1.4 Modèle de Bohr de l'atome d'hydrogène

Niels Bohr (physicien *danois, 1885-1962, prix Nobel 1922)* propose, en 1913, une interprétation compte tenu des travaux de Planck. Le modèle de Bohr il est basé sur la mécanique classique à laquelle on adjoint un principe de quantification. Bien qu'il ne puisse pas donner une description complète de l'atome, et qu'il soit faux à bien des égards.

1.4.1 Energie dans un état stationnaire.

- L'électron décrit une orbite circulaire de rayon r autour du noyau immobile.
- L'électron est soumis à la force d'attraction coulombienne ➡ $\boxed{F_{éle} = \dfrac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2}}$

(ε_0 est la permittivité du vide = $8,85.10^{-12}\ C^2\ N^{-1}\ m^{-2}$; r = rayon de l'orbite,

me= $9,1.10^{-31}$Kg).

- L'électron est aussi soumis à la force centrifuge ➡ $\boxed{F_{cent} = m\gamma = \dfrac{m_e v^2}{r}}$
- A l'équilibre $F_{éle} = F_{cent}$ ➡ $\boxed{\dfrac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2} \dfrac{m_e v^2}{r}}$ ➡ $\boxed{r = \dfrac{1}{4\pi\varepsilon_0} \dfrac{e^2}{m_e v^2}}$ (1)

Quant à l'énergie totale de l'électron est égale à la somme de son énergie cinétique **T** et de son énergie potentielle **V**.

Energie totale = Energie Cinétique + Energie potentielle

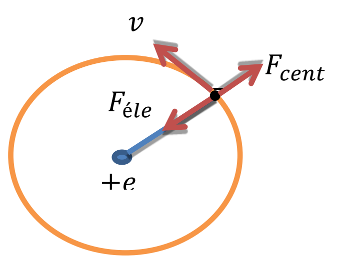

Figure 1.4 Modèle planétaire de Bohr

- Énergie cinétique : $T = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{1}{2}\left[\frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \frac{e^2}{r}\right]$
- Énergie potentielle : $V(r) = \int_0^{\infty} \vec{F}\, d\vec{r} = -\left[\frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \frac{e^2}{r}\right]$

➡ Energie totale : $E = -\frac{1}{2}\left[\frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \frac{e^2}{r}\right]$ (2)

- Dans l'équation (2) l'énergie totale $E = f(r)$, est valable quel que soit r. si r varie de façon continue, toute les orbitale (toutes les énergies), sont permise observation d'un spectre continu ce qui contraire à l'expérience.
- Nécessité d'un nouveau modèle : Postulat quantique de Bohr.

1.4.2 Postulats de Bohr

- L'électron se déplace autour du noyau que sur certaines orbites circulaires particulières telles que le moment angulaire soit égal à $|\vec{\mathbf{l}}| = \mathbf{n}\frac{\mathbf{h}}{2\pi}$, (n nombre entier positif)
- L'électron n'émettra ou n'absorbera d'énergie hν qu'en changeant d'orbite caractérisée par la valeur de n.
- Le moment angulaire de l'électron $\boxed{\vec{L} = \vec{r} \wedge \mathbf{m}\vec{v}}$

est tel que $|\vec{\mathbf{l}}| = \mathbf{n}\frac{\mathbf{h}}{2\pi}$. Soit, pour une orbite circulaire, où les 3 vecteurs sont perpendiculaires entre eux :

$$\boxed{\mathbf{rmv} = \mathbf{n}\frac{\mathbf{h}}{2\pi} = \mathbf{n}\hbar}$$

On a alors $\mathbf{v} = \frac{\mathbf{nh}}{2\pi\mathbf{mr}}$

En remplaçant **v** par sa valeur dans l'équation (1), on détermine:

- Le rayon des orbites : $$\boxed{\mathrm{r_n} = \mathrm{n}^2\,\frac{\varepsilon_0 h^2}{\pi m e^2} = n^2 a_0}$$

Ou $a_0 = r_1 = 5,3.10^{-11}$m = 52,9 pm =0,53A° est le rayon de l'orbite la plus basse (correspondant à n = 1) appelé rayon de Bohr.

- L'énergie correspondante (2) : $$\boxed{E_n = -\frac{1}{n^2}\frac{m_e}{8h^2}\frac{e^4}{\varepsilon_0^2} = -\frac{13{,}6}{n^2}(eV)}$$

- Pour l'état fondamental : $E_1 = -21,77 \times 10^{-19} J = -13,6\ eV$ *(1 eV = 1,6.10^-19^ J)*

$$\mathrm{r_1} = 0{,}529\mathrm{x}10^{-10}\mathrm{m} = 0{,}529\ \mathrm{A°} = 5,29\ \mathrm{nm}$$

- Pour les états excités, il suffit de considérer que :

$$\mathbf{E_n} = \frac{\mathbf{E_1}}{\mathbf{n^2}}, \qquad \mathbf{r_n} = \mathbf{n^2 r_1} \qquad \text{et} \qquad \mathbf{v_n} = \frac{\mathbf{v_1}}{\mathbf{n}}$$

- La détermination des longueurs d'onde du spectre de l'hydrogène est alors possible selon :

$$\boxed{\Delta\mathrm{E} = |\mathrm{E_F} - \mathrm{E}_I| = \frac{\mathrm{hc}}{\lambda} = 13{,}6\left(\frac{1}{n_F^2} - \frac{1}{n_I^2}\right)(en\ eV)} \qquad (4)$$