Série n°1 Les spectres atomiques Profs : Abdelmoula et Zribi

Exercice n°1 :

On donne $h = 6{,}62.10^{-34}$J.s ; $C = 3.10^{8}$m.s^{-1} ; 1eV = $1{,}6.10^{-19}$J

Les différents niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont données par la relation : $E_n = - E_0/n^2$ avec E_0 = 13,6 eV et n un entier naturel non nul.

1) Comment peut-on qualifier l'énergie de cet atome ? Expliquer.
2) Faire le schéma du diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène en utilisant l'échelle 1 cm pour 1 eV (on ne représentera que les six premiers niveaux).
3) Déterminer l'énergie minimale (en eV) qu'il faut fournir à un atome d'hydrogène pour l'ioniser dans chacun des deux cas suivants :
   a) Lorsqu'il est dans son état fondamental.
   b) Lorsqu'il est au premier niveau d'énergie excité.
4) Exprimer la longueur d'onde de la radiation émise lorsque l'atome passe d'un niveau d'énergie p au niveau d'énergie n = 2 en fonction de h, C, E_0 et p.
   En déduire les longueurs d'ondes minimale et maximale de cette radiation.
5) L'atome d'hydrogène est dans son état fondamental. On l'excite par une radiation lumineuse. Décrire ce qui se passe lorsque l'énergie de cette radiation prend respectivement les valeurs :
   a) W_1 = 9 eV ; b) W_2 = 12,09 eV ; c) W_3 = 15 eV.

Exercice n°2 :

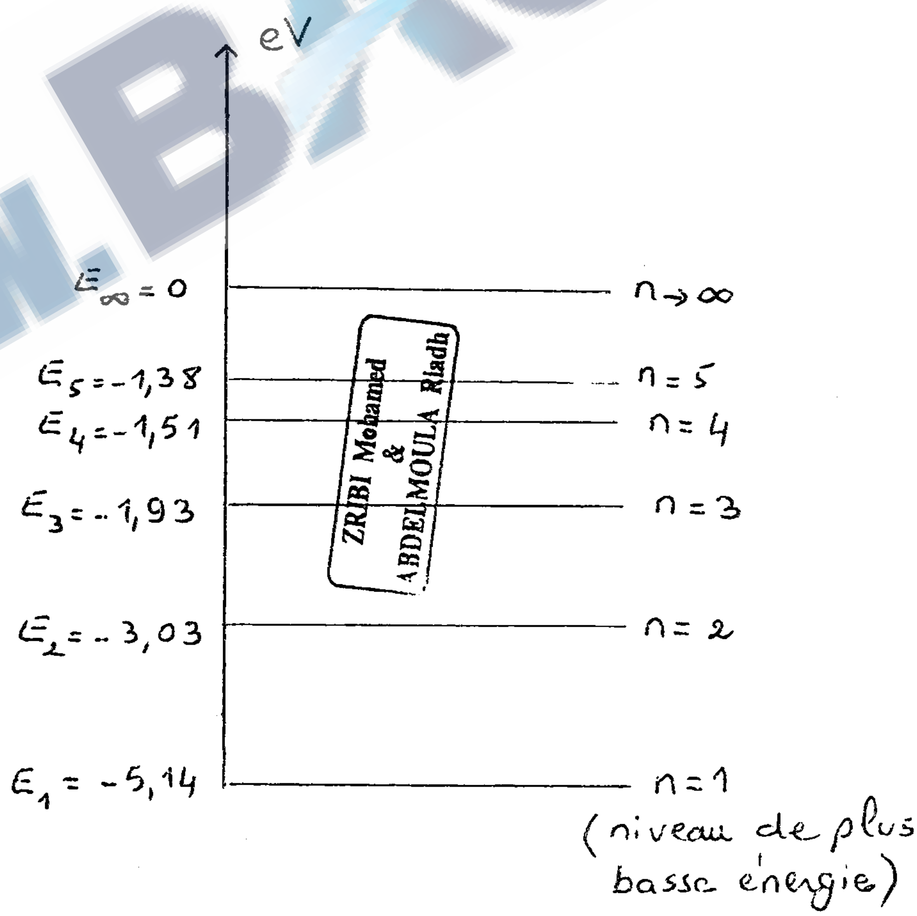
Le diagramme énergétique simplifié de l'atome de sodium est reproduit.

Données : $h = 6{,}62.10^{-34}$J.s^{-1}, C = 3.108m.s^{-1} ; masse de l'électron : 9.10^{-31}Kg ;

Domaine du visible : $0{,}4\mu m < \lambda < 0{,}75\mu m$.

1) Donner la composition de l'atome de sodium : $^{23}_{11}Na$.
2) Le diagramme d'énergie simplifié de l'atome de sodium montre que l'énergie est quantifiée. Expliquer. La mécanique de Newton permet-elle d'expliquer ces niveaux énergétiques ?
3) Quel est l'énergie de l'état fondamental ?
4) L'atome de sodium est ioniser à partir de son état fondamental, l'électron est émis avec une vitesse $v = 10^{6}$m.s^{-1}. Déterminer la valeur de la fréquence de la radiation absorbée. A quel domaine spectral appartient-elle ?
5) L'atome de sodium étant excité au niveau n = 2.
   a) Déterminer la longueur d'onde λ de radiation émise pour la transition : $2 \rightarrow 1$.
6) Déterminer, d'après le diagramme, la plus grande longueur d'onde de la radiation que peut émettre le sodium en précisant la transition correspondante.

Ex. 2


eV
E∞ = 0
E5 = -1,38
E4 = -1,51
E3 = -1,93
E2 = -3,03
E1 = -5,14
n → ∞
n = 5
n = 4
n = 3
n = 2
n = 1
(niveau de plus basse énergie)
ZRIBI Mohamed & ABDELMOULA Riadh

Série n°2 Les spectres atomiques Profs : Abdelmoula et Zribi

Données : $h = 6{,}62.10^{-34} J.s^{-1}$, $C = 3.10^{8} m.s^{-1}$; $1eV = 1{,}6.10^{-19} J$

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

$$E_n = - E_0 / n^2 \ ;$$

Avec $E_0 = 13{,}6eV$; $n \in \mathbb{N}^*$.

1) Qu'appelle-t-on transition au sein de l'atome ?

2) a) Que vaut n lorsque l'atome est dans son état fondamental ?
 b) Quelle est l'énergie d'ionisation minimale de l'atome de l'hydrogène ?

3) a) Expliquer pourquoi le spectre d'émission de l'hydrogène présente des raies ?
 b) Comment peut-on distinguer un spectre d'émission d'un spectre d'absorption ?

4) On fournit successivement à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental les quantums d'énergies suivantes :

* $W_1 = 6eV$
* $W_2 = 12{,}75eV$
* $W_3 = 18eV$

grâce à des radiations électromagnétiques.
 a) Dans quels cas l'atome pourra-t-il absorber cette énergie ?
 b) Dans quel état se trouvera-t-il dans chacun des 3 cas considérés ?

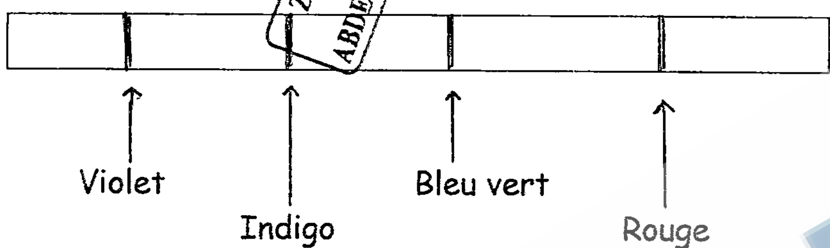
5) On fournit à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental, l'énergie suffisante afin qu'il parvienne au niveau excité caractérisé par n = 5.
 a) Cette énergie est fournie par une radiation électromagnétique
 Quelle doit être la longueur d'onde de cette radiation ?
 b) L'atome d'hydrogène revient alors à son état fondamental par une suite de transitions au cours desquelles il passe, entre autres du niveau n = 3 au niveau n = 2. Quelle est dans ce cas la longueur d'onde de la radiation émise ?

6) Quelle est la plus courte longueur d'onde λ des différentes raies spectrales que peut émettre l'atome d'hydrogène lors de sa désexcitation ?

Série n°3 Les spectres atomiques Profs : Abdelmoula et Zribi

On donne : $h = 6,62.10^{-34}J.s$; $c = 3.10^{8}m.s^{-1}$; $1MeV = 1,6.10^{-13}J$.

On donne dans le domaine visible, le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène et la relation permettant de trouver les niveaux énergétiques possibles de l'atome.



$E_n = -(E_0 / n^2)$ avec $E_0 = 13,6eV$; $n \in \mathbb{N}^*$ et $1eV = 1,6.10^{-19}J$.

1) a) Définir un spectre d'émission d'un atome.

b) Un atome à l'état fondamental est-il capable d'émettre les radiations ?

c) Le spectre observé est il continu ou discontinu ?

Donner une interprétation énergétique.

2) Quel appareil utilise-t-on pour obtenir un spectre de raies ?

Préciser la pièce maîtresse dans cet appareil.

3) a) Calculer les valeurs numériques (E_1 ; E_2 ; ……… ;E_6) puis représenter le diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène.

b) Définir l'énergie d'ionisation E_i de l'atome d'hydrogène et calculer sa valeur.

4) Les quatre raies observées correspondent aux transitions de n vers p = 2 avec n = 3 ; 4 ; 5 ; 6.

a) Calculer puis accorder à chaque radiation observée la longueur d'onde correspondante.

b) Laquelle des quatre radiations la moins énergétique ?

5) On fournit successivement à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental les radiations électromagnétiques d'énergie :

* E=8 eV
* E'=10,2 eV

Laquelle des deux radiations est absorbée par l'atome d'hydrogène ?

Série n°4 Les spectres atomiques Profs : Abdelmoula et Zribi

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

$$E_n = - E_0 / n^2$$

avec $E_0 = 13{,}6$ eV. n étant le niveau considéré.

1) Calculer les niveaux d'énergies E_1, E_2, E_3, E_4 et E_5.

2) Au cours d'une désexcitation l'électron passe du niveau (5) au niveau (2).
   a) Montrer qu'il existe quatre manières différentes relatives à cette désexcitation.
   b) En déduire les énergies des photons émises au cours de chaque manière.

3) a) Montrer qu'au cours d'une désexcitation la longueur d'onde du photon émis vérifie la relation :

$$\lambda = 12{,}41.10^{-7}/(E_i - E_f).$$

   E_i et E_f sont respectivement les niveaux d'énergie initial et final en (eV).
   b) Vérifier qu'au cours de cette désexcitation le spectre obtenu comporte six raies dont on déterminera leurs longueurs d'ondes.

4) L'atome d'hydrogène pris maintenant à son état fondamental est bombardé par une particule d'énergie W.
   a) Préciser s'il existe le nouvel état pris par cet atome pour chacun des valeurs de W suivants :
   * W = 8 eV
   * W = 12 eV
   * W = 15 eV.
   b) Le spectre obtenu est-il d'émission ou d'absorption ? Justifier la réponse.

On donne : $h = 6{,}62.10^{-34}$ J.s. $1eV = 1{,}6.10^{-19}$ J.

Série n°5 Les spectres atomiques Profs : Abdelmoula et Zribi

L'atome d'hydrogène est formé d'un seul électron en mouvement autour d'un proton. Les niveaux d'énergie électronique sont quantifiés. Ils sont donnés par la relation suivante :

$$E_n = - (13{,}6/n^2)$$

avec E_n en eV et n est un entier positif.

1) Diagramme d'énergie :

a) Représenter le diagramme des niveaux d'énergie électronique de l'atome d'hydrogène (on se limite aux 5 premiers niveaux et au niveau $n = \infty$).

b) A quoi correspond le niveau d'énergie le plus bas ?

2) Absorption d'énergie :

a) Calculer l'énergie que doit posséder un photon incident capable d'ioniser l'atome d'hydrogène initialement à l'état fondamental

Quelle est la longueur d'onde associée à ce photon ?

b) L'atome d'hydrogène est pris à l'état fondamental. Indiquer, en justifiant la réponse, si l'atome d'hydrogène peut absorber un photon d'énergie :

* 12,75 eV
* 11 eV
* 15,6 eV.

3) Emission d'énergie :

Un atome d'hydrogène à l'état fondamental (n=1) qui reçoit de l'énergie peut, si cette énergie est bien adaptée, passer à des niveaux d'énergie supérieurs (n=2, 3, 4, etc). Cet atome qui possède un surplus d'énergie est dans un état excité, instable. Il se désexcite pour retrouver un état plus stable en émettant de l'énergie sous forme lumineuse.

a) Le retour d'un niveau excité (n > 1) au niveau fondamental donne naissance à une série de radiations.

* Calculer les longueurs d'onde extrêmes des radiations correspondants à cette série.
* A quelle série ces radiations appartiennent-elles ?

b)Le retour sur le niveau n = 2 donne naissance à une autre série de radiations.

* Calculer la longueur d'onde maximale de cette série.
* A quelle série ces radiations appartiennent-elles ?

Données : $h = 6{,}62.10^{-34}$J.s ; $C = 3.10^8$m.s^{-1} ; 1eV = $1{,}6.10^{-19}$J.

Série n° 6 Spectre atomique Profs : Abdelmoula et Zribi

Données : $h = 6,62.10^{-34}$ J.s, $c = 3.10^{8}$ m.s^{-1},
$e = 1,602.10^{-19}$ C
$m = 9.10^{-31}$ kg : masse de l'électron

Exercice n°1 :

L'énergie des niveaux de l'atome d'hydrogène H est donnée par la relation :

$E_n = -13,6 / n^2$ (eV) , avec n entier non nul.

1) Représenter les quatre premiers niveaux sur un diagramme.

2) Calculer la longueur d'onde λ d'un photon capable de provoquer la transition de l'atome H de son niveau fondamental au niveau n = 3.
Représenter cette transition sur le diagramme précédent.

3)a) Donner l'expression littérale de la longueur d'onde $\lambda_{p,m}$ de la radiation émise lors de la transition électronique du niveau n = p au niveau n = m en expliquant pourquoi on a p > m.

b) Calculer $\lambda_{p,m}$ pour p = 3 et m = 2. Donner le résultat en nanomètre (nm).

4) l'atome étant de nouveau dans son état fondamental, il absorbe un photon de Longueur d'onde $\lambda' = 8,5.10^{-8}$ m.
Montrer que l'électron est arraché. Calculer son énergie cinétique (en eV) en négligeant celle du noyau.

Exercice n°2 :

Les niveaux de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation
$E_n = -13,6/n^2$ (eV), $n \in IN^*$.

Lorsque cet atome passe d'un état excité ($n \geq 3$) à l'état n = 2 il émet des radiations constituants la série de Balmer qui renferme en particulier les raies visibles précédentes ($\lambda_1, \lambda_2, \lambda_3, \lambda_4$).

1) Quelles sont les longueurs d'onde limites de cette série.

2) Un photon d'énergie 7eV arrive sur un atome d'hydrogène ; que se passe-t-il :

a) Si l'atome est dans son état fondamental ?

b) Si l'atome est dans l'état excité n = 2 ?
Calculer éventuellement la vitesse acquise par l'électron libéré en appliquant les lois de la mécanique classique .

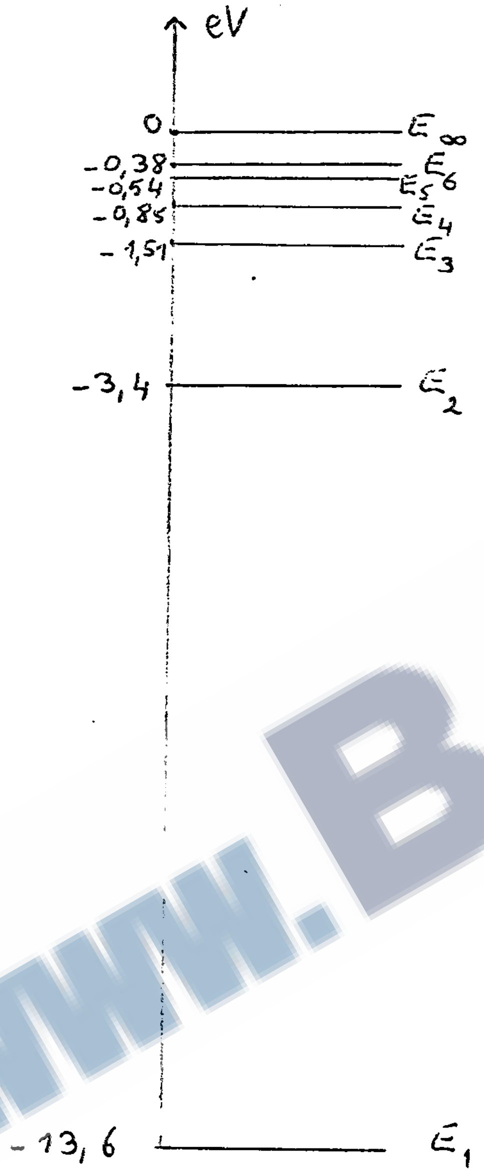
3) On envoie un faisceau de lumière blanche à travers le dihydrogène. Décrire l'aspect du spectre obtenu par la dispersion de la lumière émergente. Justifier.

Série (1) Les spectres atomique

Exercice n°1 :

1) L'énergie de l'atome d'hydrogène est quantifiée (discrète) car les valeurs de E_n sont discontinues.

2)



3) a) $E_{min} = E_\infty - E_1$

$\underline{E_{min} = 13,6\ eV}$

b) $E_{min} = E_\infty - E_2$

$\underline{E_{min} = 3,4\ eV}$

4) $E_p \rightarrow E_2$

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda} = E_p - E_2 = E_0\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2}\right)$$

$$\Rightarrow \lambda = \frac{hc}{E_0\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2}\right)}$$

*) $\lambda_{min} \rightarrow p = \infty$

$$\lambda_{min} = \frac{19,86.10^{-26}}{13,6 \times 1,6.10^{-19} \times 0,25}$$

$\underline{\lambda_{min} = 365\ nm}$

*) $\lambda_{max} \rightarrow p = 3$

$$\lambda_{max} = \frac{19,86.10^{-26}}{13,6 \times 1,6.10^{-19}\left(0,25 - \frac{1}{9}\right)}$$

$\underline{\lambda_{max} = 657,1\ nm}$

5) a) $\underline{W_1 = 9\ eV}$

rien ne se passe.

b) $W_2 = \underline{12,09}\ eV$

L'atome absorbe cette énergie et passe du niveau fondamental au niveau d'énergie E_3 car $W_2 = E_3 - E_1$

c) $W_3 = 15\ eV > 13,6\ eV$

L'atome absorbe cette énergie et s'ionise

$W_3 = E_i + E_c$ avec :

$E_i = 13,6\ eV$ et $E_c = 1,4\ eV$.

1) $^{23}_{11}Na \rightarrow \begin{cases} 11 \text{ protons} \\ 12 \text{ neutrons} \end{cases}$

2) L'énergie de l'atome de sodium est quantifiée car elles sont discrètes (discontinues)
La mécanique de Newton donne des valeurs continues de l'énergie, donc elle ne permet pas d'expliquer ces niveaux énergétiques.

3) Pour l'état fondamental :
$E_1 = -5,14$ eV

4) $E_c = \frac{1}{2} m V^2 = \frac{1}{2} \times 9.10^{-31} \times 10^{12}$

$E_c = 4,5.10^{-19}$ J $= 2,81$ eV

L'énergie fournie à l'atome de sodium est alors :

$W = E_i + E_c$ avec $E_i = -E_1$

$W = 7,95$ eV $= 12,72.10^{-19}$ J

Or $W = h\nu \Rightarrow \nu = \frac{W}{h} = \frac{12,72.10^{-19}}{6,62.10^{-34}}$

$\nu = 1,92.10^{15}$ Hz

$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.10^8}{1,92.10^{15}}$

$\lambda = 1,56.10^{-7}$ m $= 0,156$ µm

$\lambda < 0,4$ µm $\rightarrow$ cette radiation appartient au domaine U.V

5) a) $2 \rightarrow 1$

$\frac{hc}{\lambda} = E_2 - E_1 \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{E_2 - E_1}$

$\lambda = \frac{}{(5,14 - 3,03) \times 1,6.10^{-19}}$

$\lambda = 5,88.10^{-7}$ m

$\lambda = 0,588$ µm

6) La plus grande longueur d'onde de la radiation que peut émettre l'atome de sodium correspond à la plus petite énergie absorbée.

$\Rightarrow E_5 \rightarrow E_4$

$\lambda = \frac{hc}{E_5 - E_4} = \frac{19,86.10^{-26}}{0,13 \times 1,6.10^{-19}}$

$\lambda = 95,48.10^{-7}$ m

$\lambda = 9,548$ µm

(domaine infra-rouge)

Série (2) Les spectres atomiques

1) On appelle transition le retour de l'e^- d'un niveau d'énergie supérieur vers un autre inférieur. Ce retour s'accompagne d'une émission d'un photon de fréquence ν.

2) a) Ds l'état fondamental, $n = 1$.

b) L'énergie d'ionisation minimale est :

$E_i = E_\infty - E_1$

$E_i = 13,6\ eV$

3) a) A chaque transition, l'atome émet une radiation de longueur d'onde bien déterminé. L'ensemble de ces radiations constitue le spectre de l'atome d'H.

b) *) Un spectre d'émission a un fond noir sur lequel on trouve des traits colorés.

*) Un spectre d'absorption est constitué de ttes les couleurs de la lumière blanche (du rouge au violet) sur lequel on trouve des cannelures noires (raies absentes)

4) a) L'atome ne peut absorber que l'énergie qui lui permet de passer vers un niveau d'énergie bien déterminé.

b) $W_1 = 6\ eV$

$W_1 = E_n - E_1 \Rightarrow E_n = W_1 + E_1$

$E_n = 6 - 13,6 = -7,6\ eV$

Ce niveau n'existe pas alors ce quantum n'est pas absorbé et l'atome reste ds son état fondamental.

$W_2 = 12,75\ eV$

$W_2 = E_n - E_1 \Rightarrow E_n = W_2 + E_1$

$E_n = 12,75 - 13,6 = -0,85\ eV$

$\Rightarrow E_n = E_4$

Ce photon est absorbé et l'atome se trouve ds le 3ème état excité.

$W_3 = 18\ eV$

$W_3 > E_i = 13,6\ eV \Rightarrow$

Ce quantum est absorbé et l'atome est ionisé. L'e^- est éjecté avec une énergie cinétique $E_c = 18 - 13,6$

$E_c = 4,4\ eV$

5) a)

$$|W| = \frac{hc}{\lambda} = E_5 - E_1 = E_0\left(1 - \frac{1}{25}\right)$$

$$\Rightarrow \lambda = \frac{hc}{E_0\left(1 - \frac{1}{25}\right)}$$

$$\lambda = \frac{19,86.10^{-26}}{13,6 \times 1,6.10^{-19}\left(1 - \frac{1}{25}\right)}$$

$$\lambda = \underline{0,95.10^{-7}} m = \underline{95\ nm}$$

b) $n = 3 \rightarrow n = 2$

$$\lambda = \frac{hc}{E_0\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right)}$$

$$\lambda = \frac{19,86.10^{-26}}{13,6 \times 1,6.10^{-19}(0,25 - 0,11)}$$

$$\underline{\lambda = 656,6 nm}$$

6) La plus courte longueur d'onde correspond à la plus grande énergie émise $\Rightarrow$ elle correspond à la désexcitat° de $E_\infty \rightarrow E_1$

$$\lambda = \frac{hc}{E_0(1 - 0)}$$

$$\underline{\lambda = 91,2 nm}$$

1) a) Le spectre d'émission d'un atome est l'ensemble des radiations émises lors des transitions possibles d'un niveau supérieur vers un niveau inférieur.

b) Non, un atome ds son état fondamental ne peut pas émettre des radiations.

c) Le spectre observé est discontinu puisqu'il est constitué seulement de 4 raies.
La discontinuité du spectre est due à la quantification de l'énergie ds l'atome c.à.d l'énergie ne peut prendre que des valeurs discrètes.

2) On utilise un spectromètre. La pièce maîtresse est le disperseur (réseau ou prisme)

3) a) $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$ (eV)

$E_1 = -13,6$ eV

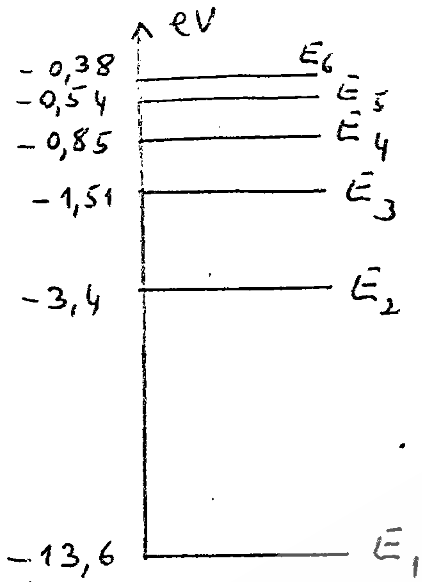
$E_2 = -3,4$ eV

$E_3 = -1,51$ eV

$E_4 = -0,85$ eV

$E_5 = -0,54$ eV

$E_6 = -0,38$ eV



b) L'énergie d'ionisation est l'énergie minimale qu'on doit fournir à l'atome d'H ds son état fondamental pour l'ioniser

$E_i = E_\infty - E_1$

$\underline{E_i = 13,6 \text{ eV}}$.

4) a) *) 3 → 2

$\lambda = \frac{hc}{E_3 - E_2} = \frac{19,86.10^{-26}}{(3,4-1,51)\times 1,6.10^{-1}}$

$\underline{\lambda = 656,74}$ nm → rouge

*) 4 → 2

$\lambda = \frac{hc}{E_4 - E_2} = \frac{19,86.10^{-26}}{(3,4-0,85)\times 1,6.10^{-19}}$

$\underline{\lambda = 486,76}$ nm → bleu vert

*) 5 → 2

$\lambda = \frac{hc}{E_5 - E_2} = \frac{19,86.10^{-26}}{(3,4-0,54)\times 1,6.10^{-19}}$

$\underline{\lambda = 434,00}$ nm → Indigo

*) 6 → 2

$\lambda = \frac{hc}{\ldots} = \frac{19,86.10^{-26}}{\ldots}$

$\lambda = 411,00\ nm$ → violet

b) La radiat° la moins énergétique est la radiation rouge.

5) *) $E = 8\ eV$.

$E = E_n - E_1 \Rightarrow E_n = E + E_1$

$E_n = 8 - 13,6$

$E_n = -5,6\ eV$

cette valeur n'existe pas ds les niveaux d'énergie de l'atome d'H donc ce photon n'est pas absorbé.

*) $E' = 10,2\ eV$.

$E' = E_n - E_1 \Rightarrow E_n = E' + E_1$

$E_n = 10,2 - 13,6$

$E_n = -3,4\ eV = E_2$

ce photon est alors absorbé.

1) $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$ (eV)

$E_1 = -13,6$ eV

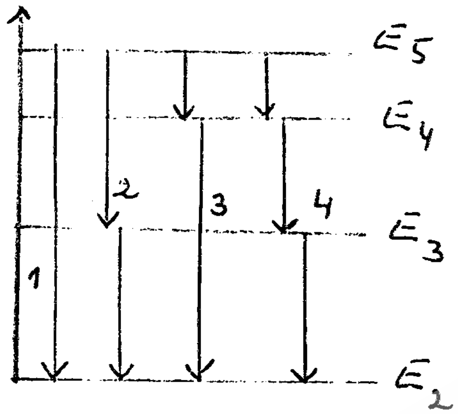
$E_2 = -3,4$ eV

$E_3 = -1,51$ eV ?

$E_4 = -0,85$ eV

$E_5 = -0,54$ eV.

2) a)



b) *) manière 1

$E_5 \to E_2$: $W = E_5 - E_2$

$\underline{W = 2,86 \text{ eV}}$

*) manière 2

$E_5 \to E_3$: $W = E_5 - E_3$

$\underline{W = 0,97 \text{ eV}}$

$E_3 \to E_2$: $W = E_3 - E_2$

$\underline{W = 1,89 \text{ eV}}$

*) manière 3

$E_5 \to E_4$: $W = E_5 - E_4$

$\underline{W = 0,31 \text{ eV}}$

$E_4 \to E_2$: $W = E_4 - E_2$

$W = 2,55$ eV

*) manière 4

$E_5 \to E_4$: $\underline{W = 0,31 \text{ eV}}$

$E_4 \to E_3$: $W = E_4 - E_3$

$\underline{W = 0,66 \text{ eV}}$

$E_3 \to E_2$: $\underline{W = 1,89 \text{ eV}}$

3) a) $W = \frac{hc}{\lambda} = E_i - E_f \Rightarrow$

$$\lambda = \frac{hc}{E_i - E_f} = \frac{19,86.10^{-26}}{1,6.10^{-19}(E_i - E_f)}$$

$$\underline{\lambda = \frac{12,41.10^{-7}}{E_i - E_f}} \quad (E_i \text{ et } E_f \text{ en eV})$$

b) *) $5 \to 2$

$\lambda = \frac{12,41}{2,86}.10^{-7} = \underline{433,91 \text{ nm}}$

*) $5 \to 3$

$\lambda = \frac{12,41}{0,97}.10^{-7} = \underline{127,93 \text{ nm}}$

*) $3 \to 2$

$\lambda = \frac{12,41}{1,89}.10^{-7} = \underline{656,61 \text{ nm}}$

*) $5 \to 4$

$\lambda = \frac{12,41.10^{-7}}{0,31} = \underline{400,32 \text{ nm}}$

*) $4 \to 2$

$\lambda = \frac{12,41.10^{-7}}{2,55} = \underline{486,66 \text{ nm}}$

*) $4 \to 3$

$\lambda = \frac{12,41.10^{-7}}{0,66} = \underline{188,03 \text{ nm}}$

4/ a) *) $W = 8$ eV

$W = E_n - E_1 \Rightarrow E_n = W + E_1$

$E_n = -5,6$ eV

cette valeur n'existe pas ds les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène $\Rightarrow$ cette énergie n'est pas absorbé.

*) $W = 12$ eV.

$W = E_n - E_1 \Rightarrow E_n = W + E_1$

$E_n = -1,6$ eV.

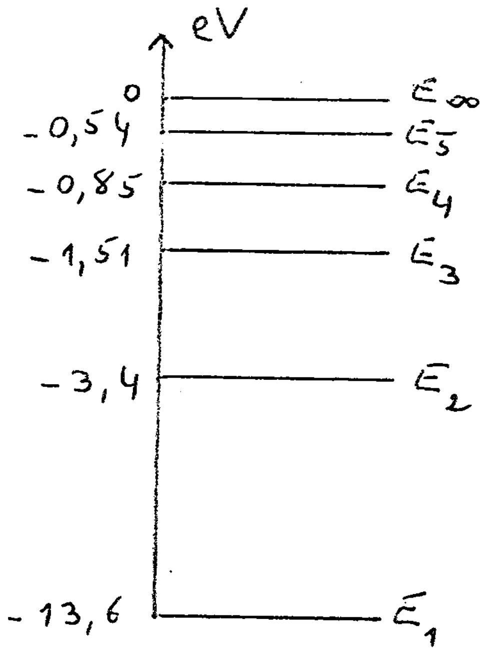
De m̂, cette valeur n'existe pas $\Rightarrow$ cette énergie n'est pas absorbé.

*) $W = 15$ eV $> E_i = 13,6$ eV

cette énergie est absorbée et permet l'ionisation de l'atome d'hydrogène.

b) Le spectre obtenu est un spectre ?

1) a)



b) Le niveau d'énergie le plus bas correspond à l'état fondamental.

2) a) Pour ioniser l'atome d'H initialement ds son état fondamental, on doit lui fournir l'énergie : $|W| = E_\infty - E_1$

$\underline{|W| = 13,6\ eV}$

$|W| = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{|W|}$

$\lambda = \frac{19,86.10^{-26}}{13,6 \times 1,6.10^{-19}}$

$\underline{\lambda = 91,27\ nm}$

b) *) $W = 12,75\ eV$.

$|W| = E_n - E_1 \Rightarrow E_n = |W| + E_1$

$E_n = 12,75 - 13,6 = -0,85\ eV$

$E_n = E_4$

L'atome absorbe alors cette énergie.

*) $|W| = 11\ eV$.

$|W| = E_n - E_1 \Rightarrow E_n = |W| + E_1$

$E_n = 11 - 13,6 = -2,6\ eV$

ce niveau d'énergie n'existe pas donc ce photon n'est pas absorbé

*) $W = 15,6\ eV$

$W > E_i \Rightarrow$ ce photon est absorbé et l'atome d'H est ionisé.

3) a) *) $\lambda_{min} \rightarrow$ retour de ∞ vers 1.

$\lambda_{min} = \frac{hc}{E_0(1-0)} = \frac{19,86.10^{-26}}{13,6 \times 1,6.10^{-19}}$

$\underline{\lambda_{min} = 91,27\ nm}$

$\lambda_{max} \rightarrow$ retour de 2 vers 1.

$\lambda_{max} = \frac{hc}{E_0(1-\frac{1}{4})} = \frac{19,86.10^{-26}}{13,6 \times 1,6 \times 0,75.10^{-19}}$

$\underline{\lambda_{max} = 121,69\ nm}$

*) Ces radiations appartiennent à la série de $\underline{\text{Lyman}}$

b) *) $\lambda_{max} \Rightarrow n=3 \rightarrow n=2$

$\lambda_{max} = \frac{hc}{E_0(\frac{1}{4}-\frac{1}{9})} = \frac{19,86.10^{-26}}{13,6 \times 1,6 \times 0,14.10^{-19}}$

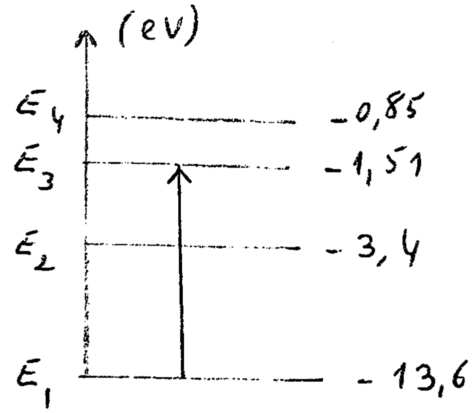
$\underline{\lambda_{max} = 657,12\ nm}$

*) Ces radiations appartiennent à la série de $\underline{\text{Balmer}}$

Série n°

Exercice n°1 :

1)



2) Transition de $E_1 \rightarrow E_3$

$h\nu = h\frac{c}{\lambda} = E_3 - E_1 \Rightarrow$

$$\lambda = \frac{hc}{E_3 - E_1} = \frac{19{,}86.10^{-26}}{12{,}09 \times 1{,}6.10^{-19}}$$

$\underline{\lambda = 102{,}67\ nm}$

3) a) Lors de la transition de $E_p \rightarrow E_m$.

$$\frac{hc}{\lambda_{p,m}} = E_p - E_m = E_0\left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2}\right)$$

$$\Rightarrow \lambda_{p,m} = \frac{hc}{E_0\left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2}\right)}$$

Le photon émis correspond au retour d'un niveau supérieur à un niveau inférieur $(p > m)$

b) $$\lambda_{3,2} = \frac{19{,}86.10^{-26}}{13{,}6 \times 1{,}6.10^{-19} \times \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right)}$$

$\underline{\lambda_{3,2} = 656{,}7\ nm}$

4) $\lambda' = 8{,}5.10^{-5}\ m$

$$W_{ph} = \frac{hc}{\lambda'} = \frac{19{,}86.10^{-26}}{8{,}5.10^{-8}}$$

$W_{ph} = 2{,}34.10^{-18}\ J = \underline{14{,}6\ eV}$

$W_{ph} > E_i = 13{,}6\ eV \Rightarrow$ l'e^- est arraché.

$W_{ph} = E_i + E_c \Rightarrow \underline{E_c = 1\ eV}$

Exercice n°2 :

1) Série de Balmer : $n = 2$.

$$\lambda_{min} = \frac{hc}{E_\infty - E_2} = \frac{hc}{-E_2}$$

$$\lambda_{min} = \frac{19{,}86.10^{-26}}{3{,}4 \times 1{,}6.10^{-19}}$$

$\underline{\lambda_{min} = 365\ nm}$

$$\lambda_{max} = \frac{hc}{E_3 - E_2} = \frac{19{,}86.10^{-26}}{1{,}89 \times 1{,}6.10^{-19}}$$

$\underline{\lambda_{max} = 656{,}74\ nm}$

2) a) si l'atome est ds son état fondamental, le photon n'est pas absorbé.

b) si l'atome est dans l'état excité $n = 2$ alors le photon est absorbé.

$W_{ph} = -E_2 + E_c \Rightarrow E_c = 3{,}6\ eV$

$E_c = \frac{1}{2}mV^2 \Rightarrow V = \sqrt{\frac{2E_c}{m}}$

$$V = \sqrt{\frac{2 \times 3{,}6 \times 1{,}6.10^{-19}}{9{,}1.10^{-31}}}$$

$\underline{V = 1{,}12.10^{6}\ m.s^{-1}}$

3) spectre d'absorption :

On observe le spectre de la lumière blanche avec 4 cannelures noires

$(\lambda_\alpha - \lambda_\beta - \lambda_\gamma - \lambda_\gamma)$

rouge, bleu, indigo, violet.