

AD 1 - LA PHYSIQUE ATOMIQUE

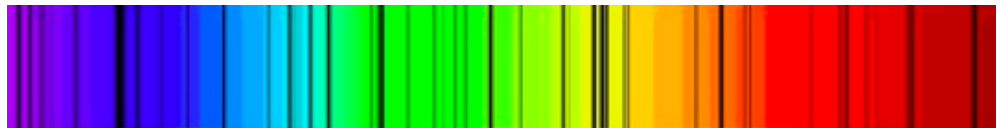
Doc 1 – Les raies spectrales

En utilisant un prisme ou un réseau de diffraction, on est en mesure de *décomposer la lumière* et d'obtenir un *spectre*. Les objets lumineux peuvent présenter deux types de spectre. La lumière émise par le filament d'une ampoule ou d'une étoile montre un **spectre continu**. Les objets chauds émettent un rayonnement thermique qui dépend de la température de l'objet. On ne peut pas utiliser le spectre d'un objet chaud pour obtenir de l'information sur les atomes qui le composent.

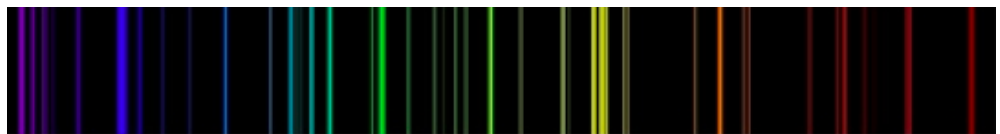
D'autre part, la lumière produite par les lampes fluorescentes présente un **spectre discontinu**, avec des *raies de couleur*. Pour obtenir ce type de spectre, on place un gaz ou des vapeurs métalliques à faible pression à l'intérieur d'un tube dans lequel on applique une haute tension. Le spectre obtenu dépend du gaz utilisé. Etant donné que chaque élément produit un spectre caractéristique, on peut utiliser la spectroscopie pour identifier des éléments chimiques. De même, il doit être possible, à partir de la lumière d'un spectre, d'obtenir de l'information sur **la structure de l'atome** qui a émis cette lumière.

On peut aussi obtenir de l'information à l'aide d'un **spectre d'absorption**. On éclaire un échantillon d'un gaz à basse pression avec une lumière ayant un spectre continu. Les atomes du gaz **absorbent** alors certaines radiations de façon caractéristique. Lorsqu'on analyse le spectre, on obtient un spectre continu dans lequel certaines longueurs d'onde sont manquantes. Les raies manquantes dans le spectre de raies d'absorption ont la même longueur d'onde que les raies du spectre d'émission du même gaz.

Spectre
de raies d'absorption
du mercure (Hg)



Spectre
de raies d'émission
du mercure (Hg)



Doc 2 – Spectre de l'hydrogène, des découvertes en séries...

Le spectre de l'atome d'hydrogène ne contient que quatre raies visibles (rouge / cyan / bleu-violet / violet). En 1884, le mathématicien suisse *Johann Jakob Balmer* a trouvé une formule empirique permettant d'obtenir la longueur d'onde de ces raies :

$$\lambda = 364,56(nm) \times \left(\frac{n^2}{n^2 - 4} \right)$$

où n est un entier ($n = 3$ pour la raie rouge, $n = 4$ pour la raie cyan et ainsi de suite ...

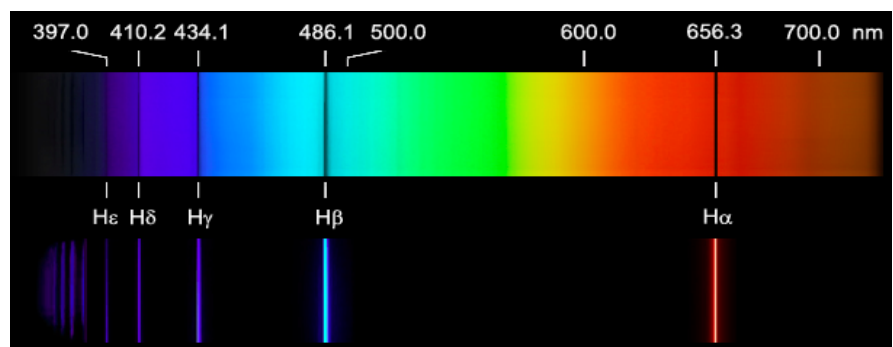
A partir de cette formule, il a prédit, sans pouvoir l'observer avec les moyens de l'époque, l'existence d'une cinquième raie, pour $n = 7$, de longueur d'onde 396,9 nm.



J.J. Balmer
(1825 – 1898)

Peu de temps après, le physicien suédois *Johannes Robert Rydberg* s'est aperçu qu'il était plus simple de trouver une relation en fonction de l'inverse de la longueur d'onde.

Il trouve une formule qui permet de généraliser celle de Balmer :





J.R. Rydberg
(1854 – 1919)

$$\frac{1}{\lambda} = R_{\infty} \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

n_1 et n_2 sont des entiers positifs tels que $n_2 > n_1$.

R_{∞} est appelée constante de Rydberg :

$$R_{\infty} = 1,097.10^7 \text{ m}^{-1}$$

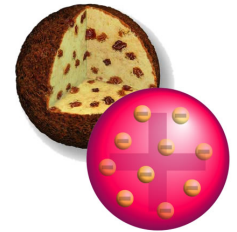
On retrouve la formule de Balmer en utilisant $n_1 = 2$ et $n_2 = 3, 4, \dots$. Les différentes raies de l'hydrogène correspondantes font partie de la *série de Balmer*.

En posant $n_1 = 1$, on obtient des raies dans le domaine de l'ultraviolet qui font partie de la série de Lyman. Cette série a été découverte en 1914 par le physicien américain Théodore Lyman (1874 – 1954). D'autres séries ont été identifiées dans le domaine de l'infrarouge. Pour $n_1 = 3$, on obtient la série de Paschen observée pour la première fois par le physicien allemand Friedrich Paschen (1865 – 1947). De même la série de Brackett correspond à $n_1 = 4$, celle de Pfund à $n_1 = 5$ et celle de Humphreys à $n_1 = 6$.

Doc 3 – Le modèle de Bohr

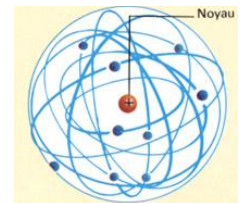
Le physicien danois *Niels Bohr* a proposé un modèle semi-classique de l'atome d'hydrogène, basé sur les lois de la mécanique classique de *Newton* et les équations de l'électromagnétisme de *Maxwell*, mais qui inclut un élément de quantification.

Au début du 20^e siècle, la structure exacte de l'atome est loin d'être connue. On sait que celui-ci est électriquement neutre et qu'il doit être composé d'électrons, particule découverte en 1897 par le physicien anglais *Joseph John Thomson* (1856 – 1940). Ce dernier a proposé un modèle de l'atome où la charge positive est uniformément distribuée dans une sphère, avec des électrons uniformément distribués. C'est le modèle du *plum pudding*.



Les recherches du physicien néo-zélandais *Ernest Rutherford* (1871 – 1937) en physique nucléaire ont permis de découvrir que la charge positive est très concentrée au centre de l'atome, dans un noyau très compact.

Un nouveau modèle voit le jour : le *modèle planétaire*, dans lequel les électrons tournent autour du noyau sur des orbites circulaires comme les planètes autour du Soleil. Les électrons (chargés négativement) sont alors liés par la force électrostatique exercée par le noyau (chargé positivement).



Les physiciens ne tardent pas à remarquer que le modèle planétaire a un problème fondamental. L'électron de l'atome d'hydrogène, en rotation uniforme autour du noyau, subit une accélération centripète. Selon la théorie de Maxwell, une charge électrique qui accélère émet des ondes électromagnétiques qui transportent de l'énergie. Selon le principe de conservation de l'énergie, l'énergie de l'atome doit donc diminuer, étant donné que celui-ci émet un spectre. Les calculs montrent alors que le rayon de l'orbite de l'électron doit diminuer à mesure que l'atome perd de l'énergie en émettant de la lumière, jusqu'à s'écraser sur le noyau...

En se basant sur la formule de Rydberg et la notion de **photon** postulée par *Albert Einstein*, *Niels Bohr* propose un nouveau modèle de l'atome en 1913.

Ce modèle correspond au modèle planétaire de Rutherford auquel il ajoute deux postulats :

- L'atome ne peut exister que dans certains états, qu'on appelle les *états stationnaires*.

Chaque état a une énergie fixe. On dit que l'énergie de l'atome est quantifiée.

Un changement d'énergie, par **émission** ou **absorption de rayonnement**, doit se faire par des **transitions** entre les différents états stationnaires.

- Le rayonnement émis ou absorbé lors d'une transition entre un état supérieur, d'énergie E_{haut} et un état inférieur, d'énergie E_{bas} , a une longueur d'onde donnée par l'expression :

$$\frac{h.c}{\lambda} = E_{\text{haut}} - E_{\text{bas}}$$



Niels Bohr
(1885 – 1962)

Doc 4 – Les échanges énergétiques entre la lumière et la matière

Particule élémentaire, de masse et de charge nulle, le photon est l'aspect corpusculaire de la lumière. La vitesse de la lumière, dans le vide, quel que soit le référentiel d'étude, notée c , est environ égale à $3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

En 1900, *Max Planck* émet l'hypothèse que les échanges d'énergie entre un rayonnement lumineux et la matière ne peuvent se faire que par "paquets", appelés *quanta*, contenant d'autant plus d'énergie que la *fréquence* du rayonnement est élevée. Le quantum est la quantité finie minimale d'échange d'énergie.

En 1905, *Albert Einstein*, pour expliquer l'effet photoélectrique, attribua une *structure corpusculaire au rayonnement lumineux* lui-même. Selon lui, tout rayonnement répartit son énergie sur un ensemble de *particules* transportant chacun un *quantum d'énergie*, dont la valeur est proportionnelle à la *fréquence* qui lui est associée. L'existence de ces quanta de lumière fut prouvée expérimentalement dans les années vingt. Ils furent baptisés *photon* en 1924.

La physique quantique, et notamment *Louis De Broglie* avec sa loi sur la *dualité onde-particule* en 1926, réconcilie l'aspect corpusculaire de la lumière qu'incarne le photon et son aspect ondulatoire.

