

---

## L'atome et mécanique de Newton :

---

### Les limites de la mécanique newtonienne :

#### L'analogie entre l'interaction gravitationnelle et électrostatique :

##### La loi d'interaction gravitationnelle :

Deux corps ( $A$ ) et ( $B$ ), de masses respectives  $m_A$  et  $m_B$ , séparés par une distance  $d$ , exercent l'un sur l'autre une force d'attraction, donnée par :

$$\vec{F}_{A/B} = -\vec{F}_{B/A} = -G \frac{m_A m_B}{d^2} \vec{u}_{AB}$$

##### La loi d'interaction électrostatique :

Deux corps ( $A$ ) et ( $B$ ) ponctuelles, de charges respectives  $q_A$  et  $q_B$ , séparés par une distance  $d$ , exercent l'un sur l'autre une force d'attraction, donnée par :

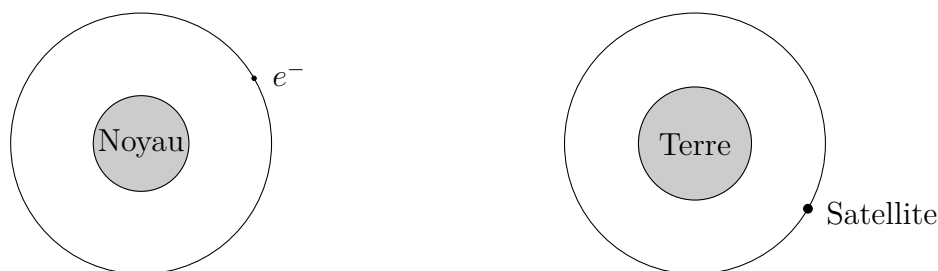
$$\vec{F}_{A/B} = -\vec{F}_{B/A} = -k \frac{q_A q_B}{d^2} \vec{u}_{AB}$$

### Le modèle planétaire de l'atome :

Après l'expérience fameuse de Rutherford (expérience de la feuille d'or), il prouve que l'atome est constituée du vide, donc Rutherford utilise l'analogie entre l'interaction gravitationnelle macroscopique, et celle électrostatique microscopique, et propose un modèle planétaire de l'atome, basée sur la mécanique classique :

L'atome est constituée d'un noyau autour du quelle les électrons tournent.

**Exemple l'atome d'hydrogène :** Un noyau correspond à la terre, autour de laquelle un satellite (l'électron) tourne.



### Les limites de la mécanique classique :

Ce modèle porte plusieurs contradictions, et incompris phénomènes :

**Les rayons orbitaux possibles :** L'orbite de l'électron peut être loin du noyau à n'importe quel rayon, ce qui résulte plusieurs volumes possible d'une atome. **L'effet photoélectrique** L'émission d'électrons par un métal, lorsqu'il est soumis à une onde électromagnétique. **La discontinuité du spectre d'émission...**

Ceci prouve que la mécanique de Newton est inutile au niveau microscopique.

# Quantification des échanges d'énergie :

## Les photons :

Lorsque l'atome est en collision avec une particule, ou lorsqu'elle est en interaction avec un rayonnement lumineux, on a un échange d'énergie.

Max Planck a proposé que les ondes électromagnétiques ne peuvent être émises que par des quantités discrètes et discontinues, appelées quanta, ainsi que l'énergie échangée entre la matière et l'onde électromagnétique, prend des valeurs discrètes bien définies, on parle d'une énergie quantifiée.

Albert Einstein propose après que les quanta sont portés par des particules caractérisées par une masse nulle, charge neutre et vitesse égale à celle de la lumière  $c$ , appelées **Photons**  $\gamma$ .

On en déduit donc que chaque onde électromagnétique caractérisée par une fréquence  $\nu$  et une longueur d'onde  $\lambda$ , est constituée des photons.

## La relation de Planck-Einstein :

On peut calculer l'énergie portée par un photon associé à une onde électromagnétique de fréquence  $\nu$  :

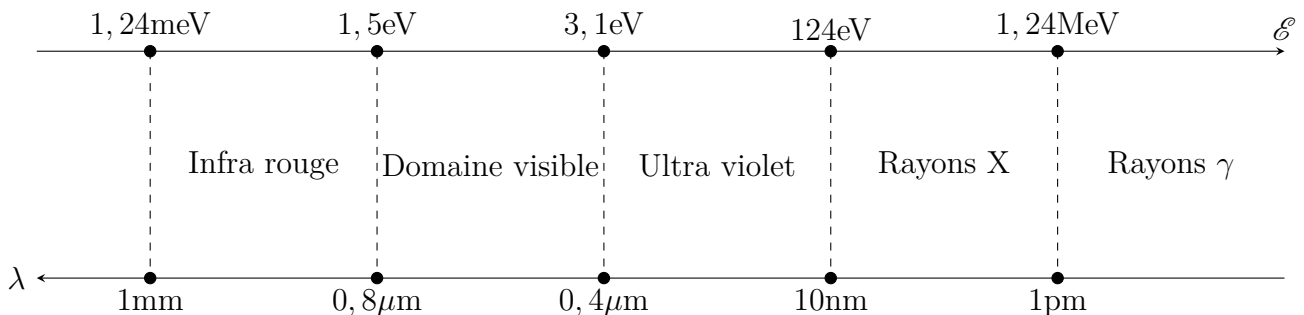
$$\mathcal{E} = h\nu$$

Où  $h$  est la constante de Planck  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  J.s

On sait que  $\nu = \frac{c}{\lambda}$  alors :

$$\mathcal{E} = \frac{hc}{\lambda}$$

**Remarque :** D'après ce résultat, on déduit que la lumière est constituée des particules (les photons), donc en plus d'avoir un aspect ondulatoire (diffraction, interférence,...) la lumière a un aspect corpusculaire, on parle donc de la dualité onde-corpusculaire de la lumière.



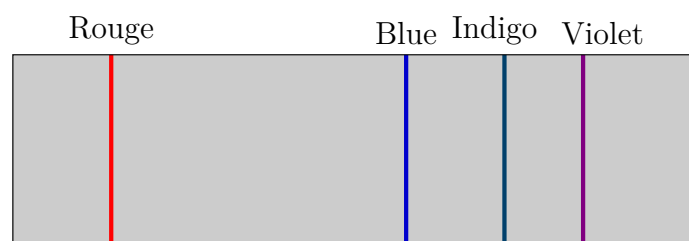
## Les postulats de Bohr :

### Le spectre d'émission :

**Spectre d'émission continu :** Chaque source lumineuse complexe est constituée d'une infinité des raies spectrales dont les longueurs d'ondes sont voisines, son spectre d'émission est continu.

### Spectres de raies d'émission :

L'analyse du spectre d'une lampe d'hydrogène nous donne les raies comme suit :

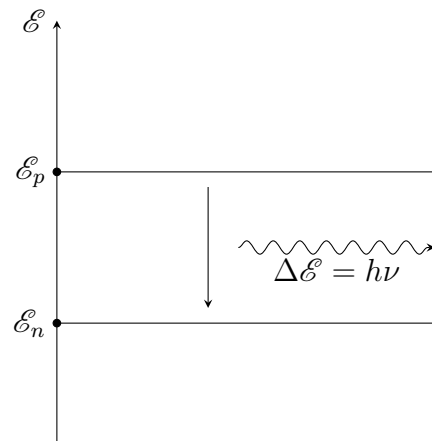
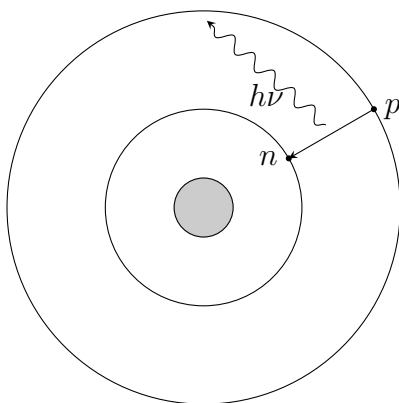


La lumière d'hydrogène produit un spectre de raies, cet spectre contient 4 raies de longueur d'onde différente. L'énergie d'hydrogène ne peut donc prendre que des valeurs discrètes proportionnelle à la longueur d'onde des raies produits.

L'étude approfondie des spectres d'émission par Niels Bohr, lui permet d'annoncer les postulats qui prennent son nom.

### Les postulats de Bohr :

- . Les variations d'énergie d'une atome sont quantifiées.
- . L'atome ne peut exister que dans certains états d'énergies bien définis, caractérisés par un niveau d'énergie.
- . Un photon de fréquence  $\nu$  est émis lorsque l'atome effectue une transition entre deux niveaux d'énergies  $\mathcal{E}_n$  et  $\mathcal{E}_p$ , tel que :  $\mathcal{E}_p - \mathcal{E}_n = h\nu$ .



## Quantification d'énergie des atomes :

### Niveau d'énergie des atomes :

D'après le deuxième postulat de Bohr, l'énergie des atomes est quantifiée, elle ne prend que des valeurs précise selon le niveau d'énergie, chaque niveau est caractérisé par le nombre  $n$ , le nombre quantique, tel que  $n \in \mathbb{N}^* = \{1, 2, 3, \dots\}$ .

Si  $n = 1$ , c'est le niveau d'énergie minimal, autrement c'est le niveau stable et fondamental de l'atome.

Si  $n > 1$ , l'atome est dans un état excité, l'énergie devient supérieur en fonction de  $n$ , c-à-d :  $\mathcal{E}_2 < \mathcal{E}_3$ .

$n \rightarrow \infty$ , alors  $\mathcal{E} \rightarrow 0$ , l'atome est dans un état dit ionisé, (pas d'électron).

L'énergie  $\mathcal{E}_n$  est donnés par :

$$\mathcal{E} = -\frac{\mathcal{E}_i}{n^2}$$

Où  $\mathcal{E}_i = \mathcal{E}_1$  est l'énergie d'ionisation.

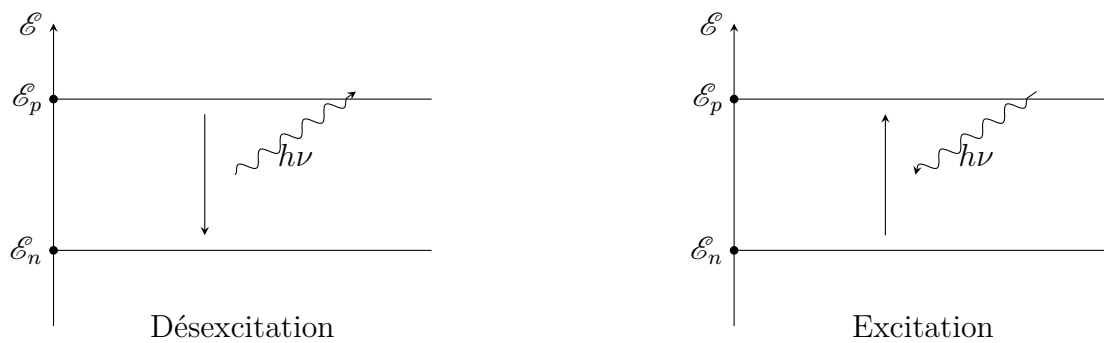
### Diagramme énergétique des atomes :

Un atome excité peut revenir à son état fondamental, par des transitions accompagnées par une émission des photons.

Une transition du niveau  $p$  vers  $n$  tel que  $p > n$ , émet un photon d'énergie :

$$\Delta\mathcal{E} = \mathcal{E}_p - \mathcal{E}_n = h\nu = \mathcal{E}_i \left( \frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Cette valeur représente aussi l'énergie qu'on doit fournir à l'atome afin d'être excité, passer de la couche  $n$  à  $p$ .



## Application au spectre d'hydrogène :

On considère un atome d'hydrogène qui se trouve dans son état fondamental, son énergie d'ionisation est  $\mathcal{E}_i = -13,6 \text{ eV}$ .

### Séries des raies d'émission :

L'ensemble des raies qui constituent le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène peut être classé en séries, chaque série correspond aux transitions qui mènent au même niveau d'énergie. À titre d'exemple la série de Balmer.

#### Série de Balmer :

La série de Balmer comporte les transitions qui aboutissent au niveau d'énergie  $\mathcal{E}_2$  :

$$h\nu = -13,6 \left( \frac{1}{p^2} - \frac{1}{4} \right) \quad n > 2$$

Elle comporte les raies visibles, lorsque  $n \in \{3, 4, 5, 6\}$ .

Il existe également d'autres séries : série de Lyman (retour à  $\mathcal{E}_1$ ), série de Paschen (retour à  $\mathcal{E}_3$ ), série de Brackett (retour à  $\mathcal{E}_4$ ) et la série de Pfund (retour à  $\mathcal{E}_5$ ).

Ryderberg a montré que la longueur d'onde émise obéit à la relation :

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

Où  $R_H$  est la constante de Ryderberg tel que :  $R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

La relation de Ryderberg donne donc les longueurs d'onde discrètes qui compose le spectre lumineux d'hydrogène.