

Chapitre I

STRUCTURE DE

L'ATOME

INTRODUCTION

La matière est formée à partir de grains élémentaires: les **atomes**. 112 atomes ou éléments ont été découverts et chacun d'eux est désigné par son nom et son symbole.

Exemple : Carbone : C ; Azote : N.

Les atomes diffèrent par leurs structures et leurs masses, et sont eux même fragmentés en petites particules : **les électrons, les protons et les neutrons**.

En fait, l'atome n'existe pas souvent à l'état libre, il s'associe avec d'autres pour former des molécules. On a des molécules *monoatomiques* : gaz rares (He, Ne, Ar,...), *diatomiques* (H₂, O₂, NaCl,...) et des molécules *polyatomiques* (H₂O, H₂SO₄,...).

1 - ELECTRON

L'atome est un ensemble électriquement neutre comportant une partie centrale, le noyau (protons + neutrons), où est centrée pratiquement toute sa masse, et autour duquel se trouvent des électrons.

La masse m_e de l'électron :

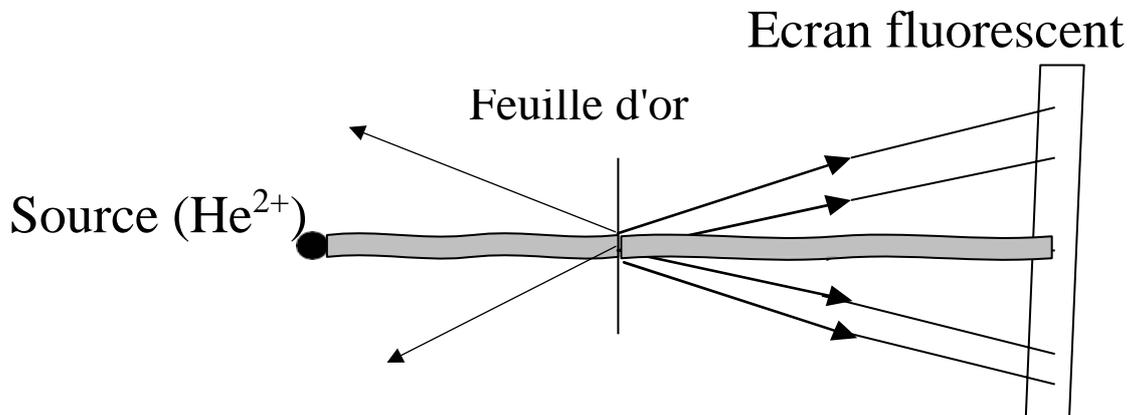
$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Coulomb ou C}$$

$$m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg.}$$

II - NOYAU

1-Mise en évidence : Expérience de Rutherford

L'expérience consiste à bombarder une très mince feuille de métal (Or) par le rayonnement constitué de noyaux d'Helium (He^{2+}).



INTERPRETATION

La matière de la feuille d'or est constituée essentiellement du vide. Sa masse se trouve donc concentrée en certains points. Les particules passent dans leur grande majorité, entre ces points de matière condensée que sont les **noyaux atomiques**.

La quasi-totalité des noyaux traversent la feuille d'or sans être déviés. D'autres la traversent en étant simplement déviés (1/100). En fin, très peu de noyaux sont repoussés par la feuille (1/20000).

2-Constitution du noyau atomique

Le noyau est formé de particules élémentaires stables appelées nucléons, qui peuvent se présenter sous deux formes à l'état libre, le **neutron** et le **proton**.

- Les protons sont chargés positivement :

$$q_p = +e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

- La masse du proton : $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1836 m_e$

-

- Les neutrons sont de charge nulle, leur masse est :

$$m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

Conclusion : Toute la masse de l'atome est concentrée dans le noyau.

III- IDENTIFICATION DES ELEMENTS

1- Représentation

A chaque élément chimique, on a associé un symbole. Il s'écrit toujours avec une majuscule^Z, éventuellement suivie d'une minuscule : $^A \text{X}$

Z est appelé *numéro atomique ou nombre de charge*, il désigne le nombre de protons (c'est aussi le nombre d'électrons pour un atome neutre).

Pour un élément quelconque, la charge du noyau (protons) est +Ze. De même la charge des électrons sera -Ze. A est appelé *nombre de masse*, il désigne le nombre de nucléons (protons + neutrons). Si N représente le nombre de neutrons, on aura la relation :

$$A = Z + N$$

2- Isotopes

Ce sont des atomes de même numéro atomique Z et de nombre de masse A différent. Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes.

Il n'est pas possible de les séparer par des réactions chimiques, par contre cela peut être réalisé en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de

masse.

3-Masse atomique

La masse atomique est égale à la somme des masses des constituants de l'atome:

$$m_{\text{at}} = Zm_e + Zm_p + Nm_n \text{ (en kg)}$$

L'utilisation de cette unité n'est pas commode, des unités chimiques plus faciles à manipuler ont donc été choisies ; le terme de référence étant le carbone 12.

Par définition, l'unité de masse atomique qu'on note u.m.a est le $\frac{1}{12}$ ème de la masse d'un atome de carbone 12 (^{12}C).

$$1\text{u.m.a} = \frac{1}{12} m_c$$

4- Mole et masse molaire

A notre échelle, on raisonne sur une certaine quantité de matière appelée *mole* :

La mole est la quantité de matière qui contient autant d'atomes qu'il y a dans 12g de carbone 12. Le nombre est appelé *nombre d'Avogadro*

$$N : N = 6,0221 \cdot 10^{23}$$

Un tel nombre s'appelle donc une mole (N molécules) ou atome -gramme (N atomes).

Par définition :

Une mole d'atomes de carbone 12 pèse 12g. La masse d'un atome vaut 12 u.m.a, donc :

$$12 \text{ g} = N \cdot 12 \text{ u.m.a}$$

Ou encore

$$1 \text{ u.m.a} = 1/N = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

Masse molaire :

La masse d'une mole d'atomes d'un élément est appelée la masse molaire de l'atome.

5- Masse atomique relative

Dans le cas général, un élément possède un ou plusieurs isotopes ; donc la masse atomique sera la somme des proportions relatives à chaque isotope.

$$m = \sum(x_i \cdot m_i) \text{ u.m.a}$$

De même la masse molaire

$$M = \sum (x_i \cdot M_i) \text{ (g/mole)}$$

I MODELE DE RUTHERFORD

Ce modèle est basé sur l'existence du noyau dans lequel est pratiquement concentrée toute la masse de l'atome et autour duquel gravitent des électrons.

La stabilité mécanique résulte de la compensation des forces d'attractions F_a par les forces centrifuges F_c dues à la rotation des électrons autour du noyau.

L'avantage de ce modèle c'est qu'il ne fait appel qu'aux lois de la mécanique classique.

Par contre, il présente des inconvénients :

- La théorie électromagnétique exige que l'électron rayonne des ondes électromagnétiques, donc il va perdre de l'énergie et finirait par tomber sur le noyau.
- L'énergie lumineuse émise varie de façon continue.

Ces deux conclusions sont en contradiction avec l'expérience.

II - MODELE DE BOHR

1- Description (cas de l'atome d'hydrogène)

Pour lever les contradictions précédentes, Bohr propose quatre hypothèses :

- Dans l'atome, le noyau est immobile alors que l'électron de masse m se déplace autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon r .

- L'électron ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre de l'énergie ; on les appelle "orbites stationnaires".
- Lorsqu'un électron passe d'un niveau à un autre il émet ou absorbe de l'énergie :

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

- Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières (quantification du moment cinétique) :

$$mvr = n \cdot h / 2\pi$$

h : constante de Planck et n : entier naturel.

2 - Aspect quantitatif de l'atome de Bohr

Le système est stable par les deux forces F_a et F_c :

- Force d'attraction : $|F_a| = e^2 / 4\pi\xi_0 r^2$
- Force centrifuge : $|F_c| = mv^2/r$

Le système est en équilibre si : $|F_a| = |F_c|$

càd : $mv^2 = e^2 / 4 \pi \xi_0 r \quad (1)$

Energie totale du système :

$$E_T = E_c + E_p \quad E_c : \text{énergie cinétique}$$

E_p : énergie potentielle , elle est due à l'attraction du noyau

$$\text{Donc} \quad E_p = \int F_a dr = - e^2 / 4\pi\xi_0 r$$

$$\text{D'autre part :} \quad E_c = mv^2/2$$

$$\text{Donc :} \quad E_T = - e^2 / 8\pi\xi_0 r \quad (2)$$

Rayon de l'orbite :

$$\text{On sait que :} \quad mvr = n \cdot h / 2\pi$$

$$\text{Donc} \quad mv^2 = n^2 h^2 / 4\pi^2 m r^2 \quad (3)$$

(1) et (3) donnent :

$$r = \xi_0 h^2 n^2 / \pi m e^2 \quad (4)$$

C'est le rayon de l'orbite où circule l'électron ; il est quantifié. Si on remplace (4) dans (2), on obtient :

$$E_T = -me^4 / 8\xi_0^2 h^2 n^2 \quad (5)$$

L'énergie totale d'un électron est donc discrète ou quantifiée.

- Pour $n=1$ (état fondamental : l'électron occupe l'orbite de rayon r_1 et d'énergie E_1)
 - $r_1 = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0,529 \text{ \AA}$ ($1\text{\AA} = 10^{-10} \text{ m}$)
 - $E_1 = -21,78 \cdot 10^{-19} \text{ j} = -13,6 \text{ eV}$ ($1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ j}$)
 - Pour $n=2$ (Premier état excité)
 - $r_2 = 4r_1 = 2,116 \text{ \AA}$ et $E_2 = E_1/4 = -3,4 \text{ eV}$
 - Pour $n=3$ (Deuxième état excité)
 - $r_3 = 9r_1 = 4,761 \text{ \AA}$ et $E_3 = -1,51 \text{ eV}$
- D'une manière générale :

$$r_n = n^2 r_1 \quad \text{et} \quad E_n = E_1/n^2$$

3 - Absorption et émission d'énergie

Un électron ne peut absorber ou libérer de l'énergie c'est-à-dire rayonner qu'en passant d'un niveau (orbite) à un autre.

La quantité d'énergie absorbée ou émise est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux (relation de Planck)

:

$$\Delta E = E_f - E_i = h \cdot \nu$$

E_f : état final

E_i : état initial

h : constante de Planck

ν : fréquence de radiation

Absorption : Lorsqu'un électron passe d'un niveau n (orbite de rayon r_n) à un niveau p ($p > n$) supérieur (orbite de rayon r_p), il absorbe une radiation de fréquence ν_{n-p} .

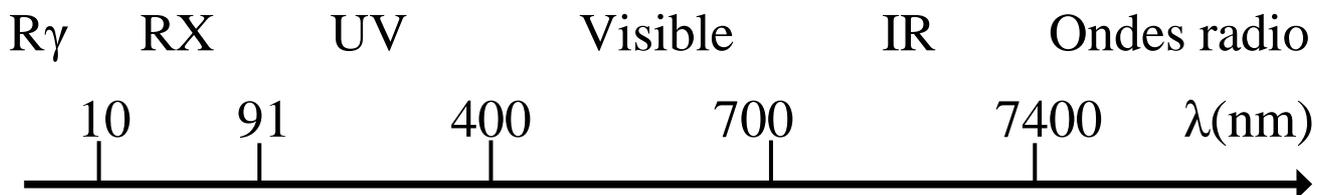
Emission : Lorsqu'un électron passe d'un niveau p à un niveau n ($p > n$), il émet une radiation de fréquence ν_{p-n} .

III - RAYONNEMENT ELECTROMAGNETIQUE

Les rayons lumineux sont caractérisés par la propagation d'une onde électromagnétique à la vitesse de la lumière ($c = 3 \cdot 10^8$ m/s). Cette onde est caractérisée par sa longueur d'onde λ ou par son nombre d'onde σ :

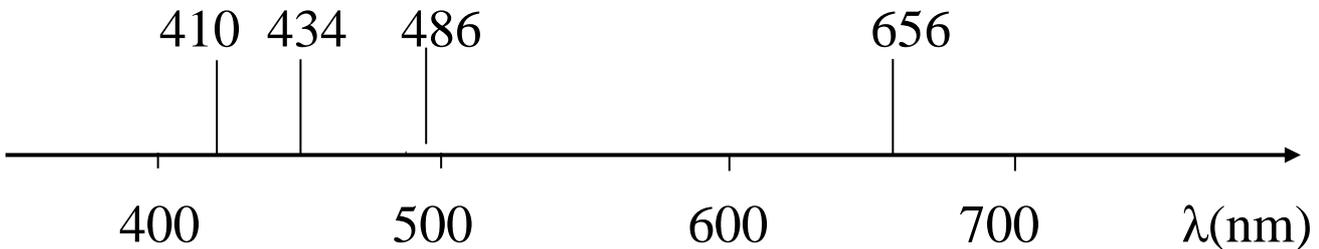
$$\lambda = 1/\sigma = c/\nu \quad \nu : \text{la fréquence}$$

Le spectre de l'ensemble des radiations peut se présenter de la façon suivante :



IV - SPECTRE D'EMISSION DE L'ATOME D'HYDROGENE

Le spectre de raie de l'atome d'hydrogène présente quatre raies principales dans le domaine visible.



Quantification de l'énergie :

L'énergie émise ou absorbée par un électron est :

$$\Delta E = |E_p - E_n| = h\nu \quad p > n$$

$$\Delta E = (1/n^2 - 1/p^2) me^4 / 8\xi_0^2 h^2 \text{ Or}$$

$$h\nu = h.c/\lambda$$

Càd

$$1/\lambda = \sigma = (1/n^2 - 1/p^2) e^4 / 8\xi_0^2 h^3 c$$

$$\mathbf{1/\lambda = R_H(1/n^2 - 1/p^2)}$$

avec $R_H = me^4 / 8\xi_0^2 h^3 c$, appelé constante de Rydberg

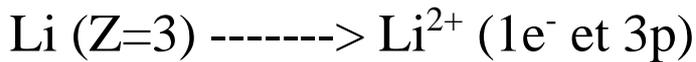
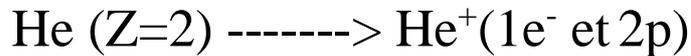
Cette relation permet de calculer les différentes longueurs d'onde. En général, on trouve plusieurs séries de spectre selon l'état où se trouve l'électron :

- * Série de Lyman : $n = 1$ et $p > 1$ ($p = 2, 3, \dots, \infty$)
- * Série de Balmer : $n = 2$ et $p > 2$ ($p = 3, 4, \dots, \infty$)
- * Série de Paschen : $n = 3$ et $p > 3$ ($p = 4, 5, \dots, \infty$)
- * Série de Brachett : $n = 4$ et $p > 4$ ($p = 5, 6, \dots, \infty$)
- * Série de Pfund : $n = 5$ et $p > 5$ ($p = 6, 7, \dots, \infty$)

V - GENERALISATION AUX IONS HYDROGENOIDES

Ce sont des ions qui ne possèdent
qu'un seul électron.

Exemple :



He^+ et Li^{2+} sont des ions hydrogènoïdes.

Leurs énergie totale s'écrit :

$$E_T = Z^2 / n^2 \cdot (-me^4 / 8\xi_0^2 h^2)$$

$$E_T = E_1 \cdot Z^2 / n^2$$

Avec $E_1 = -13,6 \text{ eV}$, l'énergie de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

Le rayon d'une orbite de rang n d'un ion hydrogènoïde est :

$$r = n^2 / Z \cdot (\xi_0 h^2 / \pi m e^2) \quad \text{ou encore}$$

$$r = r_1 \cdot n^2 / Z$$

avec $r_1 = 0,529 \text{ \AA}$, étant le rayon de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

$$1/\lambda = \sigma = (1/n^2 - 1/p^2) Z^2 \cdot me^4 / 8\xi_0^2 h^3 c$$

$$1/\lambda = Z^2 \cdot R_H (1/n^2 - 1/p^2)$$

VI - ENERGIE D'IONISATION

C'est l'énergie nécessaire pour amener l'électron de son état fondamental vers l'infinie.



$$\Delta E = h\nu_L = E_\infty - E_1 = 13,6 \text{ eV}$$

avec ν_L : fréquence limite et $E_\infty = 0$