

NIVEAUX D'ENERGIE DE L'ATOME

I. SPECTRES LUMINEUX

La spectroscopie est l'étude et l'interprétation des spectres de rayonnements.

a. Dispersion de la lumière blanche par un prisme

Le prisme dévie et décompose la lumière blanche en lumières colorées du rouge au violet. C'est un phénomène de dispersion. L'ensemble des couleurs obtenues constitue le spectre de la lumière blanche. Elle donne alors naissance à un spectre composé d'un étalement continu de toutes les couleurs de l'arc en ciel du rouge au violet. L'impossibilité de distinguer la fin d'une bande correspondant à une couleur et le début de la bande de la couleur suivante fait qu'on parle de spectre continu.

b. Spectre d'émission d'un atome

Un spectre d'émission est un spectre produit par la lumière directement émise par une source (lampe à incandescence, corps chauffé, lampe à vapeur de sodium...)
Les gaz portés à haute température émettent une lumière constituée de fines raies colorées sur fond noir : c'est un spectre de raies d'émission dont le spectre est discontinu. Ces raies fines correspondent à des radiations de longueurs d'onde bien déterminées. Chaque spectre caractérise un corps bien déterminé.

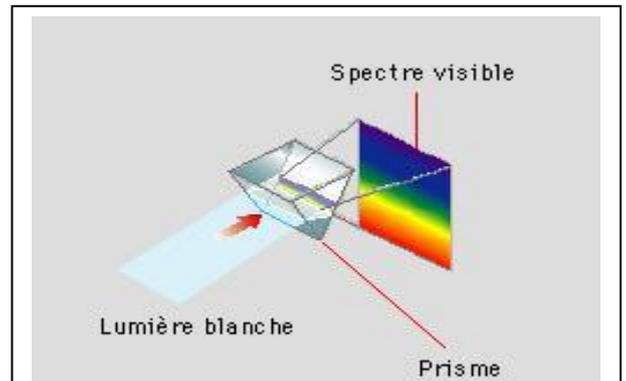
c. Spectre d'absorption d'un atome

Un spectre d'absorption est obtenu en analysant la lumière blanche qui a traversé une substance.

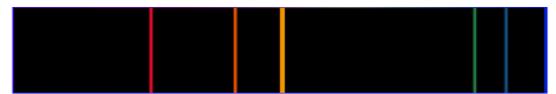
Lorsqu'un gaz à basse température est traversé par de la lumière blanche, le spectre de la lumière obtenue est constitué de raies noires se détachant sur le fond coloré du spectre de la lumière blanche : c'est un spectre de raies d'absorption. Le gaz absorbe les radiations qu'il serait capable d'émettre s'il était chaud. Pour un même élément, les raies d'émission (dans le spectre d'émission) et d'absorption (dans le spectre d'absorption) ont les mêmes longueurs d'onde.

d. Application

On utilise l'étude du spectre d'absorption ou d'émission d'une source pour déterminer la composition chimique de la source et sa température. Exemple : en observant le spectre de la lumière émise par une étoile, on peut déterminer la composition chimique de son atmosphère et sa température de surface.



spectre d'une lampe à vapeur de sodium



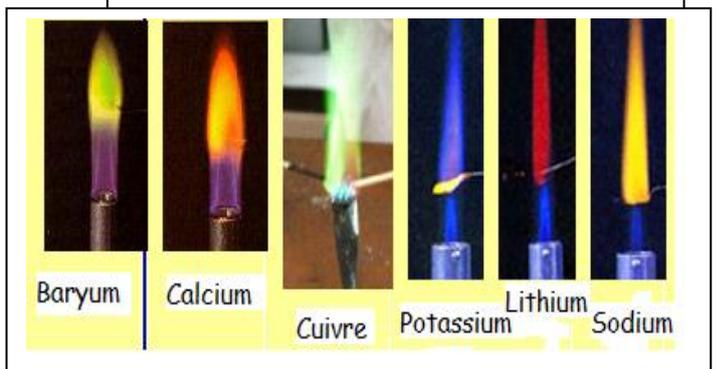
spectre d'une lampe à vapeur de mercure



spectre d'absorption du sodium



spectre d'absorption du mercure



II. INTERPRETATION

a. La Mécanique de Newton et le modèle planétaire de l'atome (Rutherford 1911)

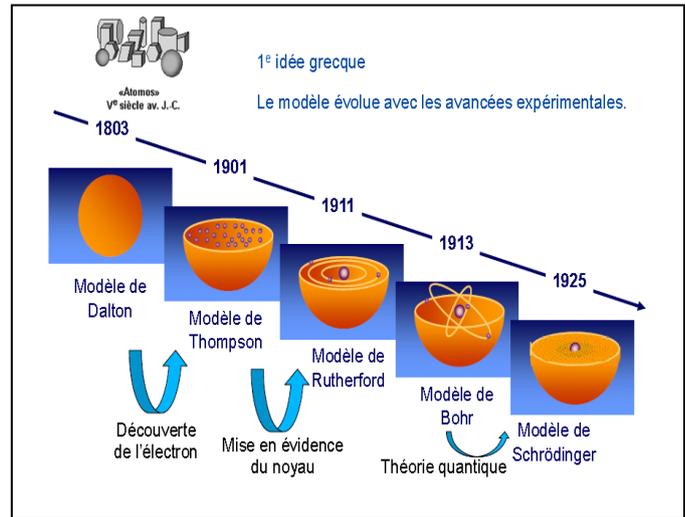
En 1911, le savant anglais Ernest Rutherford, en utilisant l'analogie formelle entre les interactions électrostatique et gravitationnelle, propose logiquement un modèle planétaire pour l'atome ou modèle de Rutherford, explicable à l'aide de la Mécanique de Newton : «Les électrons tournent autour du noyau sous l'effet des forces électrostatiques attractives : leurs mouvements sont circulaires ou elliptiques comme ceux des planètes autour du Soleil » Pour un satellite, la mécanique de Newton prévoit que : les trajectoires sont circulaires ou elliptiques ; sur une trajectoire, l'énergie

mécanique reste constante ; toutes les valeurs de l'énergie mécanique sont permises (donc toutes les trajectoires sont possibles), ce qui signifie que les variations d'énergie d'un satellite sont nécessairement continues.

Conséquence : le modèle de Rutherford, basé sur la Mécanique

de Newton, prévoit donc que dans un atome, les variations

d'énergie d'un électron, satellite du proton sont continues
Le modèle de Rutherford fut remis en question par son élève, le physicien danois Niels Bohr en 1913 pour plusieurs raisons notamment l'existence des spectres de raies d'émission des atomes.



b. Le postulat de Bohr

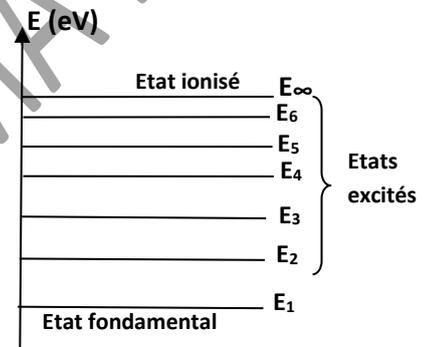
Bohr rassemble les résultats concernant l'interprétation des spectres atomiques et le modèle du photon :

- ❖ Les variations d'énergie d'un atome sont quantifiées.
- ❖ L'atome ne peut exister que dans des états d'énergie bien définis appelés « niveaux d'énergie »: les niveaux d'énergie d'un atome sont quantifiés.
- ❖ Lorsqu'un atome excité se désexcite en passant d'un niveau d'énergie E_p vers un niveau d'énergie inférieur E_n (il effectue une transition), il émet un photon de fréquence ν d'énergie $h.\nu = E_p - E_n$.

c. Diagramme énergétique

Un diagramme énergétique représente l'ensemble des niveaux d'énergie d'un atome :

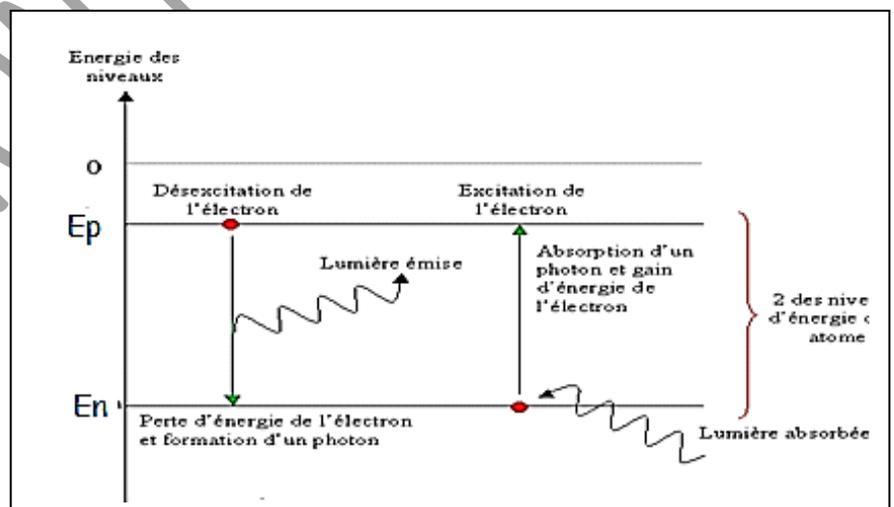
- le niveau d'énergie le plus bas correspond à l'état le plus stable de l'atome: on l'appelle le niveau fondamental.
- Les autres niveaux sont appelés niveaux excités.



d. Excitation et désexcitation d'un atome

L'excitation d'un atome correspond à une absorption d'un photon. L'énergie de l'atome passe d'un niveau inférieur d'énergie E_n à un niveau supérieur d'énergie E_p .

La désexcitation d'un atome correspond à une émission d'un photon. L'énergie de l'atome passe d'un niveau supérieur E_p à un niveau inférieur E_n .



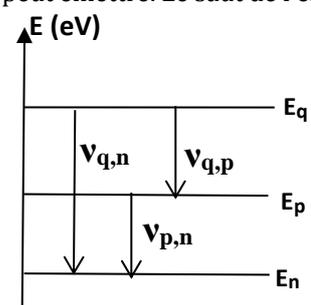
Lors de l'excitation d'un niveau inférieur E_n à un niveau supérieur E_p : $E_p - E_n = h.\nu$

Lors de la désexcitation d'un niveau supérieur E_p à un niveau inférieur E_n : $E_n - E_p = -h.\nu \Rightarrow E_p - E_n = h.\nu$.

On note qu'un atome peut absorber les mêmes fréquences lumineuses que celles qu'il peut émettre. Le saut de l'électron ne se fait pas obligatoirement sur le niveau immédiatement voisin.

Remarque : loi de combinaison de Ritz

$$E_q - E_n = (E_q - E_p) + (E_p - E_n) \Rightarrow \nu_{q,n} = \nu_{q,p} + \nu_{p,n} \Rightarrow \frac{1}{\lambda_{q,n}} = \frac{1}{\lambda_{q,p}} + \frac{1}{\lambda_{p,n}}$$



III. NIVEAUX D'ENERGIE DE L'ATOME D'HYDROGENE

a. Expression de l'énergie

L'atome d'hydrogène est le plus simple car possédant un seul électron autour du noyau constitué d'un seul proton. Son

énergie mécanique est la somme de son énergie cinétique $E_{c_{rot}} = \frac{1}{2} J\omega^2 = \frac{1}{2} mr^2 \frac{v^2}{r^2} = \frac{1}{2} mv^2$ et de son énergie

potentielle électrostatique $E_{p_{elect}} = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$; on a alors : $E = \frac{1}{2} mv^2 - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$.

$$\text{T.C.I : } \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = ma_n = m \frac{v^2}{r} \Rightarrow r = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 mv^2} \quad (a).$$

$$\text{Moment quantique : } \vec{p} \wedge \vec{r} = n \frac{h}{2\pi} = n\hbar \Leftrightarrow mvr = n\hbar \Rightarrow v = \frac{nh}{2\pi mr} \quad (b).$$

$$(b) \text{ dans } (a), \text{ on a : } r = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{me^2} n^2 \quad (c) \Rightarrow mv^2 = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (d).$$

$$d'après (c) et (d), E = -\frac{e^4 m}{8\epsilon_0^2 \hbar^2} \times \frac{1}{n^2} ; \text{ on pose } E_0 = \frac{e^4 m}{8\epsilon_0^2 \hbar^2} \text{ AN : } E_0 = 2,18.10^{-18} \text{ J} = 13,6 \text{ eV}$$

Les énergies de l'atome d'hydrogène sont donnés alors par la relation : $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$; $n \in N^*$ et désigne le nombre quantique principal qui représente le numéro de la couche électronique dans laquelle se situe l'électron.

n = 1	Niveau fondamental, le plus stable car d'énergie la plus basse	$E_1 = -\frac{13,6 \text{ eV}}{1^2}$	$E_1 = -13,6 \text{ eV}$
n = 2	Premier niveau excité	$E_2 = -\frac{13,6 \text{ eV}}{2^2}$	$E_2 = -3,4 \text{ eV}$
n = 3	Deuxième niveau excité	$E_3 = -\frac{13,6 \text{ eV}}{3^2}$	$E_3 = -1,51 \text{ eV}$
n = 4	Troisième niveau excité	$E_4 = -\frac{13,6 \text{ eV}}{4^2}$	$E_4 = -0,85 \text{ eV}$
n = 5	Quatrième niveau excité	$E_5 = -\frac{13,6 \text{ eV}}{5^2}$	$E_5 = -0,54 \text{ eV}$
n = 6	Cinquième niveau excité, etc	$E_6 = -\frac{13,6 \text{ eV}}{6^2}$	$E_6 = -0,38 \text{ eV}$
N $\rightarrow \infty$	Etat ionisé	E=0	E=0

b. Expression des longueurs d'onde :

Lors de l'émission ou de l'absorption d'un photon d'un niveau d'énergie p à un niveau d'énergie n avec $p > n$ on a :

$$E_p - E_n = h\nu_{n,p} \Rightarrow -\frac{E_0}{p^2} + \frac{E_0}{n^2} = h\nu_{n,p} \Rightarrow \nu_{n,p} = \frac{E_0}{h} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{E_0}{h \cdot C} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{ avec } p > n$$

$$\text{En posant } R_H = \frac{E_0}{h \cdot C} \text{ appelé constante de Rydberg : } R_H = 1,09776.10^7 \text{ m}^{-1} ; \quad \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$$

Remarque : $\frac{1}{\lambda} = \bar{\lambda}$: l'inverse de la longueur d'onde est appelée nombre d'onde.

c. Spectre de l'atome d'hydrogène :

Le spectre d'émission (ou d'absorption) de l'hydrogène présente de nombreuses raies groupées par séries : série de Lyman, série de Balmer, série de Paschen, série de Brackett, série de Pfund.

Série de Lyman : transition de n vers p=1 $\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = -R_H \cdot \left(\frac{1}{n^2} - 1\right)$. Elle se trouve dans le domaine U.V

$$\lambda_{12} = 122\text{nm} ; \lambda_{13} = 103\text{nm} ; \lambda_{14} = 97,5\text{nm} ; \lambda_{15} = 95,2\text{nm} ; \lambda_{16} = 94,0\text{nm} ; \lambda_{17} = 93,3\text{nm} \dots \dots \lambda_{1\infty} = 91,4\text{nm}$$

Série de Balmer : transition de n vers p=2 $\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = -R_H \cdot \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{4}\right)$. Elle se trouve en grande partie dans le domaine visible.

Formule empirique de Balmer : $\lambda(\text{nm}) = 364,6 \cdot \left(\frac{n^2}{n^2 - 4}\right)$ avec $n > 2$; les longueurs d'ondes correspondantes sont :

$$\lambda_{23} \text{ (raie } H_\alpha) = 658 \text{ nm} ; \lambda_{24} \text{ (raie } H_\beta) = 487 \text{ nm} ; \lambda_{25} \text{ (raie } H_\gamma) = 435 \text{ nm} ; \lambda_{26} \text{ (raie } H_\delta) = 412 \text{ nm} \dots \dots \lambda_{2\infty} = 366 \text{ nm} .$$

Série de Paschen : transition de n vers p=3 $\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = -R_H \cdot \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{9}\right)$. Elle se trouve dans le domaine I.R.

$$\lambda_{34} = 1883 \text{ nm} ; \lambda_{35} = 1281 \text{ nm} ;$$

$$\lambda_{36} = 1100 \text{ nm} ; \lambda_{37} = 1011 \text{ nm} \dots \dots$$

$$\lambda_{3\infty} = 823 \text{ nm} .$$

Série de Brackett : transition de n vers p=4 ;

Série de Pfund : transition de n vers p=5

d. Ions Hydrogènoïdes :

Ce sont des ions qui ont la même structure

électronique que l'atome d'hydrogène, ils possèdent

un seul électron : ${}_2\text{He}^+, {}_3\text{Li}^{2+}, {}_4\text{Be}^{3+}$.

Ces ions ont des spectres lumineux analogues à celui de l'atome d'hydrogène.

Les niveaux d'énergie de ces ions sont

donnés par la relation : $E_n = -\frac{Z \cdot E_0}{n^2}$ avec Z le

numéro atomique de l'élément considéré.

