

Série de TD N°3

Exercice N°1 :

1. Qu'est-ce qu'un photon ? Expliquez comment l'effet photoélectrique implique leur existence.
 2. On éclaire une cellule photoélectrique dont la cathode est en césium avec une radiation de longueur d'onde $\lambda_1 = 4950 \text{ \AA}$, puis avec une radiation de longueur d'onde $\lambda_2 = 7200 \text{ \AA}$. L'énergie d'extraction d'un électron de césium est $E_0 = 3.10^{-19} \text{ J}$.
 - a. Calculer la longueur d'onde λ_0 qui correspond au seuil photoélectrique.
 - b. Vérifier que l'émission photoélectrique n'existe qu'avec une seule des deux radiations précédentes.
- Données : $h = 6.62 \times 10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

Exercice N°2

- ✓ Dans l'atome d'hydrogène, l'énergie de l'électron dans son état fondamental est égale à -13,6 eV.
 1. Quelle est la plus petite quantité d'énergie qu'il doit absorber pour :
 - Passer au 1^{er} état excité ?
 - Passer du premier état excité à l'état ionisé ?
 2. Quelles sont les longueurs d'onde des raies du spectre d'émission correspondant au retour :
 - De l'état ionisé au 1^{er} état excité ?
 - Du premier état excité à l'état fondamental ?
- ✓ Si l'électron de l'atome d'hydrogène est excité au niveau $n=5$.
 1. Combien de raies différentes peuvent-elles être émises lors du retour à l'état fondamental.
 2. Calculer dans chaque cas la fréquence et la longueur d'onde du photon émis.

Exercice N°3 :

- ✓ Rappeler la définition d'un ion hydrogénoïde.
- ✓ Lequel de ces ions (${}_3\text{Li}^+$, ${}_4\text{Be}^{3+}$) est-il un hydrogénoïde

Soit le spectre d'émission de l'hydrogénoïde ${}_2\text{He}^+$.

1. Calculer la longueur d'onde de la 3^{ième} raie de la série de Balmer, ainsi que l'énergie correspondante.

La plus petite longueur d'onde d'une série de spectre d'émission de He^+ se situe à $911,5 \text{ \AA}$.

2. A quelle transition électronique correspond cette raie limite ?
3. A quelle série appartient cette raie ? Calculer l'énergie correspondante à cette raie.

On donne : $R_H = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10 \text{ \AA}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Exercice N°4

Donner :

- Sous forme de tableau le nombre de cases quantiques dans la couche $n=4$.
- Les valeurs des nombres quantiques caractérisant les états : $2s$; $3p$; $5d$ et $4f$.
- En appliquant les règles de remplissage des orbitales atomiques, écrire la configuration électronique des espèces suivantes et représenter les électrons de la dernière couche dans les cases quantiques ; $_{17}\text{Cl}$; $_{11}\text{Na}$; $_{20}\text{Ca}$ et $_{26}\text{Fe}$.

Exercices supplémentaires :

Exercice N°1 :

- Un photon X de longueur d'onde 150 pm arrache un électron d'une couche interne d'un atome. L'électron éjecté à une vitesse de $2,1 \cdot 10^7 \text{ m/s}$. Quelle est l'énergie de l'électron dans l'atome ?
- Le travail d'extraction du Césium est équivalent à $2,14 \text{ eV}$. Quelle est l'énergie cinétique et la vitesse de l'électron émis par des radiations de 700 nm et 300 nm ? Quelle est la fréquence de seuil en deçà de laquelle le phénomène n'est plus observé ?

Exercice N° 2

On applique la théorie de Bohr à l'électron de l'atome, d'hydrogène, qui est caractérisé par $n=2$.

- Calculer sans démonstration
 - Le rayon de cette orbite en \AA .
 - L'énergie de l'électron en eV .
- Trouver la vitesse de l'électron dans l'atome d'hydrogène à l'état fondamental ($n=1$), puis à l'état excité pour $n=3$.

Données : $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s}$; $m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$; $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$; $\epsilon_0 = 8,854 \times 10^{-12} \text{ J}^{-1} \cdot \text{C}^2 \cdot \text{m}^{-1}$

Exercice N° 3

- Un atome d'hydrogène initialement à l'état fondamental absorbe une quantité d'énergie de $10,2 \text{ eV}$. A quel niveau se trouve l'électron ?
- L'électron d'un atome d'hydrogène initialement au niveau $n=3$ émet une radiation de longueur d'onde $\lambda = 1027 \text{ \AA}$. A quel niveau se retrouve l'électron ?
- Calculer les longueurs d'onde, en nm , de la première et de la dernière raie (raie limite) de la série de Lyman dans le spectre d'émission de l'hydrogène.

On donne : $R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Solution :

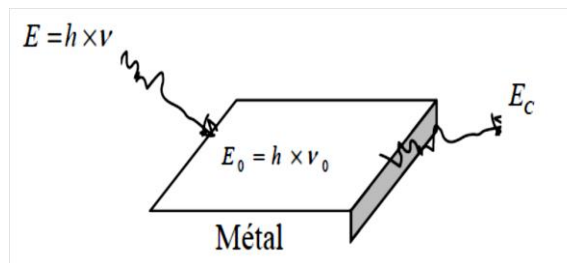
Exercice N°1 :

1. Un photon est une particule sans masse, un « paquet d'énergie ».

Pour déplacer un électron, celui-ci doit entrer en collision avec une autre particule. Puisque des rayonnements lumineux dirigés sur certains métaux expulsent des électrons, la lumière doit être constituée de particules ou paquets d'énergie appelés les photons.

2. **La longueur d'onde λ_0 qui correspond au seuil photoélectrique :**

Les électrons sont émis si les photons qui constituent le rayonnement ont une énergie supérieure ou égale à l'énergie d'extraction E_0 :



$$E_0 = h \frac{c}{\lambda_0} \rightarrow \lambda_0 = \frac{hc}{E_0} = \frac{6.62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{3 \cdot 10^{-19}} = 6.62 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 6620 \text{ \AA}$$

3. **Des électrons sont émis si $E \geq E_0 \rightarrow \lambda \leq \lambda_0$**

$\lambda_1 = 4950 \text{ \AA} \leq \lambda_0 \rightarrow$ Il y a émission photoélectrique.

$\lambda_2 = 7200 \text{ \AA} \geq \lambda_0 \rightarrow$ Pas d'émission photoélectrique.

Ou bien en termes d'énergie :

λ_1 correspond à $E_1 = h \frac{c}{\lambda_1} = 6.62 \cdot 10^{-34} \times \frac{3 \cdot 10^8}{495 \cdot 10^{-9}} = 4 \cdot 10^{-19} \text{ J} \geq E_0 \rightarrow$ émission photoélectrique.

λ_2 correspond à $E_2 = h \frac{c}{\lambda_2} = 6.62 \cdot 10^{-34} \times \frac{3 \cdot 10^8}{720 \cdot 10^{-9}} = 2.8 \cdot 10^{-19} \text{ J} \leq E_0 \rightarrow$ Pas d'émission photoélectrique.

Exercice N°2 :

1. -La plus petite quantité d'énergie qu'il doit absorber pour passer au 1^{er} état excité :

$$n_1=1, n_2=2$$

$$E_n = \frac{E_H}{n^2} ; (E_1)_H = -2,18.10^{-18} \text{ J} = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_2 = -13,6/2^2 = -3,4 \text{ eV}$$

$$\Delta E_{1 \rightarrow 2} = E_2 - E_1 = -3,4 + 13,6 = 10,2 \text{ eV} = 1,63.10^{-18} \text{ J}$$

- Pour passer du premier état excité à l'état ionisé

$$n_1=2, n_2=\infty$$

$$\Delta E_{2 \rightarrow \infty} = E_\infty - E_2 = 0 + 3,4 = 3,4 \text{ eV} = 5,44.10^{-19} \text{ J}$$

2. Calcul des longueurs d'onde des raies du spectre d'émission correspondant au retour :

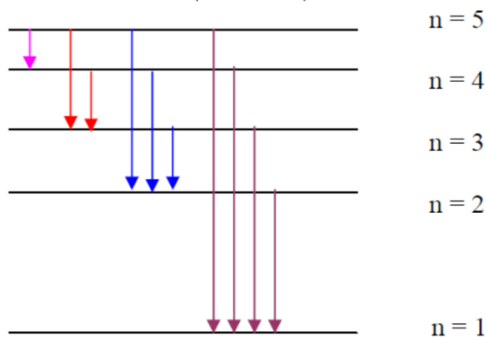
- De l'état ionisé au 1^{er} état excité:

$$|\Delta E_{\infty \rightarrow 2}| = |\Delta E_{2 \rightarrow \infty}| = \frac{hc}{\lambda_{\infty \rightarrow 2}} \Rightarrow \lambda_{\infty \rightarrow 2} = \frac{hc}{|\Delta E_{\infty \rightarrow 2}|} = \frac{6,62.10^{-34} \times 3.10^8}{5,4.10^{-19}} = 3,678.10^{-7} \text{ m} = 367,8 \text{ nm}$$

- Du premier état excité à l'état fondamental :

$$|\Delta E_{2 \rightarrow 1}| = |\Delta E_{1 \rightarrow 2}| = \frac{hc}{\lambda_{2 \rightarrow 1}} \Rightarrow \lambda_{2 \rightarrow 1} = \frac{hc}{|\Delta E_{2 \rightarrow 1}|} = \frac{6,62.10^{-34} \times 3.10^8}{1,63.10^{-18}} = 12,184.10^{-8} \text{ m} = 121,84 \text{ nm}$$

1. Dix raies sont possibles lors du retour de l'électron d'hydrogène du niveau excité (n=5) à l'état fondamental (émission).



2. Pour le calcul de la fréquence et de la longueur d'onde du photon émis, on peut utiliser indifféremment le modèle de Bohr ou la formule empirique de Ritz

$$\text{Modèle de Bohr : } E_n = \frac{E_H}{n^2}$$

$$\text{Formule de Ritz : } \frac{1}{\lambda_{i \rightarrow j}} = R_H \left(\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$|\Delta E_{n_i \rightarrow n_j}| = \left| \frac{(E_1)_H}{n_j^2} - \frac{(E_1)_H}{n_i^2} \right| = |(E_1)_H| \left(\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\Delta E = h\nu \text{ et } \nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$(E_1)_H = -2,18.10^{-18} \text{ J} = -13,6 \text{ eV}$$

Raie - Transition	Energie (J)	Fréquence (10 ¹⁵ Hz)	Longueur d'onde (nm)	Domaine spectral	Série
5→4	4,905 10 ⁻²⁰	0,074	4049	I.R	Bracket
5→3	1,55 10 ⁻¹⁹	0,23	1281	I.R	Paschen
5→2	4,58 10 ⁻¹⁹	0,69	433,8	Visible	Balmer
5→1	2,09 10 ⁻¹⁸	3,16	94,9	U.V	Lyman
4→3	1,06 10 ⁻¹⁹	0,16	1874	I.R	Paschen
4→2	4,09 10 ⁻¹⁹	0,62	486	Visible	Balmer
4→1	2,04 10 ⁻¹⁸	3,09	97,2	U.V	Lyman
3→2	3,02 10 ⁻¹⁹	0,46	656	Visible	Balmer
3→1	1,93 10 ⁻¹⁸	2,93	102,5	U.V	Lyman
2→1	1,63 10 ⁻¹⁸	2,5	121,5	U.V	Lyman

Exercice N°3 :

- ✓ Un ion hydrogénoïde est un ion monoatomique qui possède 1 seul électron.
- ✓ ${}_3\text{Li}^+$ n'est pas un hydrogénoïde car il possède 2 électrons.
- ✓ ${}_4\text{Be}^{3+}$ est un hydrogénoïde car il possède un seul électron.

1. Calcul de la longueur d'onde de la 3^{ième} raie de la série de Balmer,

Série de Balmer alors $n=2$, 3^{ième} raie donc $m=n+3=5$; la transition correspondante est de $n=2$ vers 5.

$$\frac{1}{\lambda_{2 \rightarrow 5}} = R_H \cdot Z^2 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) \text{ On trouve } \lambda_{2 \rightarrow 5} = 108,22 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 108,22 \text{ nm}$$

- L'énergie correspondante : $\Delta E_{2 \rightarrow 5} = \frac{h \cdot c}{\lambda_{2 \rightarrow 5}} = 1,83 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 11,46 \text{ eV}.$

2. La transition électronique correspondante à la raie limite ($\lambda_{\text{lim}} = 911,5 \text{ nm}$).

Cette transition entre n et ∞ , on a d'après la relation de Balmer-Rydberg $\frac{1}{\lambda_{n \rightarrow \infty}} = \frac{R_H \cdot Z^2}{n^2}$

On tire n qui sera : $n = \sqrt{R_H \cdot Z^2 \cdot \lambda_{n \rightarrow \infty}} = 2$ alors la transition correspondante est de $n=2$ vers $n \rightarrow \infty$,

3. Cette raie appartient à la série de Balmer.

- L'énergie correspondante : $\Delta E_{2 \rightarrow \infty} = \frac{h \cdot c}{\lambda_{2 \rightarrow \infty}} = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13,6 \text{ eV}.$

L'énergie correspondante : $\Delta E_{1 \rightarrow \infty} = \frac{h \cdot c}{\lambda_{1 \rightarrow \infty}} = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13,6 \text{ eV}.$

Exercice N°4 :

1. Le nombre de cases quantiques dans la couche $n=4$.

N	$0 \leq \ell \leq n-1$	$-\ell \leq m \leq \ell$	Nombre de cases
n=4	0	0	1
	1	-1, 0, 1	3
	2	-2, -1, 0, 1, 2.	5
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7

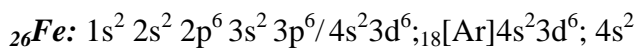
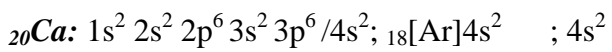
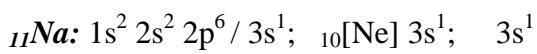
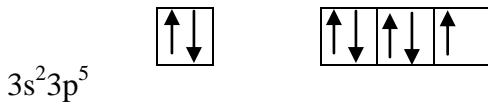
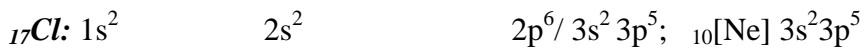
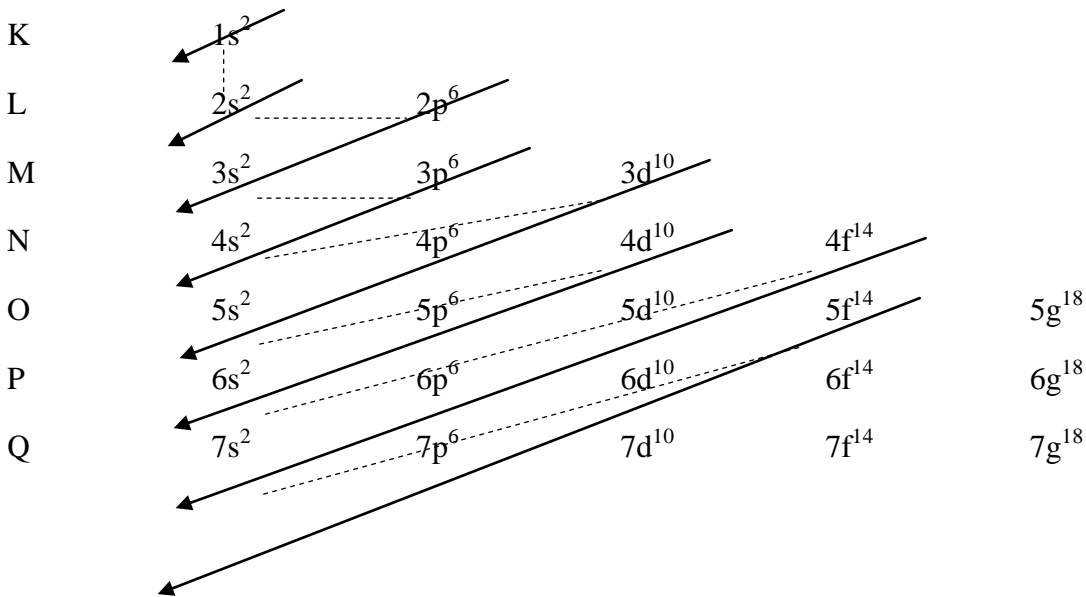
Le nombre de cases quantiques est le nombre de valeurs que peut prendre le nombre quantique magnétique (m).

2. Les valeurs des nombres quantiques caractérisant les états : $2s$; $3p$; $4f$ et $5d$.

$$\begin{array}{l}
 2s \left\{ \begin{array}{l} n = 2 \\ \ell = 0 \\ m = 0 \end{array} \right. ; 3p \left\{ \begin{array}{l} n = 3 \\ \ell = 1 \\ m = -1, 0, 1 \end{array} \right. ; 4f \left\{ \begin{array}{l} n = 4 \\ \ell = 3 \\ m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 \end{array} \right. \\
 5d \left\{ \begin{array}{l} n = 5 \\ \ell = 2 \\ m = -2, -1, 0, 1, 2 \end{array} \right.
 \end{array}$$

Configuration électronique des espèces suivantes et représentation des électrons de la dernière couche dans les cases quantiques ; $_{17}\text{Cl}$; $_{11}\text{Na}$; $_{20}\text{Ca}$ et $_{26}\text{Fe}$.

Pour représenter la configuration électronique des différentes espèces on applique la règle de **KLECHOWSKI** :



Exercices supplémentaires :

Exercice N° 1 :

1. L'énergie des photons X est : $E = h\nu = \frac{h.c}{\lambda} = \frac{6,62.10^{-34}.3.10^8}{150.10^{-12}} = 1,324.10^{-15} \text{ J}$ La conservation de

l'énergie s'écrit : $E = W + E_c = W + \frac{1}{2}m_e V^2$

Où W est l'énergie d'extraction de l'électron et E_c c'est l'énergie cinétique de l'électron on prend $m_e = 9,1.10^{-31} \text{ Kg}$ On obtient : $W = 1,1234.10^{-15} \text{ J} = 7011,7 \text{ eV}$

2. Le photon de longueur d'onde 700 nm n'extrait pas l'électron, celui de longueur d'onde 300 nm éjecte un électron avec une vitesse de $8,38.10^5 \text{ m/s}$. Pour observer l'effet photoélectrique, il faut que l'énergie du photon incident soit au moins supérieure au travail d'extraction (W). Ainsi, l'effet photoélectrique ne sera plus observé pour nm (fréquence $5,17.10^{14} \text{ s}^{-1}$).

Exercice N° 2

1. Le Calcul sans démonstration de :

a- Rayon de l'orbite ($n=2$) en \AA .

Soit $r = \frac{h^2 \cdot \epsilon_0}{\pi m_e e^2} (n^2 / Z) = a_0 (n^2 / Z)$ Avec $a_0 = \frac{h^2 \cdot \epsilon_0}{\pi m_e e^2}$

Pour : $n = 1$ et $Z = 1$: $a_0 = \frac{(6.62 \cdot 10^{-34})^2 \times 8.854 \cdot 10^{-12}}{3.14 \cdot 9.11 \cdot 10^{-31} (1.602 \cdot 10^{-19})^2} = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0,53 \text{ \AA}$.

Pour $n=2 \Rightarrow r = a_0 \times n^2 = 0,53 \times (2^2) = 2,12 \text{ \AA}$.

b- L'énergie de l'électron en eV.

$E_n = -13,6 \times (Z^2 / n^2)$

Pour l'atome d'hydrogène $z=1 \rightarrow E_n = -13,6/n^2 = -13,6/4 = -3,4 \text{ eV}$

2. La vitesse de l'électron dans l'atome d'hydrogène à l'état fondamental ($n=1$), et à l'état excité ($n = 3$).

On a : $m_e V r = n \frac{h}{2\pi} \rightarrow V = \frac{n h}{2\pi} \cdot \frac{1}{m_e r}$

La vitesse de l'électron à l'état fondamental c.-à-d. $n=1$:

Pour $n=1 \rightarrow r = a_0 n^2 = 0,53 \text{ \AA} \rightarrow V = \frac{1(6.62 \cdot 10^{-34})}{2 \cdot 3.14} \cdot \frac{1}{9.11 \cdot 10^{-31} \cdot 0.53 \cdot 10^{-10}}$
 $\rightarrow V = 2.18 \cdot 10^6 \text{ m/s}$.

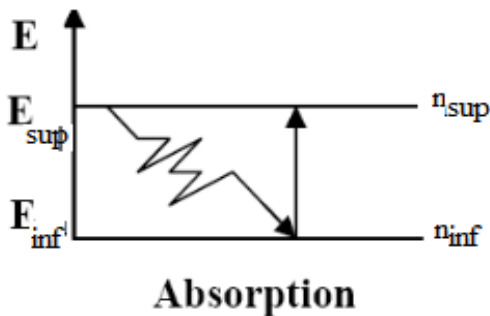
La vitesse de l'électron pour $n = 3$:

Pour $n=3 \Rightarrow r = a_0 n^2 = 0,53 (3^2) = 4.77 \text{ \AA} \rightarrow V = \frac{n h}{2\pi} \cdot \frac{1}{m_e r} = \frac{3(6.62 \cdot 10^{-34})}{2 \cdot 3.14} \cdot \frac{1}{9.11 \cdot 10^{-31} \cdot 4.77 \cdot 10^{-10}}$
 $\rightarrow V = 7,28 \cdot 10^5 \text{ m/s}$.

Exercice N° 3

1. Le niveau d'électron après absorption d'énergie

Lors de l'absorption d'énergie, l'électron passe d'un niveau inférieur $n_{inf}=1$ (niveau fondamental) à un niveau supérieur n_{sup} .



La variation d'énergie $\Delta E = E_{finale} - E_{initiale}$

$$\Delta E = E_{sup} - E_{inf} = \frac{-13.6 \cdot z^2}{n_{sup}^2} - \frac{-13.6 \cdot z^2}{n_{inf}^2} = -13.6 \cdot z^2 \left(\frac{1}{n_{sup}^2} - \frac{1}{n_{inf}^2} \right)$$

L'atome d'hydrogène initialement à l'état fondamentale donc : $Z=1$; $n_{inf}=1$

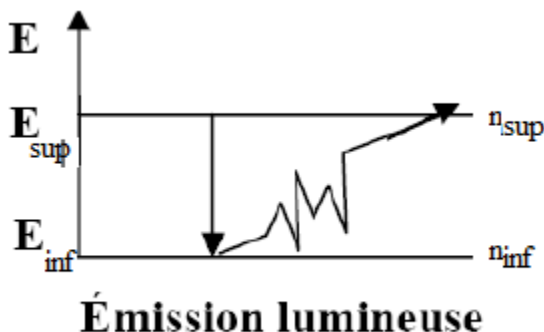
$$\text{Donc } \left(\frac{1}{n_{sup}^2} - 1 \right) = \frac{\Delta E}{-13.6} \rightarrow \frac{1}{n_{sup}^2} = \frac{\Delta E}{-13.6} + 1 = 1 - \left(\frac{10.2}{13.6} \right) = 0.25$$

$$\rightarrow n_{sup}^2 = \frac{1}{0.25} = 4$$

$\rightarrow n_{sup}=2$; l'électron se trouve au niveau 2.

2. Niveau d'électron après l'émission de l'énergie :

Lors de l'émission d'énergie, l'électron passe d'un niveau supérieur $n_{sup}=3$ à un niveau inférieur n_{inf} .



On a la formule de Balmer-Rydberg :

$$\begin{aligned}\frac{1}{\lambda} &= R_H \left(\frac{1}{n_{inf}^2} - \frac{1}{n_{sup}^2} \right) \rightarrow \frac{1}{n_{inf}^2} - \frac{1}{n_{sup}^2} = \frac{1}{\lambda \cdot R_H} \\ &\rightarrow \frac{1}{n_{inf}^2} = \frac{1}{n_{sup}^2} + \frac{1}{\lambda \cdot R_H} \\ &\rightarrow n_{inf}^2 = \frac{1}{\frac{1}{n_{sup}^2} + \frac{1}{\lambda \cdot R_H}} \\ &\rightarrow n_{inf} = \left(\frac{1}{\frac{1}{n_{sup}^2} + \frac{1}{\lambda \cdot R_H}} \right)^{1/2} \\ &\rightarrow n_{inf} = \left(\frac{1}{\frac{1}{3^2} + \frac{1}{1027 \cdot 10^{-10} \cdot 1.097 \cdot 10^7}} \right)^{1/2} = 1\end{aligned}$$

Donc l'électron retombe au niveau fondamental.

3. Calcul des longueurs d'onde.

On a la formule de Balmer-Rydberg : $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_{inf}^2} - \frac{1}{n_{sup}^2} \right)$

Série de Lyman $\rightarrow n_{inf} = 1$

a- Première raie:

$$n_{sup} = n_{inf} + 1 = 2$$

D'après la formule de Balmer-Rydberg :

$$\lambda = \frac{1}{R_H \left(\frac{1}{n_{inf}^2} - \frac{1}{n_{sup}^2} \right)} = \frac{1}{1.097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)} = 1.215 \cdot 10^{-7} m = 121.5 \text{ nm}$$

b- Dernière raie (raie limite) :

$$n_{sup} \rightarrow \infty$$

Donc:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) \rightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H \quad ; \left(\frac{1}{\infty^2} \rightarrow 0 \right)$$

$$\rightarrow \lambda = \frac{1}{R_H} = \frac{1}{1.097 \cdot 10^7} = 9.12 \cdot 10^{-8} m = 91.2 \text{ nm}.$$