

Expérience 9

SPECTRE DE RAIES ET LA CONSTANTE DE RYDBERG

I. Introduction et objectifs

Lors d'une analyse spectrale, deux types de spectres peuvent être observés: un spectre continu et un spectre de raies (spectre discret). Nous savons que les solides (de même que les liquides et les gaz denses) chauffés émettent de la lumière ayant un spectre continu de longueurs d'onde. On suppose que ce rayonnement est dû aux oscillations des atomes et des molécules, qui dépendent surtout de l'interaction entre chaque atome ou molécule et ses voisins.

Les gaz raréfiés aussi peuvent être excités de façon à émettre de la lumière. On atteint ce résultat par un chauffage intense ou, plus couramment, par l'application d'une haute tension dans un *tube à décharge* contenant le gaz à basse pression. Comme les gaz excités n'émettent de la lumière que de certaines longueurs d'onde, l'analyse de cette lumière à travers la fente d'un spectroscopie révèle un *spectre de raies* plutôt qu'un spectre continu.

Le *spectre d'émission* est caractéristique du matériau et peut servir *d'empreintes digitales* pour identifier le gaz. Les spectres de raies servent donc de clé pour comprendre la structure de l'atome: toute théorie de la structure atomique doit permettre d'expliquer pourquoi les atomes émettent seulement de la lumière de longueurs d'onde discrètes et doit pouvoir prédire ces fréquences.

L'hydrogène est l'atome le plus simple et possède également le spectre le plus élémentaire. Les lignes spectrales de l'hydrogène ont été expliquées par le modèle atomique de Bohr. Cependant, quelque temps auparavant, les raies du spectre de l'hydrogène pouvaient être déterminées par une formule empirique dans laquelle on retrouvait la constante de Rydberg. Dans cette expérience, des raies spectrales seront observées et la relation entre la constante empirique de Rydberg et les paramètres physiques théoriques découlant du modèle de Bohr sera analysée.

Après cette expérience, vous devrez être capable :

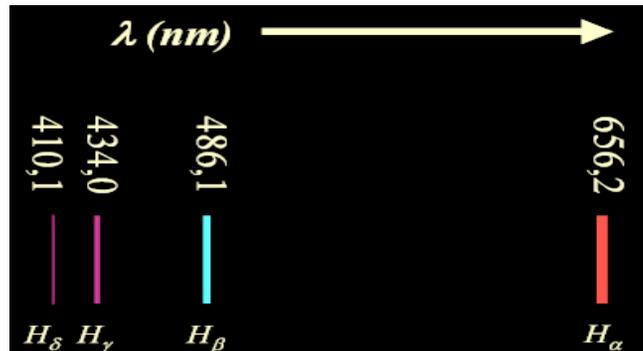
1. de distinguer entre spectre continu et spectre de raies;
2. d'expliquer pourquoi un tube à décharge émet des lignes spectrales;
3. de dire ce qu'on entend par la série de Balmer et la constante de Rydberg.

II. Équipement

- Tube à gaz à hydrogène;
- réseau de 600 lignes/mm;
- spectromètre.

III. Théorie

Les électrons sous agitation thermique dans une source de lumière incandescente émettent une radiation électromagnétique (lumière) composée de différentes longueurs d'onde, produisant ainsi un spectre continu. En analysant la lumière émise d'un gaz excité, d'un liquide vaporisé ou d'un solide, des lignes spectrales, comme celles de la figure 1, sont observées.



1 Spectre visible de l'hydrogène.

La physique moderne explique ces spectres en termes de photons de lumière de longueurs d'onde discrètes émis lors de transitions entre deux niveaux d'énergie. Chaque substance possède un ensemble de raies spectrales de longueurs d'onde bien déterminées.

La couleur de la lumière émise par un gaz inséré dans un tube à décharge est souvent une indication de la raie spectrale la plus intense dans la région visible. Par exemple, la lumière émanant d'un tube à gaz à hydrogène est rosée résultat de la raie spectrale très intense de longueur d'onde $\lambda = 656,1$ nm.

L'espacement entre les raies dans le spectre de l'hydrogène diminue de façon régulière. En effet, en 1885, J.J. Balmer (1825- 1898) montra que les quatre raies visibles dans le spectre de l'hydrogène (dont les longueurs d'onde sont, expérimentalement, de 656 nm, 486 nm, 434 nm et 410 nm) obéissaient à la formule empirique suivante :

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ avec } n = 3, 4, 5, \dots$$

où R est la constante de Rydberg, avec une valeur de $1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Le spectre de l'hydrogène possède une caractéristique théorique intéressante, n'ayant qu'un seul proton et qu'un seul électron, il est l'atome le plus simple. Neils Bohr (1885-1962) a développé une théorie atomique pour l'hydrogène invoquant que les raies spectrales résultaient d'une transition de l'électron d'un niveau d'énergie supérieur vers un niveau d'énergie inférieur.

La longueur d'onde des raies spectrales pouvait être donnée par la relation théorique :

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

ou

$$\Delta E = 13,6 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ eV}$$

est la différence d'énergie entre le niveau initial et le niveau final, n_i et n_f , $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} = 4,14 \times 10^{-15} \text{ eV}\cdot\text{s}$ (la constante de Planck), et $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$ (la vitesse de la lumière dans le vide). Les valeurs $n = 1, 2, 3, 4$ sont appelées **nombre quantiques principaux**.

Pour des lignes spectrales dans la région visible, l'état final est $n_f = 2$, et

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{hc}{13,6 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)} \quad \text{avec } n = 3, 4, 5, 6\dots$$

ou encore

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{13,6}{hc} \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{avec } n = 3, 4, 5, 6\dots$$

En comparant cette équation théorique avec l'équation empirique, il est évident que :

$$R = \frac{13,6 \text{ eV}}{hc}$$

IV. Procédure expérimentale

1. Faites la mise au point de l'appareil **si ce n'est déjà fait**.

- En regardant à la sortie du collimateur, on doit avoir une image nette de la fente étroite (trait étroit de couleur rosée). Une vis d'ajustement permet de placer la fente au foyer du collimateur, de manière à obtenir de la lumière parallèle à la sortie. Une autre vis d'ajustement permet de varier l'ouverture de la fente.
- En alignant la lunette avec le collimateur, on doit voir à la fois distinctement: l'image de la fente; et le réticule dont le rôle est de viser le centre de la fente. Des ajustements sont possibles par le déplacement de l'oculaire de la lunette.
- Lorsque la mise au point est adéquate, placez le réseau au centre du plateau du spectromètre, perpendiculairement au faisceau de lumière qui émerge du collimateur. Notez alors la position angulaire de l'ordre d'observation $m = 0$ sur le vernier. Observez ensuite les raies d'émission de l'hydrogène en tournant la lunette de part et d'autre du centre et notez les positions de toutes les raies observables. La ligne rouge fait référence à H_α en notation spectroscopique et les autres raies selon la séquence H_β , avec dans l'ordre, les indices de l'alphabet grec.

2. À l'aide de la connaissance du pas du réseau, de l'ordre m et de l'angle θ d'observation d'une raie d'émission donnée, déterminez la longueur d'onde λ en vous servant de l'équation:

$$d \sin \theta = m \lambda$$

où,

d = est le pas du réseau,,

θ = l'angle d'observation par rapport au centre,

$m = 0, 1, 2, 3, \dots$ (ordre d'observation d'une raie);

λ = la longueur d'onde de la lumière recherchée.

3. A partir des longueurs calculées pour le spectre de l'hydrogène, tracez un graphique de $1/\lambda$ en fonction de $1/n^2$. En débutant l'abscisse à zéro, tracez la meilleure droite, et déterminez la pente de cette droite. Notez que :

$$\frac{1}{\lambda} = R \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) = \frac{R}{4} - \frac{R}{n^2}$$

possède la forme d'une droite $y = mx + b$, avec une pente négative en grandeur égale à la constante de Rydberg. Comparez la valeur de cette pente avec la valeur acceptée de la constante de Rydberg en calculant le % d'écart. Comparez l'ordonnée à l'origine avec $R/4$.

Appendice Longueurs d'onde des raies de l'hydrogène

Couleur	λ (nm)
Rouge H _α	656,3
Turquoise H _β	486,1
Violet H _γ	434,1
Violet H _δ	410,2

Nom _____ Groupe _____ Date _____

Partenaire(s) _____

Expérience 9

**SPECTRE DE RAIES ET LA
CONSTANTE DE RYDBERG**

Présentez ici, un exemple de calcul de λ et de son incertitude

RAPPORT DE LABORATOIRE

Mesures angulaires

Angle pour l'ordre zéro (centre)	°	'
	°	'

Résultats des longueurs d'onde

Raie	Ordre 1		Ordre 2		Ordre 3	
	Gauche	Droite	Gauche	Droite	Gauche	Droite
	° ' ±	° ' ±	° ' ±	° ' ±	° ' ±	° ' ±
Violet H _δ						
Violet H _γ						
Turquoise H _β						
Rouge H _α						

Raie	Ordre 1		Ordre 2		Ordre 3	
	θ	λ	θ	λ	θ	λ
	° ' ±	nm ±	° ' ±	nm ±	° ' ±	nm ±
Violet H _δ						
Violet H _γ						
Turquoise H _β						
Rouge H _α						

Valeur moyenne de chaque longueur d'onde

Raie	λ
	nm
Violet H $_{\delta}$	\pm
Violet H $_{\gamma}$	\pm
Turquoise H $_{\beta}$	\pm
Rouge H $_{\alpha}$	\pm

Valeur de la constante de *Rydberg* calculée

<i>R</i> (expérimental)	\pm
Valeur théorique	
% d'écart	
<i>R</i>/4 (du graphique)	\pm
Valeur théorique	
% d'écart	

Calcul de la pente du graphique et de son incertitude

Questions

1. Calculez la valeur de la constante de Rydberg selon la théorie du modèle atomique de Bohr, et comparez cette valeur à celle que vous avez obtenue expérimentalement.

2. Pourquoi seulement quatre lignes spectrales peuvent être observées dans la série de Balmer ? (Les transitions pour $n_i > 6$ existent également). Justifiez votre réponse mathématiquement.

3. Lorsque n devient très grand, les longueurs d'onde de la série de Balmer (et les autres) approchent une longueur d'onde minimale ou limite. Quelle est la longueur d'onde limite pour la série de Balmer ?