

CHIMIE GENERALE ET ORGANIQUE

Chapitre I

Cours 1 : Généralités

Enseignant : DAOUD Ismail

TABLE DES MATIERES

1. Généralités

1.1. Constitution de l'atome	3
1.1.1. L'électron	4
1.1.2. Structure de noyau	4
1.2. Notion d'isotopie	5
1.3. Stabilité et cohésion du noyau, énergie de liaison par nucléon	6

1. Généralités

Dans l'antiquité, l'atome a été considéré comme la particule élémentaire de la matière (Démocrite). Cette théorie était seulement due à des intuitions et non à des théories ou observations expérimentales. Il a fallu attendre la fin du XIXe siècle pour que cette théorie soit confirmée par des expériences qui permirent de mettre en évidence l'existence de particules constitutives de l'atome : les électrons.

1.1. Constitution de l'atome

La matière est constituée d'atomes, eux-mêmes constitués d'un noyau entouré d'un nuage électronique (Fig.1 et Tableau. 1). Le noyau sphérique central est composé de A **nucléons** répartis en :

- Z **protons** (charge $q = + e$; masse m_p).
- N **neutrons** (charge $q = 0$; masse m_n).

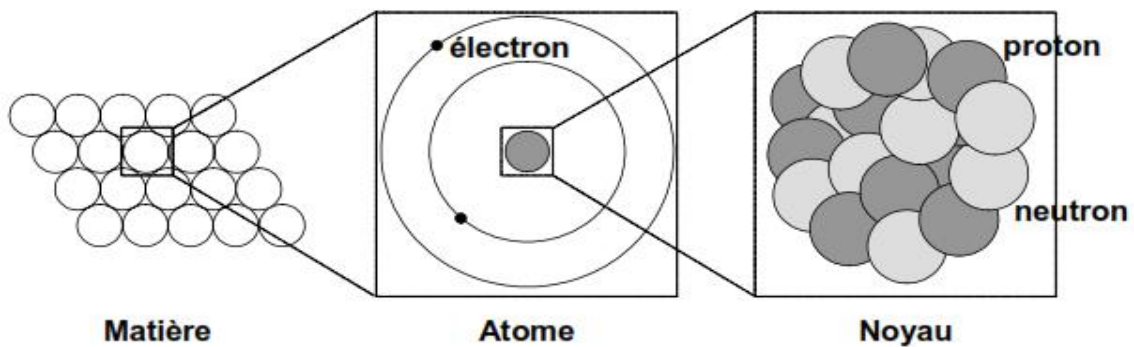


Fig.1 : Vue schématique de la structure de la matière

La cohésion nucléaire est assurée par les forces nucléaires à très courtes portées, dites interactions fortes.

Le nuage électronique d'un atome neutre est composé de Z **électrons** (charge $q=-e$; $m_e \ll m_p$ et m_n). La charge élémentaire, en coulomb, est $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Les masses du proton et du neutron sont voisines l'une de l'autre, et égales à 1836 fois la masse de l'électron (Tableau. 1). La masse d'un atome est donc concentrée dans son noyau.

La taille des atomes est de l'ordre de 10^{-10} m ; la taille des noyaux, de l'ordre de 10^{-15} à 10^{-14} m .

Tableau. 1 : Principales caractéristiques de l'électron, du proton et du neutron

Particule et symbole	Auteurs des premières mesures	Charge*	Masses (m_e , m_p , m_n) arrondies à 4 chiffres après la virgule*
Électron du grec <i>ēlektron</i> : ambre	J. J. Thomson (1897) R. A. Millikan (1911)	$-e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (arrondie à $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$)	$9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ (arrondie à $9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$)
Proton du grec <i>prōtos</i> : premier	E. Rutherford (1910)	$+e = +1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (arrondie à $+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$)	$1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (arrondie à $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$)
Neutron	J. Chadwick (1932)	0	$1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (arrondie à $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$)

* La charge élémentaire e , et les masses m_e , m_p , m_n sont des constantes fondamentales.

1.1.1. L'électron

L'électron est une particule qui intervient dans de nombreux phénomènes physique et, en particulier dans tous les phénomènes électriques (exemple : passage du courant électrique dans un conducteur), l'électron est désigné par le symbole **e**.

C'est une particule de très faible masse, chargée négativement (Voir le tableau. 1).

1.1.2. Structure de noyau

Les protons et les neutrons (appelés nucléons) sont localisés dans le noyau de l'atome, alors que les électrons forment le cortège ou nuage électronique autour du noyau.

La masse étant concentrée dans le noyau. Les atomes étant électriquement neutres, il y a autant d'électrons que de protons.

Les neutrons (1_0n)

Ce sont des particules neutres (du point de vue électrique charge nulle) dont la masse est voisine de celle du proton.

Les protons (p)

Ce sont des particules chargées positivement dont la charge est égale à celle des électrons mais de signe contraire.

Caractéristique du noyau

Le noyau possède toujours une charge électrique « q » positive qui est un multiple entier de la charge élémentaire e : $q=Z.e$ ($Z \in \mathbb{N}$, N nombre entier).

Le noyau est caractérisé par deux nombre Z et A :

Z : est appelé numéro atomique : caractéristique de l'atome, représente le nombre d'électrons.

Z : désigne le nombre de charge : caractéristique du noyau, représente le nombre de protons.

A : désigne le nombre de a masse, il représente également le nombre de protons et de neutrons constituant le noyau (le nombre de nucléons) ; *c'est le nombre entier le plus voisin de la masse atomique évaluée en unité de masse atomique (u)* tel que $A=(m_p+m_n)-m_{\text{noyau}}$.

Définition :

L'unité de masse atomique u est égale à 1/12 de la masse de l'isotope 12 du carbone ^{12}C (dont la masse de l'atome gramme « atg » du ^{12}C = 12.00000g). Ainsi :

$$1u = \frac{1}{12} * \frac{12 * 10^{-3}}{\mathcal{N}} = \frac{10^{-3}}{6.0221367 * 10^{23}} = 1.6605402 * 10^{-27} \text{Kg}$$

Ou : \mathcal{N} : nombre d'Avogadro = $6.022167 * 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

La constante d'Avogadro représente le nombre de particules par mole.

1.2. Notion d'isotopie

Définition

Des isotopes d'un même élément sont des espèces qui ont le même nombre de protons (*même Z*) et un nombre de neutrons différent (*donc A différent*).

<u>Exemple :</u>	<i>Carbone</i>	<i>Hydrogène</i>
	$^{12}_6\text{C}$	^1_1H
	$^{13}_6\text{C}$	^2_1H
	$^{14}_6\text{C}$	^3_1H

Abondance relative des différents isotopes

On désigne par abondance naturelle le pourcentage en nombre d'atomes de chacun des isotopes présents dans le mélange naturel. Cette abondance est équivalente à la fraction

molaire de chaque isotope stable.

Cette abondance naturelle a pu être mesurée et on la trouve dans des tables. L'abondance naturelle de chacun des isotopes est toujours la même quelle que soit la provenance de l'échantillon étudié.

Exemple : Le carbone présente deux isotopes stables naturels : appelés couramment Carbone 12 et Carbone 13. Leurs abondances naturelles sont les suivantes :

Nombre de Masse :	12	13
Abondance :	98,9 %	1,1%

Masse Molaire de l'élément (Moyenne ou isotopique)

Un élément est constitué d'un mélange de divers isotopes et les proportions de ces divers isotopes sont constantes on va pouvoir définir pour chaque élément une masse molaire moyenne qui tiendra compte de sa composition.

$$M_A = \frac{\sum_{i=0}^n X_i * M_i}{\sum_{i=0}^n X_i}$$

X_i : désignant l'abondance naturelle de l'isotope i de masse molaire M_i .

M_i : Masse molaire de l'isotope i .

Exemple : Calculer la masse isotopique moyenne de carbone :

$$M_C = 98,89 * M_{(12C)} + 1,1 * (M_{13C})/100$$

Si on n'a pas besoin d'une extrême précision on pourra assimiler les masses molaires de chacun des isotopes à leur nombre de masse.

$$M_C = 98,89 * 12 + 1,1 * 13/100 = 12,02 \text{ g.mol}^{-1}$$

Remarque : Pour certains éléments, il existe d'autre part des isotopes naturels ou artificiels instables appelés radioactifs. En raison de leur instabilité leur abondance varie au cours du temps et n'est donc jamais précisée.

1.3. Stabilité et cohésion du noyau, énergie de liaison par nucléon

Masse et énergie : relation d'Einstein

Lors d'une transformation nucléaire (naturelle ou provoquée), la masse des produits est toujours un peu inférieure à la masse des réactifs. La perte de masse est notée m . Associé à

cette **perte de masse**, se produit un dégagement d'énergie dont la valeur E est donnée par la relation d'Einstein :

$$E = (m) c_0^2$$

Où : c_0 est la célérité de la lumière dans le vide. La convention adoptée ici est de représenter m et E par des grandeurs positives.

Énergie de cohésion d'un noyau

La masse d'un noyau atomique est toujours un peu inférieure à la somme des masses de ses nucléons. La différence m entre la masse des nucléons et celle du noyau est appelée **déficit de masse**. La quantité d'énergie E correspondante donnée par la relation $E = (m) c_0^2$ est l'énergie qui se dégagerait si le noyau se formait à partir des nucléons.

Un noyau est d'autant plus stable que cette quantité E est grande. C'est pourquoi E est appelée **énergie de cohésion** (ou **énergie de liaison**) du noyau. Pour comparer entre elles les stabilités des noyaux de divers éléments, on compare les énergies de cohésion rapportées à 1 nucléon, et exprimées en MeV/nucléon* (* : 1 eV = 1,602.10⁻¹⁹ J ; 1 MeV = 1,602.10⁻¹⁹ × 10⁶ = 1,602.10⁻¹³ J).