

CHAPITRE III

STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME L'ATOME DE BOHR : Cas de l'hydrogène

RAPPEL :

- Un électron, dans un atome, décrit une orbite autour du noyau sous l'influence de l'attraction Coulombienne entre électron et noyau .
- Le moment angulaire orbital de l'électron $L = mvr$ ne peut varier que de manière discrète. Il est quantifié seules sont permises les orbites pour lesquelles :

$$2\pi L = nh \quad \text{avec } n = 1, 2, 3, \dots$$

- Sur une orbite permise l'électron, bien que constamment accéléré ne rayonne pas d'énergie. Son énergie totale est constante.
- Un rayonnement électromagnétique n'est émis que si un électron saute d'une orbite d'énergie E_i sur une autre orbite permise d'énergie inférieure E_f .

L'énergie rayonnée est

$$E = E_f - E_i < 0 \quad (E < 0 \text{ car énergie cédée})$$

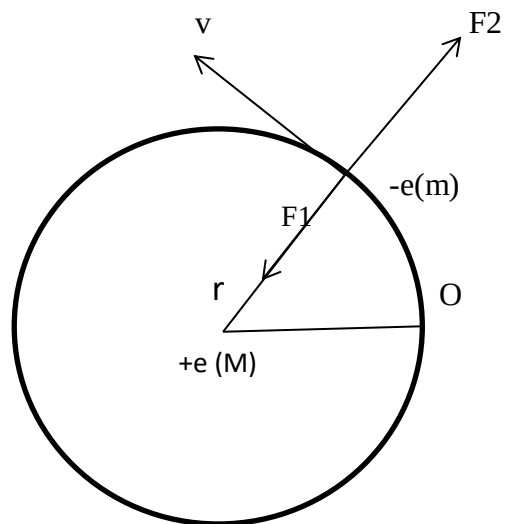
Chaque orbite correspond à un état d'énergie de l'atome.

I - Calcul du rayon atomique

L'énergie totale de l'électron sur un niveau d'énergie est la somme de son énergie potentielle et de son énergie cinétique E_c . l'énergie potentielle est nulle si l'électron est à l'infini.

$$F_1 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} \quad ; \quad F_2 = mv^2/r$$

A l'équilibre



$$F_1 = F_2 \Rightarrow \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = mv^2/r \Rightarrow r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{mv^2}$$

$$\text{On pose } K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \Rightarrow K \frac{e^2}{r^2} = mv^2.$$

$$\text{Sachant que : } mvr = nh/2\pi \Rightarrow v = nh/2\pi mr \Rightarrow v^2 = n^2 h^2 / 4\pi^2 m^2 r^2$$

donc on trouve le rayon

$$r_n = n^2 h^2 / 4\pi^2 m K e^2$$

$h = \text{Cste de Planck} = 6.62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

$m_e = 9.1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$

$K = 9 \cdot 10^9$

$e = -1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

En calculant : $h^2 / 4\pi^2 m K e^2 = 0.53 \cdot 10^{-10} \text{ m} \Rightarrow$

$$r_n = 0.53 \cdot n^2 \text{ \AA}$$

II - Calcul de l'énergie

$$E_T = E_C + E_P$$

$$E_C : \text{énergie cinétique} = \frac{1}{2} mv^2$$

$$E_P : \text{énergie potentielle} = -K \frac{e^2}{r}$$

$$E_T = \frac{1}{2} mv^2 - K \frac{e^2}{r} = \frac{1}{2} K \frac{e^2}{r^2}$$

en réduisant au même dénominateur on obtient :

$$E_T = -K \frac{e^2}{2r}$$

En remplaçant la valeur de r_n on obtient :

$$E_n = -13.6 / n^2 \text{ eV}$$

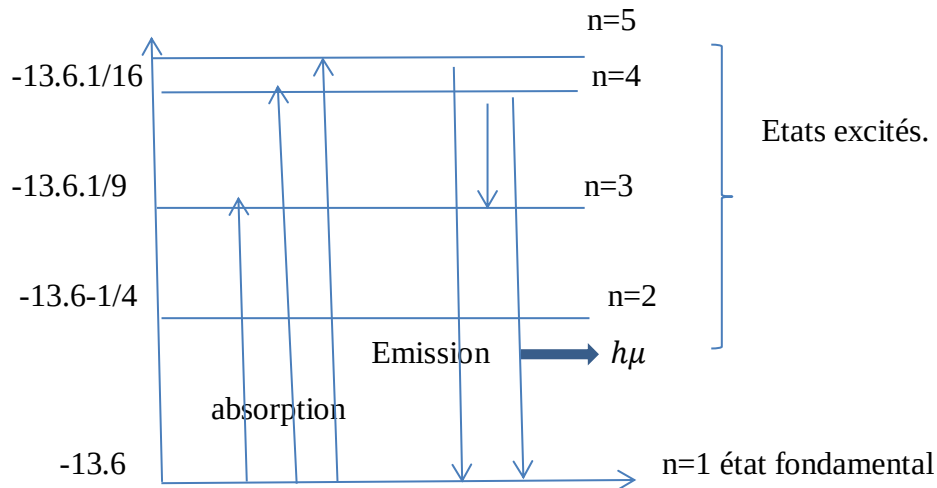
D'après Bohr le passage d'un électron d'une orbite définie par n_1 à une orbite définie par n_2 , se fait par, un échange de quantum d'énergie :

$$\Delta E = h\mu = hc/\lambda$$

μ : fréquence de la radiation

λ : longueur d'onde

III - Diagramme des niveaux énergétiques



Pour $n > 1$ les états sont excités et instables ; la durée de vie dans un état excité est de l'ordre de la nanoseconde (10^{-9} s).

Pour $n = 1$ l'atome est dans l'état fondamental.

Pour $n = \infty$ l'atome est ionisé.

Si $n_i > n_f$: émission d'un photon d'énergie $h\mu$.

Si $n_i < n_f$: absorption d'un photon d'énergie $h\mu$.

Si le cortège d'électron est modifié par une collision avec un projectile, l'atome se trouve excité dans un état instable de courte durée (10^{-8} à 10^{-15} s). Si un proton p^+ arrache un électron e^- de la couche K, l'atome est ionisé. il y a une vacance électronique.

Il y a désexcitation par un électron de niveau supérieur (en général L) puis M comble L puis N comble M ...

La transition $L \rightarrow K$ libère une énergie $E = E_K - E_L < 0$

La désexcitation peut s'effectuer par deux processus :

- soit une émission **X**
- soit par effet **AUGER**

* **Emission X**

L'énergie est emportée par un photon d'énergie $h\nu$

$$h\nu = |E_L - E_K| \quad \text{énergie} \approx 120 \text{ keV}$$

Il y a un grand nombre d'émission possible, car il y a plusieurs niveaux d'énergie et sous niveaux d'énergie. L'onde électromagnétique est en mode transverse.

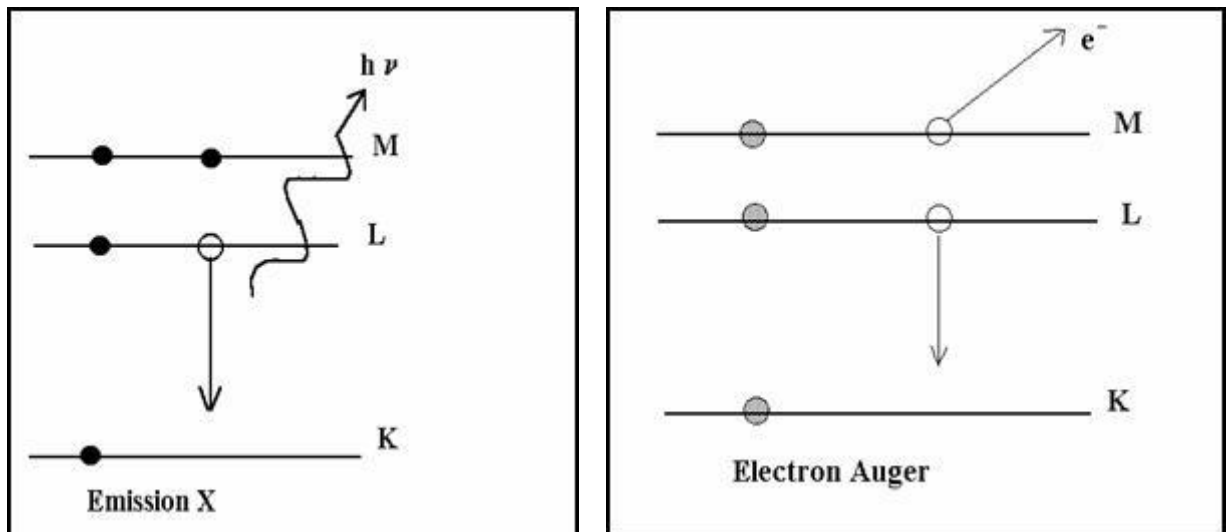
* **Effet Auger**

Ce processus est non radiatif, l'énergie disponible est directement transférée sans émission X à un électron du cortège qui est éjecté de l'atome avec une énergie cinétique égale à l'énergie libérée diminuée de l'énergie de liaison de l'électron.

C'est un processus d'auto-ionisation de l'atome. L'effet Auger est prédominant pour les éléments légers. L'émission X prédomine pour les éléments lourds.

Dans l'effet Auger le champ électrique est en mode radial.

Il y a compétition entre émission X et l'effet Auger.



On obtient ainsi des spectres d'absorption .Ces spectres ont été découverts par Lyman(UV), Balmer(visible),Paschen, Brackett et Pfund (IR).Ils sont montrés que les longueur d'ondes des raies émises vérifient la relation suivantes :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

R_H : La constante de Rydberg pour l'hydrogène $= 1096776 \text{ m}^{-1}$.

λ : nombre d'onde de l'onde émise.

n_1 et n_2 sont des entiers tels que $n_1 < n_2$

n_1	n_2		Converge vers
1	2	Série de Lyman	91 nm
2	3	Série de Balmer	365 nm
3	4	Série de Paschen	821 nm
4	5	Série de Brackett	1459 nm
5	6	Série de Pfund	2280 nm

Un hydrogenoïde est un ion monoatomique ne possédant qu'un seul électron tournant autour du noyau, il a alors une structure semblable celle de l'hydrogène, à la différence notable que la charge totale du système n'est plus $+e$ mais $+(Z-1)e$ pour un élément de numéro atomique Z . C'est un atome qui a perdu tous ses électrons de la couche externe, sauf un .

Exemple : He^+ , Li^{2+} , Be^{3+}

Pour le rayon $rn = 0.53 \cdot n^2 / Z \text{ \AA}$

Pour l'énergie $E_n = -13.6 Z^2 / n^2 \text{ eV}$

Application chapitre III

Exercice N°1

Si l'atome d'hydrogène est excité au niveau $n=4$, combien de raies différentes peuvent-elles être émises lors du retour à l'état fondamental. Calculer dans les deux premiers cas la fréquence et la longueur d'onde du photon émis.

Exercice N°2

Une des raies du spectre de l'atome de ^1H à une longueur d'onde $\lambda = 4861.81 \text{ \AA}$

- Calculer l'énergie de la radiation.
- A quelle transition électronique correspond cette raie ?

Exercice N°3

On considère l'atome d'hydrogène isolé sous l'action d'une énergie d'excitation extérieure, l'électron est promu au niveau E_3 ($n=3$).

Calculer les longueurs d'ondes d'émission créées au cours de son retour à l'état fondamental.

Exercice N°4

- a) Représenter le diagramme des niveaux d'énergie électronique de l'atome d'hydrogène (on se limite aux 6 premiers niveaux).
- b) A quoi correspond le niveau d'énergie le plus bas ?
- c) A quoi correspond le niveau d'énergie $E=0$?

Exercice N°5

L'énergie d'ionisation d'un hydrogénoïde est égale à 54.4eV

- a) déterminer son numéro atomique Z .
- b) établir un diagramme des niveaux d'énergie de cet ion hydrogénoïde pour les valeurs $n=1, 2, 3, 4$ et $n=\infty$
- c) Une des raies limites du spectre de cet ion hydrogénoïde se situe vers $2050 \text{ \AA}$
Calculer
- d) Le numéro de la série à laquelle appartient cette raie.
- e) La longueur d'onde de la 1^{ière} raie de cette série.

On donne $R_H = 1.1 \cdot 10^{-7} \text{ m}^{-1}$

