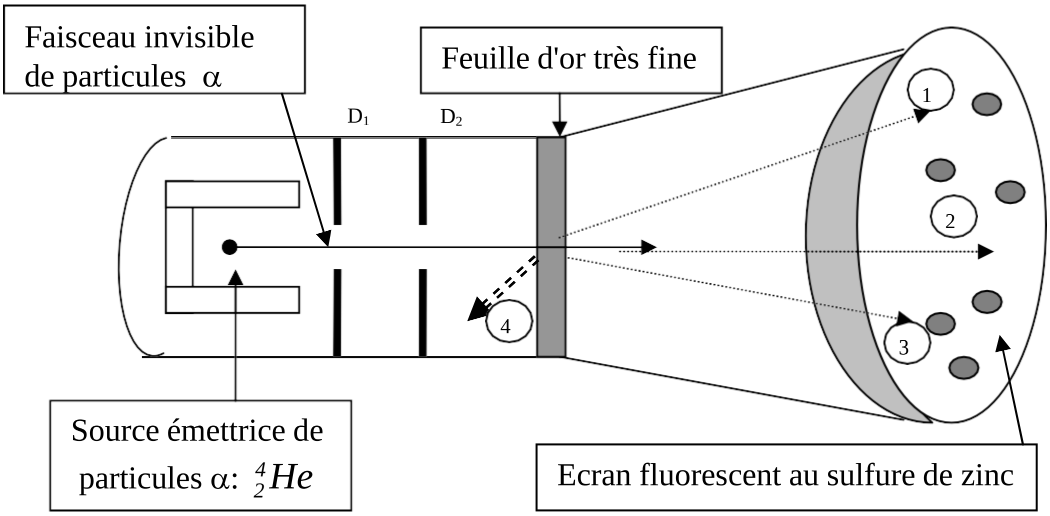
Chapitre II
Structure électronique de l'atome

I-Modèle de Rutherford

I-1-Expérience de Marsden Geiger et Rutherford

En 1909, Marsden Geiger et Rutherford ont bombardé une feuille d'or d'environ 0,6 mm, placée dans une enceinte à vide, par un faisceau de particules .focalisées par deuxdiaphragmes D1 et D_2 .



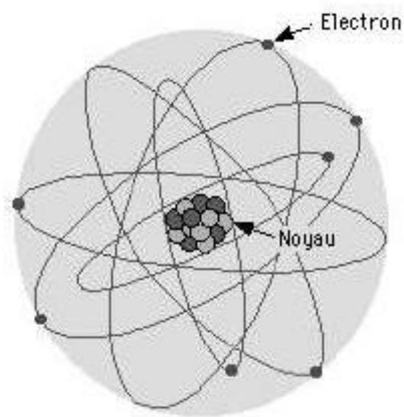
La grande majorité des particules traverse la feuille d'or sans être déviées. En effet, la tache observée sur l'écran fluorescent garde la même intensité avec ou sans feuille d'or. Certaines particules. (Une sur 20 à 30000) subissent de grandes déviations (supérieures à 90 degrés) et sont donc renvoyées vers l'arrière. Ces constatations ont été interprétées par les trois hypothèses suivantes :

- La grande masse de l'atome est concentrée en son noyau, ce qui explique sa structurelacunaire ;
- La neutralité électrique de l'atome est due à l'existence des Z électrons ;
- La stabilité mécanique de l'atome est assurée par la compensation des forces d'attraction électrostatiques (dues à la différence de charges noyaux-électrons) et des forces centrifuges dues à la rotation de l'électron autour du noyau sur des trajectoires circulaires qu'on appelait *orbites*.

I-2-Insuffisance du modèle de Rutherford

Les lois de l'électromagnétisme imposent que l'électron en mouvement doit perdre de l'énergie sous forme de rayonnement par conséquent il finira par s'écraser sur le noyau d'une part. D'autre part, la diminution continue de r implique la variation continue de la fréquence de rayonnement et un spectre d'émission de l'atome continu alors qu'il est **discontinu**. Le mouvement de l'électron autour du noyau est circulaire, elliptique. L'électron se trouve en $\Leftrightarrow$ dynamique. Les deux forces se composent :

$$Fe= F_c\left(\frac{mv^2}{r}\right)$$



- D'après la théorie de l'électromagnétisme, toute charge en mouvement rayonne (Pert) l'énergie.
- -L'électron en mouvement au tour du noyau va rayonner sans cesse de l'énergie ceci aura effet de provoquer la chute de l'électron sur le noyau.Pour cela, il a fallu (de provoquer la chute de l'électron sur noyau) élaborer d'autres modèles reposant sur la théorie de la quantification de l'énergie.

II-Modèle de Bohr

Bohr, proposa en 1913 un modèle de l'atome qui explique les propriétés chimiques des éléments

II-1Bases de la mécanique quantique

II-2-Théorie de plank : A la suite de l'étude de rayonnement du corps noir, plank émit l'hypothèse selon laquelle l'énergie lumineuse absorbée ou émise ne peut prendre que des valeurs discrètes ou discontinues, multiple d'une valeur unitaire.

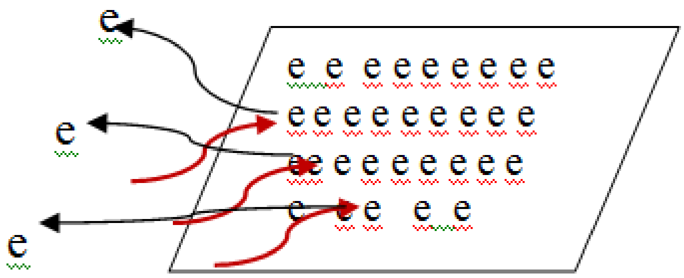
Appelé : **quanta d'énergie** hγ

h : longueur d'onde

γ : Fréquence

$$\Delta E = h\nu$$

II-3-Effet photoélectrique On envoi un rayonnement de lumière à la plaque métallique l'expérience menée par Hertz a montrés qu'une surface métallique frappée par un rayonnement émet des électrons.



La loi d'Einstein régissent ce phénomène est : hγ (l'énergie du rayonnement incident) $h\gamma=h\gamma_0+E_C$.

(Gain d'énergie hγ) photon): $E_C=1/2\ mv^2$

$h\gamma=h\gamma_0+E_c$

E_c: énergie cinétique de l'électron arraché.

$h\gamma_0$: L'énergie de seuil ; l'énergie minimale pour qu'il ait extraction d'électron

γ_0 : Fréquence de seuil et dépend de la nature du métal.

$h\gamma > h\gamma_0$: La condition d'extraction d'é de la surface du métal.

L'expérience montre que plus l'intensité du rayonnement est élevée, plus le nombre d'électrons arrachés de la surface métallique est grand.

La lumière serait constituée de corpusculaires (grains) d'énergie hγ, ces corpusculaires sont appelles : ***photons.***

$h= 6.62310^{-34}$js (la constante de plank)

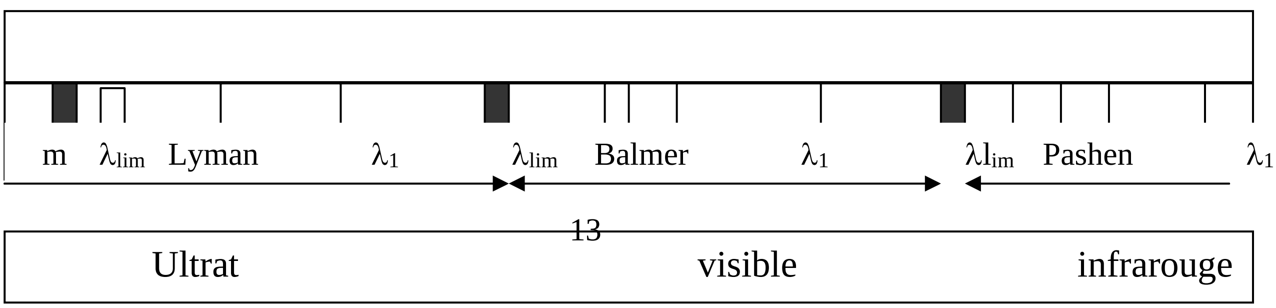
$$\Delta E = h\nu$$

II-4-Spectre optique de l'hydrogène

Sous l'effet des décharges électriques l'hydrogène devient incandescent (émet de la lumière). Cette lumière traverse un prisme qui la décompose en radiations monochromatique de longueur d'onde unique.

Sur un écran constitué d'un plaque photo ; nous obtenus un spectre de rais.

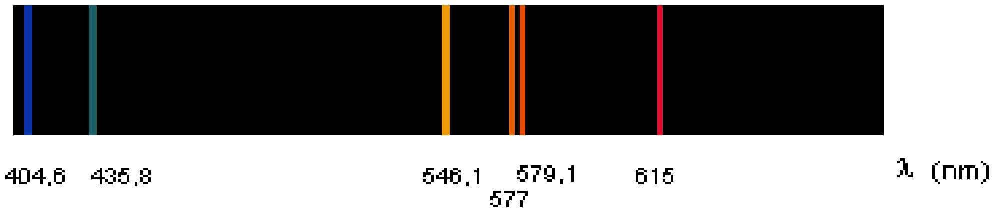
Le spectre est constitué de radiations monochromatiques de longueurs

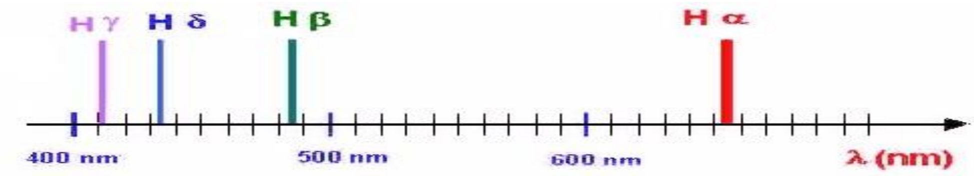


d'onde λ bien définies. 0,091 0,121 0,365

0,656 0,820 1,875

L'expérience a montré que le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène présente un grand nombre de raies dans l'ultraviolet, le visible et l'infrarouge. Les premières raies étudiées se situent dans le domaine du visible. Elles appartiennent à la "**série de Balmer**".





$H_2 +$ é $\rightarrow H^* + H^*$ Energie + H^* $\longrightarrow$ H^* (éxcitation)
Cathodique catomique

Les différentes séries de raies observées sont :
Série de Balmer (visible)
Série de Lymur (ultra violet)
Série de puchan. Brachet et p fond (infrarouge)

<u>Diverses régions du spectre électromagnétique</u>

$1A^0 = 10^{-10}$ m

Région	Longueur d'onde approximative	observations
Onde radio	1000m	
Micro onde	10^{-3}	
Rayon infra rouge	710^{-7}	Effet thermique
Lumière visible	410^{-7}	Rouge, orange, vert
Rayons ultraviolet	10^{-8}	Provoque le corps de
Rayons X		soleil émet par 4 atomes
Rayon γ		Emet par des noyaux visibles

Rydber et Balmer ont proposé une équation donnant la position des raies spectrales

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = Rh\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$\bar{\nu}$: Nombre d'onde

Rh : 1,097 10^5 cm^{-1}

n_1 et n_2 sont des entiers $n_2>n_1$

*Une absorption d'une radiation est obtenue lorsque l'électron passe du niveau n_1 au niveau n_2 avec $n_1>n_2$.

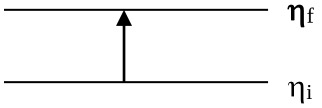
$$+h\nu = E_{n_2} - E_{n1}$$

*Une émission d'une radiation est obtenue lorsque l'électron passe du niveau n_2 au niveau n_1 avec$n_1>n_2$.

$$-h\nu = E_{n_1} - E_{n2}$$

Deux sorte de transitions:

L'absorption

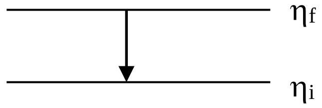


$\Delta E = E_f - E_i \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H Z^2\left(\frac{1}{\eta_1^2} - \frac{1}{\eta_2^2}\right)$

$\Delta E > 0$ positive

(Absorbe de l'énergie)

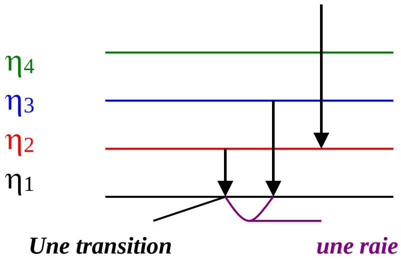
L'emission



$\Delta E = E_i - E_f \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H Z^2\left(\frac{1}{\eta_1^2} - \frac{1}{\eta_2^2}\right)$

$\Delta E > 0$ négative

(Dégage de l'énergie).



II-5-Les postulats de Bohr

L'électron décrit autour du noyau des orbites circulaires on elliptiques stationnaire d'énergie. Il n'y a pas d'émission de radiation pour certaines valeurs du moment cinétique angulaire de l'électron. Ces valeurs correspondent à des orbites stables de rayons

$$|P| = mvr = \frac{nh}{2\pi} \qquad (1)$$

-le moment cinétique orbital est **quantifié.**

$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$

III-Modèle de BOHR le modèle en couche

Rayon des orbites permises à l'électron.

$|Fe| = K\dfrac{qq'}{r^2} = K\dfrac{e^2}{r^2}$

$|Fc| = m\dfrac{v^2}{r}$

$|Fe| = |Fc| \Rightarrow K\dfrac{e^2}{r^2} = m\dfrac{v^2}{r}$

$cecidonne: r = \dfrac{Ke^2}{mv^2}(2)$

F_c: force centrifuge

Le deuxième postula de Bohr donne : $v = \dfrac{nh}{2\pi mr}$ (3)

Le remplacement de 3 dons 2 donnera : $r = \dfrac{n^2h^2}{4\pi^2 Kme^2}$

n : N^bre entier
h :cte de plank
m : masse de l'é
e : la charge d'électron

$r = \dfrac{n^2h^2}{4\pi^2 Kme^2}$ pour n=1 $\Rightarrow r_1 = \dfrac{h^2}{4\pi^2 Ke^2 m}$

donc

$r_n = n^2 \ r_1$

Pour n = 2 , 2^ième orbite de Bohr $r_2 = 4\times r_1$;

Pour n = 3 , 3 ^ième orbite de Bohr $r_3 = 9\times r_1$;

Pour n = 4 , 4 ^ième orbite de Bohr $r_4 = 16\times r_1$.......

III-1- Energie de l'électron dans une orbite stationnaire

Energie total de l'é =Energie cinétique + Energie potentielle

$Ec = \dfrac{1}{2}mv^2$ Donc : $Ec = \dfrac{1}{2}\dfrac{Ke^2}{r}\ carK\dfrac{e^2}{mv^2} = r \Rightarrow mv^2 = \dfrac{Ke^2}{r}$

$Ep = \int_r^\infty K\dfrac{qq'}{r^2}dr = \int_r^\infty \dfrac{Ke^2}{r^2}dr = -K\dfrac{e^2}{r} \Rightarrow E_p = -K\dfrac{e^2}{r}$

$E_T = E_C + E_P = \dfrac{1}{2}\dfrac{Ke^2}{r} - \dfrac{Ke^2}{r} \Rightarrow E_T = -\dfrac{1}{2}\dfrac{Ke^2}{r}$

Dans cette expression, on remplace r par $r = \frac{n^2h^2}{4\pi^2 Kme^2}$ on aura :

$$E_T = -\frac{1}{n^2}\frac{2\pi^2K^2me^4}{h^2}$$

Pour n=1 : (1ér orbite) $E_1 = -\frac{2\pi^2K^2me^4}{h^2} \Rightarrow E_1\frac{1}{n^2}$

III-2-Fréquence des raies émises

$h\nu = E_2 - E_1$ ν: Fréquence de la raie $E_2 \rightarrow E_1$

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h} = [(-\frac{2\pi^2K^2me^4}{h^2} * \frac{1}{n_2^2}) - (-\frac{2\pi^2K^2me^4}{h^2} * \frac{1}{n_1^2})]\frac{1}{h}$$

$$= \frac{2\pi^2K^2me^4}{h^2}(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}) * \frac{1}{h} = \frac{2\pi^2K^2me^4}{h}(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2})$$

$$\nu = \frac{2\pi^2K^2me^4}{h^3}(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2})$$

III-3-Nombre d'onde

$$\bar{\nu} = \frac{\nu}{c} = \frac{2\pi^2K^2me^4}{ch^3}(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2})$$

$$onposeque R_H = \frac{2\pi^2K^2me^4}{ch^3}$$

$$\bar{\nu} = R_H(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_2^2})$$

R_H : constante de Rydberg

Remarque :

Energie du niveau d'onde

$$n = \frac{-1}{n^2}\frac{2\pi^2K^2me^4}{h^2} = \frac{-2\pi^2K^2me^4}{h^2}\frac{hc}{hc}$$

$$E = -R_H Ch * \frac{1}{n^2}$$

Pour n = 1 E = - R_H C h $\Rightarrow E_n = E_1\frac{1}{n^2}$

Le Rayons de la 1ère orbite de Bohr est a_0 = 0,53 A^0

Série de Lyman (n>2→ n=1)
Série de Balmer (n>3→ n=2)
Série de Paschen (n>4→n=3)
Série de Braketh (n>5 → n=4)
Série de Pfond (n>6 → n=5)
E_1 : l'énergie du niveau fondamental (n=1) ou niveau le plus stable
E_2, E_3 Etats ou niveaux excités

- le niveau de rang infini (∞) correspond à l'état d'ionisation (l'électron quitte l'atome)

IV- Application du modèle de Bohr aux ions hydrogénoide

Hydrogénoide **:** l'ion hydrogénoide est caractérisé par le faite qu'il possède un seul électron mais son numéro atomique Z>1
Ex :
$_2He^+$, $_3Li^{++}$, $_4Be^{+++}$, $_5B^{++++}$.

Charge du noyau : +Ze
Charge de l'é :- e
En appliquant le même raisonnement que celui appliqué pour l'atome d'hydrogène.
On a :

$$r = \frac{n^2h^2}{4\pi^2Kme^2z}$$

$$F_e = K\frac{|q||q'|}{r^2}$$

$$|q| = ze; |q'| = e$$

$$\frac{h^2}{4\pi^2kme^2} = r_{1H}$$

$$r = r_{1H}\frac{n^2}{z}$$

r_{1H} : Rayon de la 1ère orbite de Bore de l'atome d'hydrogène.

Energie des orbites permises à l'électron

E= Ec + Ep

Le même raisonnement que pour l'atome d'hydrogène conduit à :

$$E_T = -\frac{1}{n^2}\frac{2\pi K^2me^4}{h^2}$$

$$E = -R_HCh * \frac{z^2}{n^2}$$

- Rh Ch =E_H l'énergie de la premier orbite de Bohr

$$E_n = E_1\frac{Z^2}{n^2}$$

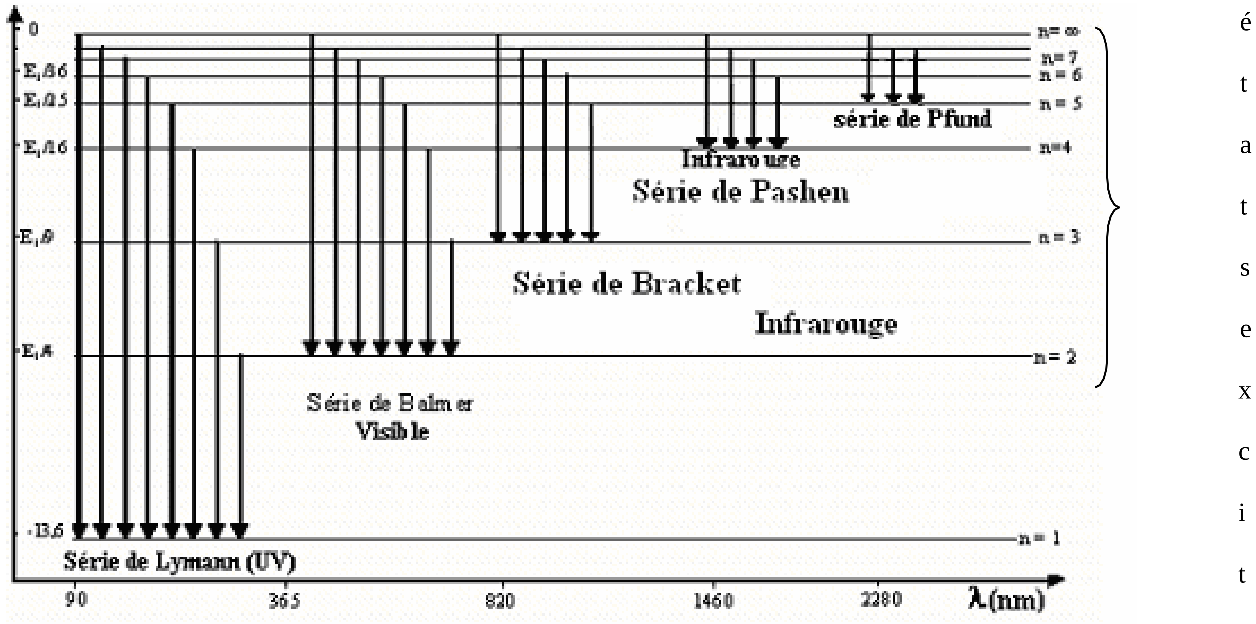
Nombre d'onde

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$$

$$h\nu = E_{n_2} - E_{n_1}$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Ainsi on retrouve la formule empirique de Ritz et les différentes séries de raies du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène. Les transitions spectrales entre les différents niveaux électroniques de l'atome d'hydrogène sont représentées dans le diagramme énergétique suivant :



N.B. : La valeur calculée de la constante de Rydberg est proche de la valeur expérimentale donnée empiriquement par Balmer R_H =109677,6 cm^{-1}. Cependant, l'étude du mouvement autour du centre de gravité du système (électron-noyau) ou la masse de l'électron m est remplacée par appelée masse réduite du système définie par :

$$\frac{1}{\mu} = \frac{1}{m_{noyau}} + \frac{1}{m_{électron}}$$

Donne une valeur de R_H = 109677,70 cm^{-1}, très proche de la valeur expérimentale.

IV-1-Atomes polyélectroniques

La charge Réelle du noyau de l'atome est : Ze

Les électrons sont en mouvement. Ils ses tournes les uns les autres.

Notre étude porte sur l'électron i.

Les électrons situés entre le noyau et l'é considéré exercent un effet d é cran sure l'é i.
La charge du noyau vis à vis de l'électron i considérer sera : $+(z-\delta)e$

δ = Cte d'écran ; δ dépend du nombre d'é qui font écran

$$\Delta E = h\nu = E_i - E_j$$

$$= R_H ch(z-\delta)\left(\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2}\right)$$

IV-2 Loi de Moseley

Le bombardement d'une anode métallique par des é cathodiques (rapides) engendre l'émission d'un rayonnement X.
Les rayons X ont une fréquence élevée donc très énergétiques.

Remarque :
Chaque élément (forment l'anode) donné présente émet un spectre de rayons X qui lui est propre.
Plus la masse atomique ou le nombre Z du métal servant l'anode et grande plus la fréquence du rayonnement x émis et grande.

La loi

$$\sqrt{\nu} = a(z-\delta)$$

$a : constante$

$\delta : constante d'écran$

$$a = \sqrt{R_H c(\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2})}$$

$$on : h\nu = R_H Ch(z-\delta)^2 (\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2}) \Rightarrow \nu = R_H c(z-\delta)^2 (\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2})$$

V-Insuffisance du modèle de BOHR

-Le modèle de BOHR ne prend pas en compte que l'interaction entre un noyau et un électron.
-Ce modèle ne permet pas l'explication des spectres optiques des atomes à plusieurs électrons.
-Ce modèle ne suffit pas à expliquer le fait qu'un atome d'hydrogène présente un atome plus complexe dans un champ magnétique (effet zeemen)
-Ce modèle insuffisant et perfectué en introduisant nombres quantiques.

V-1-Modèle de Sommerfeld

Sommerfeld a amélioré le modèle de Bohr en supposant des orbites elliptiques en plus des orbites circulaires. Ceci a permis toutefois d'expliquer le dédoublement des raies spectrales et les spectres d'émission d'un certain nombre d'atomes légers.

Sommerfeld en plus du nombre quantique principal **n**, a introduit d'autres nombres quantiques ℓ et m .

- L'énergie de l'électron et la taille du nuage électronique sont déterminées par lagrandeur **n :** n = 1, 2, 3, 4, …etc. comme dans le modèle de Bohr. Plus **n** est élevé plusla taille de l'orbitale et l'énergie sont importantes.

- Le nombre ℓ définit les sous niveaux énergétiques qui sont au nombre de n(ℓ = 0, 1, 2, 3 , , n - 1). Pour une même valeur de n, il y'a **n** sous niveaux énergétiques.

- En présence d'un champ magnétique, l'orientation spatiale du plan de l'ellipse n'est pas quelconque. Elle est quantifiée par **m.**

Pour une valeur de ℓ , m $= -\ell, -\ell+1, -\ell+2, ..., 0, \quad \ell-2, \ell-1, \ell$

- Atome d'hydrogène en l'absence de champ

raie de Balmer:

$n_2 = 3 \rightarrow \quad n_1 = 2$

- Atome d'hydrogène en présence de champ B

Multiplication de raie

- Les nombre quantique n :

nombre quantique n appelle nombre quantique principale n = 1,2,3…….
n : désigne le niveau d'énergie et l'orbite. n définit la couche.

* Nombre quantique se conduire ou azimital) L $0 \le L \le n-1$
L : ne peut pas prendre que n valeurs.
*Il sous renseigne sur la forme géométrique de l'orbite.
*L caractérise la sous couche.
Nombre magnétique m : dans un champ d'induction B

$$-L \le m \le L$$

Nombre quantique de spin : s=+-1/2

VI-Série d'exercices avec solutions

Exercice 1

Les valeurs des énergies (en eV) d'excitation successives de l'atome d'hydrogène sont :
10,15 / 12,03 / 12,69 / 12,99 (eV).
L'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène est de 13.6 e V
1-Calculez les énergies de l'électron sur les différents niveaux en e V.
2-Montrez que ces résultats expérimentaux vérifient bien la théorie de bohr.

Solution 1

1- L'énergie d'excitation fait passer l'électron de l'état fondamental (niveau 1) a un état excité (η_1).
Les niveaux successifs concernés sont 2,3,4 et 5.
2- L'énergie d'ionisation fait passer l'électron du niveau 1 au niveau infini, par convention, l'énergie à l'infini est nulle. On a donc:
$E_i = E_\infty - E_1 \Rightarrow E_i = - E_1 \Rightarrow E_i = 13,6$ eV. E_i est toujours positive

- L'énergie d'excitation sur un niveau n (soit E) est $E = E_\eta - E_1 \Rightarrow E_\eta = E + E_1$

Application numérique

$E_\eta = E + E_1$	Theorie de Bohr
$E_2 = 10,15 - 13,6 = -3,45$ eV	$E_2 = - 13,6 /2^2 = -3,40$ eV
$E_3 = 12,03 - 13,6 = -1,57$ eV	$E_3 = - 13,6 /3^2 = -1,51$ eV
$E_4 = 12,69 - 13,6 = -0,91$ eV	$E_4 = - 13,6 /4^2 = -0,85$ eV
$E_5 = 12,99 - 13,6 = -0,61$ eV	$E_5 = - 13,6 /5^2 = -0,54$ eV

Remarque
Dans la théorie de Bohr, l'électron se trouve sur une orbitale stationnaire avait une énergie E H c(
$E_\eta = -\frac{13,6\, Z^2}{\eta^2}$ $Z^2 = 1$ (Atome d'hydrogène) $E_\eta = Z^2 E^\eta$ pour un hydrogenoide Z >1 et 1 électron

Exercice 2

Dans le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène :
1-Donner pour chacune des séries de Lyman , Paschen , Brackett , et pfund , les longueurs d'onde de la première raie et celle de la raie limite
2- Représenté sue un diagramme les transitions électroniques correspondantes.
Données : $R_H = 1,097\ 10^7\ m^{-1} = 10970000$.

Solution 2

On détermine les longueur d'onde par $\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{\eta_1^2} - \frac{1}{\eta_2^2}\right)$ pour un hydrogenoide

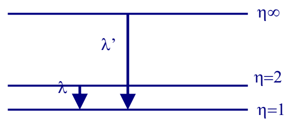
$\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{\eta_1^2} - \frac{1}{\eta_2^2}\right)$ pour un atome d'hydrogène.

$\lambda' * Z^2 = \lambda_H$

Lyman

La première raie correspond à 1-2 $\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right) \Rightarrow \lambda = 121,57$ nm.

La dernière raie correspond à 1-∞ $\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty}\right) \Rightarrow \lambda = 91,10$ nm.

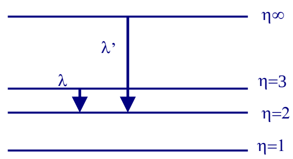


La série de Lyman de 91,10 nm-121,57nm. ultra violet (UV).

Balmer

La première raie correspond à 2-3 $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{2^2}-\frac{1}{3^2}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 656,33 nm.

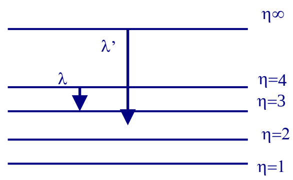
La dernière raie correspond à 2-∞ $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{2^2}-\frac{1}{\infty}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 364,63 nm.



La série de Balmer de 364,63 nm-656,33nm. visible.

Pachen

La première raie correspond à 3-4 $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{3^2}-\frac{1}{4^2}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 820,41 nm.
La dernière raie correspond à 3-∞ $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{4^2}-\frac{1}{\infty}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 1875,6 nm.

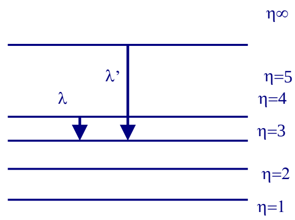


La série de Pachen de 820,41 nm – 1875,6 nm. Infra-rouge.

Bracket

La première raie correspond à 4-5 $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{4^2}-\frac{1}{5^2}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 1458,52 nm.

La dernière raie correspond à 4-∞ $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{4^2}-\frac{1}{\infty}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 4051,45 nm.

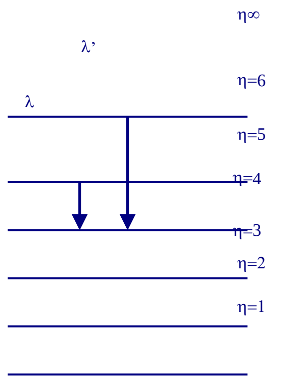


La série de Bracket de 1458,52 nm – 14051,45 nm. Proche infra-rouge.

Pfund

La première raie correspond à 5-6 $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{5^2}-\frac{1}{6^2}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 7411,19 nm.

La dernière raie correspond à 5-∞ $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{5^2}-\frac{1}{\infty}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 2278,94 nm.



La série de Pfund de 1458,52 nm – 14051,45 nm.   infra-rouge lointain.

Exercice 2

1-Calculer la longueur d'onde de la première raie et de la dernière raie de Lyman, Paschen.
2- dans quel domaine spectral (UV, Visible, IR,….), ces séries se situent-elles?
Données : R_H = 1,097 10^7 m^{-1} = 10970000.

Solution2

Lyman

La première raie correspond à 1-2 $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{1^2}-\frac{1}{2^2}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 121,57 nm.

La dernière raie correspond à 1-∞ $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{1^2}-\frac{1}{\infty}\right)$ $\Rightarrow$ λ = 91,10 nm.

Balmer

La première raie correspond à 2-3 $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2(\frac{1}{2^2}-\frac{1}{3^2})$ $\Rightarrow$ λ = 656,33 nm.

La dernière raie correspond à 2-∞ $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2(\frac{1}{2^2}-\frac{1}{\infty})$ $\Rightarrow$ λ = 364,63 nm.

Pachen

La première raie correspond à 3-4 $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2(\frac{1}{3^2}-\frac{1}{4^2})$ $\Rightarrow$ λ = 820,41 nm.

La dernière raie correspond à 3-∞ $\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2(\frac{1}{4^2}-\frac{1}{\infty})$ $\Rightarrow$ λ = 1875,6 nm.

2-

La série de Lyman de 91,10 nm – 121,57nm. ultra violet (UV).
La série de Balmer de 364,63 nm – 656,33nm. visible.
La série de Pachen de 820,41 nm – 1875,6 nm. Infra-rouge.

Exercice 4

L'expression de l'anergie totale d'un atome hydrogenoide de numéro atomique Z est donnée par :

$$E\eta = -K2\,\frac{2\pi^2 m Z^2 e^4}{\eta^2 h^2}$$

K = 1 dans le système CGS et K= 9 10^9 dans le système d'unité (MKSA)

1- exprimer en fonction de l'énergie de l'état fondamental de l'atome d'hydrogène.
2- considérons les trois ions : He^+, Li^{2+}, Be^{3+}. Trouver, pour chacun de ces hydrogenoide, le niveau d'énergie en qui se confond avec le niveau d'énergie E_2 de l'atome d'hydrogène H.
3- Déterminer la vitesse de l'électron dans l'orbite 4 pou chaque hydrogenoide.

Données : H = 6,62 10^{-34}J.s m_p =1,67 10^{-27} Kg, et e =

Solution 4

1-pour l'atome H à l'état fondamental on a Z = 1, appelons E_H l'énergie correspondante, on déduit

$E_n = E_H \dfrac{Z^2}{\eta^2}$ $E_H = -13{,}6$

2- D'après l'expression de l'anergie on a pour H: $E_n = \dfrac{E_H}{2^2}$ ce qui entraîne, compte tenue du résultat obtenue en 1

$\dfrac{E_H}{2^2} = E_H \dfrac{Z^2}{\eta^2}$ soit x = 2Z.

D'ou les niveaux x pour les 3 atomes hydrogenoide

atomes	He^+	Li^{2+}	Be^{3+}
Z	2	3	4
x	4	6	8

Exercice 3

Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène donne une raie de longueur d'onde de 950 nm
1- Situer cette raie dans le domaine èlectromagnetique.
2-Deduire à quelle série appartient cette raie
3-Determiner a transition correspondant à cette raie
4-Calculer en eV l'énergie d'émission correspondant à cette raie
5-Cette longueur d'onde est-elle capable d'excité l'ion Be^{+3}

6-Calculer le rayon de l'orbite électronique de l'ion Be^{+3}, pris dans son état excité selon le modèle de Bohr.

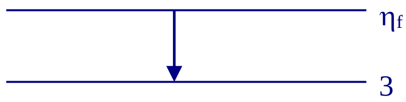
Données : h=6,62 10^{-34}J.s; R_H=1,110^{7}m,c = 310^8 m/s; E_1= -13,6eV, a_0=0,53A° (rayon de l'atome de Bohr).

Solution 3

1- λ=950nm -------------------- Le domaine entre (820,41 - 1876,6) nm.

2-le proche IR --------------------- série de raie: pachen $\eta = 3$.

3- transition d'un état à un autre dans la série de pachen



$\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{3^2}-\frac{1}{\eta_f^2}\right)$ Émission $\Rightarrow$ $\eta_f = 8$ $\Leftrightarrow$ la transition 8---3

4-$\Delta E < 0$ on doit trouver l'énergie négative.

$\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$ = 6,62 10^{-34}*3 10^8 / 950 10^{-9} $\Rightarrow$ ΔE = -1,30 eV. (-) car c'est l'émission.

$\Delta E = hcR_H \left(\frac{1}{3^2}-\frac{1}{8^2}\right)$ $\Rightarrow$ ΔE = -1,30 eV. (-) car c'est l'émission.

Ou bien

$E_3 = -13{,}6/3^2 \Rightarrow E_3 = -1{,}511$ eV

$E_8 = -13{,}6/8^2 \Rightarrow E_8 = -0{,}212$ eV

$\Delta E = E_3 - E_8 \Rightarrow \Delta E = -1{,}298$ eV

5- on fixeλ, on cherche η_2 (η_2 est un entier), Z= 4, η_1= 1.

$\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{1^2}-\frac{1}{\eta_2^2}\right)$ η_2 = 1,05 donc il n'existe pas le Be^{+3}

6- $r = \eta_2 / Z\ a_0$ avec a_0 = 0,53 A°

Z = 4 et η = 2 (premier état excité) $r = 2^2 / 4 * 0{,}53 \Rightarrow r = 0{,}53$ A°.

Exercice 3

1°) Retrouver l'expression donnant l'énergie totale (cinétique et potentielle) d'un électron d'un ion hydrogenoide en fonction du rayon r de la trajectoire. En utilisant les postulats de Bohr, donner l'expression de cette énergie en fonction du nombre quantiqueη.

2°) Représenter les diagrammes énergétique correspondant à l'atome H et à l'ion

hydrogenoide He, en plaçant les niveaux 1, 2, 3, 4 et ∞. Les comparer.

3°) Si on considère la différence d'énergie ΔE entre les niveau 1 et 2, quelle relation peut on écrire entre $\Delta E(H)$ et $\Delta E(He^+)$. En déduire une relation entre les longueurs d'onde correspondant à ces transitions.

4°) A partir de l'expression de l'énergie (établie au 1°), retrouver la relation de Balmer.

Solution 3

$mvr = \frac{\eta h}{2\pi} \Rightarrow m^2v^2r^2 = \left(\frac{\eta h}{2\pi}\right)^2$…………(1).

Fe = Fc $\Rightarrow$ $\frac{mv}{r}$

Exercice 3

Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène donne une raie de longueur d'onde de 950 nm

1-Situer cette raie dans le domaine èlectromagnetique.

2-Deduire à quelle série appartient cette raie

3-Determiner a transition correspondant à cette raie

4-Calculer en eV l'énergie d'émission correspondant à cette raie

5-Cette longueur d'onde est-elle capable d'excité l'ion Be^{+3}

6-Calculer le rayon de l'orbite électronique de l'ion Be^{+3}, pris dans son état excité selon le modèle de Bohr.

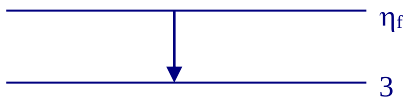
Données : h=6,62 10^{-34}J.s; R_H=1,11$0^7$m,c = 31$0^8$ m/s; E_1= -13,6eV, a_0=0,53A° (rayon de l'atome de Bohr).

Solution 3

1- λ=950nm -------------------- Le domaine entre (820,41 - 1876,6) nm.

2-le proche IR --------------------- série de raie: pachen $\eta = 3$.

3- transition d'un état à un autre dans la série de pachen



$\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{3^2}-\frac{1}{\eta_f^2}\right)$ Émission $\Rightarrow$ η_f =8 $\Leftrightarrow$ la transition 8---3

4-ΔE< 0 on doit trouver l'énergie négative.

$\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$ = 6,62 10^{-34}*3 10^8 / 950 10^{-9} $\Rightarrow$ ΔE = -1,30 eV. (-) car c'est l'émission.

$\Delta E = hcR_H\left(\frac{1}{3^2}-\frac{1}{8^2}\right)$ $\Rightarrow$ ΔE = -1,30 eV. (-) car c'est l'émission.

Ou bien

$E_3 = -13,6/3^2 \Rightarrow E_3 = -1,511$ eV

$E_8 = -13,6/8^2 \Rightarrow E_8 = -0,212$ eV

$\Delta E = E_3 - E_8 \Rightarrow \Delta E = -1,298$ eV

$\frac{1}{\lambda}=R_H Z^2\left(\frac{1}{\eta_1^2}-\frac{1}{\eta_2^2}\right)$ pour un hydrogenoide ---------(1

$\frac{1}{\lambda}=R_H\left(\frac{1}{1^2}-\frac{1}{2^2}\right)$ pour l'atome d'hydrogène----(2

même transition $\Rightarrow$ 1) = (2 $\Leftrightarrow$ $\lambda_H = Z^2\lambda_Z^2$ $\Rightarrow$ 950 =16 λ_Z^2 $\Rightarrow$ λ = 59,37nm

$\Delta E = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \Delta E = \frac{6,6210-34*3108}{59,3710-9}$ = 0,334 * 10^{-17} J $\Rightarrow$ ΔE = -20,9 eV.

$\Delta E = \Delta E_H * Z^2 = -1,3 * 4^2 \Rightarrow \Delta E = -20,8$ eV.

Exercice 4

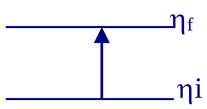
La fréquence d'une radiation lumineuse absorbé par un hydrogènoide est de 5,3 10^{16} s, cette radiation correspond à la plus petite longueur d'onde du spectre de cet hydrogènoide.

1-Quel est cet hydrogènoide ?

2- Cet hydrogènoide subit la transition de n à 5, l'énergie mise en jeu est de 45,8 Ev.

a) Déterminer la valeur de η.
b) Quelle est l'énergie au niveau η? et déduire E_5 ?

Solution 4



1- $\lambda\uparrow$ $E\downarrow$ $\nu = 5,3\ 10^{16}$ ΔE > 0 c'est une absorption

λ la plus petite $\frac{1}{\lambda}=\frac{\upsilon}{c}\Rightarrow$ $\frac{\nu}{c}=R_H Z^2\left(\frac{1}{\eta_i^2}-\frac{1}{\eta_f^2}\right)$ $\eta_i = 1$, $\eta_f \to \infty$ $\Rightarrow$ $Z^2 = \frac{\upsilon}{c}R_H$ $\Rightarrow$ Z = 4

2- a) La transition d'un état à un autre η——5

on a $\frac{1}{\lambda}=\frac{\Delta E}{hc}\Rightarrow$ $\frac{\Delta E}{hc}=R_H Z^2\left(\frac{1}{\eta_i^2}-\frac{1}{\eta_f^2}\right)$ avec $\eta_f > \eta_i$ $\frac{\Delta E}{hc}=R_H Z^2\left(\frac{1}{\eta_i^2}-\frac{1}{5^2}\right)$ $\Rightarrow$ $\eta_i = 2$ $\Rightarrow$ la transition 2—5

b) $E_\eta = -\frac{13,6\ Z^2}{\eta^2}$ $\Rightarrow$ $E_2 = -\frac{13,6\ Z^2}{2^2}$ $\Rightarrow$ $E_2 = -13,6 * 4^2 / 2^2$ $\Rightarrow$ $E_2 = -54,4$ eV.

$\Delta E = E_f - E_i \Rightarrow E_5 - E_2 \Rightarrow E_5 = \Delta E + E_2 \Rightarrow E_5 = 45,8 - 54,4 \Rightarrow E_5 = -8,6$ eV.

On vérifie $E_5 = -13,6 * 4^2 / 5^2 \Rightarrow E_5 = -8,70$ eV.

Exercice 5

- On donne ci-dessous les valeurs des longueurs d'onde de trois rais du spectre d'émission de l'ion He^+ : 4689A, 3205A, 2735A.

a) Quelle seraient, dans le cas de l'atome d'hydrogène, les longueurs d'ondes des raies dues a ces mêmes transitions.

b) A quel domaine des radiation du spectre electromagntique appartient chacune des rais dans le cas de l'atome d'hydrogène ? en déduire les séries possibles à laquelle appartient chacune de ces trois rais

c) À quelle transition correspond chaque raie ?

Solution 5

a) Même transition $\Rightarrow$ $\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{\eta_1^2} - \frac{1}{\eta_2^2}\right)$ $R_{HZ}^2 = Z^2 R_H \Rightarrow R_{He^+} = Z^2 R_H = 16 * 109677,6 = 438710,4$ Cm^{-1}

$\lambda_H = Z^2 \lambda_Z^2 \Rightarrow \lambda_H = Z^2 \lambda_{He^+}$

D'ou les longueurs d'onde ----------- (1)

λ_{He^+} (A°)	λ_H	domaine	Transition η_2 —— η_1
4686	18756	IR	4 -------- 3
3208	12832	IR	5 -------- 3
2735	10940	IR	6 -------- 3

b) On note que les longueur d'onde se situent dans IR, les séries possibles sont tells que $\eta_1 \geq 3$

c) en fixant arbitrairement $\eta_1 = 3$ (série de pachen) dans la relation (1), on déduit η_2

VII-Série d'exercices sans solutions

Exercice 1 Le faisceau d'électrons d'un tube cathodique est fourni à 1 d.d.p de U = 10.000 volts. Calculer la vitesse acquise par les électrons à la sortie de l'anode.
Données : $e = 1.6.10^{-19}$ C ; $me = 9,1.10^{-31}$Kg

Exercice 2 Un faisceau d'électrons traverse à une vitesse de v = 50.000Km/s un champ magnétique de 16 Gauss. Calculer la déviation de ce faisceau dans le champ magnétique.
Données : 1 Gauss = 10^{-4} Tesla.

Exercice 3 ***On considère l'atome d'hydrogène***

1. Déterminer le rayon en mètre(m) de l'orbite de l'électron pour le nombre quantique n = 1

dans le cadre du modèle atomique de Bohr.

2. Par application à la théorie de Bohr quelle est la vitesse de l'électron pour l'état fondamental de l'atome d'hydrogène ?
3. Quelle est la longueur d'onde de l'onde associée à cet électron. (Postulat de DE Broglie).

Données : $h = 6,62.10^{-27}$erg.sec ; $m = 9,108.10^{-28}$ g ; $e = 4.803.10^{-10}$ UESCGS ; $K = 9.10^9$ (MKSA)

Exercice 4 Déterminer la longueur d'onde d'une radiation :

- visible de fréquence $\nu_1 = 500.10^{12}$ Herts.
- Infrarouge de fréquence $\nu_2 = 10^{12}$ Herts.
- γ de fréquence $\nu_3 = 500.10^{18}$ Herts.

On donne : $C = 3.10^8$ m/s.

Exercice 5 Calculer en joules et en électronvolts, les énergies des photons correspondants aux fréquences : $\surd_1 = 5.10^{14}$ Hertz ; $\surd_2 = 10^{12}$ Hertz ; $\surd_3 = 5.10^{20}$ Hertz
On donne : 1eV = $1,6.10^{-19}$ Joule ; $h = 6,626.10^{-34}$ J.s

Exercice 6 La raie jaune du spectre d'une lampe à vapeur de Sodium à une fréquence de $5,08.10^{14}$ s^{-1}. Calculer :

1) la longueur d'onde de la raie,
2) le nombre d'onde associé,
3) l'énergie des photons émis (en e.V).

On donne : $h = 6,62.10^{-34}$ j.s ; $C = 3.10^8$ m/s.

Exercice 7 Soit une particule de masse m = 1g se déplaçant à la vitesse v = 1 m/s ; et un électron se déplaçant à la vitesse $v = 10^6$ m/s. Quelles sont les longueurs d'ondes associées ?
On donne : $h = 6,62.10^{-34}$ j.s ; $m = 9,108.10^{-31}$Kg.

Exercice 8 D'après la théorie de Bohr, il n'y a qu'un certain nombre de niveaux d'énergie électronique possible pour l'hydrogène.

a) Calculer en (eV) les énergies correspondantes aux premiers niveaux.
b) Quelle est la plus petite quantité que doit absorber l'hydrogène pour passer de l'état L'état fondamental à l'état excité ? Si cette énergie est fournie sous forme lumineuse, quelle est la longueur d'onde de la radiation nécessaire pour produire cette transformation.
c) Donner l'ordre de grandeur de la longueur d'onde associée à 1 électron soumis à une accélération de la d.d.p U = 100 volts.