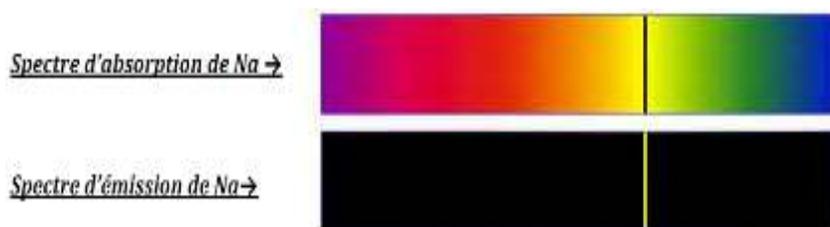


NIVEAU D'ENERGIE DE L'ATOME

I. SPECTRES ATOMIQUES

I.1. Exemples de spectres d'émission et d'absorption de quelques atomes



spectre d'émission et d'absorption du sodium (Na)



spectre d'émission et d'absorption du mercure (Hg)

I.2. Description

- Les spectres d'émission atomiques sont formés de raies fines et colorées correspondant à des longueurs d'onde bien déterminées.

Les spectres d'émission caractérisent les atomes qui les produisent.

- Les spectres d'absorption atomiques sont constitués de fines raies noires dans un spectre continu.

Les longueurs d'onde des raies émises (dans le spectre d'émission) sont les mêmes que celles des longueurs d'onde des raies absorbées (dans le spectre d'absorption).

I.3 Interprétation des spectres atomiques

Pour expliquer l'émission et l'absorption des radiations par les atomes, ainsi que la discontinuité des spectres d'émission et d'absorption, **BOHR** proposa la théorie suivante.

✚ L'énergie d'un atome ne peut pas prendre n'importe quelle valeur, la suite des valeurs physiquement possibles est **discontinue**. On dit que l'énergie est **quantifiée**. A chaque valeur possible de cette énergie correspond un **niveau d'énergie** ou **état stationnaire d'énergie**.

✚ Les énergies des transitions électroniques sont quantifiées : un atome ne peut fournir ou absorber que des énergies qui ont une valeur bien déterminées.

✚ l'émission d'un photon de fréquence $\nu_{n,p}$ correspond au passage de l'atome d'un niveau d'énergie supérieur E_n à un niveau d'énergie inférieur E_p .

E_n _____

EVALUATION

Exercice

On donne : la constante de Planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s; la célérité de la lumière $c = 3 \cdot 10^8$ m.s⁻¹ ; 1 eV = 1,6 · 10⁻¹⁹ J

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation :

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2} \text{ avec } E_0 = 13,6 \text{ eV et } n \in \mathbb{N}^*$$

1°) a- Représenter, à l'échelle 1 cm pour 1 eV, les trois premiers niveaux d'énergie ($n = 1$; $n = 2$ et $n = 3$) ainsi que le niveau $E = 0$ eV.

b- Expliquer la phrase : les niveaux d'énergie de l'atome sont quantifiés.

2°) a- Donner la valeur de l'énergie de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental.

b- Préciser l'état de l'atome d'hydrogène pour le niveau $E = 0$ eV.

3°) Lorsqu'un atome d'hydrogène absorbe une radiation de longueur d'onde λ , il passe d'un niveau d'énergie n à un autre p .

a- Comparer p à n .

b- Montrer que la longueur d'onde λ de la radiation absorbée s'exprime par : $\lambda = \frac{hc}{E_p - E_n}$; avec h est la constante de Planck et c la célérité de la lumière.

c- Déterminer la plus grande longueur d'onde λ des radiations que peut absorber l'atome d'hydrogène supposé dans son état fondamental.

4°) On fournit à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental ($n = 1$) une énergie $W = 15$ eV.

a- Indiquer si cette énergie est susceptible d'être absorbée par l'atome d'hydrogène.

b- Préciser dans quel état se trouve l'atome dans ce cas.

5°) Les radiations suivantes constituent le spectre d'émission dans le visible de l'atome d'hydrogène.

Couleur	rouge	bleu-vert	indigo	violet
λ (μm)	0,656	0,486	0,434	0,410

a- Préciser, en le justifiant, si un tel spectre est continu ou discontinu.

b- Décrire brièvement un dispositif qui permet d'obtenir un tel spectre.

c- Peut-on trouver un autre élément chimique qui possède un spectre d'émission identique à celui de l'hydrogène ? Justifier la réponse.

d- Décrire le spectre d'absorption de l'hydrogène.

CORRECTION

1°) a- Représentons, à l'échelle 1 cm pour 1 eV, les trois premiers niveaux d'énergie ($n = 1$; $n = 2$ et $n = 3$) ainsi que le niveau $E = 0$ eV.

n	1	2	3
E_n (eV)	-13,6	-3,4	-1,51

b- Les niveaux d'énergie de l'atome sont quantifiés puisqu'ils ne peuvent prendre que des valeurs bien déterminées.

2°) a- Donnons la valeur de l'énergie de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental.

Pour $n = 1$, $E_1 = -13,6$ eV correspond à l'énergie de l'état fondamental.

b- Précisons l'état de l'atome d'hydrogène pour le niveau $E = 0$ eV.

Lorsque l'énergie de l'atome d'hydrogène $E = 0$ eV, l'atome est alors dans un état ionisé.

3°) a- Comparer p à n .

Lorsque l'atome d'hydrogène absorbe de l'énergie, elle passe d'un niveau E_n à un niveau E_p telle que $E_p > E_n$ d'où $p > n$.

b- Montrons que la longueur d'onde λ de la radiation absorbée s'exprime $\lambda = \frac{hc}{E_p - E_n}$

L'énergie absorbée est $w = E_p - E_n = \frac{hc}{\lambda}$ d'ou $\lambda = \frac{hc}{E_p - E_n}$



c- Déterminons la plus grande longueur d'onde λ des radiations que peut absorber l'atome d'hydrogène supposé dans son état fondamental La plus grande longueur d'onde correspond à la variation $E_p - E_n$ la plus faible. Si $n = 1$ alors $p = 2$.

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{-3,4 + 13,6} = 1,217 \cdot 10^{-7} \text{ m} < 4 \cdot 10^{-7}. \text{ Cette radiation appartient au domaine de l'ultra violet.}$$

4°) a- Indiquons si cette énergie est susceptible d'être absorbée par l'atome d'hydrogène.

$w = 15 \text{ eV} > E_\infty - E_1 = 13,6 \text{ eV}$ qui correspond à l'ionisation de l'atome d'hydrogène.

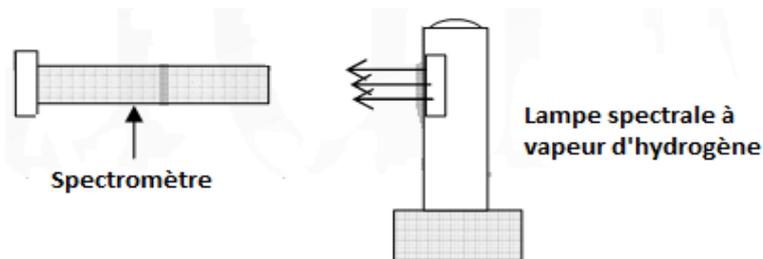
Cette énergie peut être absorbée par l'atome.

b- Une partie de l'énergie w égale à $13,6 \text{ eV}$ sert pour ioniser l'atome, le reste de l'énergie sert à communiquer à l'électron une énergie cinétique E_c . L'atome se trouve donc dans un état ionisé

5°) a- Précisons, en le justifiant, si un tel spectre est continu ou discontinu.

Le spectre ne contient que quatre radiations. Il ne peut pas être continu alors il est discontinu : c'est un spectre de raies.

b- Dans le spectromètre, on observe le spectre de l'atome d'hydrogène formé par les quatre radiations.



c- On ne peut pas trouver un autre élément chimique qui possède un spectre d'émission identique à celui de l'hydrogène car chaque élément a son propre spectre.

d- Décrivons le spectre d'absorption de l'hydrogène.

C'est un spectre continu de la lumière blanche avec quatre radiations raies noires à la place des radiations que peut émettre l'atome d'hydrogène.