Quantification de l'énergie des électrons dans les atomes

Ce chapitre introduit la notion de "quantification" de l'énergie et est une première approche de la mécanique quantique développée dans les chapitres suivants.

Rappels

La **lumière** est une onde **électromagnétique** (propagation d'un champ électrique perpendiculaire à un champ magnétique, tous deux perpendiculaires à la direction de propagation).

Cette onde est caractérisée par sa **fréquence** $\nu = \frac{1}{T}$ (T : période en s, ν en Hz) et par sa **longueur d'onde** $\lambda = c.T$ (c : célérité de la lumière, $c = 3.10^8$ $m.s^{-1}$, λ en m).

La lumière peut aussi être considérée comme étant constituée de "grains" de lumière, les **photons**, de **masse nulle** et se déplaçant à la vitesse c. Chaque photon a pour énergie **hν**.

$$E = h.\nu = h.\frac{c}{\lambda} \quad \text{(h : constante de Planck, h = 6,626.10}^{-34}\text{ J.s)}$$

La plus petite énergie échangeable apparaît alors comme étant **hν**.
La lumière étant à la fois un phénomène ondulatoire et un phénomène corpusculaire, on parle de **dualité onde-corpuscule**.

Savoir faire

Un **spectre d'émission** peut être soit **continu** (présence de toutes les longueurs d'ondes, comme la lumière du soleil), soit **discontinu** (présence de quelques longueurs d'ondes, comme le spectre d'un élément par exemple). **Balmer** a étudié le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène : il en a déduit que les raies émises suivaient la loi empirique :

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = R_H.(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n'^2})$$

σ est appelé **nombre d'onde**, R_H est la constante de **Rydberg** (R_H = 1,097.107 m^{-1}) et n' est un entier supérieur à 2.
Cette formule a été plus tard généralisée par **Ritz** :

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = R_H.(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}) \quad \text{avec } n' > n$$

Pour expliquer ces phénomènes, **Bohr** a été conduit à développer un modèle basé sur le modèle planétaire : autour d'un noyau fixe "gravitent" les électrons. Ce modèle a été affiné pour rendre compte de l'aspect discontinu des spectres à l'aide de deux hypothèses :

- Un atome ne peut exister que dans une suite discontinue d'états stationnaires dont l'énergie est bien déterminée et dans lesquels il n'émet aucun rayonnement.
- Lorsqu'un atome passe d'un état stationnaire à un autre, le quantum d'énergie ΔE qu'il perd (ou qu'il gagne) est émis (ou absorbé) sous forme d'une radiation électromagnétique de fréquence ν telle que $\Delta E = h\nu$.

Chaque "orbite" que peut avoir l'électron est alors une orbite d'énergie fixée et de rayon donné.

Pour l'atome d'hydrogène, chaque orbite de niveau n a pour énergie $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$ (en eV) et pour rayon $r_n = a_0.n^2$ (a_0 : rayon de Bohr, a_0 = 52,9 pm).

L'état de plus basse énergie (et pour lequel n = 1) est appelé **état fondamental** et représente l'état le plus stable de l'atome. Chaque état pour lequel n est supérieur à 1 est appelé **état excité**. Les raies observables dans le spectre d'émission de l'hydrogène correspondent donc au passage d'un état excité (n') à un autre état excité d'énergie plus basse (n) : il est alors possible de retrouver la formule de Ritz.
Le terme "orbite" utilisé pour décrire le niveau n d'énergie de l'électron est par la suite remplacé par le terme de "couche". Cela sera développé dans les chapitres ultérieurs.

L'énergie d'ionisation est l'énergie à fournir pour faire passer l'électron de l'état fondamental à l'infini : $E_i = E_\infty - E_1 = 0 - \left(-\frac{13,6}{1^2}\right) = 13,6$ eV

Savoir

Un hydrogénoïde est une entité monoatomique n'ayant qu'un seul électron ($_1H$, $_2He^+$, $_3Li^{2+}$…).

L'étude des hydrogénoïdes (de formule générale $_Z\mathbf{X}^{(Z-1)+}$) conduit à des résultats similaires à ceux de l'hydrogène. En effet, pour le niveau n considéré, on a :

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}.Z^2 \qquad \text{(en eV)}$$

$$r_n = a_0.\frac{n^2}{Z} \qquad \text{(en pm)}$$