Atome de Bohr (1913) :
les électrons s'assoient dans les gradins

Revenons vers l'univers atomique. Nous avons vu comment Thomson* avait montré en 1897 que l'atome n'était pas insécable, puis comment Rutherford** l'avait révélé en 1909 essentiellement "vide". La question principale devenait alors : **comment ces atomes vides constituant la matière pouvaient tenir entre eux et ne pas s'effondrer ?** Un simple modèle "planétaire" basé sur la gravitation où les électrons tournent autour du noyau comme des planètes était totalement insuffisant pour éviter l'effondrement.

Les quanta. En 1913, **Niels Bohr** introduisit la notion de ***"quantum d'énergie"***, ouvrant la porte à la physique quantique. Les *quanta*, c'est le fait que, contrairement à un plan incliné, si on monte un escalier, on ne peut pas poser le pied entre deux marches. Et en physique, la hauteur de la marche dépend de la longueur d'onde : les marches rouges sont moins hautes que les bleues...

Historiquement, l'approche des *quanta* est d'abord mathématique. Il s'agit de modéliser l'émission de lumière d'un morceau de métal chauffé, passant du rouge, au jaune, au blanc, voire au violet. C'est ce que l'on appelle le ***"corps noir"***. La formalisation de l'équation qu'entreprend **Max Planck** nécessite curieusement l'utilisation de **paquets d'énergie**, incompatible avec le caractère continu du rayonnement du métal et du principe même du calcul intégral. Planck l'acceptera pourtant en 1900, parlant plus tard d' *"acte de désespoir"* (mathématique), pensant que, finalement, c'était une conséquence de la taille finie des atomes.

En 1905, **Albert Einstein** avance que la quantification n'est pas un défaut des atomes de la matière, mais que **c'est la nature même de la lumière qui est fondamentalement granulaire.** Il appellera plus tard ces petits grains d'énergie indivisibles des *"photons"*.

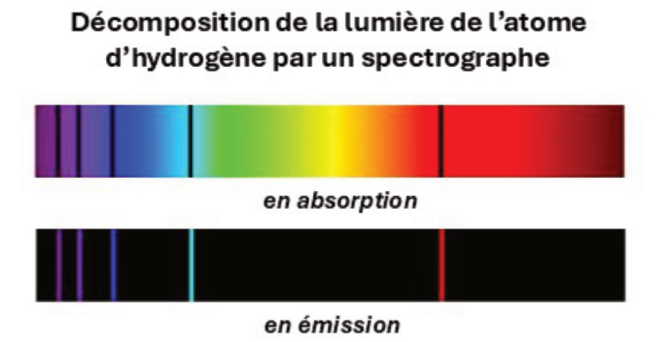
Quelques années plus tard, Niels Bohr introduit la notion de quanta pour l'atome pour deux raisons :

- Si **l'électron** ne s'effondre pas sur le noyau de l'atome, c'est, pense-t-il, qu'il **est piégé sur des orbites électrostatiques, et notamment en "état stationnaire"** où il ne rayonne pas et ne perd donc pas d'énergie. Au départ, ce n'est qu'une pure supposition.
- Il observe que les ***raies spectrales****, différentes pour l'atome d'hydrogène suivent une relation mathématique simple, découverte empiriquement en 1885 par **Johan J. Balmer**, reliant un simple chiffre *n* à la longueur d'onde.

En reliant son intuition sur les orbites des électrons et la formule de Balmer dans laquelle **le chiffre *n* suppose un quantum**, Bohr suspecte que les raies spectrales ne sont pas une vibration continue de l'électron, mais qu'elles sont le résultat d'un *"saut quantique"* : **la lumière est émise uniquement quand un électron "tombe" d'une orbite supérieure à une orbite inférieure.**

Le modèle de l'atome de Bohr était donc totalement nouveau. **Les électrons suivent des niveaux d'énergie discrets** et ne peuvent pas exister à des énergies intermédiaires.

Le modèle de Bohr restait cependant imparfait car il n'expliquait ni les raies dédoublées ou les sous-raies (effets Zeeman ou Stark), ni les différences de luminosité des différentes raies d'un même atome. L'époque était vraiment passionnante car il ne faudra pas bien longtemps pour que Louis de Broglie (dualité onde-corpuscule, 1924), Werner Heisenberg (principe d'incertitude, 1925) et Erwin Schrödinger (fonction d'onde, 1926) ne chamboulent encore tout !



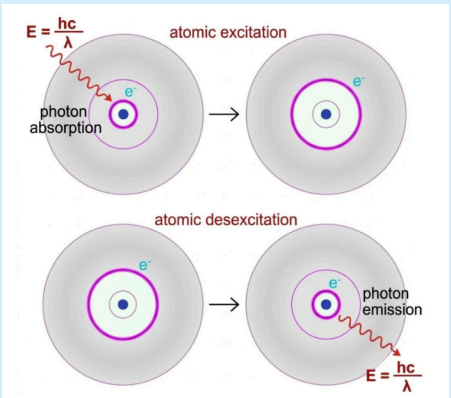
Les raies de l'hydrogène sont séparées, quantifiées et spécifiques.

Analogie de l'atome de Bohr : un stade

L'analogie que nous avions évoquée** d'un atome grand comme un stade où le noyau situé en son centre aurait la taille d'une bille 1 cm de diamètre, peut donc être complétée. Pour Bohr, l**es électrons se trouveraient effectivement dans des gradins** et, comme nous, ne pourraient pas s'asseoir (ou orbiter) entre deux gradins.

Et, comme un spectateur qui gagne de l'énergie potentielle en montant dans les gradins, l'électron gagne de l'énergie en s'éloignant et en perd en se rapprochant du centre.

D'autre part, dans l'état stable de l'atome, les gradins se remplissent comme dans une salle de spectacle, en commençant par les plus proches de la scène (noyau). Et les électrons éloignés sont les premiers à quitter la représentation ("valences" chimiques).



Émission et absorption de lumière par changement de niveau quantique dans l'atome ©astronoo.com

* Billet No 40 ** Billet No 41

*** Les atomes n'émettent pas un spectre continu (du bleu au rouge), mais sont identifiables par un ensemble d'émissions monochromatiques que l'on appelle "raies", car elles apparaissent comme des traits dans un spectrographe.