et de moles de S.
- 3) De grammes de H et de grammes de S.
- 4) De molécules de  $\text{H}_2\text{S}$ .
- 5) d'atomes de H et d'atomes de S.

**Données:** Masses atomiques H:  $1,01\text{g/mol}$ ; S:  $32,06\text{g/mol}$ ;  $N_A=6,022.10^{23}$ .

### Exercice N° 3 :

Quelle est la quantité de matière exprimée en moles représentent les échantillons suivants : 10g de sucre ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) ; 0,8L de  $\text{Cl}_2$  gazeux ( $0^\circ\text{C}$ , 1atm) ; 0,02L de  $\text{CCl}_4$  liquide ( $\rho=1,595\text{g/ml}$ ) ?

**Dr MOHAMMED CHERIF OUIZA**

