

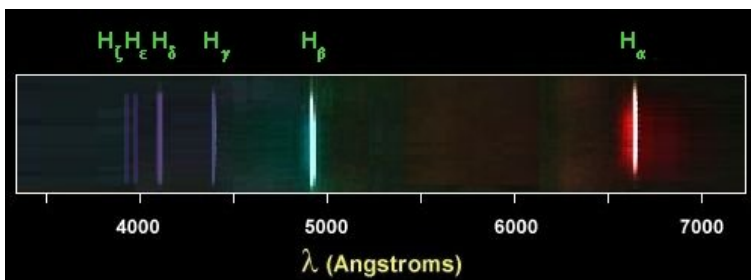


## Quantification de l'énergie des atomes

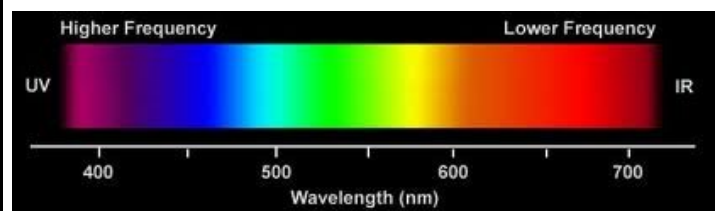
En 1911, Ernest Rutherford propose une représentation simple de l'atome, en imaginant un noyau autour duquel "gravitent" les électrons.

Ce modèle élégant, appelé aussi "modèle planétaire de l'atome", s'est révélé rapidement insuffisant pour expliquer des résultats expérimentaux tels que les spectres atomiques d'émission ou d'absorption de l'atome d'hydrogène, l'expérience de Franck et Hertz ou encore l'effet photoélectrique. Nous allons rappeler ici les résultats qui découlent de l'analyse du spectre atomique d'émission de l'atome d'hydrogène

Lorsque l'on l'excite, électriquement par exemple au sein d'un « tube néon », l'hydrogène fournit de la lumière rosâtre : l'analyse spectrale de cette lumière montre de très nettes différences entre la lumière blanche et celle de la lampe à hydrogène.



Spectre de raies d'émission de l'hydrogène

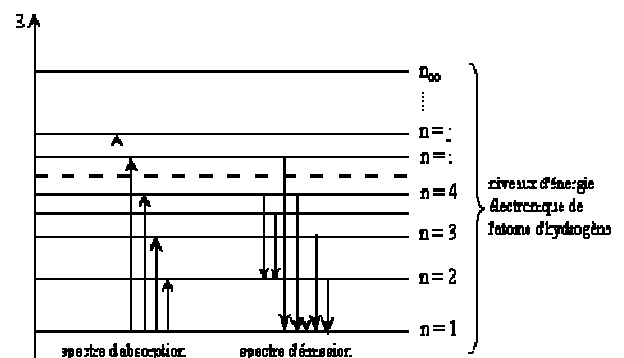


Spectre de la lumière blanche

L'obtention d'un spectre d'émission constitué de raies ne peut s'expliquer qu'en attribuant une "structure" discontinue à l'énergie électronique de l'atome d'hydrogène. En effet, si l'énergie électronique variait de manière continue, le spectre observé traduirait cette continuité et conduirait à un spectre de bandes. L'observation d'un spectre de raies montre donc que **l'énergie électronique de l'atome d'hydrogène ne peut prendre que des valeurs bien définies appelées niveaux d'énergie électroniques de l'atome**. On dit encore que l'énergie électronique de l'atome d'hydrogène est **quantifiée**.

Les différentes raies observées traduisent les variations de l'énergie de l'électron, c'est-à-dire son passage entre les différents états énergétiques qu'il peut occuper. Ces changements de niveaux électroniques sont appelés **transitions électroniques**.

Lorsque l'électron gagne de l'énergie en changeant de niveau, on observe une **raie d'absorption**. Si l'électron perd de l'énergie, le phénomène conduit à une **raie d'émission**. Le diagramme ci-contre schématise quelques transitions correspondant aux spectres d'émission et d'absorption de l'atome d'hydrogène.



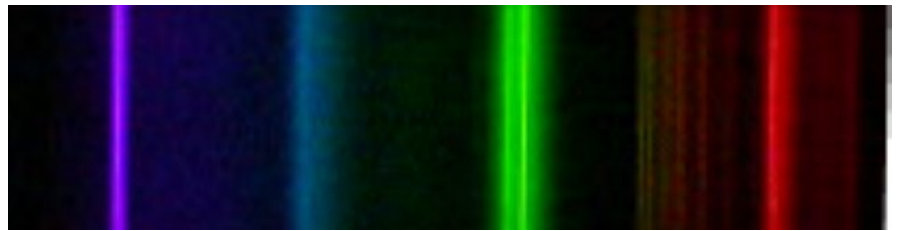


Les électrons sont donc répartis en couches d'énergie autour du noyau.



### Généralisation aux autres atomes

En réalité, tous les atomes présentent un spectre d'émission particulier, différant par la position de leurs raies. Les atomes diffèrent les uns des autres par le nombre, l'énergie et surtout le remplissage des couches d'énergie.



Spectre du mercure

### Règles de remplissage

A la manière des fans qui investissent une salle de spectacle, le premier rang se remplit, puis le second, et ainsi de suite...

Le remplissage des couches est formalisé par la *structure électronique* de l'atome. Sur les couches, le nombre d'électrons est limité :  $2n^2$  électrons maximum pour la couche de numéro  $n$ .

	n = 1	n = 2	n = 3	n = 4
Nom de la couche	K	L	M	N
Nb maximal d'électrons				

→ exemples de structures électroniques

	Carbone (C)	Azote (N)	Oxygène (O)	Fluor (F)	Néon (Ne)	Sodium (Na)
Z	6	7	8	9	10	11
Structure électronique						

### Le rôle essentiel de la couche externe

