

Atome et mécanique de Newton

I- Limites de la mécanique de Newton :

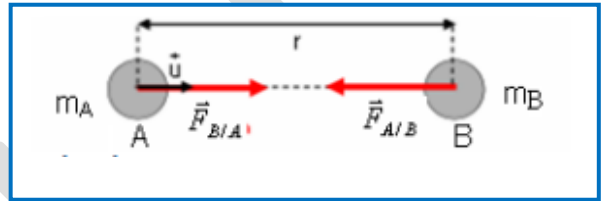
1) Loi de Newton et loi de Coulomb :

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 :

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

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

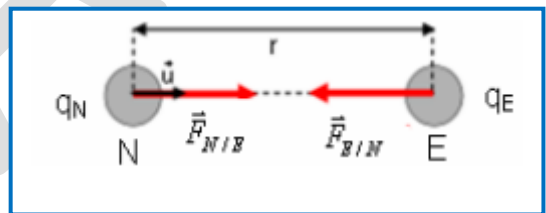


b- Interactions électrostatiques : Loi de Coulomb $\vec{F}_{A/B}$

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 :

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

Avec : $K = 9 \cdot 10^9 SI$



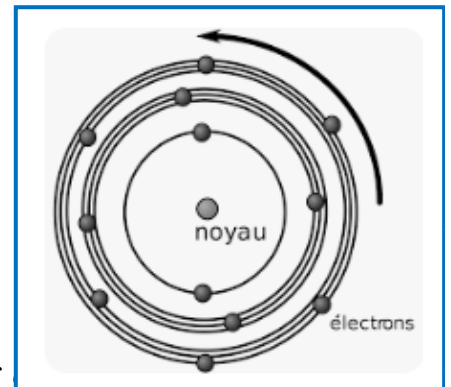
La charge q_E de l'électron et la charge q_N du noyau sont de signes contraires

2) Limites de la mécanique de Newton :

En se basant sur les lois qui gèrent les forces d'attractions électrostatiques et celles 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).

Mais la force principale intervenant dans les atomes n'est pas celle de la gravitation (car les planètes tournant toutes 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.



Atome et mécanique de Newton

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 :

3) Notion de quantification de l'énergie:

En 1900, **Max Planck** émet l'hypothèse que la lumière et la matière ne peuvent échanger de l'énergie que par quantités discrètes qu'il appelle quanta d'énergie on dit que cette énergie échangée est quantifiée, autrement dit, elle ne prend que des valeurs bien déterminées.

4) Modèle du photon :

En 1905, **Albert Einstein** émet l'hypothèse que les quanta d'énergie sont portés par des particules appelées photons ;

Les photons sont des corpuscules de masse nulle, non chargées, se propageant à la vitesse de la lumière $c = 3,00.10^8 \text{ m.s}^{-1}$ dans le vide.

Remarque :

➤ Une onde électromagnétique de fréquence ν et de longueur d'onde dans le vide λ est constituée de photons. L'énergie E de chaque photon est donnée par la relation :

$$E = h.\nu = h.\frac{c}{\lambda} \quad (J)$$

Avec :

h : Constante de Planck ; $h = 6,626.10^{-34} \text{ (J.s)}$;

ν : Fréquence de l'onde (**Hz**) ;

λ : Longueur d'onde dans le vide (**m**) ;

c : La célérité de la lumière dans le vide (**m.s⁻¹**) ;

➤ Pour exprimer l'énergie du photon, on utilise souvent l'électronvolt (eV) :
 $1\text{eV} = 1,60.10^{-19}\text{J}$.

5) Les postulats de Bohr:

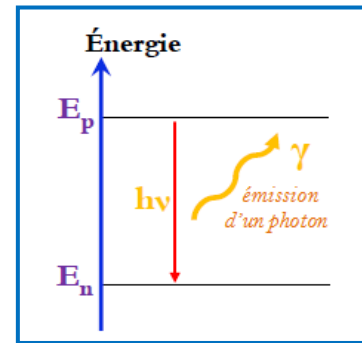
En 1913, **Niels Bohr** énonce les postulats qui permettent d'interpréter les raies des spectres de l'atome d'hydrogène :

- ✓ Les variations d'énergie de l'atome sont quantifiées.
- ✓ L'atome ne peut exister que dans certains états d'énergie bien défini ; chaque état est caractérisé par un niveau d'énergie.

Atome et mécanique de Newton

✓ Un photon de fréquence ν est émis lorsque l'atome se désexcite en effectuant une transition d'un niveau d'énergie E_p vers un niveau d'énergie inférieur E_n tel que :

$$E_p - E_n = h \cdot \nu$$

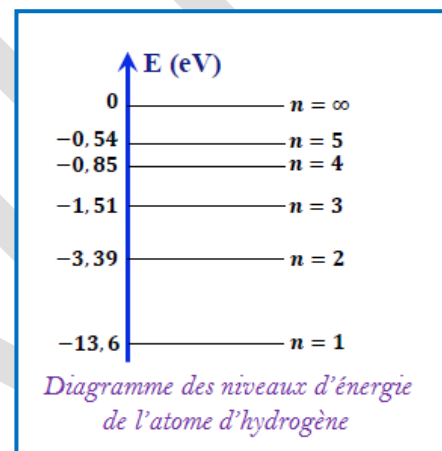


III- Spectres des atomes:

1) Quantification des niveaux d'énergie dans les atomes :

Dans un atome, l'énergie d'un niveau donné se caractérise par un nombre n , appelé nombre quantique principal et qui prend les valeurs 1,2,3,

- Le niveau d'énergie dont $n = 1$ est dit niveau fondamental ; il correspond à l'énergie la plus basse (état stable de l'atome) ;
- Les niveaux d'énergie dont $n > 1$ correspondent à des niveaux excités ;
- Le niveau d'énergie dont $n = \infty$ correspond à l'énergie $E_{\infty} = 0$ où l'électron n'est plus lié au noyau (l'énergie d'ionisation de l'atome).



⇒ Cette convention implique que tous les autres niveaux ont une énergie négative.

Remarque :

L'énergie d'un atome d'hydrogène est donnée par la relation :

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2} \quad (eV)$$

Avec :

$$E_0 = 13,6 \text{ eV}$$

2) Spectres des atomes:

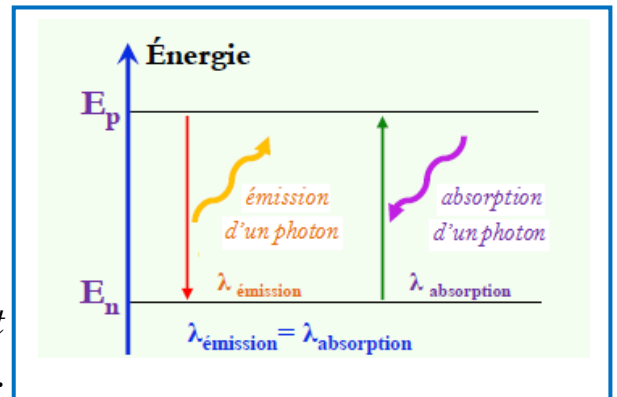
On appelle spectre d'une lumière, l'ensemble des radiations (des raies) dont elle est constituée. Chacune de ces radiations est caractérisée par sa longueur d'onde dans le vide.

Remarque :

- Si un spectre ne comporte qu'une seule raie alors la lumière est monochromatique, s'il y a plusieurs raies alors la lumière est polychromatique.

Atome et mécanique de Newton

- Chaque raie monochromatique correspond à une transition d'un atome entre deux niveaux d'énergie.
- La transition est le passage d'un état à un autre :
 - Si le second état est de niveau d'énergie supérieur ; il s'agit d'une excitation (absorption d'un photon);
 - S'il est de niveau d'énergie inférieur, c'est une désexcitation (émission d'un photon).



Un photon de fréquence ν est mise en jeu tel que :

$$\Delta E = E_p - E_n = h \cdot \nu$$

3) Différents types de spectre :

On distingue les spectres d'émission et les spectres d'absorption :

a) Spectre d'émission :

Il s'agit du spectre de la lumière émise par une source, on distingue les spectres d'émission continus et les spectres d'émission de raie.

✓ Spectre d'émission continu :

Un spectre d'émission continu est constitué d'une bande « complète » de lumières colorées qui peut correspondre à la totalité des lumières visibles où seulement à une partie.

✓ Spectre d'émission de raie :

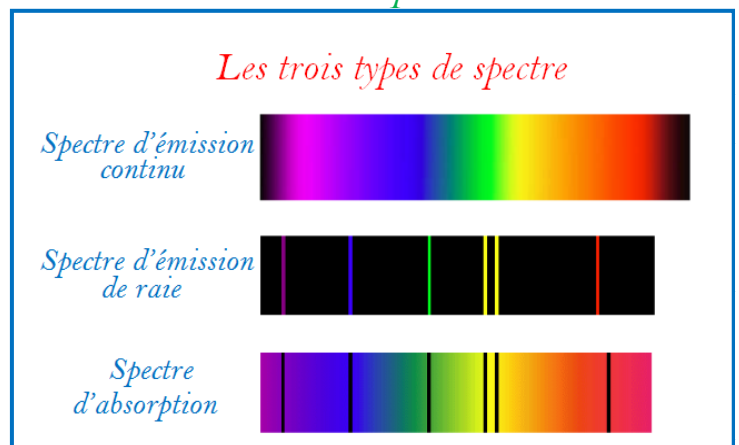
Les spectres d'émissions de raies sont, comme leur nom l'indique, constitués de raies lumineuses coïncidant chacune avec une longueur d'onde donnée.

b) Spectre d'absorption :

Un spectre d'absorption est constitué des lumières colorées du spectre visible mais comporte des ligne sombres (des raies noires) coïncidant avec certaines longueur d'onde.

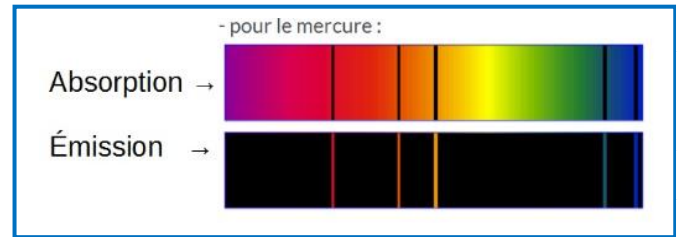
Remarque :

Les différentes séries de raies noire d'un spectre d'absorption sont caractéristique d'un élément chimique: ce sont des raie associée à la même longueur d'onde que les raie colorées présentent dans le spectre d'émission de l'élément chimique.



Atome et mécanique de Newton

Exemples :



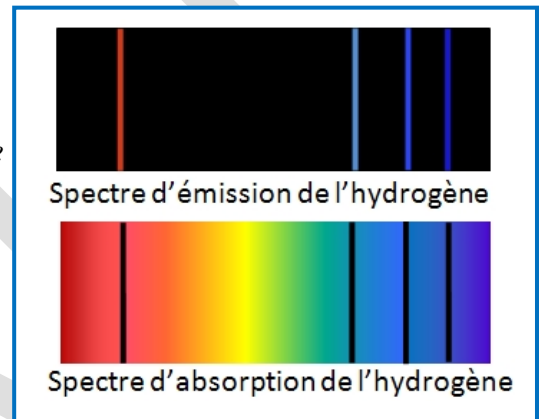
Remarque :

Le spectre d'émission et d'absorption de l'atome d'hydrogène contient des raies dont quatre appartient au domaine visible. Les autres raies se localisent dans les domaines infrarouge et ultraviolet.

La relation suivante :

$$\Delta E = h \cdot \nu = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Permet de calculer les énergies des raies du spectre de l'atome d'hydrogène où : $E_0 = 13,6 \text{ eV}$, n et p sont des nombres naturels ($p > n$). Le nombre n caractérise la série des raies (voir le tableau):



La série	Lyman	Balmer	Paschen	Bracket	Pfund
Le nombre n	1	2	3	4	5

