L'atome d'hydrogène de Bohr

L'idée

Le physicien danois Niels Bohr réfléchissait au sujet des raies spectrales de l'hydrogène. Chaque raie devait provenir d'un photon de longueur d'onde fixe émis par l'atome. D'après la formule de Planck

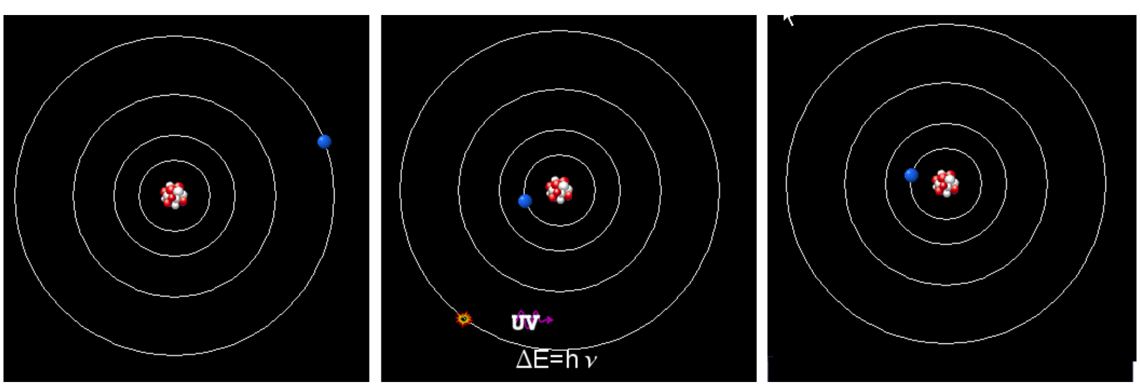
$$E_{photon} = h\nu \quad \mathbf{(1)}$$

l'énergie de tous les photons produisant une raie donnée devait être rigoureusement la même. Mais d'où venait cette énergie et pourquoi était-elle la même ?

Voici l'idée de Bohr :

L'atome H disposerait d'orbites circulaires où l'électron pourrait tourner en rond. Sur chaque orbite, il aurait ainsi une énergie bien déterminée, sur une orbite éloignée du noyau une énergie E" plus élevée que l'énergie E' sur une orbite rapprochée du noyau. (En effet pour passer de l'orbite éloignée vers l'orbite rapprochée, l'électron devrait effectuer un travail sous l'influence de la force d'attraction du noyau et donc perdre de l'énergie).
☞Bohr supposait en outre que ce serait justement en tombant d'une orbite éloignée du noyau sur une orbite proche du noyau que l'énergie ainsi perdue E"-E' serait dégagée vers l'extérieur de l'atome sous forme d'un photon :

$$E'' - E' = \Delta E = h\nu = E_{photon} \quad \mathbf{(2)}$$



Saut quantique de l'électron de la 4^{ime} orbite sur la 1^{re}

☞Exercices

Le problème

Bohr se proposa de retrouver le spectre expérimental de l'atome d'hydrogène en raisonnant sur son hypothèse : Il fallait déterminer l'énergie de l'électron sur chaque orbite. Ensuite, il serait facile de retrouver la position des raies à l'aide la formule de Planck.
La physique classique conduisait Bohr aux considérations suivantes :

– *Force de Coulomb entre électron et noyau de l'atome*

  Le noyau de l'atome H est constitué d'un seul proton. Il possède la charge $e = 1,6 \cdot 10^{-19}C$, l'électron a la charge $-e = -1,6 \cdot 10^{-19}C$. Ces deux charges se trouvent à la distance $r =$ rayon de l'orbite où se trouve l'électron. L'électron est donc attiré du noyau avec la force de Coulomb :

$$F_1 = k\frac{e^2}{r^2} \quad \mathbf{(3)}$$

  avec la constante de Coulomb : $k = 9,0 \cdot 10^9 \frac{Nm^2}{C^2}$

– *Force centrifuge qui s'exerce sur l'électron*

  L'électron qui se déplace avec une vitesse v sur une orbite circulaire de rayon r subit une force centrifuge égale à :

$$F_2 = \frac{mv^2}{r} \quad \mathbf{(4)}$$

  avec la masse de l'électron : $m = 9,11 \cdot 10^{-31}kg$

– *Energie de l'électron dans l'atome*

  L'énergie d'un système matériel est le travail (Force x déplacement) que ce système peut faire

  – **Energie potentielle** :

    Dans l'atome H le seul électron, situé à une distance r d'un proton, possède de l'énergie, car il peut fournir du travail (Force de Coulomb x distance du noyau) en étant attiré par le noyau. Les physiciens montrent qu'on peut écrire cette énergie sous la forme

    Energie potentielle électrique =

$$E_{pot} = -k\frac{e^2}{r} \quad (5)$$

    Comme nous nous y attendons, nous voyons qu'en augmentant la distance du noyau, l'énergie augmente, à distance infinie du noyau, l'énergie potentielle est (arbitrairement) fixée à 0 ce qui constitue sa valeur maximale !

  – **Energie cinétique**
    Dans l'atome H l'électron qui se déplace avec une vitesse v possède de l'énergie, car il peut par exemple déplacer une autre particule en se heurtant avec elle. Les physiciens montrent qu'on peut écrire cette énergie sous la forme

    Energie cinétique =

$$E_{cin} = \frac{mv^2}{2} \quad (6)$$

– *Une équation*

La physique classique ne fournit qu'une équation entre les inconnues v et r :

Force de Coulomb = Force centrifuge

$$k\frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \quad (7)$$

La solution

La réflexion de Bohr

S'il était possible de déterminer la vitesse de l'électron v et le rayon de la n^{ime} orbite r, alors on pourrait introduire ces valeurs dans l'expression de l'énergie totale (énergie cinétique + énergie potentielle). La différence des énergies totales pour deux valeurs distinctes de n, par exemple n'' et n' devrait alors fournir la fréquence du photon émis en sautant de l'orbite n'' sur l'orbite n' d'après la formule de Planck $\Delta E = h\nu$.
La physique classique ne fournissait qu'une seule équation pour v et r ! Il fallait en trouver une deuxième faisant nécessairement intervenir le numéro n de l'orbite. Comme Bohr savait par les spectres à quelles valeurs de ΔE il devait aboutir, il a délibérément cherché une deuxième équation menant à ces valeurs.

L'équation de Bohr

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad (8)$$

Cette équation allait révolutionner la physique quelques années plus tard.
☞En la combinant avec les équations précédentes, Bohr trouve le résultat suivant :

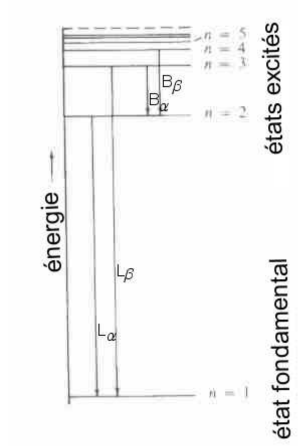
Énergie de l'électron sur l'orbite de numéro (quantique) n

$$E_n = -\frac{A}{n^2} \quad (9)$$

$$\text{avec : } A = 2,18 \cdot 10^{-18} J$$

Le spectre

Voici un diagramme des états énergétiques (énergies de l'électron sur les différentes orbitales) dans l'atome d'hydrogène de Bohr :



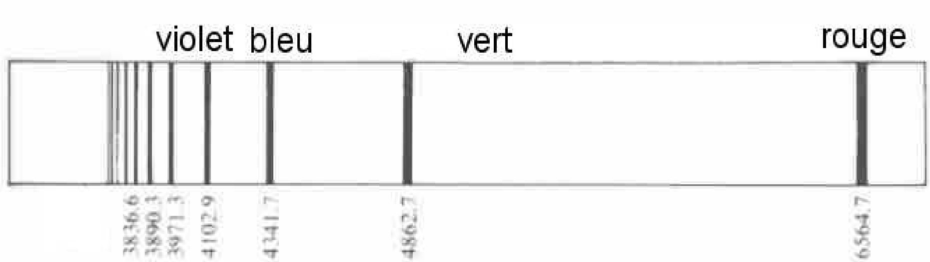
La chute de l'électron de l'état $n = n''$ vers l'état $n = n'$ cause une perte d'énergie (équation (9)) de :

$$E_{n''} - E_{n'} = A(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n''^2}) \quad (10)$$

L'énergie est libérée sous forme d'un photon :

$$\begin{aligned} h\nu &= A(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n''^2}) \\ \nu &= \frac{A}{h}(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n''^2}) \quad (11) \\ \lambda &= \frac{c}{\frac{A}{h}(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n''^2})} \quad (12) \end{aligned}$$

Par exemple, pour le passage B_α de $n'' = 3$ vers $n' = 2$, cette dernière formule permet le calcul (!!) d'une longueur d'onde du photon de $\lambda = \frac{3\cdot 10^8}{\frac{2{,}18\cdot 10^{-18}}{6{,}626\cdot 10^{-34}}(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2})} = 65,65 \cdot 10^{-8} m = 6565 A^\circ$. Il s'agit de la raie rouge observée (!!) sur le spectre visible de l'hydrogène :



☞Exercices