

DEMARCHE D'INVESTIGATION SPECTRE ET NIVEAU D'ENERGIE

La quantification de l'énergie permet d'expliquer les spectres de raies.

Pour commencer (situation déclenchante)

À l'aide d'un spectroscope, on peut visualiser les raies d'émission présentes dans le spectre de la lumière émise par une lampe à vapeur d'hydrogène (Fig. 1).

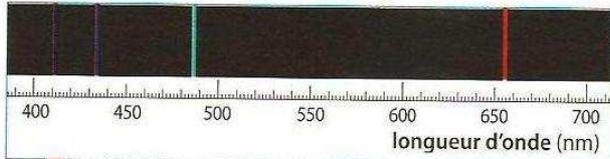


Fig. 1 Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.

Investigation

Comment expliquer l'existence d'un spectre de raies d'émission ?

Quelques idées (hypothèses)



Étude de document (recherche de validation)

L'énergie de la matière (par exemple d'un atome) ne peut prendre que certaines valeurs : on dit qu'elle est quantifiée.

Le niveau d'énergie le plus petit correspond à ce qu'on appelle l'« état fondamental » : c'est un état stable de la matière. Les niveaux d'énergie supérieure, appelés « états excités », sont des états instables de la matière. Un atome excité (par décharge électrique, chauffage, absorption de lumière...) retourne spontanément à son état fondamental en émettant un photon.

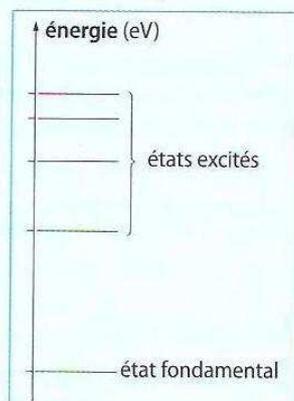


Fig. 2 Diagramme de niveaux d'énergie.

Un diagramme d'énergie (Fig. 2) permet de représenter les différents niveaux d'énergie possibles.

Dans le cadre de la physique quantique, il est possible d'établir une relation mathématique qui permet de calculer l'énergie du $n^{\text{ème}}$ niveau d'énergie E_n de l'atome d'hydrogène, l'atome le plus simple. Ainsi, $E_n = -E_0/n^2$, où $E_0 = 13,6 \text{ eV}$.

1 a. Calculer les énergies des cinq premiers niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.

b. Quelle est l'énergie de l'état fondamental ? Justifier.

c. Placer sur un diagramme ces cinq niveaux d'énergie.

2 Dans une lampe à vapeur d'hydrogène, les atomes sont excités par décharge électrique. On envisage par la suite le retour de l'atome excité à son état fondamental.

a. Donner l'expression littérale de la fréquence du photon émis lorsque l'atome retourne à l'état fondamental, en étant initialement dans le premier état excité.

b. En déduire l'expression littérale de la longueur d'onde de ce photon.

c. Reproduire et compléter le tableau suivant :

État initial de l'électron	1 ^{er} état excité	2 ^e état excité	3 ^e état excité	4 ^e état excité
Longueur d'onde du photon émis lors du retour à l'état fondamental				

d. Sur le diagramme de la question 1. c, représenter chaque retour d'état excité à l'état fondamental par une flèche verticale.

Données. Quantum d'énergie d'un photon : $\Delta E = h \cdot \nu$.

Constante de Planck : $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

$1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Pour conclure

3 a. Dans le spectre d'émission de la figure 1, retrouve-t-on les raies correspondant aux photons émis lorsqu'un atome d'hydrogène dans un état excité retourne à l'état fondamental ? Justifier.

b. Quelle est l'énergie d'un photon de la raie rouge ($\lambda = 656 \text{ nm}$) du spectre d'émission de l'hydrogène ? Cette énergie correspond-elle à la différence d'énergie entre deux états d'un atome d'hydrogène ? Si oui, préciser ces états et conclure.

c. À quels changements d'état correspondent les raies cyan ($\lambda = 486 \text{ nm}$) et bleue ($\lambda = 434 \text{ nm}$) du spectre de l'hydrogène ?

4 Comment peut-on justifier qu'une entité chimique possède un spectre de raies d'émission spécifique ?

Données. Relation entre longueur d'onde et fréquence : $\lambda = c/\nu$.

Vitesse de la lumière dans le vide : $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

CORRECTION

Spectre et niveaux d'énergie

1. a.

n	1	2	3	4	5
$E_n(\text{eV})$	-13,6	-3,40	-1,51	-0,85	-0,54

b. L'énergie la plus faible est $E_1 = -E_0 = -13,6$ eV : c'est l'énergie de l'état fondamental.

c. Voir figure ci-dessous.

2. a. Lorsque l'atome passe du premier état excité d'énergie E_2 à l'état fondamental d'énergie E_1 , il cède l'énergie $E_2 - E_1$ sous forme lumineuse. Il y a émission d'un photon de fréquence $\nu_{2 \rightarrow 1}$ telle que :

$$h \cdot \nu_{2 \rightarrow 1} = E_2 - E_1.$$

$$\text{D'où } \nu_{2 \rightarrow 1} = (E_2 - E_1)/h.$$

$$\text{b. } \lambda_{2 \rightarrow 1} = c/\nu_{2 \rightarrow 1} \quad \text{d'où } \lambda_{2 \rightarrow 1} = h \cdot c/(E_2 - E_1).$$

c. Plus généralement, lorsque l'atome passe d'un état excité d'énergie E_i à l'état fondamental d'énergie E_1 , il cède l'énergie $E_i - E_1$ sous forme lumineuse, il y a émission d'un photon de longueur d'onde $\lambda_{i \rightarrow 1} = h \cdot c/(E_i - E_1)$. Pour faire le calcul, il faut penser à mettre les énergies en joule.

Par exemple,

$$\begin{aligned} \lambda_{2 \rightarrow 1} &= h \cdot c/(E_2 - E_1) \\ &= 6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8 / [(-3,40 + 13,6) \times 1,60 \times 10^{-19}] \\ &= 1,22 \times 10^{-7} \text{ m} = 122 \text{ nm}. \end{aligned}$$

État initial de l'atome	1 ^{er} état excité	2 ^e état excité	3 ^e état excité	4 ^e état excité
Longueur d'onde du photon émis	122 nm	103 nm	97,5 nm	95,2 nm

d. Voir figure ci-contre.

3. a. Non, car le domaine du visible va de 380 nm (violet) à 780 nm (rouge), or toutes les longueurs d'onde des photons calculées à la question 2. c sont inférieures à 380 nm (il en serait de même pour des niveaux excités avec $n > 5$). L'émission se fait dans l'ultraviolet.

$$\text{b. } \Delta E_R = h \cdot c/\lambda = 6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8 / (656 \times 10^{-9}) = 3,03 \times 10^{-19} = 1,89 \text{ eV}.$$

Cette énergie correspond à la différence d'énergie $E_3 - E_2 = -1,51 - (-3,40) = 1,89$ eV. La raie rouge du spectre correspond aux photons émis lorsqu'un atome d'hydrogène dans le 2^e état excité retourne vers le 1^{er} état excité.

