

1 Rappels de seconde - La constitution d'un atome

En 1913, Niels Bohr publie son modèle de l'atome : **le modèle de Bohr** (aussi appelé « modèle atomique de Rutherford-Bohr »). Selon son modèle, les électrons qui gravitent autour du noyau ne peuvent pas accéder à toutes les positions possibles autour du noyau. Ils sont contraint à rester sur **certaines orbites autour du noyau** appelées « **couches électroniques** ». Ce modèle remplaça le modèle de Rutherford et fut remplacé à nouveau quelques années plus tard par les modèles de mécanique quantique de Schrodinger.



FIGURE 1 – Niels Bohr

1.1 La configuration électronique de l'atome, les couches électroniques s et p

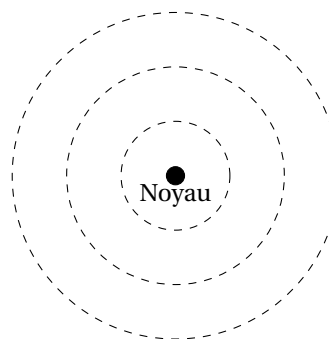
Les électrons des atomes des trois premières lignes du tableau périodique des éléments se répartissent en plusieurs couches et sous-couches autour du noyau : 1s 2s 2p 3s et 3p.

- Les couches sont définies par les nombres : 1, 2, 3...
- Les sous-couches sont définies par des lettres : s, p...

Pour remplir les couches électroniques :

- La sous-couche « s » ne peut contenir que 2 électrons
- La sous-couche « p » ne peut contenir que 6 électrons
- Remplir les couches dans l'ordre croissant des numéros.
- Ne pas commencer le remplissage d'une sous-couche ou d'une couche si celle d'avant n'est pas pleine.

1.2 Exemple : le fluor $^{19}_{9}\text{F}$

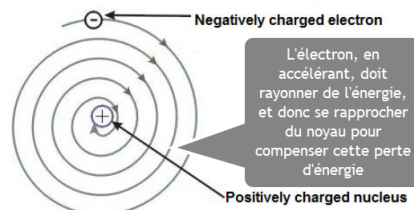


2 Un peu d'histoire des sciences

Se penchant sur l'interprétation du spectre de raies de l'hydrogène, le physicien danois Niels Bohr corrige en 1913 le modèle planétaire proposé par Rutherford quelques années auparavant. Il ébauche ainsi le premier modèle de l'atome dérivant des récentes théories quantiques.

En 1911, Ernest Rutherford montra l'existence d'un très petit noyau chargé positivement, ce qui le conduisit par la suite à proposer le modèle atomique de Rutherford : un atome est constitué d'électrons négatifs qui orbitent sur des trajectoires circulaires autour d'un noyau dense positif, à la manière des planètes du système solaire qui orbitent de manière quasi-circulaire autour du Soleil, la force électromagnétique remplaçant alors la force de gravitation. Toutefois, la théorie planétaire de Rutherford se heurtait à la théorie du rayonnement de l'électron accéléré.

En effet, d'après les observations expérimentales et les lois de Maxwell, un électron soumis à une accélération émet de l'énergie sous forme de champ électromagnétique. Ramené au niveau de l'atome de Rutherford, l'électron devrait décrire une spirale concentrique, et non un cercle, pour finir par s'écraser sur le noyau. Les orbites ne sont donc pas stables.



Si le modèle planétaire de Rutherford était valide, le spectre d'émission de l'hydrogène devrait être un continuum. C'est-à-dire qu'il devrait présenter l'ensemble des longueurs d'onde accessibles : comme le spectre de la lumière blanche. La réalité est effectivement tout autre, car le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène est un spectre de raies :

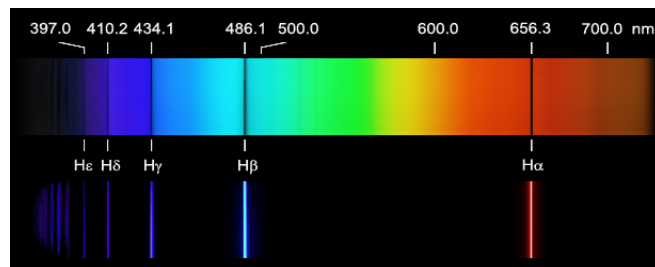
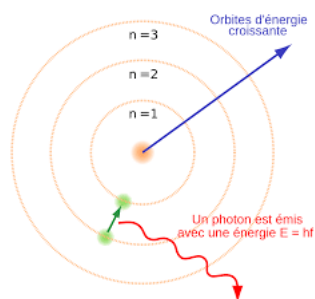
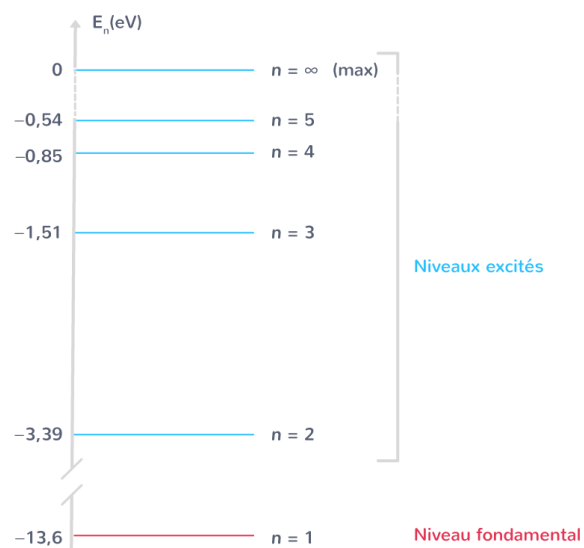


FIGURE 2 – Spectre d'absorption et d'émission de l'atome d'hydrogène

En 1913, le physicien danois **Niels Bohr** suppose qu'il existe des **orbites circulaires stables pour les électrons**, c'est-à-dire qu'une fois sur une de ces orbites, l'électron ne rayonne aucune énergie électromagnétique. Il ne décroît donc pas en spirale et peut rester indéfiniment sur cette orbite. Il élabore alors un **modèle quantique de l'atome** où ces orbites stables sont nommées **couches électroniques**.



Le terme **mécanique quantique** provient donc du fait que dans ce modèle, les couches électroniques possèdent une **énergie bien définie** : elle est quantifiée. **Un électron ne peut uniquement se situer sur ces niveaux d'énergie bien précis.**



A retenir - La dualité onde corpuscule

La nature de la lumière fut l'objet d'un intense débat historique. Aujourd'hui, on s'accorde à dire que **la lumière est à la fois une onde et un flux de photons : c'est ce qu'on appelle la dualité onde/corpuscule.**

Le photon est la particule élémentaire associée aux ondes électromagnétiques dont la lumière fait partie. **Il n'a pas de masse et ne porte pas de charge** électrique. Dans le vide, sa vitesse est égale à

$$c = 3,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

A retenir - Energie associée à un photon - Relation de planck - Einstein

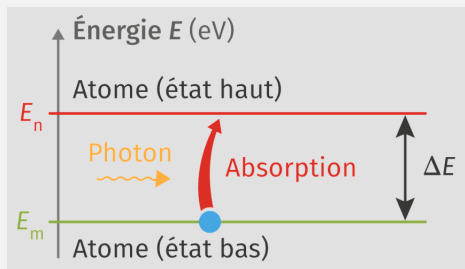
Le photon émis, que l'on peut traduire par « **grain de lumière** » possède une énergie égale à :

$$\Delta E = h\nu$$

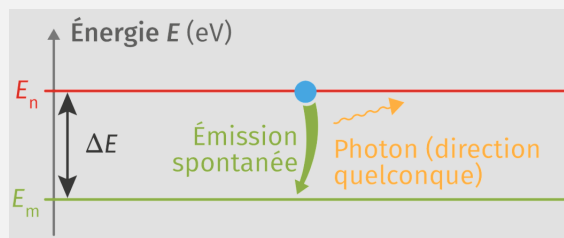
Avec :

- ΔE la différence d'énergie entre deux couches électroniques en joule (J), mais souvent exprimée en électronvolt (eV)
- h la constante de Planck : $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
- ν la fréquence de l'onde en Hertz (notée f dans le chapitre précédent)

A retenir - Transition électroniques au sein d'un atome



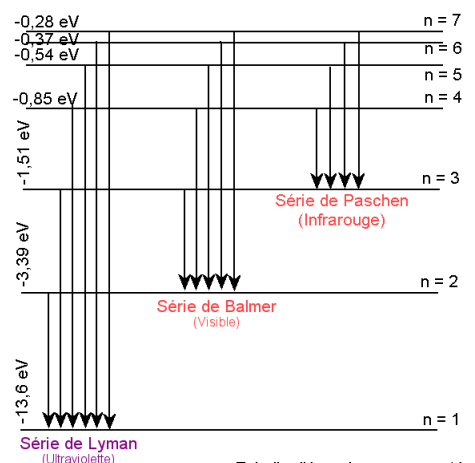
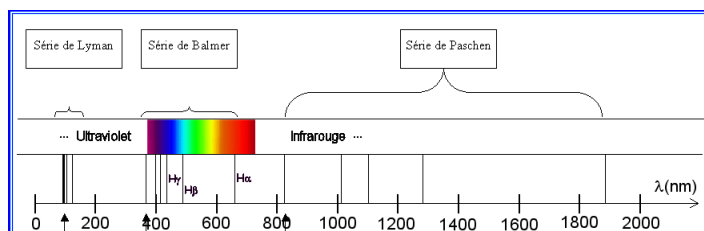
Absorption : Lorsqu'un électron au sein d'un atome absorbe un photon, alors son énergie passe d'un niveau d'énergie initial E_i à un état d'énergie final supérieur E_f . Ce sont en fait les électrons qui peuvent se déplacer d'une couche électronique à une autre.



Émission : Lorsqu'un électron au sein d'un atome passe d'un niveau d'énergie initial E_i à un état d'énergie final inférieur E_f , alors il émet un photon, dont l'énergie est égale à la différence d'énergie :

$$\Delta E = E_f - E_i = h\nu$$

Document - Spectre d'émission et transitions énergétiques au sein de l'atome d'hydrogène



Echelle d'énergie non respectée

1. Selon le modèle de Rutherford, quelles sont les positions accessibles par un électron autour du noyau ? Quelle est la raison principale qui pousse Bohr à corriger le modèle de Rutherford ? Expliquer le terme « quantique »

Activité documentaire n° 1 - Introduction à la mécanique quantique

2. Quelle est l'énergie du niveau fondamental (niveau d'énergie le plus bas) de l'atome d'hydrogène? Exprimer cette valeur en joule.
Donnée : $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

3. Réaliser un schéma de l'atome d'hydrogène et représenter le passage de son électron des couches $n = 3$ à la couche $n = 2$. Calculer la valeur de $\Delta E_{3 \rightarrow 2}$ puis la longueur correspondante à cette transition et nommer la raie obtenue. De quelle couleur est le photon émis?

A Retenir - Relation de Planck - Einstein

4. Pour les séries de Lyman et Paschen, calculer une valeur de longueur d'onde parmi les transitions possibles. Justifier que les résultats obtenus correspondent bien au domaine des ultraviolets ou des infrarouges. Quelles sont les radiations les plus énergétiques par IR ou UV? Le saviez vous?!

