

I-Limites de la mécanique de Newton:

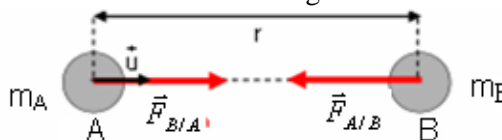
1) Loi de Newton et loi de Coulomb:

a) Interactions gravitationnelles : loi de Newton:

Deux corps A et B de masses m_A et m_B exercent l'un sur l'autre des forces d'attraction gravitationnelle de même intensité :

$$F_{A/B} = F_{B/A} = G \cdot \frac{m_A \cdot m_B}{r^2}$$

$$G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ SI}$$

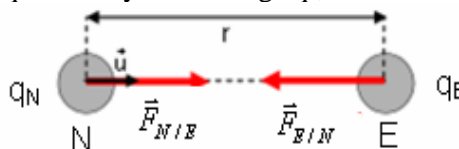


b) Interactions électrostatiques : loi de Coulomb:

La force d'attraction électrostatique entre l'électron de charge q_E et le noyau de charge q_N est donnée par la relation suivante:

$$F_{N/E} = F_{E/N} = K \cdot \frac{q_N \cdot q_E}{r^2}$$

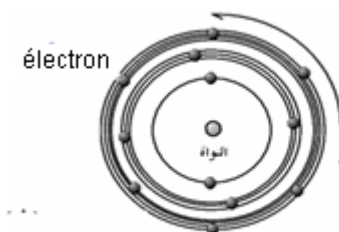
$$K = 9 \cdot 10^9 \text{ SI}$$



La charge q_E de l'électron et la charge q_N du noyau sont de signes contraires.

2) Limites de la mécanique de Newton:

En se basant sur les lois qui gèrent les forces d'attractions électrostatiques et celle qui gèrent les forces d'attractions gravitationnelles Rutherford a proposé en 1907 le modèle planétaire de l'atome (Un noyau positivement chargé autour duquel gravitent des électrons).



le modèle planétaire de l'atome

Mais la force principale intervenant dans les atomes n'est pas celle de la gravitation (car les planètes tournent toutes dans le même plan et dans le même sens n'est pas possible avec des électrons qui se repoussent). En plus dans ce modèle en tournant les électrons perdraient peu à peu leur énergie pour finir par tomber sur le noyau. Le modèle basé sur la mécanique de Newton est en plus incapable de rendre compte de certains phénomènes, comme les **spectres de raies**. Par conséquent il y'a apparition de la mécanique quantique.

II-Quantification des échanges d'énergie:

1) Notion de quantification de l'énergie:

Lorsque la matière absorbe ou émet de l'énergie par rayonnement, elle ne peut échanger que des paquets d'énergies multiples entiers de $h\nu$ d'où quantification de l'énergie.

2) Quantification de l'énergie dans les atomes:

Lorsqu'un atome est à son niveau d'énergie le plus bas, il est à son état fondamental : c'est l'état le plus stable.

L'atome peut passer d'un état à un autre état en gagnant ou en perdant de l'énergie.

Pour expliquer cet échange d'énergie entre l'atome et le milieu extérieure, Bohr a supposé que l'énergie de l'atome est quantifiée et

il a proposé la relation : $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$ qui permet de déterminer les différents niveaux de l'atome d'hydrogène

(Dans cette relation le nombre quantique principal « n » est un nombre entier non nul et $E_0 = 13,6 \text{ eV}$)

Le premier niveau d'énergie qui correspond à $n=1$ (est l'état fondamental il correspond au plus bas niveau d'énergie de l'atome

d'hydrogène) son énergie : $E_1 = -\frac{E_0}{1^2} = -13,6 \text{ eV}$

Les niveaux d'énergie $n > 1$: correspondent à des niveaux excités.

Pour $n=2$ l'atome est excité au 2^{ème} niveau d'énergie : $E_2 = \frac{-13,6}{2^2} = -3,39 \text{ eV}$

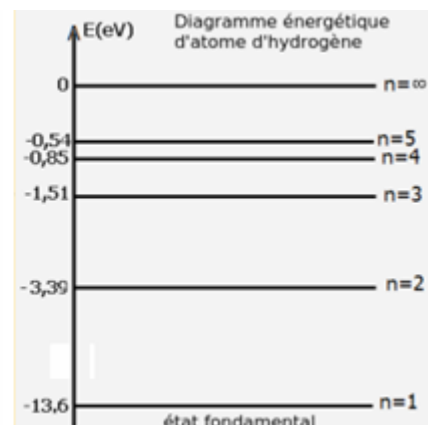
Pour $n=3$ l'atome est excité au 3^{ème} niveau d'énergie : $E_3 = \frac{-13,6}{3^2} = -1,51 \text{ eV}$

Pour $n=4$ l'atome est excité au 4^{ème} niveau d'énergie : $E_4 = \frac{-13,6}{4^2} = -0,85 \text{ eV}$

Pour $n=5$ l'atome est excité au 5^{ème} niveau d'énergie : $E_5 = \frac{-13,6}{5^2} = -0,54 \text{ eV}$

Pour $n=6$ l'atome est excité au 6^{ème} niveau d'énergie : $E_6 = \frac{-13,6}{6^2} = -0,37 \text{ eV}$

Pour $n = +\infty$ état d'ionisation de l'atome son énergie $E_\infty = \frac{-13,6}{+\infty} = 0 \text{ eV}$



3) Le photon:

Pour expliquer le phénomène de l'effet photoélectrique (Extraction des électrons d'un métal par un rayonnement) Albert Einstein

a considéré en 1905 que la lumière possède une nature corpusculaire c'est à dire qu'un faisceau lumineux de fréquence ν est constitué de photons, grains élémentaires et que chaque photon a pour énergie :

$$E = h\nu$$

h : Constante de Planck : $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$
 ν : fréquence de la lumière $\nu = \frac{c}{\lambda}$
 c : célérité de la lumière dans le vide.

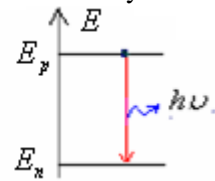
\Rightarrow L'énergie du photon: $E = h\nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$

4) Postulats de Bohr: Le modèle de Bohr de l'atome:

- L'électron tourne autour du noyau de l'atome dans des niveaux d'énergies quantifiés.
- L'atome n'existe que dans des niveaux d'énergies bien déterminés.
- Les variations d'énergie d'un atome sont quantifiées.
- Lorsque l'électron passe d'un niveau E_p à un niveau d'énergie inférieure E_n , il émis un rayonnement de fréquence ν telle que:

$$E_p - E_n = h\nu$$

$p > n$

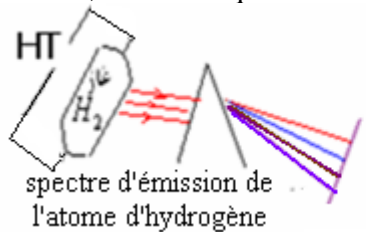


III- Spectre d'émission et spectre d'absorption:

1) Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène:

a) Expérience de Balmer:

Par décharge électrique dans une ampoule contenant le gaz dihydrogène on obtient le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène: c'est un spectre de raies discontinu, il contient quatre raies visibles:



- $\lambda = 656,3nm$ ----- rouge
- $\lambda = 486,1nm$ ----- bleue
- $\lambda = 434nm$ ----- indigo
- $\lambda = 410,2nm$ ----- violet

L'examen du spectre d'émission montre qu'il contient d'autres raies invisibles.

b) Interprétation:

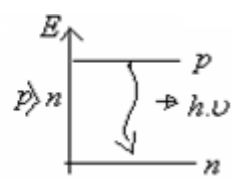
Par excitation avec la décharge électrique l'électron de chaque atome d'hydrogène passe à un niveau d'énergie plus élevé (les atomes sont dits excités) par la suite ces électrons perdent leurs excitations en passant à un niveau d'énergie plus bas. Cette transition entraîne l'émission de radiations de longueurs d'ondes bien déterminées et on obtient le spectre d'émission. La relation qui correspond au passage de l'atome excité d'un niveau d'énergie E_p à un niveau d'énergie inférieure E_n est:

$$E_p - E_n = h\nu \quad (1) \quad \text{avec : } \begin{cases} \nu = \frac{c}{\lambda} \\ E_n = \frac{-E_o}{n^2} \\ E_p = \frac{-E_o}{p^2} \end{cases}$$

et la relation (1) devient: $h \frac{c}{\lambda} = E_o \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$

On obtient la longueur d'onde de la radiation émise :

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{E_o}{hc} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$$



On pose : $R_H = \frac{E_o}{hc}$ qu'on appelle constante de Rydberg $R_H \approx 1,0097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

Donc la longueur d'onde liée à la radiation émise est : $\frac{1}{\lambda_{n \rightarrow p}} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$

1) Les séries de spectre d'émission de l'atome d'hydrogène:

a) Série de Balmer:

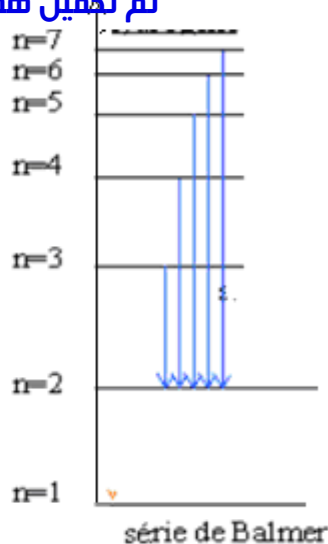
Après plusieurs recherches Balmer a déterminé les longueurs d'ondes des radiations émises par l'atome d'hydrogène excité tout en considérant que les électrons en perdant leurs excitations passent d'un niveau d'énergie « p » au 2^{ème} niveau d'énergie : n=2 avec $p > 2$, la relation devient :

$$\frac{1}{\lambda_{p \rightarrow 2}} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right) \quad \text{d'où} \quad \lambda_{p \rightarrow 2} = \frac{1}{R_H} \left(\frac{4p^2}{p^2 - 4} \right) \quad \text{ensuite par calcul :}$$

On constate que la série de Balmer contient plusieurs radiations émises dont les quatre premières sont visibles (ce qui est en accord avec les résultats expérimentaux)

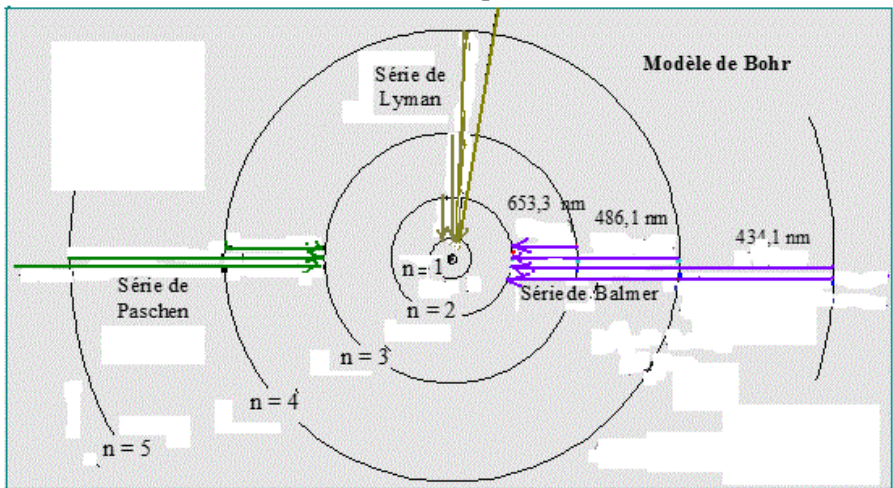
$n = 3$	→	$\lambda = 656nm$	visible
$n = 4$	→	$\lambda = 486,1nm$	visible
$n = 5$	→	$\lambda = 434nm$	visible
$n = 6$	→	$\lambda = 410,2nm$	visible
$n = 7$	→	$\lambda = 397nm$	invisible
.....			
$n = \infty$	→	$\lambda = 364nm$	invisible

Cette dernière est la plus petite longueur d'onde dans la série de Balmer
La plus grande longueur d'onde dans la série de Balmer est $\lambda = 656nm$



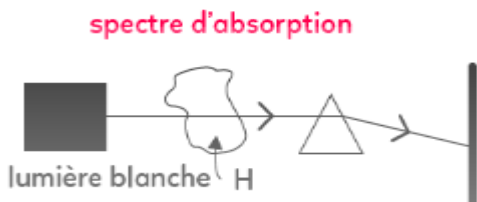
a) Autres séries:

- Le spectre de l'hydrogène est constitué de plusieurs séries de raies spectrales .Chaque série est caractérisée par le même niveau inférieure «n» pour toutes les radiations :
- Série de Lyman : elle contient toutes les radiations des états excités ($p>1$) vers l'état fondamental ($n=1$).
- Série de Balmer : elle contient toutes les radiations des états excités ($p>2$) vers ($n=2$).
- Série de Paschen : elle contient toutes les radiations des états excités($p>3$) vers ($n=3$).
- Série de Brackett : elle contient toutes les radiations des états excités ($p>4$) vers ($n=4$).
- Série de Pfund : elle contient toutes les radiations des états excités ($p>5$) vers ($n=5$).



Représentation schématique du modèle de BOHR.

Remarque: Le spectre d'absorption de l'atome d'hydrogène est obtenu en faisant passer la lumière blanche à travers une ampoule contenant de l'hydrogène



Le spectre d'absorption et le spectre d'émission de l'atome d'hydrogènes sont complémentaires car l'atome ne peut absorber que les longueurs d'onde qu'il peut émettre.

La fréquence ν de la radiation émise lors de la transition du niveau E_p au niveau inférieur E_n et la fréquence ν de la radiation absorbée lors de la transition du niveau E_n au niveau supérieur E_p sont données par la relation suivante:

$$E_p - E_n = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

