

1.1. Définition de la matière

La matière constitue tout ce qui 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 défini 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.

1.2. Changements d'état de la matière

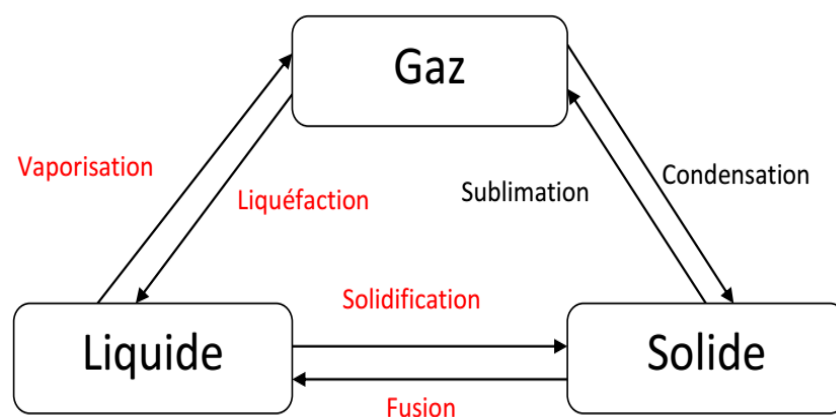
Les changements d'état sont des changements physiques importants qui se produisent à des températures qui sont caractéristiques de la substance.

Exemple: Température de fusion de l'eau: 0 °C

a. 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.

Le passage entre états est représenté dans le schéma ci-dessous :

**b. 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.

1.3. Notions Fondamentales :**1/ Atome :**

Est une quantité de matière infiniment petite ($d \approx 1 \text{ \AA}$ et $m \approx 10^{-26} \text{ kg}$).

2/ Molécule :

Les atomes s'associent pour donner des molécules, une molécule est par conséquent une union d'atomes.

3/ Corps pur :

Possède un seul type de constituant. On distingue deux types de corps :

a/ Corps pur simple : substance constituée d'un même élément ou par des molécules constituées d'atomes identiques (H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , O_3)

b/ Corps pur composé : se sont des molécules possédant plusieurs types d'éléments chimiques, Ex : H_2O , $NaOH$, H_2SO_4 , NH_3

4/ Mélange :

Présence de deux ou plusieurs corps en contact. On distingue deux types de mélange : homogène et hétérogène.

a/ Mélange homogène :

Mélange dont les constituants ne peuvent pas être distingués

Exemple : Eau/Alcool, Eau / sucre, air sec.

b/ Mélange hétérogène :

Mélange dont les constituants peuvent être distingués

Exemple : Eau/ huile

5/ mole :

Est l'unité de mesure de la quantité de matière.

6/ nombre d'Avogadro :

Le nombre d'atomes contenus dans une mole est appelé le **Nombre d'Avogadro** (N_A) $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ (1mole (d'atomes, ions, molécules....) = $6,023 \cdot 10^{23}$ (atomes, ions, molécules....)).

7/ Masse molaire atomique :

Est la masse d'une mole d'atomes.

8/ Masse molaire moléculaire :

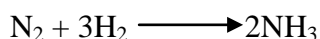
Est la masse d'une mole de molécules.

9/ Volume molaire :

Le volume molaire (V_m) est le volume occupé par une mole de substance, il dépend de l'état de la substance.

$$V_m = V/n$$

Une mole de gaz occupe un volume de 22,414 litre, $V_m = 22,414 \text{ L/mol}$ dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) $T = 0^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ atm}$

Exemple :

(Réactifs) (Produits)

Remarque :

Au cours de la réaction, c'est la molécule qui se transforme, mais les atomes ne sont pas affectés.

b/ Loi de LAVOISIER (Loi de conservation de la masse) :

La loi de conservation de la masse au cours d'une réaction énoncée par Lavoisier est : 'lors d'une réaction chimique, la masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits formés'

1.4. Lois Fondamentales :**1. Nombre de mole (Quantité de matière) :**

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

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

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

n : nombre de moles de la substance (mol).

m : masse de la substance (g).

M : masse molaire de la substance (g/mol).

V : volume de la substance (L).

V_m : volume molaire de la substance (L/mol).

N : nombre d'atomes, de molécules, d'ions, de noyaux de la substance.

N : nombre d'Avogadro.

2. Concentration molaire (Molarité) :

Est la quantité de matière de soluté par litre de solution, elle s'exprime en **mol/L**.

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

3. Concentration pondérale (massique) :

Est le rapport de la masse de soluté présente par litre de solution, elle s'exprime en **g/L**.

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

4. Concentration molale (molalité) :

Est le rapport de le nombre de mole de soluté par masse de solvant, elle s'exprime en **mol/Kg**.

$$C_{\text{mol}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}}$$

5. Concentration normale (normalité) :

Est le rapport de nombre d'équivalent-grammes de soluté par litre de solution, elle s'exprime en **éq-g/L**.

$$N = \frac{n(\text{éq-g})_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

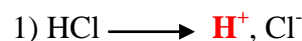
$$N(\text{éq-g.L}^{-1}) = n \text{ éq-g (soluté)} / V \text{ (solution) (litre)}$$

Toute fois elle existe une relation entre la normalité (N) et la molarité (C) : $N = Z_{\text{éq}} \cdot C$

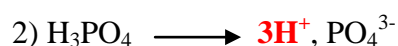
*Cas des réactions acide-base :

L'équivalent-gramme ($Z_{\text{éq}}$) est le nombre de protons (H^+) ou d'ions hydroxyles (OH^-) échangeables.

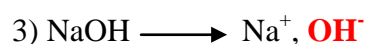
Exemples :



HCl participe avec un proton donc : $Z_{\text{éq}} = 1$



H_3PO_4 participe avec trois protons donc : $Z_{\text{éq}} = 3$

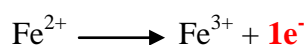


NaOH participe avec un hydroxyle donc : $Z_{\text{éq}} = 1$

*Cas des réactions d'oxydo-réduction :

L'équivalent-gramme ($Z_{\text{éq}}$) est le nombre d'électrons.

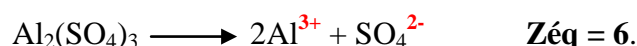
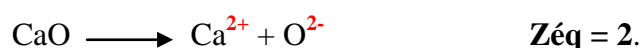
Exemple :



Le nombre d'électron échangeable est 1, donc : $Z_{\text{éq}} = 1$.

*Cas des sels :

Exemple :



6/ Fraction molaire :

$$X_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

- La fraction molaire est sans unité
- La somme des fractions molaires de tous les constituants de la solution est toujours égale à 1. $\sum X_i = 1$

• Le *pourcentage molaire* est sa fraction molaire multipliée par 100%.

7/ Fraction massique :

$$W_i = \frac{m_i}{\sum m_i}$$

- La fraction massique est sans unité.

• La somme des fractions massiques de toutes les constituants de la solution est toujours égale à 1. $\Sigma W_i = 1$

• Le *pourcentage massique* est sa fraction massique multipliée par 100%.

8/ Masse volumique :

Elle exprime la masse d'un certain volume de solution sous certaines conditions de température et de pression. Son unité est le : g/L.

$$\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$$

9/ Densité :

*Densité des solides et des liquides par rapport à l'eau :

La densité d'un liquide ou d'un solide est le rapport de la masse volumique de ce liquide ou de ce solide par la masse volumique de l'eau.

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

*Densité des gaz par rapport à l'air :

La densité d'un gaz par rapport à l'air est égale au quotient de la masse m d'un volume v de gaz par la masse m_{air} du même volume d'air (corps de référence), m et m_{air} étant mesurées dans les mêmes conditions de température et de pression.

$$d = \rho_{\text{gaz}} / \rho_{\text{air}} = \rho_{\text{gaz}} \cdot V / \rho_{\text{air}} \cdot V = m_{\text{gaz}} / m_{\text{air}}$$

Si le volume considéré est le volume molaire, alors $m = M$ (masse molaire), sachant que la masse volumique de l'air sec égale à 1,293 g/L

$$m_{\text{air}} = \rho_{\text{air}} \cdot V_{\text{mol}} = 1,293 \cdot 22,4 = 29 \text{ g}$$

Donc : $d = \frac{M}{29}$

Remarque : La densité n'a pas d'unité

1.5. Lois des solutions diluées : lois de Raoult :

a/ Ébulliométrie :

La température d'ébullition de la solution (solvant + soluté) est supérieure à celle du solvant pur de ΔT_e telle que : $\Delta T_e = K_e \cdot C_{\text{mol}}$ Avec : $\Delta T_e = T_{e1} - T_{e0}$

Ou :

ΔT_e : Augmentation ébulliométrique

T_{e1} : température d'ébullition du mélange (solvant + soluté)

T_{e0} : température d'ébullition du solvant pur

K_e : constante ébulliométrique caractéristique du solvant

C_{mol} : molalité de la solution

b/ Cryométrie :

La température de congélation de la solution (solvant +soluté) s'abaisse de ΔT_f telle que :

$$\Delta T_f = T_{f0} - T_{f1} = K_f \cdot C_{mol} \quad \text{Avec : } \Delta T_f = T_{f0} - T_{f1}$$

Ou :

ΔT_f : abaissement cryoscopique

T_{f1} : température de congélation du mélange (solvant + soluté)

T_{f0} : température de congélation du solvant pur

K_f : constante cryométrique caractéristique du solvant

m_c : molalité de la solution

Exercice :

La densité d'une solution aqueuse de soude est de 1,43. Cette solution contient 40% en poids de NaOH.

- 1/ Quelle est la masse d'un litre de solution ?
- 2/ Quelle est la masse de NaOH y a-t-il dans un litre de solution ?
- 3/ Quelle est la molarité de la solution ?
- 4/ Quelle est la masse de NaOH par kilogramme d'eau ?
- 5/ Quelle est la molalité de la solution ?

Corrigé :

1/ Calcul de la masse de solution :

On a : $d = \rho = \rho_{solution} / \rho_{eau}$

$$d = \rho = m/V \rightarrow m = d.V = 1,43 \cdot 10^3 = 1430 \text{ g} = 1,43 \text{ Kg}$$

2/ Calcul de la masse de NaOH dans 1l de solution :

$$\% \text{ massique de NaOH} = (m_{NaOH} / m_{solution}) \cdot 100$$

$$m_{NaOH} = 40 \cdot 1430 / 100 \rightarrow m_{NaOH} = 572 \text{ g}$$

3/ Calcul de la molarité :

$$C = n_{NaOH} / V = m_{NaOH} / M_{NaOH} \cdot V = 572 / 40 \cdot 1 = 14,3 \text{ mol/L}$$

4/ Calcul de m_{NaOH} dans 1 Kg d'eau :

1L de solution pèse 1430g dont 572 de NaOH et 858g de H₂O.

Donc :

$$\left. \begin{array}{l} 572 \text{ g de NaOH} \longrightarrow 858 \text{ g d'H}_2\text{O} \\ m_{NaOH} \longrightarrow 1000 \text{ d'H}_2\text{O} \end{array} \right\}$$

$$m_{NaOH} = 572 \cdot 1000 / 858 = 666,66 \text{ g}$$

5/ Calcul de la molalité de la solution :

$$C_{\text{mol}} = n_{\text{NaOH}}/m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = m/M = 666,66/40 = 16,66 \text{ moles}$$

$$C_{\text{mol}} = 16,66/1 = 16,66 \text{ mol/Kg}$$