

CHAPITRE I : Notions fondamentales

I.1. Introduction

La matière apparaît à l'œil nu sous forme de solide, liquide ou d'un gaz, elle est susceptible de passer d'un état à un autre dans les conditions de température et de pression bien spécifiques.

- Solide** : Il est rigide, la forme et le volume de la matière solide sont presque constants et la disposition de ses particules suit un ordre bien défini, nous citons comme exemple : les sels.
- Liquide** : Les particules dans les solutions liquides sont plus agitées que dans l'état solide, il a un volume fixe mais une forme variable, il prend la forme de son contenant.
- Gaz** : Dans cet état les atomes et les molécules sont excessivement agités donc très désordonnés. Ils occupent un très grand volume, le gaz prend la forme de son contenant.

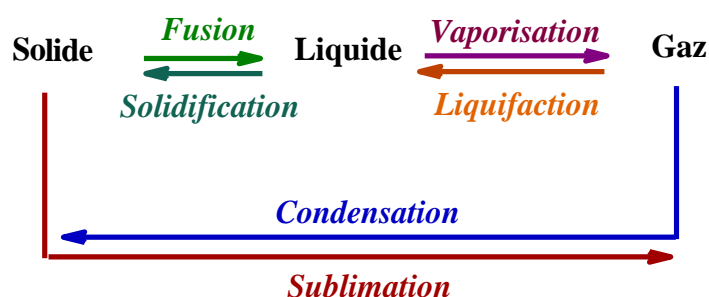


Figure I.1 : Les états de la matière et ses transformations.

I.2. Notions d'atomes, molécules, moles et nombre d'Avogadro

La matière est formée de grains élémentaires nommés atomes. L'atome est une quantité de matière infiniment petite ; l'ordre de grandeur de sa masse est de 10^{-26} kg. La dimension de l'atome est de quelques Angstrom (Å). Les atomes s'associent pour donner des molécules. Une molécule est par conséquent une union d'atomes.

Le nombre d'Avogadro d'atomes ou de molécules correspond à 1 mole d'atomes ou de molécules. $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$, 1 mole d' O_2 égale à 16 g.

I.2.1. Unité de masse atomique (uma)

Par définition, 1uma correspond à 1/12 de la masse d'un atome de carbone.

$$1\text{uma} = 1/12 (\text{masse d'un atome de Carbone}) = 1/12 (1 \times 12\text{g}) / N_A = 1/N_A = 1/6,023 \cdot 10^{23} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg.}$$

I.2.2. Masse molaire atomique, moléculaire

La masse molaire atomique est la masse d'1 mole d'atomes ou N_A d'atomes.

La masse molaire moléculaire (M) est la masse d'1 mole de molécules ou N_A de molécules.

I.2.3. Volume molaire

On définit le volume molaire, comme étant le volume d'une mole de substance, cette expression est utilisée surtout pour les gaz.

I.3. Aspect qualitatif de la matière

La matière apparaît en un corps pur (simple ou composé) ou à l'état de mélange.

I.3.1. Corps pur simple

La matière qui le compose est une seule espèce chimique distinguée par les propriétés physico-chimiques telles que la densité, les températures de fusion et d'ébullition, l'odeur, la couleur etc. Comme H₂, O₂, N₂...

I.3.1.1. Soluté

Est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant.

I.3.1.2. Solvant

C'est le liquide dans lequel le soluté est dissout toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s). Le solvant peut être de l'eau distillée, de l'éthanol,...

I.3.1.3. Solution

C'est le nom du mélange homogène de soluté et de solvant. Lorsque le solvant est de l'eau, la solution est dite aqueuse.

L'espèce dissoute est caractérisée par différents types de concentration.

I.4. Concentration d'une espèce dissoute**I.4.1. Concentration molaire (mol/L).**

Elle est égale au quotient de la quantité de matière de A dissoute par le volume V de solution

$$CM = n \text{ moles du soluté} / V \text{ solution}$$

I.4.2. Concentration massique (g/L)

Elle est égale au rapport de la masse m (en g) de soluté dissout par le volume V (en L) de solution

$$Cm = m \text{ soluté (g)} / V \text{ solution (L)}$$

I.4.3. Fraction molaire

Est le rapport de la quantité de matière du composé (i) en mole contenue dans un certain volume de solution divisée par la somme des quantités de matière de tous les constituants i,j,...., présents dans ce volume de solution.

$$X_i = n_i \text{ (mole)} / \sum n_{i,j} \text{ (mole)}$$

Exemple :

On a une solution aqueuse d'éthanol, on peut calculer la fraction molaire de chaque constituant de cette solution.

$$X_{\text{éthanol}} = n_{\text{éthanol}} / (n_{\text{éthanol}} + n_{\text{H}_2\text{O}})$$

I.4.4. Molalité

Elle correspond à la quantité de matière de X pour 1Kg de solvant. Cette unité de concentration

n'est que très rarement utilisée. Elle est notée par C_{molale} .

$$C_{molale} (mole/Kg) = n_{soluté} / m_{soluté}$$

I.4.5. Normalité

On définit la normalité d'une solution acide ou basique dans l'eau comme respectivement le nombre de mol d'ions (Z) H^+ ou OH^- susceptibles d'être libérés par un litre de solution.

De même, la normalité oxydo-réductrice d'une solution correspond au nombre de moles d'électrons (Z) susceptibles d'être libérés par un litre de solution.

Elle est notée par N elle est calculée selon la formule suivante :

$$N = \text{nombre d'équivalents grammes} / V \text{ solution (L)}$$

$$N = CM \times Z$$

Z : dépend de la nature de la solution.

CM : Concentration molaire de la solution

- Solution acide: CH_3COOH , $Z=1$, H_2SO_4 $Z=2$.
- Solution basique : $NaOH$, $Z=1$
- Sels : $FeSO_4 \leftrightarrow Fe^{2+} + SO_4^{2-}$ $Z = | +2 \times 1 |$ ou $| -2 \times 1 |$

Normalité oxydo-réductrice : Z est le nombre d'électron échangé entre les ions réactifs dans la solution.

I.4.6. Fraction massique (pureté)

C'est le rapport de la masse d'un composé (soluté) X , contenu dans un certain volume de solution divisée par la masse de la solution. Par exemple, une solution de X à 10 % contient 10 g de X pour 100g de solution. % massique = $(m \text{ soluté} / m \text{ solution}) \times 100$

I.4.7. Pourcentage volumique

C'est le rapport du volume du composé (soluté) X divisé par le volume de la solution.

$$\% \text{ Volumique} = \left(V_{soluté} / V_{solution} \right) \times 100$$

I.4.8. Masse volumique ρ

Est la masse par unité de volume d'une substance c'est à dire la masse m d'une substance de volume V .

$$\rho = m_{solution} / V_{solution}$$

Avec :

m : est la masse en Kg, g.

V : est le volume en m^3 , L ou cm^3

Alors ρ s'exprime en kg/m^3 , g/L ou g/cm^3

I.4.9. Densité

La densité d'une substance est définie par rapport à celle de l'eau.

$$d_{\text{substance}} = \rho_{\text{substance}} / \rho_{\text{solvant}}$$

Les deux masses volumiques étant exprimées dans la même unité il en découle que la densité est un nombre sans dimension.

Pour les gaz, la densité est calculée par rapport à la masse volumique de l'air.

$$d_{\text{gaz}} = \rho_{\text{gaz}} / \rho_{\text{air}}$$

La masse volumique de l'air est faible ($1,2 \text{ kg/m}^3$ au niveau de la mer à $20 \text{ }^\circ\text{C}$) comparée à celle de l'eau (1000 kg/m^3 à $20 \text{ }^\circ\text{C}$).

I.5. 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 y a conservation de la quantité de matière de soluté de telle sorte que l'on peut écrire :

$$n_i = n_f \quad C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

Avec :

n_i : Quantité de matière initiale relative à la solution-mère.

n_f : Quantité de matière finale relative à la solution-fille (diluée).

V : Volume.

C : Concentration.

Exemple :

On dispose de 100 mL de solution aqueuse de diiode I_2 de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Quel volume de solution-mère utiliser pour procéder à la fabrication de 50 mL de solution diluée de diiode de concentration $1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$?

I.5.1. La dilution en biologie

On réalise des dilutions dans de nombreux cas par exemple

a) Réaction de dosage d'une protéine : l'albumine à l'aide d'une gamme étalon. La gamme étalon est une série de dilution à réaliser à partir d'une solution mère d'albumine (de référence) de concentration connue.

b) Numération sanguine : On prend un petit volume du sang frais, on le dilue au 1/100 dans de l'eau physiologique. On en prend de cette dilution et on fait le comptage des cellules sanguines au microscope.

Chapitre II : La radioactivité

II.1. Introduction

La matière est formée de grains élémentaires dits « Atomes ». Le noyau est de taille 10000 fois moins environ plus petite que celle de l'atome qui est de l'ordre l'Angstrom (10^{-10} m). Il conserve l'essentiel de sa masse.

L'atome est composé de trois particules élémentaires de très petite dimension qui sont

- ✓ Les électrons (découvert par Crooks en 1879).
- ✓ Les protons (découvert par Rutherford en 1918).
- ✓ Les neutrons (découvert par Chadwick en 1932)

Ces trois particules constituent toute la matière de l'univers et donc tous les éléments de la nature.

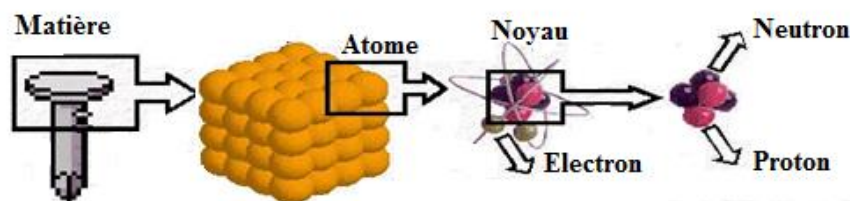


Figure II.1 : Principaux constituants de la matière.

A_ZX A : nombres de masse, Z : numéro atomique, A-Z = N : nombre de neutron.

Des atomes peuvent avoir un même Z et des A différents. On dit qu'ils sont des isotopes d'un même élément.

Tableau II.1 : quelques isotopes naturels.

Eléments	A_3Li	A_8O	${}^A_{17}Cl$	${}^A_{16}S$
A	6	16	35	32
	7	17	37	33
		18		34
				36

II.2. Défaut de masse et énergie de cohésion

II.2.1. Défaut de masse

On appelle défaut de masse d'un noyau la différence entre la masse totale des A nucléons séparés (Z protons plus N neutrons), au repos et la masse du noyau formé au repos. La masse m d'un noyau est toujours inférieure à la somme des masses de ses nucléons isolés.

$$\Delta m = m_{\text{théorique}} - m_{\text{réelle}}$$

Lorsqu'on a une réaction nucléaire :

$$\Delta m = \sum m_{\text{réactifs}} - \sum m_{\text{produits}}$$

Exemple :

Soit la réaction suivante : $2p + 2n \longrightarrow {}^4_2\text{He} + E$

$$m_{\text{théorique}} = Z.m_p + N.m_n = 2 \times 1,0073 + 2 \times 1,0087 = 4,03200 \text{ u.m.a}$$

$$m_{\text{réelle}} = m_{\text{exp}} = 4,00150 \text{ u.m.a}$$

$$\Delta m = 0,03050 \text{ u.m.a}$$

II.2.2. Energie de cohésion des noyaux

La formation d'un noyau à partir de ces différents constituants se fait avec une très importante absorption d'énergie. Le principe d'équivalence masse – énergie d'EINSTEIN prévoit qu'une quantité d'énergie sera libérée

$$\Delta E \text{ (MeV)} = \Delta m \times C^2$$

C : vitesse de la lumière dans le vide = 3.10^8 m/s

Par définition l'énergie de cohésion (E_{ch}) est l'énergie qu'il faudrait apporter un noyau pour le dissocier en ses nucléons. C'est une énergie positive : ${}^A_Z X + E_{ch} \rightarrow Z + N$

L'unité de l'énergie la plus utilisée est eV (KeV = 10^3 eV , MeV = 10^6 eV)

Le deutérium 2_1D est un isotope de l'hydrogène. On donne : $m_n = 1,008665 \text{ u.m.a}$;

$m_p = 1,007277 \text{ u.m.a}$; $m_{\text{noyau}} = 2,014102 \text{ u.m.a}$. Calculer l'énergie de cet isotope stable, en joule et MeV ?

La réaction ayant lieu est :

$$\Delta m = 0,00184 \text{ u.m.a} = 3,055.10^{-30} \text{ Kg}$$

On transforme les u.m.a en Kg

$$E = \Delta m \times C^2$$

$$E_{ch} = 2,710^{-13} \text{ J} = 1,685 \text{ MeV}$$

II.2.3. Energie de cohésion par nucléon

Afin de comparer la stabilité des noyaux, il est préférable de raisonner en termes d'énergie de cohésion par nucléons définie comme : $\frac{E_{ch}}{A}$ est exprimé en MeV/nucléon. Plus le rapport est grand plus le noyau est stable.

II.3. Radioactivité

La radioactivité est un phénomène physique au cours duquel des noyaux atomiques instables se désintègrent pour se transformer en des noyaux atomiques plus stables.

Pour parler de radioactivité d'un élément, il faut connaître la stabilité de son noyau. Les protons chargés positivement se repoussent, l'ajout de neutrons stabilise les nucléides. Si le

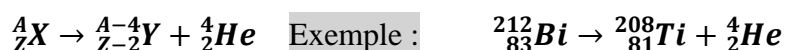
nombre de protons augmente ($Z > 84$) au point où il n'y a plus assez d'espace à l'intérieur du noyau, l'atome devient instable.

II.3.1. Radioactivité naturelle

Un noyau instable ou radioactif est un noyau qui se désintègre spontanément (naturellement) en donnant un noyau différent et en émettant trois types de rayonnement (α , β ou γ).

II.3.1.1. Radioactivité α

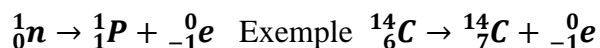
Emission d'un noyau d'Hélium ${}^4_2\text{He}^{+2}$. Radioactivité naturelle ou induite concernant les noyaux lourds ($A > 200$). Les rayonnements α ont une forte force d'ionisation et un pouvoir de pénétration faible : ce sont des particules facilement arrêtées par quelques centimètres d'air ou une feuille de papier.



II.3.1.2. Radioactivité β

a) Radioactivité β^-

Lorsque $A-Z/Z \geq 1,5$, le noyau contient un excès de neutrons, de tels noyaux chercheront à se stabiliser en augmentant Z et en diminuant N en transformant un neutron en proton.



b) Radioactivité β^+

C'est une émission industrielle, Il s'agit en quelque sorte du phénomène "inverse" du précédent.



II.3.1.3. Radioactivité γ

Les rayons γ sont plus pénétrants que les particules alpha et bêta, mais sont moins ionisants.

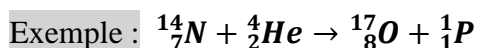


Les éléments radioactifs naturels appartiennent à trois familles fondamentales :

${}^{232}\text{Th}$ (Thorium) et l'Uranium (${}^{235}\text{U}$, ${}^{237}\text{U}$), ces éléments se transforment en ${}^{207}\text{Pb}$.

II.3.2. Radioactivité artificielle

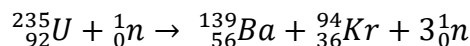
C'est une réaction nucléaire qui consiste en un bombardement d'un noyau stable ou radioactif par des neutrons, des protons ou des particules α dans le but de créer un nouvel élément radioactif artificiel qui n'existe pas dans la nature.



II.3.2.1. Fission nucléaire

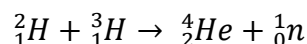
Les atomes de nombre de masse très élevés ($A > 200$), lorsque ils sont bombardés par des

neutrons peuvent subir une cassure conduisant à des atomes plus légers et à des neutrons. Les neutrons émis peuvent à leur tour provoquer la fission d'atomes voisins, on a une réaction en chaîne explosive. Lors de ce processus il se produit une perte de masse et un important dégagement d'énergie. Ce type de réaction en chaîne quand il n'est pas contrôlé est à la base de la bombe atomique.



II.3.2.2. La fusion nucléaire

Les atomes légers vont chercher à se stabiliser par réaction de fusion. Au cours de ce type de réactions, deux noyaux légers vont fusionner pour donner un atome plus lourd et diverses particules. Au cours de ce processus il va y avoir perte de masse et important dégagement d'énergie. C'est la réaction utilisée dans les bombes H.



II.4. Lois de la radioactivité

$A^* \longrightarrow B$ (stable)

$t = 0$ N_0 (nombre de noyau initial)

$t > 0$ N_t (nombre de noyau restant)

II.4.1. Vitesse de désintégration

$$-\frac{dN}{dt} = \lambda N$$

λ : constante radioactive

$$\frac{dN}{N} = -\lambda dt$$

Par intégration

$$\int_{N_0}^{N_t} \frac{dN}{N} = -\lambda \int_0^t dt \quad \ln N_t - \ln N_0 = -\lambda t \quad \ln \frac{N_t}{N_0} = -\lambda t \quad N_t = N_0 e^{-\lambda t}$$

II.4.2. Période de demi-vie de l'élément radioactif T ou $t_{1/2}$

Période radioactive T, ou temps de demi-vie $t_{1/2}$, c'est la durée au bout de laquelle la moitié des noyaux radioactifs initialement présents se sont désintégrés.

$t = T$, $N_t = \frac{N_0}{2}$ remplaçons N_t par sa valeur dans l'équation (1) $\frac{N_0}{2} = N_0 e^{-\lambda T}$ on peut déduire

la valeur de T : $T = \frac{\ln 2}{\lambda}$

A.N : Calculer T en h, pour un élément connaissant sa constante radioactive $\lambda = 3.209 \cdot 10^{-5} \text{ S}^{-1}$ (T=6h)

II.4.3. Activité radioactive

L'activité moyenne A d'un échantillon radioactif est le nombre moyen de

désintégrations qui se produisent par seconde :

$$A(t) = -\frac{dN}{dt} \quad A_t = A_0 e^{-\lambda t}$$

A_t (activité) à l'instant t et A_0 (activité initial).

Unité de A est le Becquerel (1975) on a : $1\text{Bq} = 1\text{ dps}$ (désintégration par seconde)

Autre unité : le Curie activité d'1 g de radium : $1\text{Ci} = 3,7 \cdot 10^{10}\text{ Bq}$ ou dps.