

NIVEAUX D'ÉNERGIE DE L'ATOME

TERMINALE S

I. NIVEAU D'ÉNERGIE D'UN ATOME

I.1 – Hypothèse de NIELS BOHR

Tout atome possède de l'énergie ; mais cette énergie est quantifiée car elle ne peut prendre que certaines valeurs formant une suite discontinue.

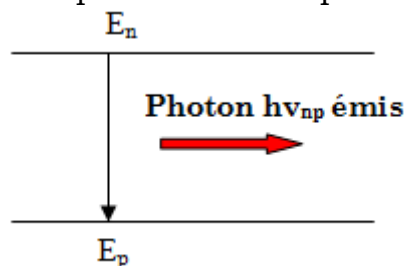
Les états correspondant à ces valeurs particulières sont appelés niveaux d'énergie de l'atome.

I.2 – Transitions électroniques

Une transition électronique est le passage d'un atome d'un niveau d'énergie à un autre. La transition électronique entre deux niveaux d'énergie E_p et E_n ne peut se faire que par absorption ou émission d'un photon de fréquence ν_{np} . On dit alors que les variations d'énergie de l'atome sont quantifiées

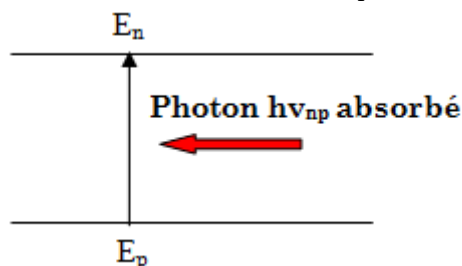
a- Cas d'une émission de photon :

Lors du passage d'un électron d'un niveau d'énergie E_n à un niveau E_p tels que $E_p < E_n$, l'énergie libérée ou emportée par le photon est telle que : $\Delta E = E_n - E_p = h\nu_{np}$



b- Cas d'une absorption de photon:

Pour passer d'un niveau d'énergie E_n à un niveau E_p tels que $E_p < E_n$, l'électron doit absorber un photon d'énergie $\Delta E = E_n - E_p = h\nu_{np}$



c- Excitation désexcitation et ionisation:

- Une excitation est une transition électronique d'un niveau d'énergie E_P à un niveau E_n telle que $E_P < E_n$.
- Une désexcitation est une transition électronique d'un niveau d'énergie E_n à un niveau E_P telle que $E_P < E_n$.
- Une ionisation correspond au passage d'un atome du niveau fondamental (de plus basse énergie) vers l'infini.

II. APPLICATION À L'ATOME D'HYDROGÈNE :**II.1 - Niveaux d'énergie :****a- Expression**

A l'état fondamental, l'électron d'un atome d'hydrogène se situe dans la couche K ($n = 1$). Dans un état excité, l'électron se place dans l'une des couches L ($n = 2$), M ($n = 3$) A chacun de ces états correspond un niveau d'énergie d'ordre n tel que :

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2}$$

$n \in \mathbb{N}^*$ est appelé nombre quantique principal et $E_0 = 13,6 \text{ eV}$ avec $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{19} \text{ J}$

b - Energie d'ionisation

L'énergie d'ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome d'hydrogène dans son état fondamental pour lui arracher son électron.

A l'état fondamental : $n = 1 \Rightarrow E_1 = -E_0$

A l'état ionisé: $n \rightarrow \infty \Rightarrow E_\infty = 0$

L'énergie d'ionisation : $E_i = E_\infty - E_1 = 0 + E_0 = E_0$

L'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène $E_i = 13,6 \text{ eV}$

N.B. Lorsque l'énergie $h\nu$ fournit à un atome est supérieure à son énergie d'ionisation, une partie de cette énergie permet l'ionisation, le reste est transféré à l'électron sous forme d'énergie cinétique.

II.2 - Spectre atomique de l'hydrogène :**a- Etude théorique du spectre d'émission :**

Lors d'une transition d'un niveau d'énergie E_n à un niveau inférieur E_p , un photon de fréquence $\nu_{n,p}$, de longueur d'onde $\lambda_{n,p}$ et d'énergie ΔE est émis.

Expression de $\frac{1}{\lambda_{np}}$ en fonction de n et p

la variation d'énergie lors de la transition $\Delta E = h \nu_{n,p}$ avec $\lambda_{n,p} = \frac{c}{\nu_{n,p}}$.

h est la constante de planck: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

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

$$\Delta E = E_n - E_p = h \frac{c}{\lambda_{n,p}} \Rightarrow \Delta E = -\frac{E_0}{n^2} + \frac{E_0}{p^2} = h \frac{c}{\lambda_{n,p}} \Rightarrow \frac{1}{\lambda_{n,p}} = \frac{E_0}{hc} \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

La constante $R_H = \frac{E_0}{hc} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ est appelée constante de Rhydberg

$$\frac{1}{\lambda_{n,p}} = R_H \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

b- Série de raies de LYMAN :

Les raies de la série de LYMAN sont obtenues lorsque les transitions électroniques aboutissent au niveau fondamental : $p = 1$; $n = 2, 3, 4, 5 \dots$

Expression de $\frac{1}{\lambda}$ en fonction de n

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{E_0}{hC} \left(1 - \frac{1}{n^2}\right) = R_H \left(1 - \frac{1}{n^2}\right)$$

Longueur d'onde limite λ_L

Elle est obtenue lorsque $n \rightarrow \infty$

$$\frac{1}{\lambda_L} = R_H \Rightarrow \lambda_L = \frac{1}{R_H} = \frac{hC}{E_0} \quad \text{Application numérique : } \lambda_L = 91,1 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 91,1 \text{ nm}$$

c- Série de raies de BALMER :

Les raies de la série de BALMER sont obtenues lorsque les transitions électroniques aboutissent au niveau : $p = 2$; $n = 3, 4, 5 \dots$

Expression de $\frac{1}{\lambda}$ en fonction de n

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{E_0}{hC} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2}\right) = R_H \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2}\right)$$

Longueur d'onde limite λ_L

Elle est obtenue lorsque $n \rightarrow \infty$

$$\frac{1}{\lambda_L} = R_H \left(\frac{1}{4}\right) = \frac{R_H}{4} \Rightarrow \lambda_L = \frac{4}{R_H} = \frac{4hC}{E_0} \quad \text{Application numérique : } \lambda_L = 364,4 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 364,4 \text{ nm}$$

d- Série de raies de PASCHEM:

Les raies de la série de PASCHEM sont obtenues lorsque les transitions électroniques aboutissent au niveau : $p = 3$; $n = 4, 5 \dots$

Expression de $\frac{1}{\lambda}$ en fonction de n

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{E_0}{hC} \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{n^2}\right) = R_H \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{n^2}\right)$$

Longueur d'onde limite λ_L

Elle est obtenue lorsque $n \rightarrow \infty$

$$\frac{1}{\lambda_L} = R_H \left(\frac{1}{9}\right) = \frac{R_H}{9} \Rightarrow \lambda_L = \frac{9}{R_H} = \frac{9hC}{E_0} \quad \text{Application numérique : } \lambda_L = 819,9 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 819,9 \text{ nm}$$

a- III.2.2 – Diagramme d'énergie :

n	1	2	3	4	5	∞
E_n (eV)	- 13,6	- 3,4	- 1,5	- 0,85	- 0,54	0

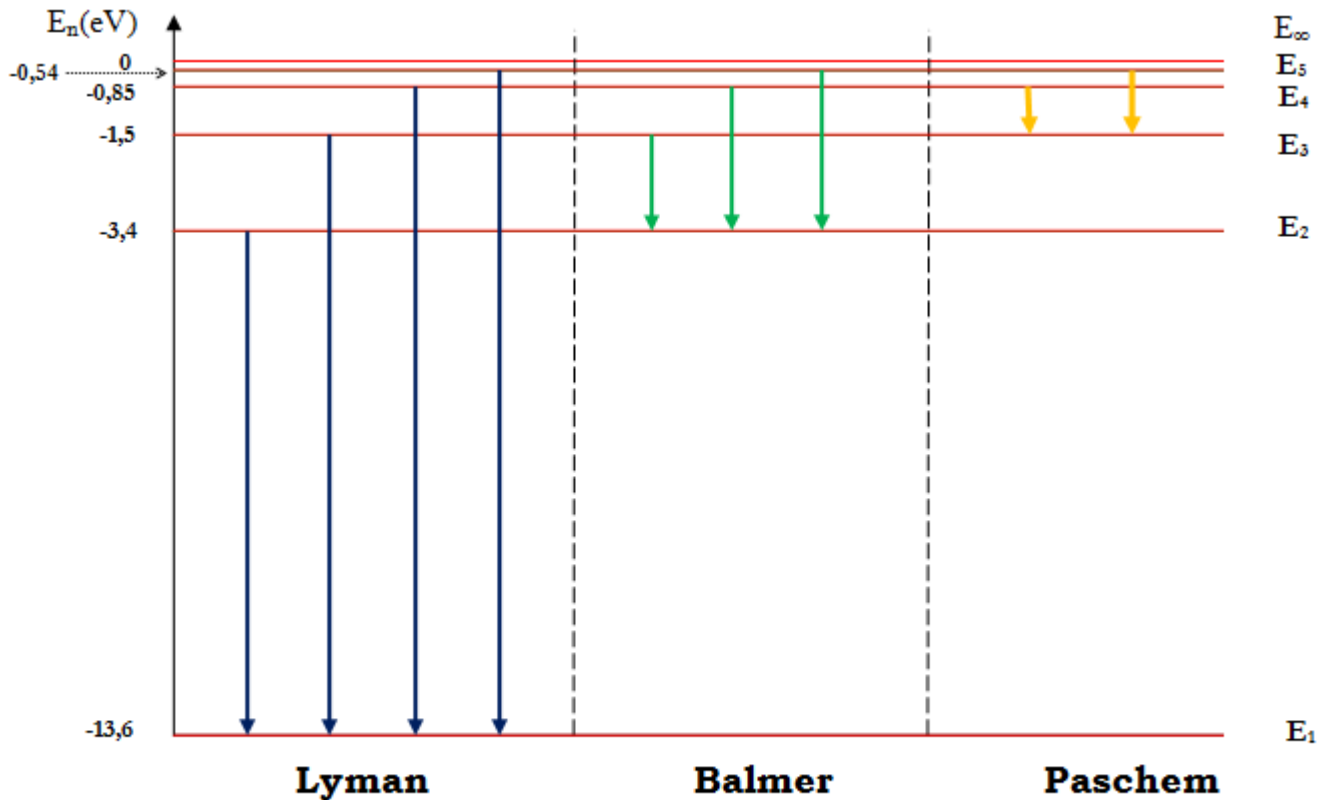


Diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène des 5 premiers

III. GÉNÉRALISATION – APPLICATION

Le spectre de raie d'absorption ou d'émission des autres atomes sont beaucoup plus complexes que ceux de l'atome d'hydrogène. La description des niveaux d'énergies n'est plus possible à partir du seul nombre quantique n . Ceci à cause des interactions entre les électrons. Cependant les idées fondamentales restent les mêmes.

Le spectre d'émission d'une substance constitue sa carte d'identité. L'analyse de la lumière émise par un objet céleste, permet de déterminer sa composition chimique et sa température.