

O5 SPECTROSCOPIE

I) INTRODUCTION

La spectroscopie est l'étude, par le biais des longueurs d'ondes, des rayonnements émis, transmis ou réfléchis par une substance. On utilise la spectroscopie aussi bien en physique qu'en astronomie ou en chimie.

Cette expérience a pour but de travailler avec un spectroscope que vous allez étalonner pour ensuite mesurer les raies du spectre de l'atome d'hydrogène, pour en déduire plusieurs grandeurs physiques fondamentales.

II) THEORIE

1. Dualité onde-corpuscule

Certaines expériences (effet Compton, effet photoélectrique) montrent que les ondes électromagnétiques (EM) présentent un caractère corpusculaire lors de leurs interactions avec la matière. Dans ces cas on considère le rayonnement EM comme étant constitué de quanta d'énergie (ou grains d'énergie) appelés photons. Le photon peut être interprété comme étant une particule de masse au repos nulle se déplaçant à la vitesse de la lumière. L'énergie E et la quantité de mouvement p des photons sont reliés à la longueur d'onde λ du rayonnement par les relations de de Broglie.

$$(1) \quad E = h \nu \quad h = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \text{ est la constante de Planck}$$

$$(2) \quad p = \frac{h}{\lambda} \quad \nu \text{ est la fréquence du rayonnement et } \lambda \text{ est la longueur d'onde}$$

Inversement, à une particule possédant une énergie E et une impulsion p , on associe une onde de fréquence ν et de longueur d'onde λ telle que :

$$\nu = \frac{E}{h} \quad \text{et} \quad \lambda = \frac{h}{p}$$

2. L'atome de Bohr

Dans ce modèle, les électrons négatifs de masse m tournent autour du noyau positif qui est beaucoup plus lourd.

L'électron décrivant une orbite circulaire a un moment cinétique:

$$\vec{L} = \vec{R} \times \vec{p}$$

Bohr émit l'hypothèse que ce moment ne peut prendre que certaines valeurs, multiples entiers de la quantité $\bar{h} = h/(2\pi)$, limitant ainsi les orbites possibles.

$$(3) \quad L = m v R = n \bar{h}$$

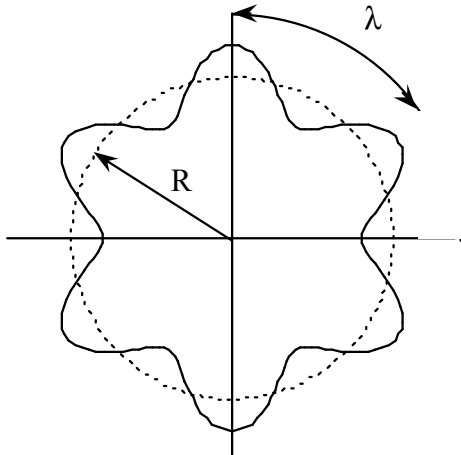


Figure 3

Les relations de de Broglie permettent de comprendre intuitivement pourquoi de telles orbites sont stables: la longueur d'onde de l'électron sur son orbite est $\lambda_e = h/p$.

Si bien que par (3) $n \lambda_e = 2\pi R$. La longueur de l'orbite ($2\pi R$) est un nombre entier de la longueur d'onde associée à l'électron: les orbites possibles sont donc celles pour lesquelles l'onde est stationnaire. Dans le cas contraire, il y a interférence destructive de l'onde avec elle-même.

L'électron sur son orbite subit deux forces égales et opposées :

- la force de Coulomb F_{cb} due à l'attraction des charges

$$(4) \quad F_{cb} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R^2}$$

- la force centrifuge F_c due à la rotation de l'électron

$$(5) \quad F_c = \frac{mv^2}{R}$$

Les différentes contributions à l'énergie de l'électron sont:

- l'énergie cinétique E_c :

$$(6) \quad E_c = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R}$$

- l'énergie potentielle E_p :

$$(7) \quad E_p = \int_{\infty}^R F_{cb} dr = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R}$$

Ainsi l'énergie totale E est:

$$(8) \quad E = E_p + E_c = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R}$$

D'après la relation (3), R ne peut prendre que les valeurs discrètes R_n :

$$(9) \quad R_n = n \frac{\bar{h}}{mv}$$

l'égalité entre les forces de Coulomb et centrifuge, conduit à :

$$(10) \quad R_n = n^2 \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2}$$

L'énergie de l'électron est alors aussi quantifiée :

$$(11) \quad E_n = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}$$

Le signe moins de l'énergie traduit le fait que l'électron est dans un état lié. Lorsque l'électron passe d'une orbite d'énergie E à une orbite d'énergie E_0 , il absorbe ou émet un photon d'énergie $h\nu$ tel que

$$(12) \quad h\nu = E - E_0 \quad \text{absorbé si } E < E_0 \text{ et émis si } E > E_0.$$

On peut écrire:

$$(13) \quad \nu = cR_H \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{où } n_0 \text{ et } n \text{ sont des entiers}$$

$$R_H = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^3 c} = 10^7 731 \text{ m}^{-1} \text{ constante de Rydberg}$$

Pour $n=1$, le rayon de l'orbite est appelé "rayon de Bohr" et peut s'exprimer simplement en fonction de R_H avec la relation suivante:

$$(14) \quad a_0 = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 hcR_H}$$

En résumé, le spectre du rayonnement émis par des atomes, lorsque les électrons passent d'une orbite à une autre orbite d'énergie inférieure, est discret; chaque fréquence correspond à un couple d'orbites différentes.

3. Spectre de l'atome d'hydrogène

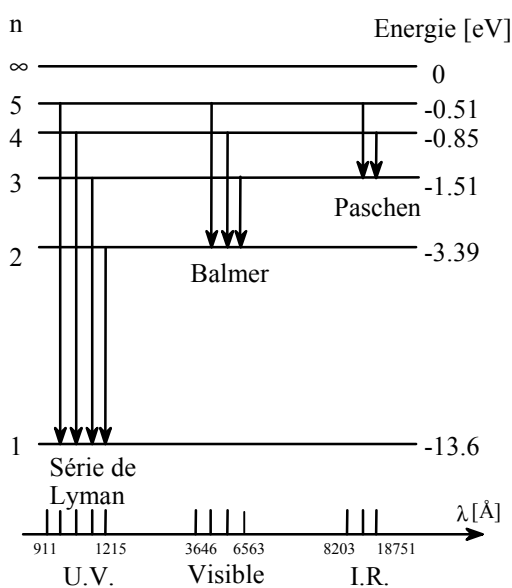


Figure 2

Dans la figure 2, on a les séries de transitions possibles pour l'électron de l'atome d'hydrogène, ainsi que les domaines de longueurs d'ondes correspondant aux différentes transitions.

Remarque :

Certaines raies du spectre de l'hélium coïncident avec les raies de Balmer. Ceci est dû au spectre de l'ion He^1 qui est très similaire à l'atome d'hydrogène. Le calcul pour un noyau de charge $+Ze$ avec un seul électron donne

$$\nu = Z^2 cR_H \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Pour He^1 : $Z = 2$ avec $n_0 = 4$ et $n = 5, 6, 7 \dots$ on trouve dans ce cas une série analogue à celle de Balmer, mais avec deux fois plus de raies, dite série de Pickering (observée dans beaucoup de spectres d'étoiles dont le soleil).

III) EXPERIENCES

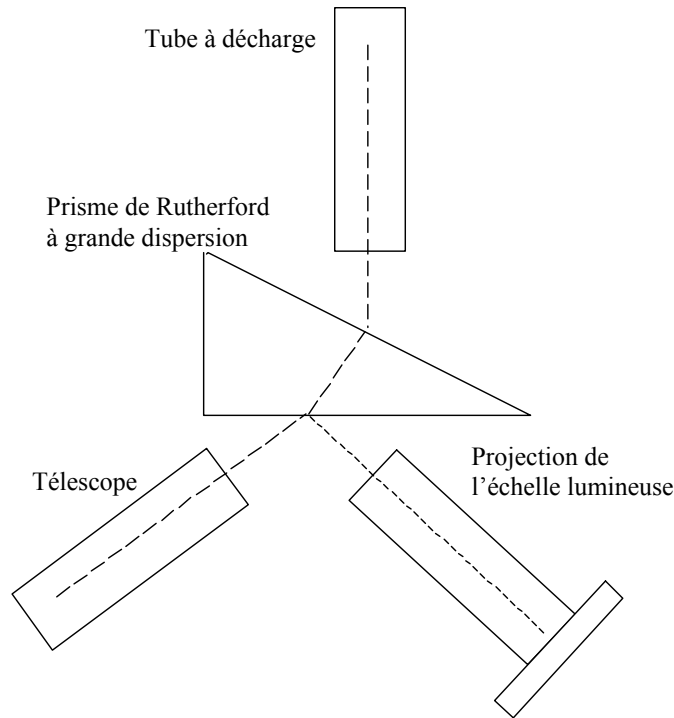


Figure 3

Les atomes sont excités par décharge électrique sous basse pression : les tubes à décharges sont alimentés par une bobine de Rhumkorff (générateur basse fréquence donnant des impulsions de plusieurs milliers de volts).

IV. MANIPULATIONS

- Etalonner le spectroscope à l'aide de spectres d'étalonnage : He, Hg. Tracer sur un graphique la valeur lue sur l'échelle du spectroscope en fonction de la longueur d'onde des différentes raies.

Tester votre étalonnage avec le néon.

- Déterminer la longueur d'onde des raies de la série de Balmer ($n_0=2$; $n=3,4,5,\dots$) de l'atome d'hydrogène.
- Déterminer la constante de Rydberg.
- Calculer à l'aide de la constante de Rydberg trouvée expérimentalement, le rayon de Bohr a_0 (rayon de l'orbite de l'électron dans l'état d'énergie de plus bas).
- Calculer l'énergie d'ionisation E_i , c'est-à-dire l'énergie minimum qu'il faut fournir à l'électron pour qu'il soit arraché de l'atome.

Spectres d'étalonnage

	COULEUR	INTENSITE	λ [Å]
<u>HELIUM</u>	rouge	faible	7065
	rouge	forte	6678
	jaune	très forte	5876
	vert-clair	faible	5058
	vert-clair	forte	5016
	vert	moyenne	4922
	bleu	moyenne	4713
	violet	forte	4471
	violet	très très faible	4437
	violet	moyenne	4388
	violet	faible	4121
	violet	faible	4026

Remarques : Deux raies assez faibles ne sont pas indiquées ci-dessus :

Elles proviennent de la série de Balmer (Hydrogène).

	COULEUR	INTENSITE	λ [Å]
<u>MERCURE</u>	rouge	faible	6073
	jaune	forte	5790
	jaune	forte	5770
	jaune-vert	forte	5461
	bleu-vert	faible	4916
	bleu-violet	forte	4358
	violet	forte	4078
	violet	forte	4047
<u>NEON</u>	rouge	forte	6402
	rouge	forte	6163
	rouge	forte	6143
	orange	forte	6074
	orange	forte	6030
	orange	forte	5975
	orange	forte	5965
	jaune	forte	5944
	jaune	forte	5872
	jaune	très forte	5852
	vert	moyenne	5401
	vert	moyenne	5341
bleu	moyenne	4712	