

Exercice n°1

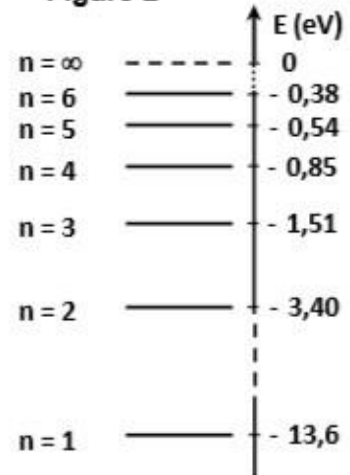
On donne : constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$;

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.

Figure 2



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 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

$$\text{relation } W = \frac{1241}{\lambda} \text{ avec } \lambda \text{ en nm.}$$

- 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 n°2

Etude d'un document scientifique

La spectroscopie

L'historique de la spectroscopie d'absorption atomique est lié aux observations du spectre solaire au début du 19^{ème} siècle. En 1802, Wollaston découvrit des raies « noires » dans le spectre brillant de la lumière solaire... Kirchoff (1860) montra que les raies noires étaient dues à l'absorption par divers éléments (H, O, Ca, Na, etc.) présents dans l'atmosphère solaire. Avec Bunsen (1861), Kirchoff jetait ainsi les bases d'une nouvelle méthode d'analyse chimique. Ils montrèrent notamment, par une expérience désormais classique, que la raie jaune typique émise par le sodium dans une flamme était identique à la raie « noire » cataloguée D dans le spectre solaire. A la suite de ses expériences, Kirchoff émit la loi suivante, base de l'absorption atomique : tout corps chimique peut absorber certaines radiations qu'il émet lui-même. On voit que les raies d'émission correspondent bien aux raies d'absorption pour l'élément sodium... Les travaux de Wood (1909) qui constata que la raie émise par le mercure à 253,6 nm était réabsorbée par les vapeurs de cet élément et exploita ce phénomène pour déceler des traces de ce métal toxique dans l'air.

www.universalis.fr

Questions

- 1- Préciser si le spectre brillant cité dans le texte est un spectre d'émission ou d'absorption. Justifier la réponse.
- 2- Donner l'interprétation de Kirchoff concernant les raies noires présentes dans le spectre brillant de la lumière solaire.
- 3- Préciser le phénomène exploité par Wood pour déceler les traces du mercure dans l'air.

Correction

1	Le spectre brillant est un spectre d'émission du soleil car dans le texte à la 3 ^{ème} ligne « ...dans le spectre brillant de la lumière solaire »
2	Les raies noires étaient dues à l'absorption par divers éléments (H, O, Ca, Na...) présents dans l'atmosphère solaire.
3	« La raie émise par le mercure à 253,6nm était réabsorbée par les vapeurs de cet élément »

Exercice n°3

Les niveaux d'énergie quantifiés de l'atome d'hydrogène sont donnés par : $E_n = \frac{-E_0}{n^2}$ où n est un entier naturel non nul et $E_0 = 13,6 \text{ eV}$. Cet atome peut passer d'un niveau n d'énergie E_n à un niveau m d'énergie E_m .

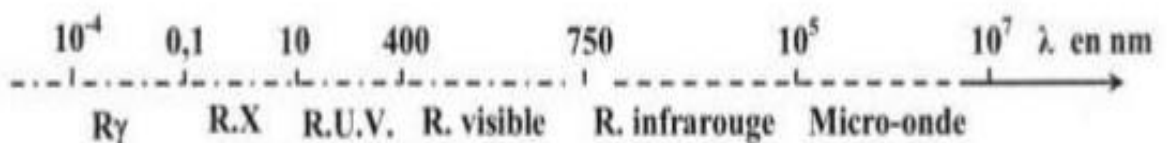
On donne : $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ et $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

- 1- Nommer le passage de l'atome d'hydrogène d'un niveau n à un niveau m .
- 2- Décrire brièvement le spectre obtenu dans chacun des cas suivants : $n > m$ et $n < m$.
- 3- On considère le passage de l'atome d'hydrogène du niveau n au niveau m tels que $n > m$.
Montrer que la longueur d'onde λ , de la radiation correspondant à cette transition, s'écrit :

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{1}{\lambda_0} \left[\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right]$$

où λ_0 est une constante. Déterminer la valeur de λ_0 .

- 4- On considère les quatre radiations de l'atome d'hydrogène correspondant aux longueurs d'onde suivantes : $\lambda_1 = 657 \text{ nm}$, $\lambda_2 = 486 \text{ nm}$, $\lambda_3 = 434 \text{ nm}$ et $\lambda_4 = 410 \text{ nm}$.
Sachant que le niveau final est $m = 2$, préciser les niveaux n correspondant aux transitions qui ont émis les radiations précédentes.
- 5- On considère l'atome d'hydrogène à l'état fondamental. On l'excite par une radiation monochromatique dont l'énergie du photon est W .
 - a- Décrire, sans faire de calcul, ce qui se passe si $W > E_0$.
 - b- Calculer la longueur d'onde **maximale** λ_m de la radiation d'énergie W pour laquelle l'atome d'hydrogène se trouve dans un état ionisé.
Préciser le domaine de cette radiation parmi les domaines suivants :



Correction

1-	Transition
2-	$n > m$: on observe un spectre d'émission formé de raies colorées $n < m$: on observe un spectre d'absorption formé de raies noires
3-	$\Delta E = E_n - E_m = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$ $\frac{hc}{\lambda} = E_0 \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{\lambda_0} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ avec } \lambda_0 = \frac{hc}{E_0}$ <p>A.N: $\lambda_0 = 91,27 \text{ nm}$</p>
4-	$n = \sqrt{\frac{4\lambda_n}{\lambda_n - 4\lambda_0}}$ <p> $\lambda_1 \rightarrow n_1 = 3$ $\lambda_2 \rightarrow n_2 = 4$ $\lambda_3 \rightarrow n_3 = 5$ $\lambda_4 \rightarrow n_4 = 6$ </p>
5-a	$W > E_0$: le photon peut être absorbé ; une partie de son énergie ionise l'atome.
5-b-	$W = \frac{hc}{\lambda_m} = E_0$ $\lambda_m = \frac{hc}{E_0}$ <p> $\lambda_m = 91,26 \text{ nm}$; $10 \text{ nm} < \lambda_m < 400 \text{ nm}$ Donc λ_m appartient au domaine du rayonnement ultraviolet R. U. V. </p>

Exercice n°4

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

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 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 $\nu_1 = 4,18 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ et l'autre d'énergie de photon $W_2 = 2,86 \text{ eV}$.
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.

Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène

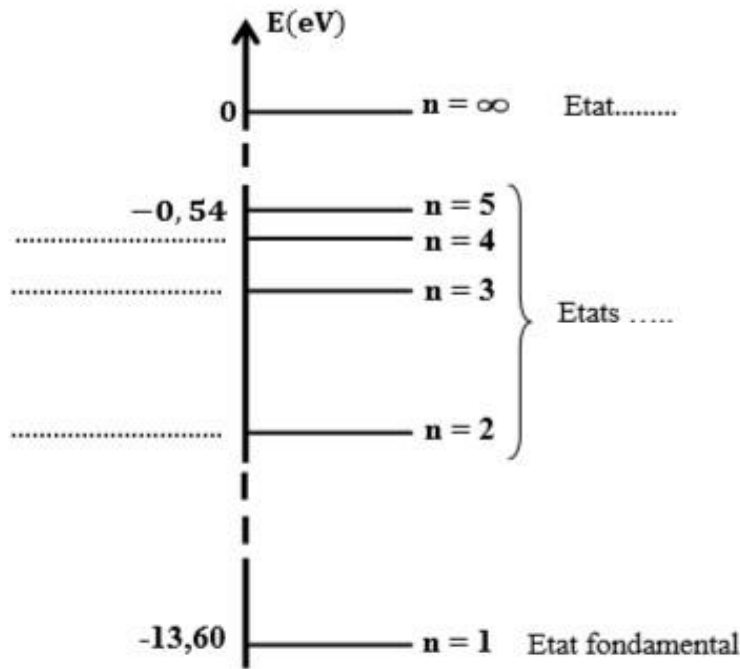


figure 5

Correction

Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène	
Figure 5	figure 6
$E_3 - E_1 = 12,09\text{eV} = W_{3,1}$	
$W_{3,1} = h \cdot \nu$ $\Rightarrow \nu = 2,92 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$	
$W_1 = h \cdot \nu_1 = 17,3 \text{ eV} > E_i = 13,6 \text{ eV} \Rightarrow \text{ionisation}$	
$E_n - E_1 = \left(\frac{-13,6}{n^2} + 13,6 \right) = W_{n,1} \Rightarrow n = 1,12 \neq \text{entier} \Rightarrow \text{la radiation d'énergie } W_2 \text{ ne peut pas interagir avec l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental.}$	

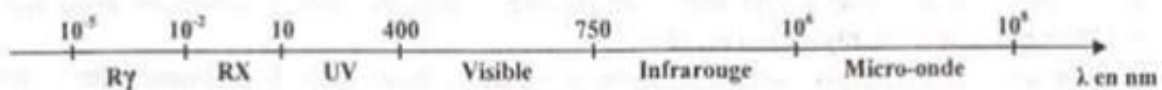
Exercice n°5

- Le spectre d'émission de l'hydrogène est discontinu. Justifier cette affirmation.
 - Donner, en le justifiant, l'énergie de l'atome d'hydrogène lorsqu'il se trouve dans son état fondamental.
 - L'atome d'hydrogène se trouve dans l'état d'énergie $E_2 = -3,40 \text{ eV}$. 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.

Exercice n°6

EXERCICE 2. (7 points)

- 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.

- 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 $m < p$.
 - 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.
- On considère les deux séries de raies spectrales de Lyman et de Balmer dans le spectre atomique de l'atome d'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.
 - Déterminer (en nm) pour chacune de ces deux séries de raies :
 - la plus grande valeur de la longueur d'onde $\lambda_{p \rightarrow m}$ de la radiation émise ;
 - la plus petite valeur de la longueur d'onde $\lambda_{p \rightarrow m}$ de la radiation émise.
 - Situer, en justifiant, les séries de raies précédentes dans les domaines des ondes électromagnétiques.
 - Déterminer (en nm) les longueurs d'onde correspondant aux raies visibles de la série de Balmer.

Correction

1) a- Phénomène d'émission.

$$1) \text{ b- } E_p - E_m = E_0 \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2} \right) = \frac{hc}{\lambda_{p \rightarrow m}} ; \frac{1}{\lambda_{p \rightarrow m}} = \frac{E_0}{hc} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{ donc } R_H = \frac{E_0}{hc}$$

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 :

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

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

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

Activer Window

Exercice n°7

Spectres d'étoiles

En 1859, les physiciens allemands Gustav Kirchhoff et Robert Wilhelm Bunsen eurent conjointement l'idée d'éclairer un gaz froid contenant des atomes de mercure à basse pression avec une source lumineuse continue, obtenue à partir d'un corps chaud. Ils concentrèrent la lumière à la sortie de la vapeur de mercure à l'aide d'une lentille convergente et placèrent, derrière un écran percé d'une fente, un prisme afin d'observer le spectre de la lumière traversant la flamme.

Kirchhoff obtint un spectre. Il en déduisit que les raies sombres sur le spectre continu correspondaient à la lumière absorbée par le mercure, et appela ce spectre le spectre d'absorption du mercure. Il fit de même pour l'hydrogène, puis pour le sodium, pour lequel il n'obtint qu'une seule radiation absorbée pour 589 nm. Il généralisa ce résultat pour tous les autres atomes.

Kirchhoff fit alors le rapprochement avec le spectre du Soleil obtenu par l'astronome Joseph Von Fraunhofer. Il proposa un modèle du Soleil et des autres étoiles comprenant une boule de gaz à très haute température, dont la surface émet de la lumière d'origine thermique, entourée d'une enveloppe gazeuse (chromosphère) à faible pression, absorbant la lumière. Ainsi, le spectre d'une étoile se présente donc comme un spectre continu comportant de nombreuses raies noires.

D'après Physique.chimie.sjh.free.fr/documents/Activité_étoile.doc

- 1) Proposer un schéma simplifié du dispositif expérimental utilisé par les physiciens Kirchhoff et Bunsen, pour observer le spectre d'absorption du mercure.
- 2) Dégager du texte une définition du spectre d'absorption atomique d'un élément chimique.
- 3) Expliquer, comment l'analyse du spectre d'une étoile permet de reconnaître certains constituants chimiques de sa chromosphère.

Correction

1- Dispositif convenable :

Dispositif comportant, disposés dans l'ordre : source de lumière continue, mercure gazeux à basse pression, une lentille convergente, une fente, un prisme.

2- Le spectre d'absorption est constitué par des raies noires sur le spectre continu correspondant aux radiations absorbées par l'atome.

3- Par comparaison des raies noires obtenues sur le spectre d'une étoile avec ceux des éléments chimiques, on peut reconnaître certains constituants de sa chromosphère.

Exercice n°8

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 $E_c = 0,9 E_0$, 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.

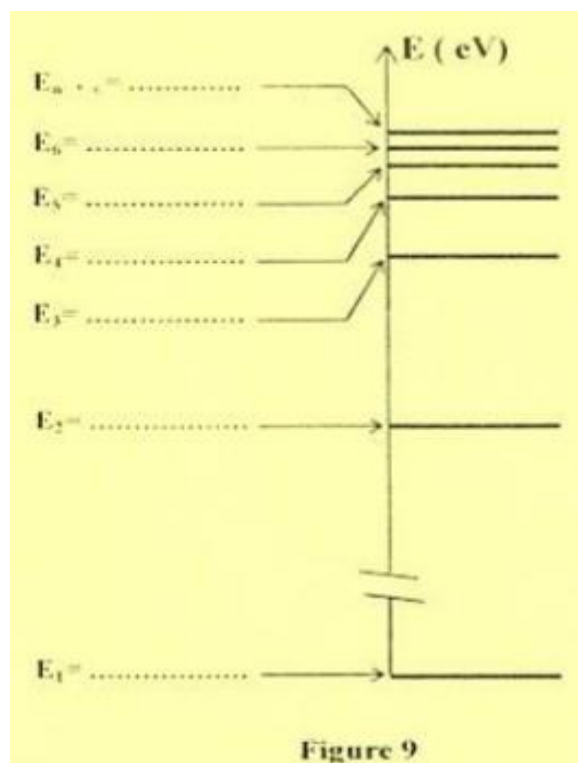
n	3	4	5	6
$\Delta E_{n,p}$ (eV)	-1,888	-2,550	-2,856	-3,022

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 n°9

Niels Bohr et ses électrons sauteurs

Électrons, noyau, quantum d'énergie : c'est le tiers de la physique des années 1910... Reste à savoir comment les combiner... Niels Bohr va tenter un tour de force : rassembler les connaissances éparses sur l'atome et y injecter des hypothèses pour rendre le tout cohérent. Premièrement, explique-t-il dès 1913, que les électrons n'ont pas 10000 possibilités d'orbites circulaires mais seulement quelques unes, fixes, toujours les mêmes. Deuxièmement, dans ces états dits stationnaires, les électrons n'émettent pas de lumière. Troisièmement, lorsqu'ils absorbent une certaine quantité d'énergie, les électrons bondissent de leur orbite de départ vers une autre plus élevée. A l'inverse, ils peuvent dégringoler (chuter) en libérant de l'énergie, mais jamais plus bas qu'une orbite limite dénommée état fondamental. Les collisions avec le noyau deviennent impossibles, théoriquement.

Ce qui caractérise les orbites des électrons de Bohr, c'est d'abord leur niveau d'énergie. Pour passer de l'un à l'autre, il faut ajouter ou retrancher une quantité précise d'énergie ...un quantum ! Dans la pratique, à chaque fois qu'un électron excité revient à son état fondamental, il crache une lumière de longueur d'onde bien précise. C'est ce phénomène, argumente Bohr, qui explique les raies lumineuses que les physiciens arrachent aux gaz dans leur spectroscope.

D'après : Les dossiers de science & vie junior n°34 page 22, octobre 1998, dossier hors série.

- 1) Extraire du texte les hypothèses avancées par Niels Bohr pour élaborer une théorie cohérente relative à l'atome.
- 2) Dire à quoi correspond l'état fondamental d'un atome et indiquer ce qui le différencie d'un état excité.
- 3) Dégager du texte une phrase qui montre que l'énergie d'un atome est quantifiée.
- 4) Nommer le type de spectre dont l'auteur parle à la fin du texte.
- 5) Proposer un schéma simplifié du montage expérimental permettant d'obtenir ce type de spectre.

Exercice n°10

Le spectre du Soleil

Comme toute étoile, le Soleil est une énorme sphère de gaz très chaud qui produit de la lumière... La photosphère (surface du Soleil), bien observable en lumière visible, est à une température d'environ 5500°C. Si le Soleil était sans atmosphère, le spectre de la lumière émise serait continu.

En 1814, le physicien allemand J. Fraunhofer remarque dans le spectre du Soleil, une multitude* de raies noires dues à la présence d'une atmosphère autour du Soleil, appelée chromosphère, qui s'étend sur 2000 km d'épaisseur environ. Les atomes présents dans cette chromosphère interceptent leurs radiations caractéristiques qui seront donc absentes du spectre vu depuis la Terre. Entre 300 nm et 700 nm, il existe plus de 20000 raies répertoriées*. L'analyse spectrale permet de connaître la composition chimique détaillée et précise du Soleil. Tous les éléments connus sur Terre y sont présents, certains à l'état de trace. En fraction de masse, les deux éléments les plus abondants sont l'hydrogène (78,4 %), l'hélium (19,6 %) et 2 % d'autres éléments.

*Extrait de « L'astronomie »
De Michel MARCEUN ; Ed. Hachette*

- * multitude : plusieurs
- * répertoriées : listées

- 1) Indiquer la remarque du physicien J. Fraunhofer concernant le spectre du Soleil.
- 2) Préciser, en le justifiant, si le spectre obtenu sur Terre est un spectre d'émission ou d'absorption.
- 3) Dédire l'intérêt de l'analyse spectrale de la lumière que le soleil nous envoie.
- 4) Expliquer le mécanisme d'obtention d'une multitude de raies noires dans le spectre du Soleil.

Correction

<p>1- Le physicien allemand J. Fraunhofer remarque dans le spectre du Soleil, une multitude de raies noires.</p> <p>2- Spectre d'absorption (émission) de la chromosphère car il contient des raies noires. On accepte l'une des deux réponses d'absorption ou (émission)</p> <p>3- L'analyse spectrale nous permet de connaître la composition chimique du soleil et celle de la chromosphère.</p> <p>4- La présence d'une atmosphère autour du soleil, appelée chromosphère, qui s'étend sur 2000 km d'épaisseur environ ; laisse les atomes présents dans cette atmosphère « intercepter » leurs radiations caractéristiques qui seront donc absentes du spectre vu depuis la terre.</p>	<p>"Un spectre <u>d'émission</u> est un spectre produit par la lumière qui provient directement d'une source".</p> <p>"Un spectre <u>d'absorption</u> est obtenu suite à une analyse de la lumière blanche qui a traversé une substance".</p> <p><i>Les deux spectres sont complémentaires</i></p>
---	--

Exercice n°11

« Etude d'un document scientifique »

Spectre atomique et quantification d'énergie

« ...Si de l'hydrogène gazeux est maintenu à basse pression dans un tube de verre et que l'on fait passer un courant électrique, une lumière rouge est émise. Un examen minutieux de cette lumière par un spectroscopie montre un spectre de raies, c'est-à-dire une série de raies de lumière plus ou moins espacées. Chaque raie possède une longueur d'onde et une énergie bien définie. La théorie de Niels Bohr admet que, dans l'atome, les électrons peuvent circuler autour du noyau de manière stable. Tant qu'un électron gravite à une distance fixe du noyau, l'atome ne produit pas d'énergie. Lorsque l'atome est excité, l'électron atteint une couche électronique peu éloignée du noyau et qui a un niveau d'énergie supérieur. Lorsque l'électron retourne à un niveau d'énergie plus bas, il émet une certaine quantité d'énergie correspondant à une longueur d'onde lumineuse. L'électron peut retourner à sa couche originelle en plusieurs étapes, en passant par des couches qui ne sont pas complètement remplies. Chaque raie observée représente une transition électronique, c'est-à-dire le passage d'un électron d'un niveau d'énergie supérieur à un niveau d'énergie inférieur.»

D'après un dictionnaire scientifique, 2001.

Questions

1. Relever du texte, l'idée de base de Niels Bohr qui a permis d'interpréter le spectre de raies de l'atome d'hydrogène.
2. Préciser, en le justifiant, si le spectre d'émission de l'hydrogène est continu ou discontinu.
3. Indiquer en l'expliquant ce que représente chaque raie lumineuse observée.

Correction

- 1- « lorsque l'atome est excité... d'onde lumineuse ».
- 2- Le spectre d'émission est discontinu car il est formé de raies de lumière plus ou moins espacées.
- 3- Chaque raie correspond à une transition donnée d'un niveau d'énergie supérieur à un niveau d'énergie inférieur

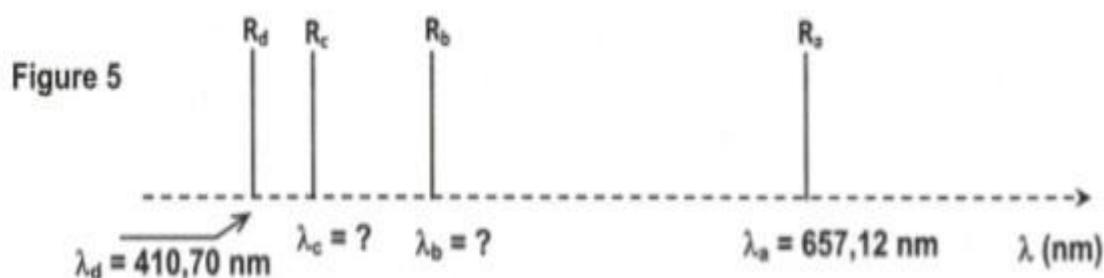
Exercice n°12

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

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

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 :

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

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.

Correction**1 - a -**

$$\frac{h.c}{\lambda_n} = E_n - E_2$$

Donc

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

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
λ_n (nm)	$\lambda_a = 657,12$	$\lambda_b = 486,76$	$\lambda_c = 434,60$	$\lambda_d = 410,70$

2 - a -

$$\lambda_f = \frac{h.c}{E_2 - E_1}$$

A.N :

$$\lambda_f = 121,69 \text{ nm.}$$

2 - b -

$$\lambda_f \in [400 \text{ nm} ; 750 \text{ nm}]$$

Cette radiation n'appartient pas au spectre du visible.

Cette radiation n'est pas alors visible.

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_n 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 n°13

L'analyse du spectre de l'atome d'hydrogène (Fig.3) dont le diagramme des niveaux d'énergie est représenté dans la figure Fig.4 révèle la présence de raies de longueurs d'onde λ bien déterminées.

1. Préciser, en le justifiant, si le spectre analysé est un spectre :
 - a) continu ou bien discontinu,
 - b) d'émission ou bien d'absorption.
2. Expliquer le qualificatif « quantifié » attribué à l'énergie d'un atome d'hydrogène.
3. a) Préciser, en le justifiant, si l'atome d'hydrogène perd ou bien gagne de l'énergie quand il passe du niveau E_5 au niveau E_2 .
 b) Déterminer la longueur d'onde de la radiation émise au cours de cette transition et identifier sa couleur.
4. Déterminer la transition qui amène l'atome d'hydrogène au niveau d'énergie E_2 avec émission d'une lumière bleue.
5. Déterminer l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène.

On donne :

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

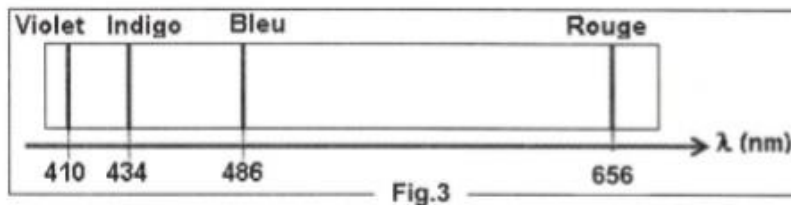


Fig.3

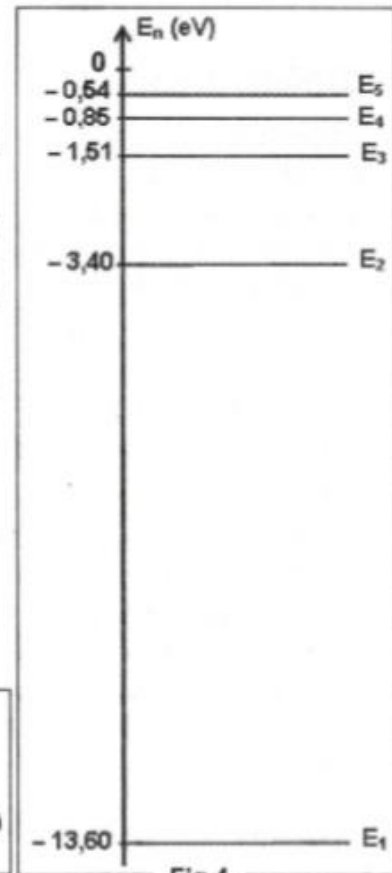


Fig.4

Correction

1. a- Le spectre de l'atome d'hydrogène est discontinu car il renferme un nombre limité de raies entre lesquels, il y a du noir ; c'est-à-dire absence de la lumière.
 b- Spectre d'émission car il est de raies colorées.
2. Quantifiée : signifie que l'énergie prend une suite de valeurs discrètes.
- 3.a- En passant du niveau E_5 au niveau E_2 ; l'atome d'hydrogène perd de l'énergie car E_2 est supérieure à E_5 vue que

$$\Delta E = E_5 - E_2 = \frac{hc}{\lambda} > 0$$

b-La longueur d'onde λ , sachant que

$$\Delta E = E_5 - E_2 = \frac{hc}{\lambda_{5,2}} \rightarrow \lambda_{5,2} = \frac{hc}{E_5 - E_2}$$

$$\lambda = 434 \text{ nm, couleur indigo}$$

4. La transition qui amène l'atome d'hydrogène au niveau d'énergie E_2

$$\Delta E = E_n - E_2 = \frac{hc}{\lambda_{n,2}} \rightarrow E_n - E_2 = -0,85 \text{ eV} \Rightarrow n = 4$$

5. L'atome d'hydrogène est ionisée pour E_n nulle c'est-à-dire $n \rightarrow \infty$, d'où $E_n - E_0 = +13,6 \text{ eV}$ (énergie d'ionisation).

Exercice n° 14

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 de la page 5/5.

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.

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 $4,2 \text{ eV}$.

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

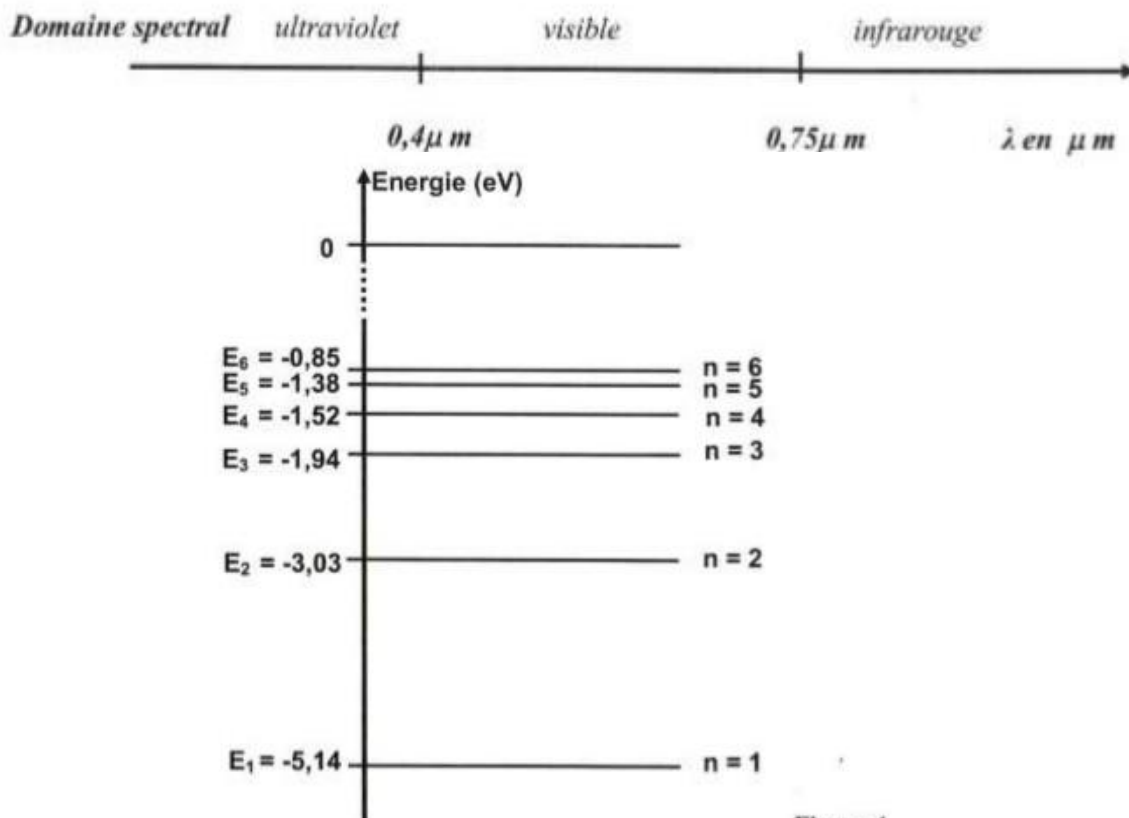
b- En déduire, en joule, la valeur de l'énergie cinétique maximale de l'électron éjecté.

5- En fait, la raie jaune-orangé du sodium est constituée d'un doublet qui provient des transitions des niveaux d'énergie E_4 et E_3 , au niveau fondamental d'énergie E_1 . Calculer les énergies E_4 et E_3 , sachant que les fréquences correspondantes aux raies constituant le doublet sont respectivement :

$\nu = 5,087 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ et $\nu' = 5,092 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$. On prendra pour cette question $E_1 = -5,139 \text{ eV}$.

On donne :

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



Correction

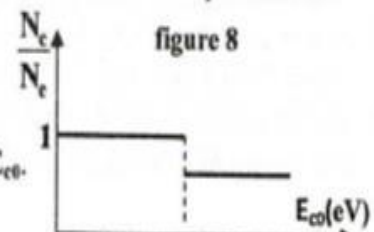
1-	L'énergie est quantifiée
2-a	$\Delta E_{2,1} = E_2 - E_1 = 2,11\text{eV}$ $\Delta E_{3,1} = E_3 - E_1 = 3,2\text{eV}$
2-b	$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E},$ $\lambda_{2,1} = 0,588\mu\text{m}$ $\lambda_{3,1} = 0,388\mu\text{m}$ $\lambda_{2,1}$ domaine 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	$E_j - E_1$ 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 $1,94\text{eV}$. Ainsi l'énergie fournie est supérieure à $1,94\text{eV}$, l'atome peut être ionisé.

Exercice n°15

On donne : $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1\text{eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ et $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$.

L'expérience de Franck et Hertz consiste à bombarder des atomes de mercure dans leur état fondamental par un faisceau d'électrons. Le montage expérimental simplifié est constitué d'une enceinte, d'un canon à électrons et d'un analyseur. On désigne par N_e le nombre d'électrons émis par le canon pendant une seconde avec une énergie cinétique initiale E_{e0} et par N_c le nombre d'électrons qui arrivent à l'analyseur pendant une seconde et avec la même énergie cinétique E_{e0} .

La courbe de la **figure 8** traduit l'évolution du rapport $\frac{N_c}{N_e}$ en fonction de E_{e0} .



- Interpréter les parties de la courbe qui correspondent respectivement aux énergies $E_{e0} < 4,9 \text{ eV}$ et $E_{e0} > 4,9 \text{ eV}$.
- Préciser la conclusion tirée de l'expérience de Franck et Hertz.
- Le schéma de la **figure 9** représente quelques niveaux n d'énergie de l'atome de mercure.
 - Préciser la valeur de n correspondant à l'état fondamental de l'atome de mercure et donner la valeur de son énergie.
 - En déduire la transition de l'atome de mercure au cours de l'expérience de Franck et Hertz.
 - Calculer la valeur de la longueur d'onde λ relative à cette transition.
- L'atome de mercure est dans son état fondamental.
 - Déterminer la valeur limite de la fréquence ν_{limite} de la radiation incidente qui peut assurer l'ionisation de l'atome de mercure.
 - Parmi les deux radiations de fréquences respectives $\nu_1 = 2 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ et $\nu_2 = 3 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$, préciser en le justifiant, celle qui convient pour ioniser l'atome de mercure.

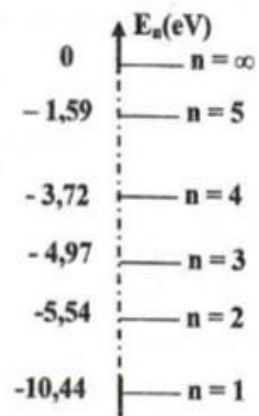


figure 9

Correction

1- $*E_{c0} < 4,9 \text{ eV}$: tous les électrons émis par le canon arrivent à l'analyseur avec leur énergie cinétique initiale. Les chocs qui se produisent avec les atomes de mercure sont élastiques : pas de perte d'énergie.

$*E_{c0} > 4,9 \text{ eV}$: certains électrons émis par le canon n'arrivent pas à l'analyseur avec l'énergie E_{c0} , ces électrons entrent en collision avec les atomes de mercure et leur cèdent une partie de leur énergie.

2- L'énergie de l'atome de mercure est quantifiée.

3- a- l'état fondamental de l'atome de mercure correspond à $n=1$; $E_1 = -10,44 \text{ eV}$.

b- la transition de l'atome de mercure correspond à son passage de l'état fondamental d'énergie E_1 vers l'état d'énergie $E_2 = -5,54 \text{ eV}$ avec $\Delta E = E_2 - E_1 = 4,9 \text{ eV}$

c- $\Delta E = E_2 - E_1 = \frac{hc}{\lambda}$ d'où $\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = 2,53 \cdot 10^{-7} \text{ m}$.

4- a- L'énergie juste nécessaire à l'ionisation de l'atome de mercure $W_{\text{lim}} = E_{\infty} - E_1 = 0 - E_1 = \hbar \nu_{\text{lim}}$

$$\nu_{\text{lim}} = -\frac{E_1}{\hbar} = 2,52 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

b- $\nu_1 < \nu_{\text{limite}}$: il n'y a pas d'ionisation

$\nu_2 > \nu_{\text{limite}}$: il y a ionisation.

Exercice n°16

Les atomes ont-ils des couleurs ?

Oui, puisque les atomes peuvent absorber ou émettre de la lumière à certaines longueurs d'onde caractéristiques. L'interaction avec la lumière visible concerne surtout les électrons de l'atome. De par leurs propriétés ondulatoires, les électrons se répartissent dans un atome sur des niveaux d'énergie bien distincts, parfois appelés couches électroniques. Ces niveaux d'énergie se calculent avec précision grâce aux lois de la physique quantique, et sont spécifiques de l'élément considéré. Un électron peut passer à un niveau d'énergie supérieur en absorbant un photon de lumière, qui apporte l'énergie requise. Inversement, l'électron peut se désexciter et tomber vers un niveau plus bas en émettant un photon d'énergie donc de fréquence appropriée. C'est cette structure en niveaux d'énergie discrets qui explique les spectres d'émission ou d'absorption des atomes. Lorsque les écarts entre niveaux d'énergie électroniques sont de l'ordre de l'électronvolt, ce qui est souvent le cas, la lumière émise ou absorbée appartient au domaine visible. L'étude des spectres atomiques rend d'immenses services. En astrophysique par exemple : c'est en analysant le spectre d'un astre qu'on détermine les éléments qu'il contient, sa température, sa vitesse de déplacement, etc. Grâce à la très grande précision avec laquelle on sait mesurer la fréquence des rayonnements émis par les atomes, la spectroscopie est aussi à la base des horloges atomiques, instruments qui servent notamment d'étalons de temps.

Maurice Mashaal - La recherche (mensuel n°299 daté juin 1997 à la page 86)

Questions

- 1- Prouver, d'après le texte, que les atomes ont des couleurs.
- 2- Comment un électron peut-il passer d'un niveau d'énergie à un autre ?
- 3- Préciser dans quelle condition la lumière émise ou absorbée par l'atome appartient au domaine visible.
- 4- Citer deux applications de la spectroscopie.

Exercice n°17**Quand la lumière explore la matière entourant le Soleil !**

Grâce aux travaux d'Isaac Newton, nous savons que la lumière qui nous paraît blanche est composée de toutes les couleurs de l'arc-en-ciel. Deux siècles plus tard, l'invention de la spectroscopie permet d'obtenir des informations sur une source grâce à la décomposition de sa lumière. Cette méthode est à l'origine de l'essentiel de nos connaissances sur le Soleil...

A première vue, la lumière qui nous vient du Soleil donne un spectre continu....mais une observation plus fine nous montre qu'en réalité son spectre est constitué de centaines de raies sombres appelées également raies de Fraunhofer... Ces raies d'absorption proviennent d'une sorte d'atmosphère entourant le Soleil, appelée chromosphère. Le Soleil est ainsi constitué d'une partie gazeuse très chaude, appelée photosphère, responsable de la partie continue du spectre et de la chromosphère responsable de la majorité des raies d'absorption. Grâce aux spectres étudiés en laboratoire, il est possible de déterminer les éléments chimiques présents dans la chromosphère en regardant si les raies de leur spectre d'émission correspondent à certaines raies de Fraunhofer. On peut ainsi prouver qu'il existe, dans l'atmosphère du Soleil, une quarantaine d'éléments chimiques...

<http://www.cea.fr/multimedia/Mediatheque/animation/physique-chimie/spectre.swf>

- 1) a- Expliquer succinctement l'origine des raies sombres observées dans le spectre du Soleil.
b- Décrire le spectre du Soleil si ce dernier ne comportait pas d'atmosphère.
- 2) Préciser, à partir du texte, comment peut-on identifier depuis la Terre les éléments chimiques susceptibles d'être présents dans les couches extérieures de l'atmosphère du Soleil.
- 3) Dans un laboratoire d'astrophysique, on détermine, à l'aide d'une méthode appropriée, les valeurs approchées des longueurs d'onde correspondant aux principales raies sombres (numérotées de 1 à 12) présentes dans un extrait du spectre solaire.

Les résultats obtenus sont indiqués sur le tableau de la figure 10 de la feuille annexe (page 5/5).

Le tableau ci-contre donne les longueurs d'onde de certaines raies caractéristiques de quelques éléments chimiques. En utilisant ces données, identifier les éléments chimiques correspondant aux raies étudiées et qui sont présents dans l'atmosphère du Soleil. Reporter les résultats dans la dernière ligne du tableau de la figure 10 de la feuille annexe (page 5/5 à remettre avec la copie).

Élément chimique	Longueurs d'onde λ en nm de certaines raies caractéristiques			
Hydrogène H	410,1	434,0	486,1	656,3
Magnésium Mg	470,3	516,7	517,3	518,4
Calcium Ca	422,5	458,2	487,6	526,6
Fer Fe	438,3	491,9	495,7	532,8
Titane Ti	466,8	469,1	498,2	520,8

Numéro de la raie	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Longueur d'onde λ en nm	410	422	434	438	466	486	492	496	498	517	527	533
Élément chimique	H				Ti		Fe					

Figure 10

Exercice n°18

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).

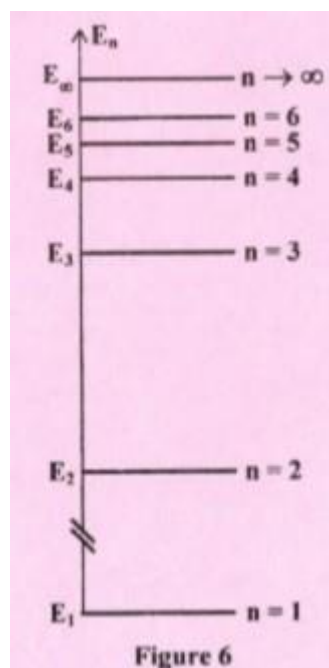


Figure 6