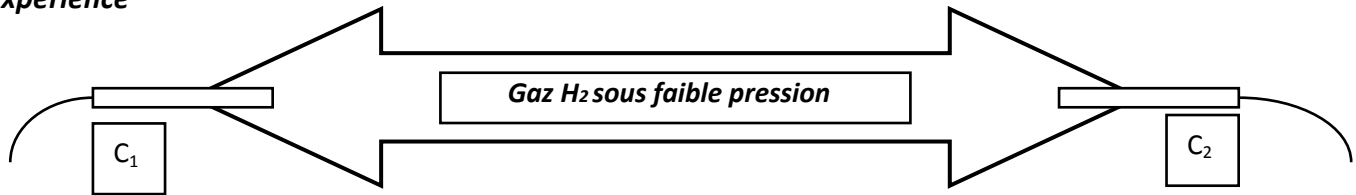


Chapitre : SPECTRE ATOMIQUE ET QUANTIFICATION DES ECHANGES D'ENERGIES

I) Spectre de l'atome d'hydrogène

1) Expérience



Le gaz H_2 est soumis à un champ électrique alternatif très intense.

2) Observation

Au cours de l'expérience, on observe l'émission d'une lumière visible.

L'analyse de cette lumière au spectroscope montre qu'elle est constituée d'un nombre limité de radiations monochromatiques.

L'ensemble de ses radiations constituent un spectre lumineux appelé : spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.



Violet

indigo

bleu vert

rouge

Remarque

Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène ne contient pas toutes les radiations de la lumière blanche. On dit qu'il est discontinu ou un spectre de raies.

Parmi les radiations émises, on observe nettement les couleurs suivantes : (violet – indigo – bleu vert – rouge).

II) Interprétation de l'émission lumineuse

Pour expliquer l'émission des radiations par l'atome d'hydrogène excité par le champ électrique, ainsi que la discontinuité du spectre, BOHR proposa la théorie suivante.

1) Théorie de BOHR

a) Constante de l'énergie d'un électron en mouvement sur une orbite

Le système formé par un noyau et un électron en mouvement sur une orbite autour de ce noyau, possède de l'énergie.

Tant que l'électron reste sur une même orbite cette énergie est constante.

Donc à chaque orbite correspond donc une énergie.

b) Quantification de l'énergie

L'énergie d'un électron dans 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, et à chaque valeur possible de cette énergie correspond un niveau d'énergie.

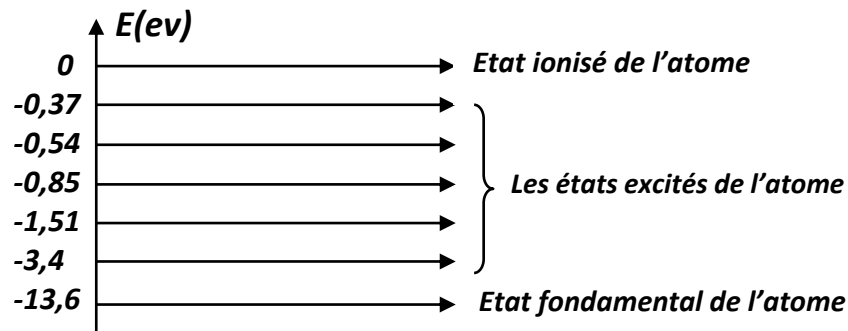
On montre que l'énergie de l'électron dans l'atome d'hydrogène peut prendre les valeurs E_n données par la formule suivante.

$$E_n = - 13,6/n^2 \text{ avec } n \in \mathbb{N}^*$$

A chaque valeur de n correspond un niveau d'énergie.

On pose : $E_0 = 13,6 \text{ e.v}$ (énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène), on aura donc :

$$E_n = - E_0/n^2 \text{ avec } n \in \mathbb{N}^*$$



c) Passage d'un électron d'un niveau d'énergie à un autre

Le passage d'un électron d'un niveau E_n à un autre E_p ne peut se produire que si l'électron reçoit ou perd une quantité d'énergie égale à : $|E_p - E_n|$.

Exemple

- Le passage de l'électron de l'atome d'hydrogène du niveau d'énergie E_1 au niveau d'énergie E_2 est accompagné d'une absorption d'énergie.

$$E_2 - E_1 = -3,4 + 13,6 = 10,2 \text{ eV}$$

- le passage de l'électron de l'atome d'hydrogène du niveau d'énergie E_2 au niveau d'énergie E_1 est accompagné d'une libération d'énergie.

$$E_1 - E_2 = -13,6 + 3,4 = -10,2 \text{ eV}$$

2) interprétation du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

Sous l'effet du champ électrique intense créée entre les électrodes de l'ampoule, l'atome d'hydrogène subit une déformation due aux forces opposées qui s'exercent simultanément sur l'électron et le proton.

Le champ électrique fournit alors de l'énergie à l'atome d'hydrogène ce qui permet à l'électron de passer du niveau E_1 au niveau supérieur E_i , l'atome passe alors de son état fondamental à un état excité qui est instable.

L'atome dans ce cas a tendance de revenir à son état fondamental en libérant l'énergie emmagasinée sous forme d'un photon dont l'énergie est égale à :

$$W = |E_i - E_1| = h \cdot \nu_{1,i}$$

<p>L'électron dans son état fondamental reçoit de l'énergie. $W = E_i - E_1 = h \cdot \nu_{1,i}$</p>	<p>électron passe du niveau 1 au niveau i, l'atome est excité</p>	<p>Retour de l'atome à son état fondamental en perdant de l'énergie. $W = E_i - E_1 = h \cdot \nu_{1,i}$</p>

4 Conclusion

• L'atome peut passer d'un niveau n à un niveau p ($p > n$) dans ce cas il absorbe juste l'énergie nécessaire à ce changement de niveau.

$$\Delta E_{p,n} = -E_0/p^2 + E_0/n^2 = E_0 \cdot (1/n^2 - 1/p^2) = 13,6 \cdot (1/n^2 - 1/p^2)$$

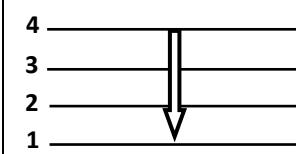
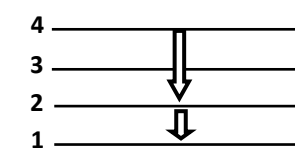
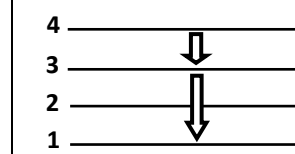
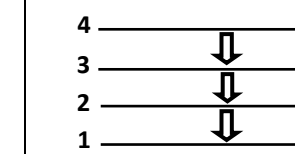
• Lorsqu'un atome se désexcite en passant du niveau p vers un niveau n tel que ($p > n$), il restitue de l'énergie en émettant un photon d'énergie :

$$W = |\Delta E_{p,n}| = h \cdot \nu_{p,n} = h \cdot C/\lambda_{p,n}$$

3) Interprétation des raies d'émission

Considérant un atome d'hydrogène dans un état excité tel que son électron se trouve sur le niveau 4 par exemple.

Montrons que le retour de cet atome à son état fondamental se fait de 4 manières différentes.

1 ^{ère} manière 4→1	2 ^{ème} manière 4→2→1	3 ^{ème} manière 4→3→1	4 ^{ème} manière 4→3→2→1
 <p>4 3 2 1</p>	 <p>4 3 2 1</p>	 <p>4 3 2 1</p>	 <p>4 3 2 1</p>
$W_{4,1} = E_1 - E_4 $ $= 12,75\text{ev}$	$W_{4,2} = E_2 - E_4 $ $= 2,55\text{ev}$ $W_{2,1} = E_1 - E_2 $ $= 10,2\text{ev}$	$W_{4,3} = E_3 - E_4 $ $= 0,66\text{ev}$ $W_{4,2} = E_3 - E_1 $ $= 12,09\text{ev}$	$W_{4,3} = E_3 - E_4 $ $= 0,66\text{ev}$ $W_{3,2} = E_2 - E_3 $ $= 1,89\text{ev}$ $W_{2,1} = E_1 - E_2 $ $= 10,2\text{ev}$

Calculons $\lambda_{4,2}$ et $\lambda_{3,2}$.

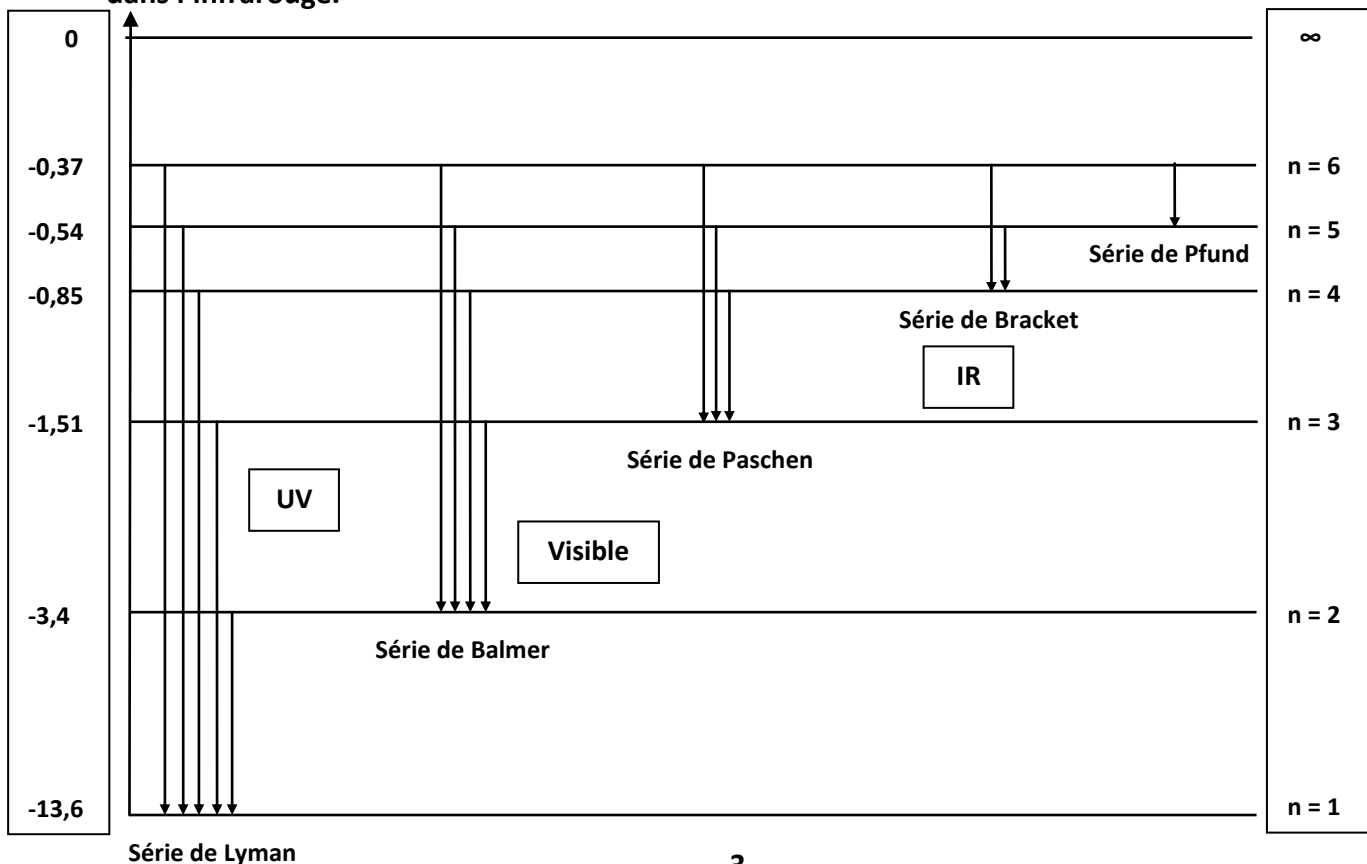
$$W_{4,2} = h.C / \lambda_{4,2} \rightarrow \lambda_{4,2} = (6,62.10^{-34} . 3.10^8) / (2,55.1,6.10^{-19}) = 486.10^{-9} \text{m}$$

$$W_{3,2} = h.C / \lambda_{3,2} \rightarrow \lambda_{3,2} = (6,62.10^{-34} . 3.10^8) / (1,89.1,6.10^{-19}) = 656.10^{-9} \text{m}$$

Donc : $\left\{ \begin{array}{l} \lambda_{4,2} \text{ correspond à la radiation bleu-vert .} \\ \lambda_{3,2} \text{ correspond à la radiation rouge .} \end{array} \right.$

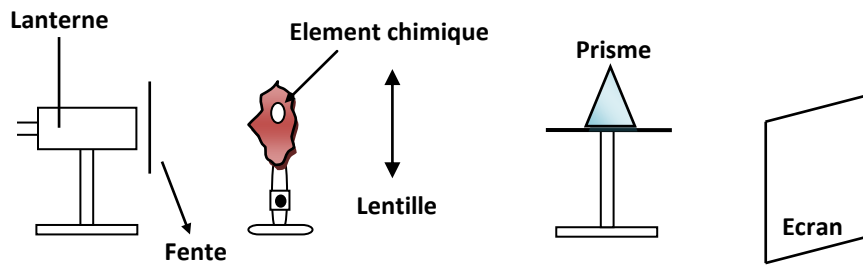
Remarque :

- Si on calcule toutes les longueurs d'ondes de différentes transitions qui aboutissent au niveau 2, nous remarquons quelles sont toutes visibles.
- Par un calcul similaire on peut montrer que :
 - Les transitions qui aboutissent au niveau 1 donnent lieu à des radiations ultra violettes.
 - Les transitions qui aboutissent aux niveaux 3, 4, et 5 donnent lieu à des radiations qui se trouvent dans l'infrarouge.



III) Spectre d'absorption d'un atome

1) Expérience



Spectre d'absorption de Na →



Spectre d'émission de Na →



2) Interprétation

La raie noire observée dans le spectre d'absorption s'explique par l'absence de la radiation (jaune-orangé) quand la lumière à traverser la flamme.

Les atomes de sodium ont donc absorber cette radiation, et le spectre obtenu sur l'écran est appelée spectre d'absorption de l'atome de sodium.

Exemples de spectres d'émission et d'absorption de quelques atomes

Spectre d'absorption de Hg →



Spectre d'émission de Hg →



3) Généralisation

Tout atome est capable d'absorber les radiations de fréquences égales à celles des radiations qu'il peut émettre.

Chaque absorption se traduit par une raie noire située dans le spectre de la lumière blanche incidente qui contient toutes les radiations lumineuses.

4) Conclusion générale

Les spectres d'émission et d'absorption d'un atome constituent sa carte d'identité.

