



érie d'exercices N° 8

Exercice 1 (Bac sc-exp+math 2008 session principale(nouveau régime))

On donne : * Constante de Planck: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

$3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

* Charge électrique élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

* $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$

Le diagramme de la figure 1 est un diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de sodium, ou E_0 est l'état fondamental et E_1, E_2, E_3, E_4 et E_5 sont des états excités. Dans une lampe à vapeur de sodium, les atomes sont excités par un faisceau d'électrons. Lors de leur retour à l'état fondamental, l'énergie qui a été absorbée et restituée sous forme de radiations lumineuses.

L'analyse de la lumière émise par cette lampe révèle un spectre formé de raies colorées correspondant à des longueurs d'ondes bien déterminées, comme le montre la figure 2.

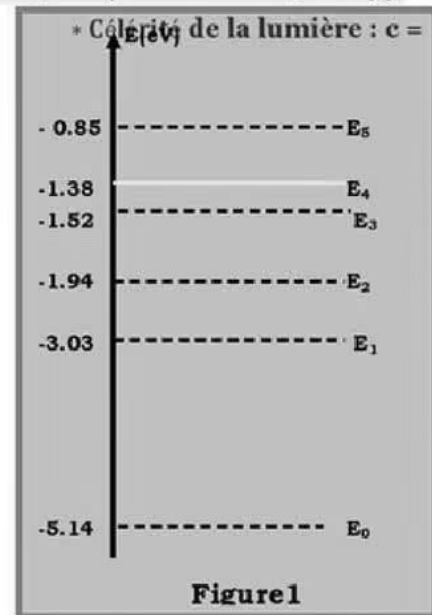


Figure 1

1°/a) Indiquer si le spectre obtenu est un spectre d'émission ou bien un spectre d'absorption et s'il est continu ou bien discontinu.

b) Préciser, en le justifiant, si le même spectre peut être obtenu avec l'analyse de la lumière émise par une lampe à vapeur de mercure.

2°/La raie la plus intense du spectre de la lampe à vapeur de sodium a pour longueur d'onde $\lambda = 589,0 \text{ nm}$.

a) Calculer la fréquence ν de cette raie ainsi que l'énergie correspondante en eV.

b) Reproduire le diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de sodium et y indiquer par une flèche, la transition qui a donné cette raie sachant qu'elle correspond à un retour à l'état fondamental E_0 . Justifier la réponse.

3°/Parmi les quantums d'énergie $\Delta E = 3,62 \text{ eV}$ et $\Delta E' = 4 \text{ eV}$, préciser en le justifiant, celui qui convient pour faire passer un atome de sodium de l'état fondamental à un état excité que l'on déterminera.

4°/Déterminer la valeur du quantum d'énergie qu'il faut fournir à l'atome de sodium pour faire passer de l'état fondamental à l'état ionisé.

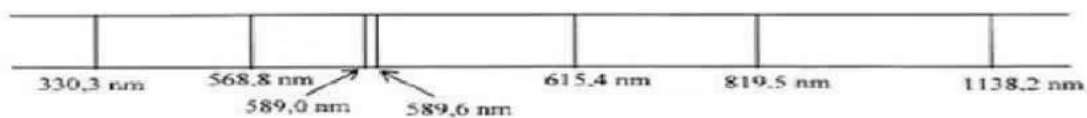


Figure 2



érie d'exercices N°8

P
H
S
I
Q
U
E

Exercice 2 (Bac sc-exp+math 2009 session de contrôle)

On donne : * Constante de Planck: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

* Célérité de la lumière : $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

*: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

On rappelle que dans un état donne, l'atome d'hydrogène possède l'énergie :

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}, \quad n \in \mathbb{N}^* \text{ et } E_n \text{ en eV}$$

1°) a) Définir l'état fondamental d'un atome

b) Calculer l'énergie de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental.

2°) Montrer que lorsqu'il passe d'un niveau d'énergie E_q à un niveau d'énergie E_p tel que $p < q$, l'atome d'hydrogène libère de l'énergie sous une forme que l'on précisera

3°) Dans le cas où le niveau inférieur E_p de la transition est caractérisé par $p = 2$:

a) Montrer que la lumière émise par l'atome d'hydrogène a une longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{0,365}{1 - \frac{1}{q^2}} \text{ en } \mu\text{m avec } q \text{ entier } \geq 3$$

b) Sachant que toute radiation visible a une longueur d'onde λ telle que $\lambda_{VI} \leq \lambda \leq \lambda_R$ ou :

$\lambda_{VI} = 0,400 \mu\text{m}$ pour la lumière violette,

$\lambda_R = 0,750 \mu\text{m}$ pour la lumière rouge.

Montrer que le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène renferme des raies visibles pour quatre de q que l'on déterminera

4) Effectivement, les raies visibles du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène sont au nombre de quatre et correspondent aux radiations de longueurs d'onde :

$\lambda_a = 0,657 \mu\text{m}$, $\lambda_b = 0,400 \mu\text{m}$, $\lambda_c = 0,434 \mu\text{m}$ et le $\lambda_d = 0,410 \mu\text{m}$.

a) Préciser, en justifiant la réponse, si l'atome d'hydrogène pris dans son état excité E_2 est capable d'absorber une radiation monochromatique de longueur d'onde $\lambda = 0,434 \mu\text{m}$

b) Dans l'affirmative, identifier le nouvel état excité E_q par la détermination de q

Exercice 3 (Bac math 2011 session de contrôle)

On donne : constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$;

célérité de la lumière $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Le document de la figure 2 donne le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène H.

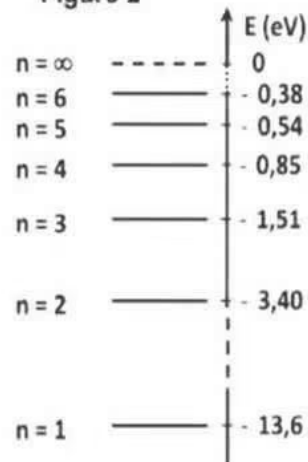
1) Donner la valeur de l'énergie de l'atome H à l'état fondamental.

2) Définir l'énergie d'ionisation d'un atome. Préciser sa valeur pour l'atome H.

3) Un atome d'hydrogène peut présenter différentes séries de raies suite à un ensemble de transitions.

Le spectre d'émission d'une lampe à hydrogène, obtenu à l'aide d'un spectroscopie à prisme, est schématisé sur la figure 3.

Figure 2

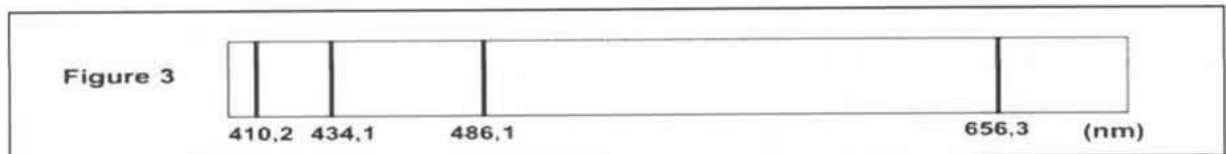




Série d'exercices N°8

3) Un atome d'hydrogène peut présenter différentes séries de raies suite à un ensemble de transitions.

Le spectre d'émission d'une lampe à hydrogène, obtenu à l'aide d'un spectroscopie à prisme, est schématisé sur la **figure 3**



La série se situe dans le visible et correspond à des transitions vers le niveau $n = 2$.

a- Vérifier que l'énergie W , exprimée en **eV**, des différentes raies émises est donnée par la relation $W = \frac{1241}{\lambda}$ avec λ en nm.

b- Calculer l'énergie W (**eV**) correspondant à chaque raie émise. En déduire, pour chacune de ces raies, le niveau d'énergie E_n dans lequel l'atome **H** s'est trouvé à l'état excité.

4) Les atomes d'hydrogène sont dans leur état fondamental.

a- Déterminer les énergies, en **eV**, des photons absorbés lors des transitions de l'état fondamental ($n = 1$) vers les états excités : $n = 3$ et $n = 4$.

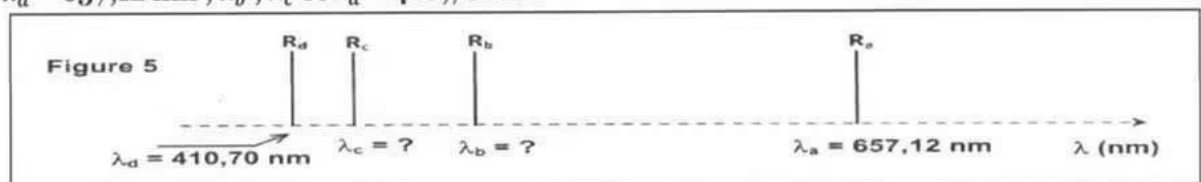
b- Préciser, en le justifiant, si l'atome d'hydrogène peut absorber un photon d'énergie **12,3 eV**.

Exercice 4 (Bac math 2012 session principale)

On donne : - constante de Planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$
 - célérité de la lumière dans le vide ; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$
 - $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

La longueur d'onde λ du spectre visible : $400 \text{ nm} \leq \lambda \leq 750 \text{ nm}$.

Sur la **figure 5**, on représente le spectre de l'atome d'hydrogène dans sa partie visible, constitué de quatre raies notées R_a , R_b , R_c et R_d ; de longueurs d'onde respectives dans le vide : $\lambda_a = 657,12 \text{ nm}$, λ_b , λ_c et $\lambda_d = 410,70 \text{ nm}$.



L'énergie, exprimée en **eV**, d'un niveau n d'énergie de l'atome d'hydrogène, est donnée par

$$E_n = - \frac{13,6}{n^2} \quad \text{ou } n \text{ est un nombre entier naturel non nul.}$$

1) a- Lorsque les atomes d'hydrogène, préalablement excités, passent d'un état d'énergie caractérisé par $n > 2$ à l'état d'énergie caractérisé par $n = 2$, ils restituent de l'énergie en émettant des photons correspondants à des radiations de longueur d'onde λ_n .

Montrer que la longueur d'onde satisfait à la relation :

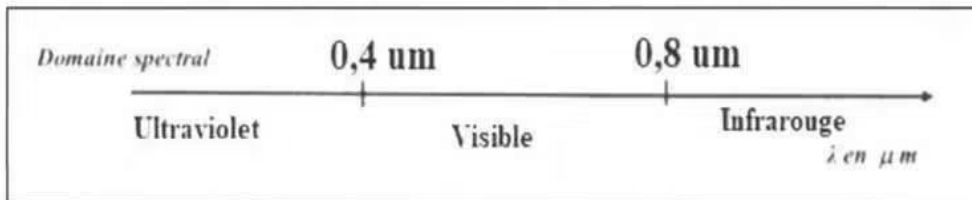
$$\lambda_n = 365,07 \times \frac{n^2}{n^2 - 4} \quad \text{en (nm)}$$

Série d'exercices N° 8

- b- Préciser, en le justifiant, les valeurs possibles de n qui correspondent aux raies précédentes
En déduire les valeurs de λ_b et de λ_c .
- 2) On considère l'émission d'une raie R_f , qui correspond au passage de l'atome d'hydrogène du niveau $n_2 = 2$ au niveau $n_1 = 1$ ou état fondamental.
- a- Déterminer la valeur de la longueur d'onde λ_f de la radiation R_f .
- b- Préciser, en le justifiant, si cette radiation est visible ou non.
- 3) Maintenant, on fournit, à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental, un quantum d'énergie $E = 2,38 \text{ eV}$. Préciser, en le justifiant, si l'atome d'hydrogène peut absorber le photon correspondant.

Exercice 5 (Bac math 2013 session principale)

On donne : $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ et $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$



Le spectre de l'atome de sodium révèle l'existence d'une raie principale **jaune-orangé**. Cette raie correspond à une transition d'un niveau $n > 1$ au niveau fondamental $n=1$

Le diagramme énergétique simplifié de l'atome de sodium est donné par la **figure 4**

- 1-Préciser le qualificatif qu'on peut attribuer à l'énergie de l'atome de sodium.
- 2-a-Calculer, en électronvolt, les énergies mises en jeu lors des transitions de l'atome de sodium des niveaux d'énergie correspondants à $n=2$ et $n=3$ au niveau fondamental $n=1$.
- b-Calculer, pour chacune des transitions précédentes, la longueur d'onde de la radiation correspondante et préciser le domaine spectral auquel elle appartient.
- c-Montrer que la raie **jaune -orangé** du sodium ne peut correspondre qu'à la transition de l'atome du niveau $n=2$ au niveau $n=1$.
- d-Dire, en le justifiant, si le spectre obtenu lors de ces transitions est un spectre d'émission ou un spectre d'absorption.

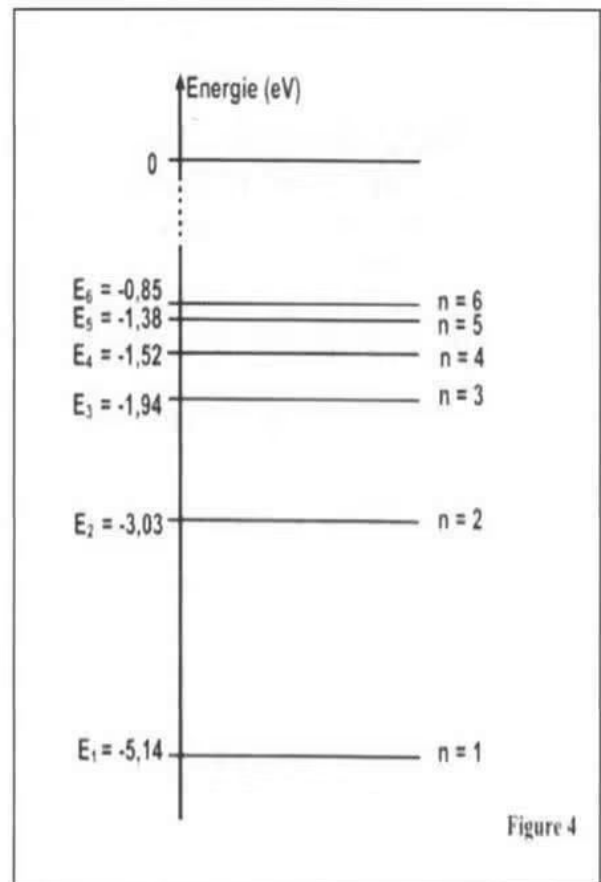


Figure 4



3-L'atome de sodium étant dans son état fondamental :

a-définir l'énergie d'ionisation d'un atome et calculer sa valeur pour le sodium.

b-préciser, en le justifiant, si un photon d'énergie égale à **5 eV** peut être absorbé par l'atome de sodium.

4-L'atome de sodium étant dans un état excité, correspondant au niveau **n=3** reçoit une énergie égale à **4,2 eV**

a-Montrer qu'avec une telle énergie, l'atome de sodium peut être ionisé

b- En déduire, en joule, la valeur de l'énergie cinétique maximale de l'électron éjecté..

5-En fait, la raie **jaune-orangé** du sodium est constitué d'un doublet qui provient des transitions des niveaux d'énergie E_l et E'_l au niveau fondamentale d'énergie E_1 . Calculer les énergies E_l et E'_l sachant que les fréquences correspondantes aux raies constituant le doublet sont respectivement :

$\nu = 5,087.10^{14} \text{ Hz}$ et $\nu' = 5,092.10^{14} \text{ Hz}$. On prendra pour cette question $E_1 = -5,139 \text{ eV}$

Exercice 6 (Bac math 2014 session de contrôle)

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

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

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ (eV) } ; \text{ où } n \text{ est un entier naturel non nul.}$$

La figure 5(ci-contre) de la page 5/5 à compléter et à rendre avec la copie, représente le diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène.

1) Compléter le diagramme de la figure 5.

2) a- Calculer, en eV, l'énergie d'un photon capable de provoquer la transition de l'atome d'hydrogène

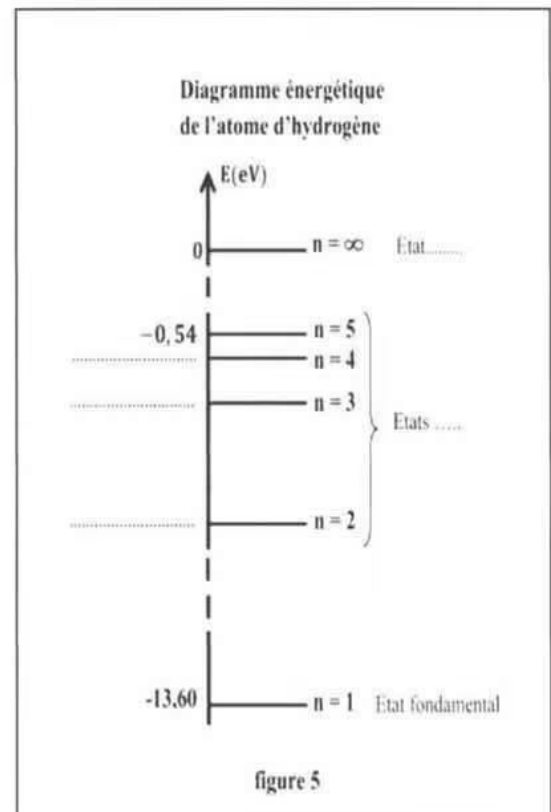
du niveau **n = 1** au niveau **n = 3**.

b- Déduire la valeur de la fréquence ν de la radiation correspondante.

3) On envoie, sur un atome d'hydrogène pris dans son état fondamental, un faisceau de lumière constitué de deux radiations lumineuses, l'une de fréquence $\nu_1 = 4,18.10^{15} \text{ Hz}$ et l'autre d'énergie de photon $\mu W_2 = 2,86 \text{ eV}$.

a- Montrer que l'atome d'hydrogène peut s'ioniser sous l'effet de la radiation de fréquence ν_1 .

b- Justifier que la radiation d'énergie W_2 ne peut pas interagir avec l'atome d'hydrogène.



Série d'exercices N°8

Exercice 7 (Bac math 2015 session de contrôle)

On donne : Constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s

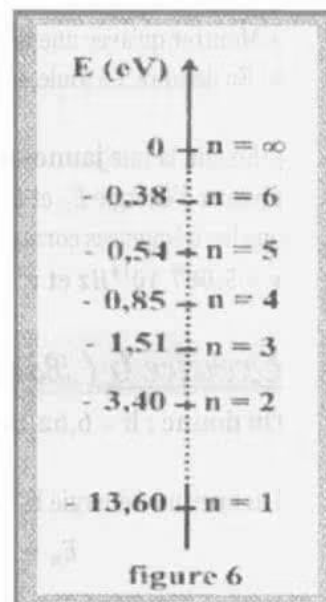
Célérité de la lumière dans le vide $c = 3 \cdot 10^8$ m.s⁻¹

1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J

La figure 6 représente des niveaux du diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène.

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

$$E_n = - \frac{13,6}{n^2} \text{ (en eV) ; avec } n \text{ un entier naturel non nul.}$$



- a- Le spectre d'émission de l'hydrogène est discontinu. Justifier cette affirmation.

b- Donner, en le justifiant, l'énergie de l'atome d'hydrogène lorsqu'il se trouve dans son état fondamental.

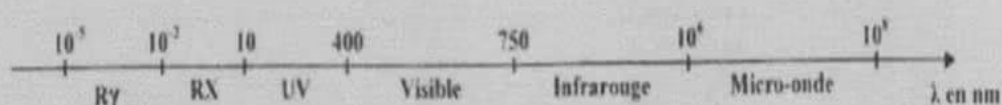
c- L'atome d'hydrogène se trouve dans l'état d'énergie $E_2 = -3,40$ eV. Préciser, en le justifiant, si l'atome d'hydrogène se trouve dans un état excité ou ionisé.
- Les transitions de l'atome d'hydrogène d'un niveau $n > 2$ vers le niveau $n = 2$, permettent d'obtenir un spectre d'émission dont les longueurs d'onde des radiations émises sont notées λ_n . Montrer que les longueurs d'onde λ_n sont telles que : $\lambda_a = 365 \text{ nm} \leq \lambda_n \leq \lambda_b \approx 657 \text{ nm}$.
- On considère une ampoule contenant le gaz dihydrogène porté à une température élevée. Les atomes d'hydrogène sont dans le niveau $n = 2$. Une lumière constituée des radiations de longueurs d'onde λ_n traverse ce gaz. Déterminer les longueurs d'onde des radiations visibles absorbées.

On donne les longueurs d'onde λ_v des radiations visibles : $400 \text{ nm} \leq \lambda_v \leq 780 \text{ nm}$.
- Sur l'ampoule précédente, on envoie une radiation monochromatique de longueur d'onde $\lambda = 76 \text{ nm}$. Montrer que l'atome d'hydrogène peut être ionisé.

Série d'exercices N°8

Exercice 8 (Bac math 2017 session de contrôle)

On donne : - la constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; la célérité de la lumière dans le vide $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$;
 $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$;
 - les domaines du spectre des ondes électromagnétiques avec échelle non respectée :



Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par l'expression : $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$, avec $E_0 = 13,6 \text{ eV}$ et n un entier naturel non nul.

1) a- Préciser le phénomène physique (émission ou absorption) qui se produit lors de la transition de l'atome d'hydrogène d'un niveau d'énergie E_p à un niveau d'énergie E_m , avec $m < p$.

b- Montrer que l'expression de la longueur d'onde $\lambda_{p \rightarrow m}$ correspondant à la radiation du niveau

d'énergie p vers le niveau m ($m < p$) s'écrit : $\frac{1}{\lambda_{p \rightarrow m}} = R_H \cdot \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2} \right)$, où R_H est une constante que

l'on déterminera numériquement.

2) On considère les deux séries de raies spectrales de Lyman et de Balmer dans le spectre atomique de l'atome l'hydrogène : il s'agit de l'ensemble des raies correspondant à des transitions qui ramènent l'atome d'hydrogène d'un niveau excité p au niveau $m = 1$ pour la série de Lyman et au niveau $m = 2$ pour la série de Balmer.

a- Déterminer (en nm) pour chacune de ces deux séries de raies :

a₁- la plus grande valeur de la longueur d'onde $\lambda_{p \rightarrow m}$ de la radiation émise ;

a₂- la plus petite valeur de la longueur d'onde $\lambda_{p \rightarrow m}$ de la radiation émise.

b- Situer, en justifiant, les séries de raies précédentes dans les domaines des ondes électromagnétiques.

c- Déterminer (en nm) les longueurs d'onde correspondant aux raies visibles de la série de Balmer.

EXERCICE 9 : bac math 2018 contrôle

Données :

Constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$	Célérité de la lumière dans le vide $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$	$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$	$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$
--	--	---	------------------------------------

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont quantifiés et obéissent à la relation $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$; où

n est un entier naturel non nul.

- 1) a- Expliquer le qualificatif « quantifié ».
b- Préciser la signification de E_0 pour l'atome d'hydrogène.
- 2) On représente sur la figure 9 de la page 5/5, à remplir par le candidat et à rendre avec la copie, les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène. Compléter le diagramme en indiquant les valeurs des énergies en fonction de E_0 .

- 3) Un faisceau d'électrons monocinétiques d'énergie cinétique $E_e = 0,9 E_0$, entre en collision avec un gaz d'hydrogène à faible pression. Un transfert d'énergie peut avoir lieu entre un électron et un atome d'hydrogène dans son état fondamental.

Montrer que l'atome d'hydrogène ne peut absorber que deux quanta d'énergie. Préciser les niveaux d'énergie correspondants.

- 4) On considère les transitions de l'atome d'hydrogène d'un niveau excité n à un même niveau p , tel que $p < n$; p étant un entier naturel non nul.

On porte dans le tableau ci-contre, les valeurs de n et les variations $\Delta E_{n,p}$ de l'énergie qui correspondent à ces transitions.

n	3	4	5	6
$\Delta E_{n,p} \text{ (eV)}$	-1,888	-2,550	-2,856	-3,022

a- Montrer que $\Delta E_{n,p} = E_0 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$.

b- A partir du tableau, déterminer la valeur de E_0 .

c- Dédire que les transitions considérées correspondent à la série de Balmer.

- 5) On considère deux radiations (a) et (b) de longueurs d'onde respectives $\lambda_1 = 450 \text{ nm}$ et $\lambda_2 = 487 \text{ nm}$. Préciser, en le justifiant, la radiation qui correspond à l'une des transitions de la série de Balmer.

EXERCICE 10 : bac math 2019 principale

Données : constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; célérité de la lumière dans le vide $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$
 $1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$.

Dans la théorie de Bohr, les niveaux d'énergie électronique de l'atome d'hydrogène sont quantifiés. Ils sont donnés par la relation: $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$; avec $E_0 = 13,60 \text{ eV}$ et n est un entier naturel non nul. Le diagramme de

la figure 6 de la feuille annexe (page 5/5) représente quelques niveaux de cet atome (échelle non respectée).

- 1) a- Donner brièvement la signification du terme « quantifiés ».

b- Calculer, en eV, les énergies de l'état fondamental et de l'état ionisé de l'atome d'hydrogène.

- 2) On envoie un photon d'énergie $W = 12,75 \text{ eV}$ sur l'atome d'hydrogène, pris initialement dans son état fondamental. Justifier que ce photon peut interagir avec l'atome d'hydrogène.

Sur le diagramme de la figure 6 de la feuille annexe (page 5/5), à rendre avec la copie, représenter par une flèche que l'on désignera par (a), la transition électronique qui résulte de cette interaction.

- 3) On considère la transition électronique de l'atome d'hydrogène d'un niveau p à un niveau m ($m < p$).

a- Indiquer si la raie associée à cette transition est une raie d'émission ou une raie d'absorption.

b- Montrer que la fréquence $\nu_{p \rightarrow m}$ de la raie correspondant à cette transition peut s'écrire sous la forme:

$$\nu_{p \rightarrow m} = \frac{E_0}{h} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2} \right) ; \text{ où } h \text{ est la constante de Planck.}$$

4) La série de Balmer est constituée par l'ensemble des raies de longueurs d'onde $\lambda_{p \rightarrow 2}$ correspondant aux transitions électroniques des niveaux p ($p > 2$) vers le niveau $m = 2$.

a- Montrer que: $\lambda_{p \rightarrow 2} = \lambda_0 \left(1 + \frac{4}{p^2 - 4}\right)$; où λ_0 est la plus petite longueur d'onde de la série de Balmer,

que l'on exprimera en fonction de E_0 , h et la célérité c de la lumière.

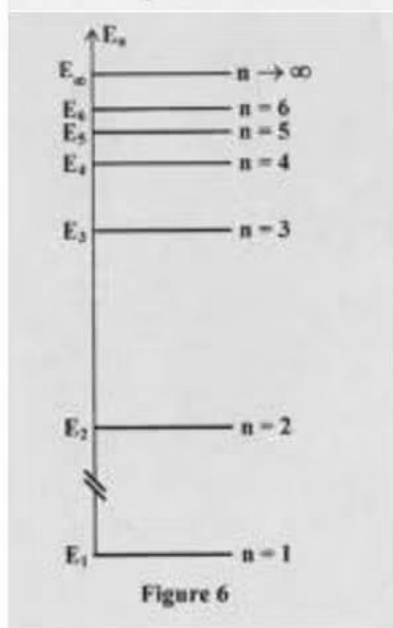
Vérifier que $\lambda_0 \approx 365,1 \text{ nm}$ dans le vide.

b- En déduire à quelle transition électronique correspond la raie de longueur d'onde λ_0 .

c- L'une des transitions de la série de Balmer correspond à la raie de longueur d'onde $\lambda = 486,1 \text{ nm}$ dans le vide.

c1- Indiquer en le justifiant, à quelle transition correspond cette raie.

c2- Sur le diagramme de la figure 6 de la feuille annexe (page 5/5), à rendre avec la copie, représenter cette transition par une flèche que l'on désignera par (b).



EXERCICE 11 : bac math 2022 contrôle

Étude d'un document scientifique

Les spectres, messages de la lumière

En 1859, le chimiste Robert Bunsen et le physicien Gustav Kirchhoff révolutionnent l'astronomie en analysant le spectre de la lumière solaire, ouvrant la porte à la détermination de la composition chimique et des propriétés physiques non seulement du Soleil mais aussi des étoiles.

Ils découvrirent d'abord que tout corps chaud émet un rayonnement qui couvre tout le spectre de la lumière, et qu'on qualifie de spectre continu ; puis, que le spectre d'un gaz sous faible pression et porté à haute température se réduit à quelques raies caractéristiques brillantes, qui sont la signature de l'élément chimique qui constitue le gaz. Ils remarquèrent enfin que la signature de l'élément chimique s'inversait lorsque le rayonnement continu traversait un gaz de ce même élément à basse température. Ils venaient d'inventer l'analyse spectrale, le plus puissant des outils de l'astrophysique.

Or, dès 1814 le physicien allemand Joseph von Fraunhofer avait remarqué la présence de raies sombres dans le spectre du Soleil. Il avait même établi un catalogue, affectant une lettre à chacune des raies ou groupes de raies... Kirchhoff mesura la position de plusieurs centaines de ces raies et montra qu'elles coïncidaient avec celles émises par divers éléments chimiques. Il en conclut que ces éléments étaient présents dans l'atmosphère du Soleil et absorbaient, aux longueurs d'onde qui les caractérisent, la lumière continue rayonnée par la surface du Soleil. Malheureusement, il ne comprend pas comment la matière peut absorber de telles raies spectrales.

En 1913 le physicien Niels Bohr donna une explication : l'énergie de l'atome d'hydrogène est quantifiée ; le passage d'un niveau d'énergie à un autre, se fait par absorption ou par émission d'un quantum d'énergie $h\nu$.

D'après un texte sur l'histoire des sciences dans le site « CLEA »

- ✓ La figure 8 de la page 5/5 est un extrait du spectre solaire (couramment appelé spectre de Fraunhofer), les principales raies sombres sont repérées par les lettres données par Fraunhofer ; leur longueur d'onde λ est indiquée dans le tableau de la figure 9 de la page 5/5.
 - ✓ Le tableau de la figure 10 de la page 5/5 donne les longueurs d'onde de certaines raies caractéristiques de quelques éléments chimiques.
 - ✓ On donne sur la figure 11 de la page 5/5, le diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène.
- 1- En se référant au texte, qualifier le spectre d'un gaz sous faible pression et porté à haute température, en choisissant les termes adéquats parmi les suivants : continu, absorption, émission, raies.
 - 2- a- Indiquer si les raies sombres observées par Fraunhofer dans le spectre du Soleil correspondent à des raies d'émission ou d'absorption.
b- Préciser la partie du Soleil (surface ou atmosphère) responsable de l'apparition de ces raies.
c- Indiquer pourquoi la connaissance des longueurs d'onde de ces raies sombres permet de connaître la composition chimique de cette partie du Soleil.
 - 3- En exploitant les figures 9 et 10 de la page 5/5 :
a- vérifier que l'élément hydrogène est présent dans l'atmosphère du Soleil ;
b- identifier d'autres éléments chimiques présents dans l'atmosphère du Soleil.
 - 4- a- Donner la signification de la phrase soulignée dans le texte.
b- En exploitant la figure 11 de la page 5/5, calculer la variation d'énergie lorsque l'atome d'hydrogène passe du niveau $n = 2$ au niveau $n = 3$.
c- Identifier dans le spectre de Fraunhofer, la raie qui correspond à cette transition.

On donne : constante de Planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$;
célérité de la lumière dans le vide : $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$;
 $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

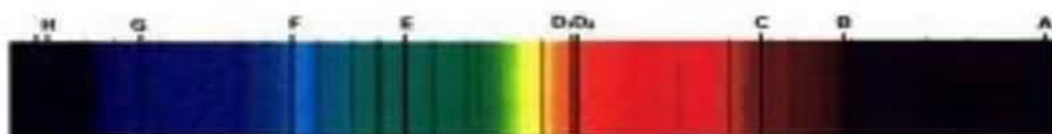


figure 8

Raie	H	G	F	E	D ₁	D ₂	C	B	A
λ (nm)	396,8	430,8	486,1	527,0	589,0	589,6	656,3	686,7	759,4

figure 9

Longueurs d'onde de certaines raies caractéristiques de quelques éléments chimiques					
Élément chimique	Hydrogène (H)	Sodium (Na)	Magnésium (Mg)	Calcium (Ca)	Titane (Ti)
Longueur d'onde (nm)	410,1			396,8	
	434,0	589,0	470,3	422,7	406,8
	486,1	589,6	516,7	458,2	409,1
	656,3			526,2	498,2
				527,0	

figure 10

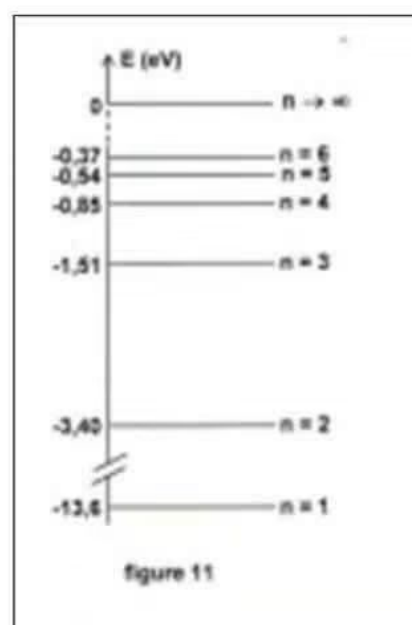


figure 11

CORRECTION : SERIE SPECTRE ATOMIQUE

(extrait bac math)

EXERCICE 1 : Bac math 2008 principale

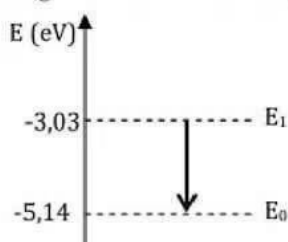
1-a- Le spectre obtenu (spectre de la figure 5) est un **spectre d'émission discontinu**.

b- On sait que le spectre d'émission est une caractéristique de l'atome, il constitue sa "carte d'identité". Donc, on ne peut obtenir le même spectre par l'analyse de la lumière émise par une lampe à vapeur de mercure.

2-a- $(= c/\lambda, \text{ ce qui équivaut à } \lambda = c/\nu; W = h\nu$

A.N. $\nu = 5,09.10^{14} \text{ Hz}$; $W = 2,11 \text{ eV}$.

b- W est l'énergie émise par l'atome lors de la transition d'un état excité d'énergie E_n vers l'état fondamental E_0 , c'est-à-dire : $W = E_n - E_0$.
Par conséquent $E_n = W + E_0 = -3,03 \text{ eV}$
Or, la valeur $(-3,03 \text{ eV})$ n'est autre que celle de l'énergie de l'état excité E_1 (Fig.4).
Donc, il s'agit de la transition du niveau d'énergie E_1 au niveau d'énergie E_0 .



3- $E_n = \Delta E + E_0$

EXERCICE 2 : Bac sc-exp 2009 contrôle

1-a- L'état fondamental d'un atome est l'état le plus stable, état caractérisé par le niveau d'énergie le plus bas.

b- $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$

A l'état fondamental, $n = 1 \Rightarrow E = -13,6 \text{ eV}$.

2- Pour un niveau p , l'énergie de l'atome d'est $E_p = -\frac{13,6}{p^2}$ et pour un niveau q , l'énergie de l'atome est $E_q = -\frac{13,6}{q^2}$.

p étant inférieure à q , il s'en suit $E_q > E_p$, ce qui donne : $-\frac{13,6}{q^2} > -\frac{13,6}{p^2}$.

Donc, il y a, lors d'une telle transition, perte d'énergie. Celle-ci est libérée par l'atome sous forme rayonnement.

ΔE ne convient que si elle donne pour E_n une valeur qui figure dans le diagramme des niveaux d'énergie de l'atome de sodium (diagramme de la figure 4).

* Avec $\Delta E = 3,62 \text{ eV}$, on a $E_n = 3,62 - 5,14 = -1,52 \text{ eV}$: valeur de E_3 de la figure 4.

* Avec $\Delta E = 4 \text{ eV}$, on a $E_n = 4 - 5,14 = -1,14 \text{ eV}$: valeur ne correspondant à aucun niveau d'énergie du diagramme de la figure 4.

Donc, ($\Delta E = 3,62 \text{ eV}$) est la valeur convenable : elle fait passer l'atome de sodium de l'état fondamental E_0 à l'état excité E_3 .

4- Soit ΔE_{0i} le quantum d'énergie qu'il faut fournir pour faire passer un atome de sodium de l'état fondamental E_0 à l'état ionisé E_i :

$$\Delta E = E_i - E_0.$$

Or, à l'at ionisé, $E_i = 0$, ce qui donne :

$$E = +5,14 \text{ eV}$$

3-a-

$$W = -\frac{13,6}{q^2} + \frac{13,6}{p^2}.$$

$$W = \frac{hc}{\lambda} \text{ et } p = 2, \text{ il vient :}$$

$$\frac{hc}{\lambda} = 13,6 \left(-\frac{1}{q^2} + \frac{1}{4} \right), \text{ d'où :}$$

$$\lambda = \frac{hc}{13,6 \left(-\frac{1}{q^2} + \frac{1}{4} \right)}.$$

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{13,6 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 4 \cdot \left(1 - \frac{4}{q^2} \right)} = \frac{0,365 \cdot 10^{-6}}{\left(1 - \frac{4}{q^2} \right)} \text{ en m.}$$

$$\text{En } \mu\text{m}, \text{ on obtient : } \lambda = \frac{0,365}{\left(1 - \frac{4}{q^2} \right)}, \text{ avec } q \geq 3.$$

$$\text{b- } \lambda_V \leq \lambda \leq \lambda_R \text{ signifie } \lambda_V \leq \frac{0,365}{\left(1 - \frac{4}{q^2} \right)} \leq \lambda_R$$

Avec $\lambda_V = 0,4 \mu\text{m}$ et $\lambda_R = 0,750 \mu\text{m}$, on obtient $2,75 \leq q \leq 6,76$. Donc, $q \in \{3, 4, 5, 6\}$.

Par suite, le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène dans le visible est composé de quatre raies.

4-a- La valeur de λ est égale à celle de λ_c ($\lambda = \lambda_c$). Donc, l'atome H est capable d'absorber cette radiation monochromatique.

b- De la relation $\lambda = \frac{0,365}{(1 - \frac{1}{q^2})}$, on obtient

$$q = \frac{2}{\sqrt{1 - \frac{0,365}{\lambda}}}$$

Avec $\lambda = 0,434 \mu\text{m}$, on trouve $q = 5$.

EXERCICE 3 :Bac math 2011 contrôle

1- $E_1 = -13,6 \text{ eV}$

2- *Energie d'ionisation (E_i) : énergie minimale qu'il faut fournir à l'atome, pris dans son état fondamental, pour lui arracher un électron. $E_i = E_\infty - E_1 = 13,6 \text{ eV}$. avec $E_\infty = \text{énergie de l'atome ionisé}$.*

3- a- $W = h\nu = hc/\lambda = 1241/\lambda$; avec λ en nm.

b-

$\lambda \text{ (nm)}$	410,2	434,1	486,1	656,3
$W(\text{eV})$	3,03	2,86	2,55	1,89

$$\text{Soit } W = E_n - E_2 \Rightarrow E_n = W + E_2$$

$\lambda \text{ (nm)}$	410,2	434,1	486,1	656,3
$E_n \text{ (eV)}$	-0,38	-0,54	-0,85	-1,51
Niveau $n =$	6	5	4	3

4- a- En passant du niveau n au niveau p : $W_{ab} + E_1 = E_p$

$$\Rightarrow W_{ab} = E_p - E_1$$

$$\text{De } n = 1 \text{ à } n = 3 : W_{1,3} = E_3 - E_1 = 12,09 \text{ eV}$$

$$\text{De } n = 1 \text{ à } n = 4 : W_{1,4} = E_4 - E_1 = 12,75 \text{ eV}$$

b- $W_{1,3} < 12,3 \text{ eV} < W_{1,4}$. L'atome H ne peut pas absorber cette énergie.

EXERCICE 4 :Bac math 2012 principale

1 - a -

$$\frac{hc}{\lambda_n} = E_n - E_2$$

Donc

$$\begin{aligned}\lambda_n &= \frac{hc}{E_n - E_2} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 \cdot 10^9}{\left(-\frac{13,6}{n^2} + \frac{13,6}{4}\right) \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}} \\ &= \frac{6,62 \cdot 10^{-24} \cdot 3 \cdot 10^8 \cdot 110^9}{13,6 \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2}\right) \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}} \\ &= 365,07 \cdot \frac{n^2}{n^2 - 4}, \text{ avec } \lambda_n \text{ en nm.}\end{aligned}$$

1 - b -

$$410,70 \leq \lambda_n \leq 657,12$$

ce qui implique

$$410,70 \leq 365,07 \cdot \frac{n^2}{n^2 - 4} \leq 657,12$$

ce qui induit à

$$3 \leq n \leq 6.$$

n	3	4	5	6
$\lambda_n(\text{nm})$	$\lambda_a = 657,12$	$\lambda_b = 486,76$	$\lambda_c = 434,60$	$\lambda_d = 410,70$

3 -

Le photon obéit à la loi de tout ou rien. C'est-à-dire que l'énergie apportée par le photon, est absorbée totalement, si elle coïncide exactement au passage de l'atome de son état fondamental à un état excité bien déterminé d'énergie E_p existant dans le diagramme des niveaux d'énergie de l'atome. Si cette énergie absorbée est supérieure à l'énergie d'ionisation de l'atome $E = 13,6 \text{ eV}$ dans ce cas l'atome absorbe cette énergie et le reste, s'il y en a, est communiqué à l'électron pour qu'il soit éjecté de l'atome.

$$E_n = E_1 + E \text{ avec :}$$

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ et } E_1 = -13,6 \text{ eV.}$$

On peut alors exprimer n :

$$n = \sqrt{\frac{E_1}{E_1 + E}}$$

N est compris entre 1,25 et 1,33 qui n'est pas entier

A.N : donne la valeur $n = 1,1$.

n n'est pas un entier. Cette radiation ne peut pas être absorbée.

EXERCICE 5 :Bac math 2013 principale

1- L'énergie est quantifiée

$$\Delta E_{2,1} = E_2 - E_1 = 2,1 \text{ eV}$$

2-a $\Delta E_{3,1} = E_3 - E_1 = 3,2 \text{ eV}$

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E}, \quad \lambda_{2,1} = 0,588 \mu\text{m}$$

2-b $\lambda_{3,1} = 0,388 \mu\text{m}$

$\lambda_{2,1}$ domaine spectral visible

$\lambda_{3,1}$ domaine spectral ultraviolet

2-c La raie jaune-orangé ne peut correspondre qu'à la transition de l'atome du niveau $n=2$ au niveau $n=1$ car pour toute transition de $n>3$ à $n=1$, $\lambda < \lambda_{3,1}$ (UV)

2-d Il s'agit d'un spectre d'émission car il s'agit d'une désexcitation

3-a Définition : L'énergie d'ionisation d'un atome est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome dans son état fondamental pour l'ioniser
 $E_i = E_{\infty} - E_1 = 5,14 \text{ eV}$

3-b $E_i - E_1$ est différente de 5eV, donc le photon ne peut pas être absorbé.

4-a Pour $n=3$, $E_3 = -1,94 \text{ eV}$,
 Donc pour assurer l'ionisation de l'atome de sodium, on doit fournir au moins 1,94eV. Ainsi l'énergie fournie est supérieure à 1,94eV, l'atome peut être ionisé.

$$E_f = \Delta E_{3,\infty} + E_c \quad ; \quad E_c = E_f - \Delta E_{3,\infty} = 2,26 \text{ eV} = 3,62 \cdot 10^{-19} \text{ J} \quad | \quad 0,25$$

5- $E_i = -3,035 \text{ eV} ; \quad E^i_i = -3,032 \text{ eV} \quad | \quad 2 \times 0,25$

EXERCICE 6 :Bac math 2014 contrôle

Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène

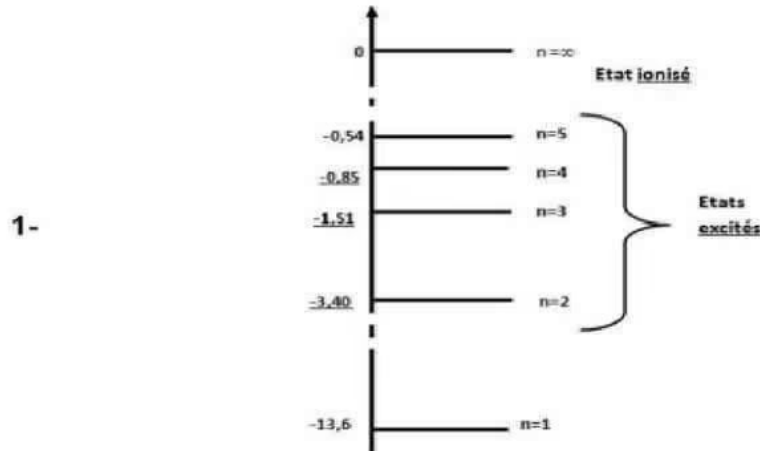


Figure 5

2-a- $E_3 - E_1 = 12,09 \text{ eV} = W_{3,1}$

$W_{3,1} = h \cdot \nu$

2-b- $\Rightarrow \nu = 2,92 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$

3-a- $W_1 = h \cdot \nu_1 = 17,3 \text{ eV} > E_i = 13,6 \text{ eV} \Rightarrow \text{ionisation}$

3-b- $E_n - E_1 = \left(\frac{-13,6}{n^2} + 13,6 \right) = W_{n,1} \Rightarrow n = 1,12 \neq \text{entier} \Rightarrow \text{la radiation d'énergie } W_2 \text{ ne peut pas interagir avec l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental.}$

EXERCICE 7 : Bac math 2015 contrôle

1- a- L'énergie de l'atome d'hydrogène ne peut prendre que des valeurs discrètes donc le spectre d'émission de l'hydrogène est discontinu.

b- L'état fondamental lui correspond l'énergie la plus basse $\Rightarrow E_1 = -13,6 \text{ eV}$

c- $E_2 = -3,40 \text{ eV}$; $E_2 < 0 \Rightarrow$ l'atome d'hydrogène se trouve à l'état excité.

2- $E_3 - E_2 \leq \frac{hc}{\lambda_n} \leq -E_2 \Rightarrow \lambda_a = 365 \text{ nm} \leq \lambda_n \leq \lambda_b \approx 657 \text{ nm}$

3- $\lambda_{2,3} = 657 \text{ nm}$; $\lambda_{2,4} = 486 \text{ nm}$; $\lambda_{2,5} = 434 \text{ nm}$; $\lambda_{2,6} = 411 \text{ nm}$

$W = \frac{hc}{\lambda} = 16,33 \text{ eV}$; $W > 13,6 \text{ eV} \Rightarrow$ donc cette radiation ionise l'atome d'hydrogène.

EXERCICE 8 :Bac math 2017 contrôle

1) a- Phénomène d'émission.

1) b- $E_p - E_m = E_0 \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2} \right) = \frac{hc}{\lambda_{p \rightarrow m}}$; $\frac{1}{\lambda_{p \rightarrow m}} = \frac{E_0}{hc} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2} \right)$ donc $R_H = \frac{E_0}{hc}$
 or $E_0 = 13,6 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $R_H \approx 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

2) a1- La plus grande valeur de $\lambda_{p \rightarrow m}$ correspond à $p = m + 1$

*Pour la série de Lyman, $m = 1$ et $p = 2$ d'où

$$\lambda_{2 \rightarrow 1} = \frac{1}{R_H} \frac{1}{\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right)} = 122,3 \cdot 10^{-9} = 122,3 \text{ nm}$$

*Pour la série de Balmer, $m = 2$ et $p = 3$ d'où

$$\lambda_{3 \rightarrow 2} = \frac{1}{R_H} \frac{1}{\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right)} = 660,5 \cdot 10^{-9} = 660,5 \text{ nm}$$

2) a2- La plus petite valeur de $\lambda_{p \rightarrow m}$ correspond à $p = \infty$

$$\text{*Pour la série de Lyman : } \lambda_{\infty \rightarrow 1} = \frac{1}{R_H} \frac{1}{\left(\frac{1}{1^2} - 0\right)} = 91,7 \cdot 10^{-9} = 91,7 \text{ nm}$$

$$\text{*Pour la série de Balmer : } \lambda_{\infty \rightarrow 2} = \frac{1}{R_H} \frac{1}{\left(\frac{1}{2^2} - 0\right)} = 367 \cdot 10^{-9} = 367 \text{ nm}$$

2) b- Les raies de Lyman sont telles que : $91,7 \text{ nm} \leq \lambda \leq 122,3 \text{ nm}$: UV

Les raies de Balmer sont telles que :

$367 \text{ nm} \leq \lambda_{p \rightarrow 2} \leq 400 \text{ nm}$: UV et $400 \text{ nm} \leq \lambda_{p \rightarrow 2} \leq 660,5 \text{ nm}$: Visible

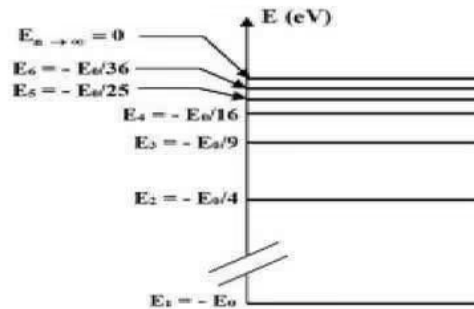
$$2) \text{ c- } 400 \text{ nm} \leq \lambda_{p \rightarrow 2} \leq 660,5 \text{ nm} ; 400 \cdot 10^{-9} \leq \frac{4}{R_H} \frac{p^2}{p^2 - 4} \leq 660,5 \cdot 10^{-9} ; p = 3; 4; 5; 6.$$

$$\lambda_{3 \rightarrow 2} = 660,5 \text{ nm} ; \lambda_{4 \rightarrow 2} = 489,3 \text{ nm} ; \lambda_{5 \rightarrow 2} = 436,9 \text{ nm} ; \lambda_{6 \rightarrow 2} = 412,8 \text{ nm}$$

EXERCICE 9 :Bac math 2018 contrôle

- 1) a- L'énergie d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs particulières.
b- E_0 est égale à la valeur absolue de l'énergie de l'état fondamental de l'atome d'hydrogène.

2)



- 3) $-E_0 < E_n < -E_0 + 0,9E_0 = -\frac{E_0}{10}$; $1 < n < 3,16$; L'atome d'hydrogène ne peut absorber que deux quanta d'énergie ; ces transitions correspondent respectivement aux niveaux E_2 et E_3 .

- 4) a- La transition d'un niveau n à un niveau p lui correspond une variation d'énergie

$$\Delta E_{n,p} = E_p - E_n = E_0 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$$

$$\text{b- } \Delta E_{5,p} - \Delta E_{4,p} = E_0 \left(\frac{1}{25} - \frac{1}{16} \right) \Rightarrow E_0 = 13,6 \text{ eV}$$

- c- On vérifie que pour toutes les transitions on a $p = 2$. Les transitions considérées correspondent à la série de Balmer.

5)

$$\Delta E = -\frac{hc}{\lambda e} \Rightarrow E_n = E_p + \frac{hc}{\lambda e} = -3,4 + \frac{hc}{\lambda e}$$

pour $\lambda = 450 \text{ nm}$, $E_n = -0,64 \text{ eV}$ ne correspond à aucun état de l'atome d'hydrogène.

pour $\lambda = 487 \text{ nm}$, $E_n = -0,85 \text{ eV}$ la radiation (b) correspond à l'une des transitions de Balmer.

EXERCICE 10 : Bac math 2019 principale

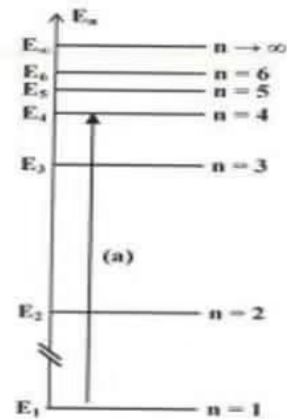
1)a- Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont quantifiés signifie que cet atome ne peut avoir que des valeurs d'énergie bien déterminées.

1)b- - État fondamental ($n = 1$): $E_1 = -E_0 = -13,60 \text{ eV}$
- État ionisé ($n = \infty$): $E_\infty = 0 \text{ eV}$

2)-

Le photon interagit avec l'atome d'hydrogène si son énergie W correspond à l'écart entre le niveau fondamental d'énergie E_1 et un niveau supérieur d'énergie E_n .

$W + E_1 = 12,75 - 13,60 = -0,85 \text{ eV}$; soit $E_n = E_4$.
Le photon est donc absorbé et l'atome est excité au niveau d'énergie E_4 .



3)a- Raie d'émission.

La transition électronique de l'atome d'hydrogène d'un niveau p à un niveau m s'accompagne par l'émission d'un photon d'énergie :

3)b-

$$E_{\text{photon}} = h\nu_{p \rightarrow m} = E_p - E_m = E_0 \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{ par suite } \nu_{p \rightarrow m} = \frac{E_0}{h} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2} \right)$$

$$\lambda = \lambda_{p \rightarrow 2} = \frac{c}{\nu_{p \rightarrow 2}} = \frac{hc}{E_0 \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{p^2} \right)} = \frac{4hc}{E_0 \left(\frac{p^2}{p^2} - 4 \right)}$$

$$4)a- \quad = \frac{4hc}{E_0} \left(1 + \frac{4}{p^2 - 4} \right) = \lambda_0 \left(1 + \frac{4}{p^2 - 4} \right) \text{ avec } \lambda_0 = \frac{4hc}{E_0}$$

$$\lambda_0 = \frac{4 \times 6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{13,60 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 365,07 \cdot 10^{-9} \text{ m} \approx 365,1 \text{ nm}$$

$$\lambda_{p \rightarrow 2} = \lambda_0 \left(1 + \frac{4}{p^2 - 4} \right)$$

4)b- Pour $p \rightarrow \infty$, $\lambda_{p \rightarrow 2} = \lambda_0$ par suite cette radiation correspond à la transition de l'état ionisé à l'état excité numéro 2.

$$4)c-e_1- \quad \lambda = \lambda_0 \left(1 + \frac{4}{p^2 - 4} \right) \text{ par suite } \frac{4}{p^2 - 4} = \frac{\lambda}{\lambda_0} - 1 \text{ ainsi } p = \sqrt{4 \cdot \frac{\lambda}{\lambda_0} + 4} = 4$$

Donc, cette radiation correspond à la transition du niveau E_4 au niveau E_2 .

EXERCICE 11 :Bac math 2022 contrôle

1- Raies d'émission.

2- a- Absorption

b- Atmosphère

c- Un élément chimique n'absorbe que les radiations qui le caractérisent.

3- a- Les raies C et F correspondent à l'élément hydrogène, celui-ci est donc présent dans l'atmosphère du soleil.

b- Les raies D₁ et D₂ correspondent à l'élément sodium et les raies H et E correspondent à l'élément calcium ; ces deux éléments sont présents dans l'atmosphère du soleil.

4- a- L'énergie de l'atome d'hydrogène ne peut prendre que des valeurs discrètes.

$$b- \Delta E = E_3 - E_2 = 3,4 - 1,51 = 1,89 \text{ eV}$$

$$c- \Delta E = \frac{hc}{\lambda} ; \text{ soit } \lambda = \frac{hc}{\Delta E} ;$$

$$\text{A.N: } \lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 2,998 \cdot 10^8}{1,89 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}} = 656,3 \cdot 10^{-9} \text{ m ; c'est la raie C.}$$