



## EXERCICES

- Enregistrer le spectre de raies de l'hydrogène.
- Déterminer les fréquences des spectres  $H_\alpha$ ,  $H_\beta$ ,  $H_\gamma$  et  $H_\delta$  à partir de la série de Balmer de l'hydrogène.
- Calculer les constantes de Rydberg.
- Enregistrer et évaluer les spectres de raies de gaz nobles et de vapeurs de métaux.

## OBJECTIF

Enregistrement et évaluation de la série de Balmer de l'hydrogène et d'autres spectres de raies dans le domaine visible

## RESUME

Les spectres de raies provenant des atomes émettant de la lumière sont caractéristiques pour l'élément chimique. Mais leur complexité augmente avec le nombre atomique des éléments. En revanche, la partie visible du spectre de l'hydrogène atomique s'explique aisément à l'aide du modèle de Bohr.

## DISPOSITIFS NECESSAIRES

Nombre	Appareil	Référence
1	Spectromètre LD, numérique	1018103
1	Alimentation pour tubes spectraux (230 V, 50/60 Hz)	1000684 ou
	Alimentation pour tubes spectraux (115 V, 50/60 Hz)	1000683
1	Tube spectral hydrogène	1003409
1	Socle de serrage, 1000 g	1002834
<b>En plus recommandé :</b>		
1	Tube spectral hélium	1003408
1	Tube spectral néon	1003413
1	Tube spectral argon	1003403
1	Tube spectral krypton	1003411
1	Tube spectral mercure	1003412
1	Tube spectral brome	1003404
1	Tube spectral iode	1003410



## GENERALITES

Les atomes émettant de la lumière dans un gaz lumineux produisent des spectres constitués de nombreuses raies qui sont séparées entre elles, même si elles peuvent apparaître en grand nombre à certains endroits. Les raies sont caractéristiques de l'élément chimique, car chacune d'elles correspond à une transition entre deux niveaux d'énergie distincts dans l'enveloppe électronique de l'atome.

Dans le domaine visible, le spectre d'émission de l'hydrogène atomique présente quatre raies  $H_\alpha$ ,  $H_\beta$ ,  $H_\gamma$  et  $H_\delta$  qui se suivent dans une série complète dans l'ultraviolet. En 1885, J.J. Balmer a établi une formule empirique pour les fréquences de cette série :

$$(1) \quad \nu = R \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$n = 3, 4, 5, 6 \dots$$

$R = 3290 \text{ THz}$ : Constante de Rydberg

Plus tard, la série de fréquences a pu être expliquée aisément à l'aide du modèle atomique de Bohr sur la base de l'énergie cédée par l'électron lors de sa transition de couches supérieures à la deuxième couche de l'atome d'hydrogène.

Le spectre de raies de l'atome d'hélium, qui ne contient pourtant qu'un électron de plus, est déjà bien plus complexe que celui de l'atome d'hydrogène, car les spins des deux électrons peuvent s'orienter dans un axe parallèle ou antiparallèle et occuper ainsi un nombre quelconque de niveaux d'énergie différents dans l'atome d'hélium.

La complexité continue à augmenter pour tous les autres éléments chimiques. Mais dans tous les cas, le spectre de raies est caractéristique pour l'élément.

## EVALUATION

Dans la représentation  $\nu = f(1/n^2)$ , les fréquences de la série de Balmer se situent sur une droite lorsqu'on assigne à la raie  $H_\alpha$  le nombre  $n = 3$ , à la raie  $H_\beta$  la valeur  $n = 4$ , etc. (voir la figure 1).

La pente de la droite correspond à la constante de Rydberg  $R$ . Le point d'intersection avec l'axe x se situe à 0,25, car les transitions de la série de Balmer sont orientées vers le niveau d'énergie  $n = 2$ .

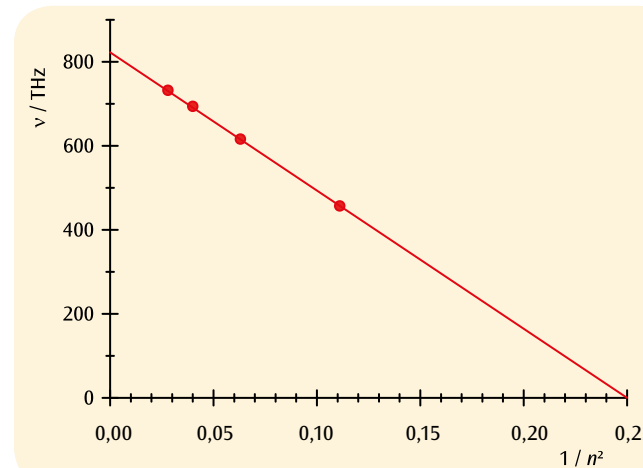


Fig. 1 Fréquences de transition de la série de Balmer en fonction de  $1/n^2$

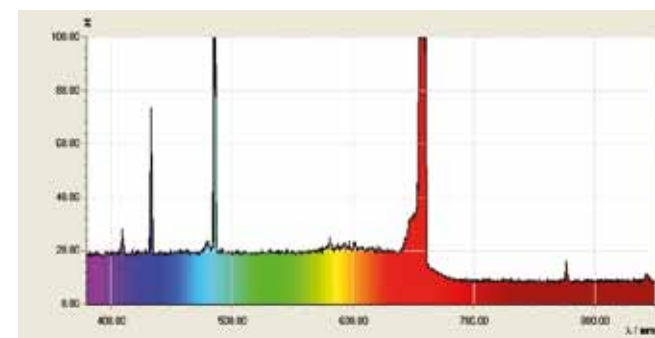


Fig. 2 Spectre de raies de l'hydrogène atomique

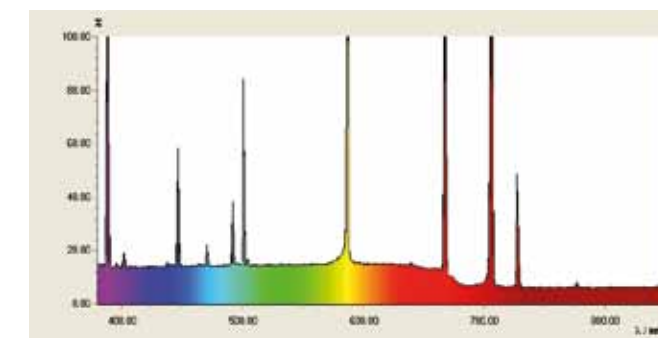


Fig. 3 Spectre de raies de l'hélium

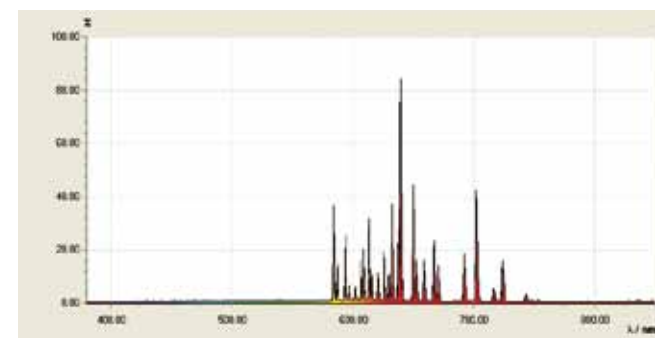


Fig. 4 Spectre de raies du néon

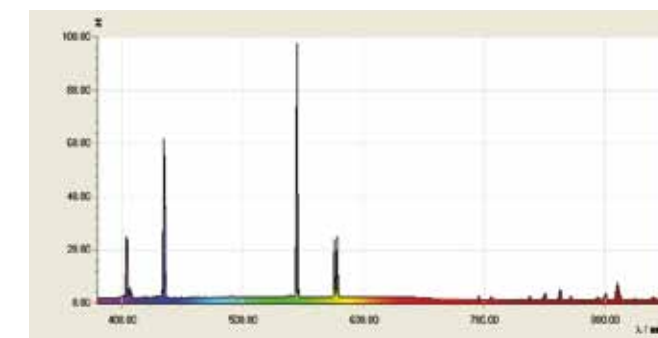


Fig. 5 Spectre de raies du mercure