Chapitre 2

Énergie d'un électron

2.1 Structure électronique des hydrogénoides

2.1.1 Caractéristiques

Hydrogène : 1 proton

Deutérium : 1 proton + 1 neutron

Tritium : 1 proton + 2 neutrons

L'hydrogène est l'élément le plus abondant de l'univers (92%).

La lumière

Théorème 1.1 : Fréquence

$$\nu_{(Hz=s^{-1})} = \frac{c_{(m\cdot s^{-1})}}{\lambda_{(m)}}$$

Théorème 1.2 : Relation de Planck

$$E = \frac{hc}{\nu} = h_{(J\cdot s)}\nu$$

2.1.2 États

Définition

État fondamental = Étal de plus basse énergie (n=1) et États excités : tous les états avec une énergie supérieure à l'état fondamental. Il y a en a une infinité.

Pour passer à un niveau d'énergie supérieur, l'électron doit absorber un photon fournissant exactement l'énergie nécessaire. ×

× **Difficulté**
Ce n'est pas l'intensité qui compte mais la longueur d'onde.

Énergie d'un État

L'énergie de l'électron est discontinue. Un électron ne peut pas avoir toutes les énergies mais certaines bien déterminées. i

i **Info**
En effet, si on excite des hydrogène puis on disperse la lumière émise par un prise : on obtient des raies de couleurs : c'est un spectre discret de couleur, non continu.

Théorème 1.3 : Uniquement pour l'hydrogène

$$E_n = -\frac{hcR_H}{n^2}$$

avec n le nombre quantique principal, $1 \leq$ et R_H la constante de Rydberg

Ici, $hcR_H = 2.17 \cdot 10^{-18} = 13.598eV$. Donc

$$E_n = -\frac{13.6}{n^2}eV$$

Théorème 1.4 : Uniquement pour les hydrogénoides

$$E_n = -\frac{hcR_H Z^2}{n^2} = -\frac{13.6 \times Z^2}{n^2}eV$$

Conséquence : Lien avec les raies d'émission

La longueur d'onde du photon émis ou absorbé lors du passage entre 2 niveaux est donnée i par : $\lambda = \frac{1}{R_H(-\frac{1}{n'^2}+\frac{1}{n^2})}$.

i **Info**
En effet,

$$\begin{aligned} E_{ph} &= \frac{hc}{\lambda} \\ &= E'_n - E_n \\ &= hcR_H(-\frac{1}{n'^2} + \frac{1}{n^2}) \\ \Rightarrow \frac{1}{\lambda} &= R_H(-\frac{1}{n'^2} + \frac{1}{n^2}) \\ \Rightarrow \lambda &= \frac{1}{R_H(-\frac{1}{n'^2} + \frac{1}{n^2})} \end{aligned}$$

Avec $n' > n$. × Dem pour trouver n et n'.

× **Difficulté**
n' correspond toujours au niveau le plus et n au niveau le plus. Ainsi, dans le cas :

- d'une émission de photon : n est le niveau de départ et n' celui d'arrivée
- d'une absorption de photon : n est le niveau d'arrivée et n' celui de départ

Séries d'émissions principales

Série de	Excitation vers n=	Domaine
Balmer	2	Visible
Lyman	1	Ultraviolet
Paschen, Brackett, Pfund	≥3	Infrarouge

Lien avec l'énergie

La transition d'un niveau d'énergie plus élevé vers un état fondamental (telle que de la couche 3 à la couche 1) produit un photon d'énergie plus élevée (avec une longueur d'onde plus petite car $\lambda = \frac{hc}{E}$) que la transition d'un état de départ inférieur (de 2 à 1). i

i Info
À l'inverse la transition de l' état fondamental vers un niveau d'énergie élevé (telle que de la couche 1 à la couche 3) demande un photon d'énergie plus élevée que la transition vers un état d'arrivée inférieur (de 1 à 2).

Ionisation

Théorème 1.5 : Définition

La valeur minimale de l'énergie qu'il faut fournir à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental pour lui arracher son électron. $E_i = -E_1$.

2.1.3 Méthodes

Déterminer un niveau de transition

On part de l'égalité démontrée plus haut : $\frac{1}{\lambda} = R_H(-\frac{1}{n'^2} + \frac{1}{n^2})$, puis

si on cherche n' :

$$\begin{aligned}
\frac{1}{\lambda R_H} &= -\frac{1}{n'^2} + \frac{1}{n^2} \\
\frac{1}{\lambda R_H} - \frac{1}{n^2} &= -\frac{1}{n'^2} \\
\frac{-1}{\lambda R_H} + \frac{1}{n^2} &= \frac{1}{n'^2} \\
\frac{-n^2}{\lambda R_H n^2} + \frac{\lambda R_H}{n^2 \lambda R_H} &= \frac{1}{n'^2} \\
\frac{\lambda R_H - n^2}{\lambda R_H n^2} &= \frac{1}{n'^2} \\
\sqrt{\frac{\lambda R_H n^2}{\lambda R_H - n^2}} &= n'
\end{aligned}$$

si on cherche n :

$$\begin{aligned}
\frac{1}{\lambda R_H} &= -\frac{1}{n'^2} + \frac{1}{n^2} \\
\frac{1}{\lambda R_H} + \frac{1}{n'^2} &= \frac{1}{n^2} \\
\frac{\lambda R_H + n'^2}{\lambda R_H n'^2} &= \frac{1}{n^2} \\
\sqrt{\frac{\lambda R_H n'^2}{\lambda R_H + n'^2}} &= n
\end{aligned}$$

Déterminer un niveau d'énergie à partir d'une énergie reçue

On peut transformer l'énergie en longueur d'onde avec $E = h\frac{c}{\lambda}$, puis utiliser les méthodes précédentes.

On peut utiliser la formule de base :

$$E_n = -\frac{hcR_H}{n^2}$$
$$n = \sqrt{\frac{-hcR_H}{E_n}}$$

Déterminer les transition possibles une fois que l'atome est soumis à une certaine énergie

On détermine le niveau d'énergie sur lequel il se trouve avec la méthode précédente.

Ce sont toutes les transitions amenant à un niveau inférieur. Il y en a $\sum_{k=1}^{n}(n-1)$

Déterminer l'énergie d'ionisation d'un hydrogénoide

Elle dépend du niveau dans lequel se trouve l'électron. Si ce n'est pas précisé, on le suppose dans l'état fondamental et $n = 1$.

$E_\infty = -E_n = \frac{hcR_H}{n^2}Z^2$ avec Z le nombre de protons et n l'énergie du niveau dans lequel se trouve l'électron.

Déterminer une transition électronique à partir d'une longueur d'onde chez un hydrogénoide

On suppose qu'il est dans l'état fondamental à l'origine.

On a l'égalité :

$$E_n = -\frac{hcR_H}{n^2}Z^2 = E_1 + E_{ph} = -\frac{hcR_H}{1}Z^2 + E_{ph}$$

On en tire la valeur de n :

$$n = \frac{-hcR_H Z^2}{-hcR_H + E_{ph}}$$

avec E_{ph} l'énergie d'un photon que l'on retrouve avec $E = h\frac{c}{\lambda}$. ×

× **Difficulté**
Cette expression met en jeu l'énergie d'un photon que l'on obtient en Joules avec la relation $E = h\frac{c}{\lambda}$. Il faut donc le convertir en eV pour effectuer le calcul.