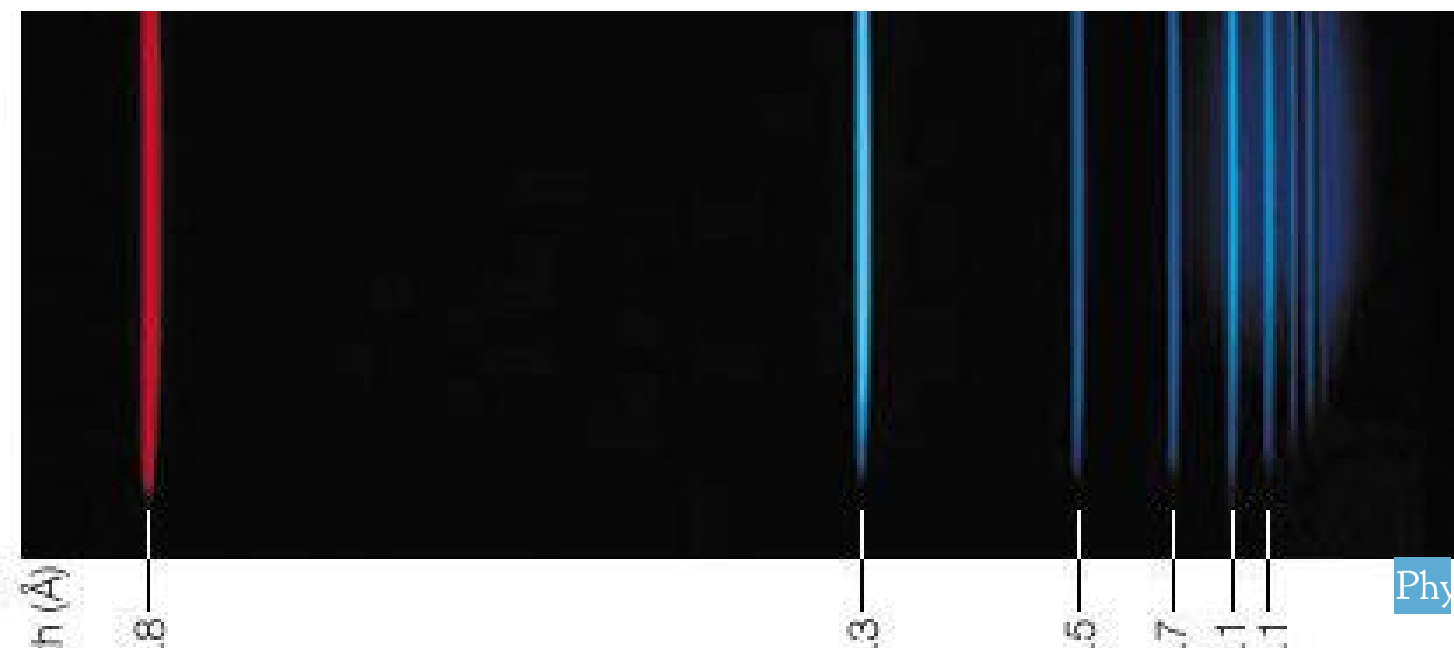


# Série Balmer / Détermination de la constante de Rydberg



Physique

Physique moderne

Physique atomique et moléculaire



Niveau de difficulté

difficile



Taille du groupe

2



Temps de préparation

45+ procès-verbal



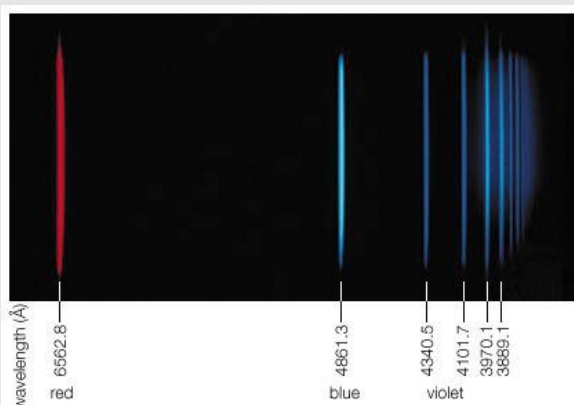
Délai d'exécution

45+ procès-verbal



# Informations générales

## Application



Série Balmer de lignes d'hydrogène

Les séries spectrales, ou plus particulièrement les séries de Balmer, sont importantes en spectroscopie astronomique pour détecter la présence d'hydrogène dans l'univers. Les raies spectrales apparaissent lorsque les atomes et les molécules émettent et absorbent des radiations à des longueurs d'onde distinctes, en fonction de la nature de l'objet.

Les lignes spectrales d'un spectre donnent aux astronomes des informations sur les propriétés physiques de l'objet, telles que la composition chimique, la densité, la masse, la température, etc.

## Autres informations (1/2)

PHYWE  
excellence in science

## Connaissances

## préalables



Si un atome absorbe suffisamment d'énergie, ses électrons occuperont les orbites extérieures, qui correspondent aux niveaux d'énergie supérieurs, ou seront retirés de l'atome. On dit alors que l'atome est ionisé. Ainsi, les raies d'absorption d'un spectre donnent des informations sur l'atome.

Principe  
scientifique

Les raies spectrales de l'hydrogène et du mercure sont examinées au moyen d'un réseau de diffraction. Les raies spectrales connues du mercure sont utilisées pour déterminer la constante du réseau. Les longueurs d'onde des raies visibles de la série Balmer de l'hydrogène sont mesurées.

## Autres informations (2/2)

PHYWE  
excellence in science

## Objectif

d



Connaître la série de Balmer de l'hydrogène dont les longueurs d'onde sont données par la constante de Rydberg.

## Tâches



1. Déterminer la constante du réseau de diffraction à l'aide du spectre de mercure.
2. Déterminer les raies visibles de la série de Balmer dans le spectre de l'hydrogène, de la constante de Rydberg et des niveaux d'énergie.

## Consignes de sécurité

Pour cette expérience, les instructions générales pour une expérimentation sûre dans les cours de sciences s'appliquent.

Les tubes à hydrogène et à mercure sont alimentés par une haute tension et les tubes deviennent chauds. Ne touchez pas les tubes, en particulier près des extrémités où se font les contacts électriques.

## Théorie (1/6)

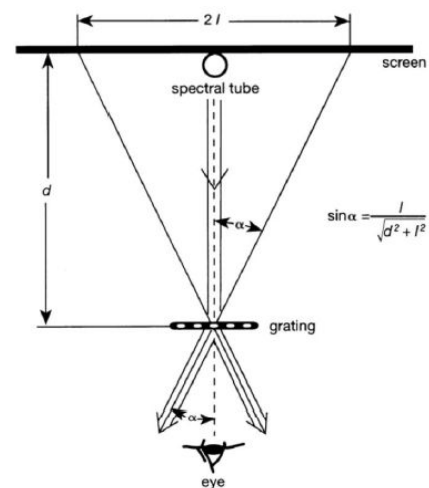
### Réseau de diffraction

Si la lumière de longueur d'onde  $\lambda$  sur un réseau avec une valeur constante de  $g$  est diffracté. Les pics d'intensité apparaissent lorsque l'angle de diffraction  $\alpha$  remplit la condition suivante :

$$n \cdot \lambda = g \cdot \sin \alpha; n = 0, 1, 2, \dots$$

La lumière est captée par l'œil sur la rétine, et la source lumineuse est donc perçue dans la couleur de la ligne spectrale observée sur l'échelle dans le prolongement des faisceaux lumineux. Pour la diffraction d'ordre  $n$ , la relation suivante est déduite de la structure géométrique :

$$n \cdot \lambda = g \cdot \left( \frac{l}{\sqrt{d^2 + l^2}} \right)$$



Diffraction sur le réseau

## Théorie (2/6)

## Spectre de l'hydrogène

En raison de l'ionisation par collision,  $H_2$  est converti en hydrogène atomique dans le tube spectral. Les électrons des atomes H sont excités à des niveaux d'énergie plus élevés par des collisions avec des électrons.

Lorsqu'ils reviennent à des niveaux d'énergie inférieurs, les atomes émettent une lumière de fréquence  $f$  donnée par la différence d'énergie des états concernés :

$$E = h \cdot f$$

où  $h = 6.626 \cdot 10^{-34} Js$  est la constante de Planck.

## Théorie (3/6)

En appliquant le modèle atomique de Bohr, l'énergie  $E_n$  d'une orbite électronique autorisée est donnée par :

$$E_n = \frac{1}{8} \frac{e^4 m_e}{\epsilon_0^2 h^2 n^2}, n = 1, 2, 3, \dots$$

où  $\epsilon_0 = 8.8542 \cdot 10^{-12} As/Vm$  est la constante du champ électrique,  $e = 1.6021 \cdot 10^{-19} C$  est la charge électronique et  $m_e = 9.1091 \cdot 10^{-31} kg$  est la masse de l'électron au repos.

La lumière émise peut donc avoir les fréquences suivantes :

$$f_{nm} = \frac{1}{8} \frac{e^4 m_e}{\epsilon_0^2 h^3} \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right), n, m = 1, 2, 3, \dots$$

## Théorie (4/6)

Si le nombre d'ondes  $N = \frac{1}{\lambda} - 1$  est utilisée au lieu de la fréquence  $f$  en substituant  $c = \lambda \cdot f$  on obtient :

$$N = R_{th} \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

où  $R_{th} = \frac{1}{8} \frac{e^4 m_e}{\epsilon_0^2 h^3 c} = 1.097 \cdot 10^7 m^{-1}$ . Ici  $R_{th}$  est la constante de Rydberg, qui découle du modèle atomique de Bohr.

Pour  $m \rightarrow \infty$  on obtient les limites de la série ; l'énergie associée est donc l'énergie d'ionisation (ou l'énergie de liaison) pour un électron sur la n-ième orbite permise. L'énergie de liaison peut être calculée à l'aide de l'équation :

$$E_n = -R_{th} \cdot h \cdot c \cdot \frac{1}{n^2}$$

$$E_n = \frac{1}{8} \frac{e^4 m_e}{\epsilon_0^2 h^3 c} \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2}$$

## Théorie (5/6)

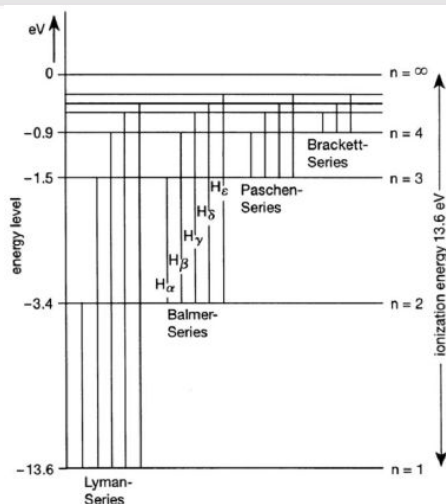


Diagramme des niveaux d'énergie de l'atome H

n	Série	Gamme spectrale
n = 1	Série Lyman	Ultraviolet
n = 2	Série Balmer	Ultraviolet jusqu'à l'infrarouge
n = 3	Série Paschen	Infrarouge
n = 4	Série de supports	Infrarouge
n = 5	Série Pfund	Infrarouge

## Théorie (6/6)

### Remarque :

- Si la pièce est suffisamment assombrie, à côté du spectre de l'hydrogène atomique, le spectre de l'hydrogène moléculaire est visible.  $H_2$  On peut observer un spectre à bandes multiples. Les nombreuses raies, très proches les unes des autres, sont dues aux oscillations de la molécule.
- Les  $H_\sigma$  est située à la limite du spectre visible et est trop faible pour être observée par des méthodes simples.
- Le traitement d'atomes plus complexes fait appel à la mécanique quantique. Dans ce cas, les énergies des états sont déterminées par les valeurs propres du hamiltonien de l'atome. Pour les atomes similaires à l'hydrogène, les calculs donnent les mêmes résultats que le modèle atomique de Bohr.

## Equipement

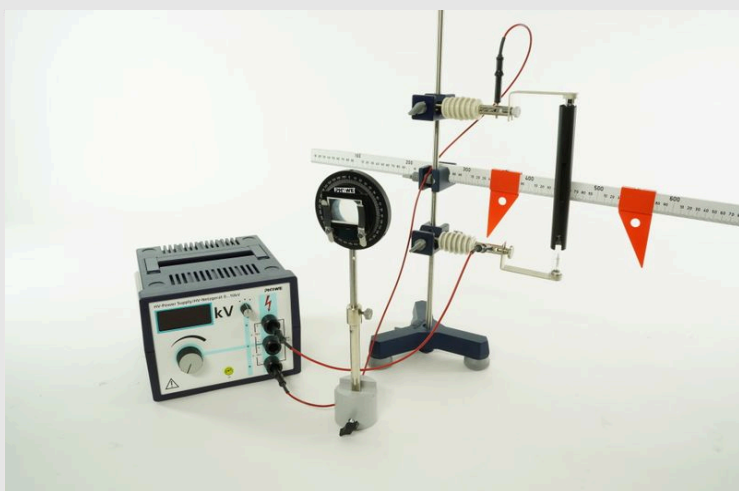
Position	Matériau	Numéro d'article	Quantité
1	PHYWE Alimentation haute tension avec affichage numérique, 10 kV DC : 0... ± 10 kV, 2 mA	13673-93	1
2	Tube à spectre, hydrogène	06665-01	1
3	Tube à spectre, Hg	06664-01	1
4	Supports pour tubes spectraux, 1 paire	06674-01	1
5	Tube de couverture pour tubes spectraux	06675-00	1
6	Support universel, rotatif	08040-02	1
7	Réseau de diffraction, 600 lignes/mm	08546-00	1
8	Expert en embase de canon	02004-00	1
9	Tige de support, acier inoxydable, 500 mm	02032-00	1
10	Expert en serrage à angle droit	02054-00	3
11	Tube de support	02060-00	1
12	Echelle de mesure, l = 1000 mm	03001-00	1
13	Curseurs, 1 paire	02201-00	1
14	Ruban de mesure, l = 2 m	09936-00	1
15	Cordon de raccordement, 30 kV, 1000 mm	07367-00	2
16	Support isolant	06020-00	2
17	Base de trépied PHYWE	02002-55	1





## Mise en place et procédure

### Mise en place



Le dispositif expérimental

Des tubes spectraux à l'hydrogène ou au mercure connectés au bloc d'alimentation haute tension, sont utilisés comme source de rayonnement. L'alimentation électrique est réglée à environ 5 kV. La balance est fixée directement derrière le tube spectral afin de minimiser les erreurs de parallaxe.

Le réseau de diffraction doit être placé à environ 50 cm et à la même hauteur que le tube spectral. Le réseau doit être aligné de manière à être parallèle à l'échelle. Le tube capillaire lumineux est observé à travers le réseau.

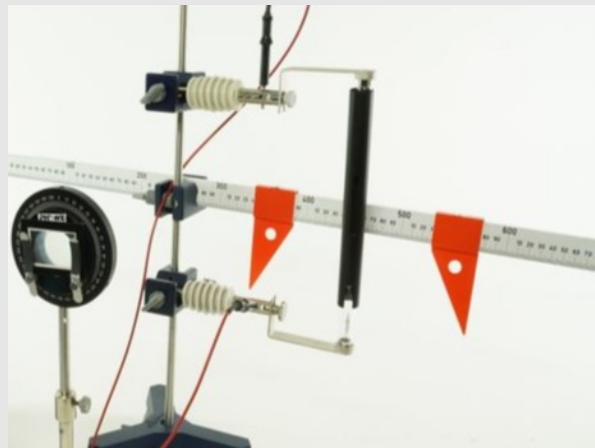
## Procédure

**PHYWE**  
excellence in science

La distance  $2l$  entre les lignes spectrales de la même couleur dans les spectres de premier ordre de droite et de gauche sont lues à travers le réseau. La distance entre le réseau et l'œil doit être si courte que les deux lignes sont visibles en même temps sans bouger la tête.

La distance  $d$  entre l'échelle et le réseau est également mesurée. Trois raies sont clairement visibles dans le spectre de Hg.

La constante du réseau est déterminée à l'aide des longueurs d'onde. La constante de Rydberg, et donc les niveaux d'énergie de l'hydrogène, sont déterminés à partir des longueurs d'onde mesurées au moyen de la formule de Balmer.



Grille et tube spectral

## Évaluation (1/3)

**PHYWE**  
excellence in science

Couleur	$\lambda/nm$	$2l/mm$	$g/\mu m$
jaune	578.0	330	1.680
vert	546.1	311	1.672
bleu	434.8	244	1.661

$$\bar{g} = 1.671 \mu m$$

Détermination de la constante de réseau à partir des longueurs d'onde du spectre de Hg

### Réseau de diffraction

La moyenne obtenue à partir des trois mesures de la constante du réseau  $g$  est déterminée à l'aide des longueurs d'onde.

## Évaluation (2/3)

## Spectre de l'hydrogène

La constante de Rydberg, et donc les niveaux d'énergie de l'hydrogène, sont déterminés à partir des longueurs d'onde mesurées au moyen de la formule de Balmer.

Distance  $d = 450\text{mm}$

Comparez les longueurs d'onde expérimentales avec les valeurs de la littérature.

Ligne	$2l/\text{mm}$	$\lambda_{exp}/\text{nm}$	$\lambda_{lit}/\text{nm}$	$R_{exp}/10^7\text{m}^{-1}$
$H_\alpha$	384	656	656.28	-
$H_\beta$	275	489	486.13	1.093
$H_\gamma$	243	436	434.05	1.092
$H_\sigma$	-	-	410.17	-

$$\overline{R_{exp}} = 1.094 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Mesures du spectre H

## Évaluation (3/3)

Quelle chute correspond à la série de Balmer ?

☐ De la 2ème à la 1ère orbite

☐ De la 3ème à la 2ème orbite

☐ De la 4ème à la 3ème orbite

✓ Vérifier

Quelles sont les lignes spectrales du domaine visible ?

☐  $H_\sigma$

☐  $H_\beta$

☐  $H_\alpha$

☐  $H_\gamma$

✓ Vérifier

Diapositive

Score / Total

Diapositive 18: Tâches multiples

0/5

Score total



0/5



Montrer les solutions



Réessayer