

Exercice 1 :

On donne : $h = 6,6262 \cdot 10^{-34}$ J.s ; $c = 3 \cdot 10^8$ m.s⁻¹ ; $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C.

Dans le spectre de l'atome d'hydrogène, on trouve les deux raies suivantes caractérisées par leurs longueurs d'ondes $\lambda_1 = 486,6$ nm et $\lambda_2 = 434,6$ nm. Le diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène simplifié est donné ci-contre :

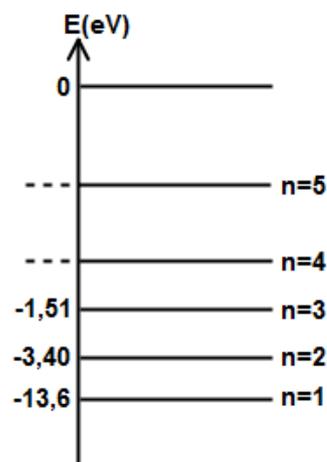
- 1) Le spectre d'un atome est-il continu ou discontinu ? Justifier.
- 2) Qu'appelle-t-on état fondamental ?
- 3)

a- Sachant que l'énergie de l'atome d'hydrogène, dans un état n , s'écrit sous la forme $E_n = \frac{-13,6}{n^2}$ en eV. Montrer que la longueur d'onde λ d'une radiation émise par une transition d'un niveau excité p au niveau $n = 2$ a pour expression : $\lambda = \frac{4hcp^2}{13,6 \times 1,6 \cdot 10^{-19} \times (p^2 - 4)}$.

b- Déterminer les valeurs de p qui correspondent aux radiations λ_1 et λ_2 .

c- Déduire les énergies de ces niveaux

- 4) Un atome d'hydrogène à l'état fondamental reçoit un photon d'énergie $W = 12,75$ eV. Le photon est-il absorbé ? Si oui à quel niveau d'énergie l'atome est excité ?



Exercice 2 :

On donne :

Charge élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C ; constante de Planck : $h = 6,6262 \cdot 10^{-34}$ J.s

Célérité de la lumière : $c = 3 \cdot 10^8$ m.s⁻¹ ; $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$ J ; $1\text{ nm} = 10^{-9}$ m

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

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2} \text{ (eV)} \quad \begin{cases} E_0 = 13,6 \text{ eV} \\ n \text{ est un nombre entier naturel non nul} \end{cases}$$

- 1) Expliquer brièvement le terme « niveau d'énergie quantifié ».
- 2) Que représente E_0 pour l'atome d'hydrogène ?
- 3) On considère le passage de l'atome d'hydrogène d'un niveau n à un niveau p tels que $n > p$.
 - a- Dire, en le justifiant, s'il s'agit d'une émission ou une absorption.
 - b- Montrer que la longueur d'onde λ , de la radiation correspondant à cette transition, s'écrit : $\frac{1}{\lambda} = \frac{1}{\lambda_0} \left[\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right]$ où λ_0 est une constante que l'on exprimera en fonction de E_0 , c et h .
 - c- Déterminer la valeur de λ_0 .

4) Dans la série de Balmer (le retour au niveau $p = 2$) le spectre de l'atome d'hydrogène révèle la présence de quatre raies visible correspondant aux longueurs d'ondes suivantes :

$$\lambda_1 = 657 \text{ nm} ; \lambda_2 = 486 \text{ nm} ; \lambda_3 = 434 \text{ nm} \text{ et } \lambda_4 = 410 \text{ nm}$$

a- Montrer qu'on peut déterminer n par la relation suivante : $n = \sqrt{\frac{4\lambda}{\lambda - 4\lambda_0}}$

b- Calculer n pour $\lambda = \lambda_2 = 486 \text{ nm}$.

c- L'atome d'hydrogène est dans son niveau d'énergie E_2 ($n = 2$), reçoit un photon incident de longueur d'onde $\lambda = 486 \text{ nm}$. Ce photon est-il absorbé ? Justifier sans calcul.

5) L'atome d'hydrogène est dans son état fondamental, reçoit :

- Un photon d'énergie $W_1 = 10,6 \text{ eV}$.
- Un électron incident d'énergie cinétique $E_c = 10,6 \text{ eV}$.

Dire, en le justifiant ce qui se passe dans chaque cas (Dans le cas où l'atome est excité donner l'énergie cinétique de l'électron après l'interaction).

Exercice 3 :

Le diagramme de la figure ci-contre est un diagramme des niveaux d'énergie de l'atome de sodium.

Le spectre de l'atome du sodium fait apparaître un doublet de couleur bien déterminé, constitué de deux raies de fréquences :

$$\nu_1 = 5,087 \cdot 10^{14} \text{ Hz} \text{ et } \nu_2 = 5,092 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

- 1) a- Expliquer pourquoi ce spectre est discontinu ?
b- Peut-on obtenir le même spectre avec l'atome de mercure ?

2) a- Calculer les longueurs d'ondes λ_1 et λ_2 dans le vide des deux raies.

b- En s'aidant du tableau ci-dessous, préciser la couleur de la lumière émise.

3) On considère la raie de fréquence $\nu_1 = 5,087 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ du spectre de la lampe à vapeur de sodium.

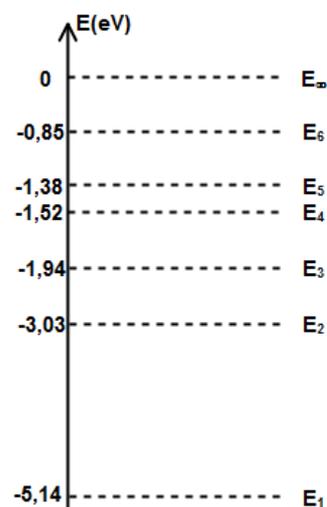
a- Calculer l'énergie correspondante en eV.

b- Reproduire le diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de sodium et y indiquer par une flèche, la transition qui a donnée cette raie sachant qu'elle correspond à un retour à l'état E_1 .

4) Les atomes de sodium sont à l'état gazeux et dans leur état fondamental, une lumière composée de trois radiations de longueur d'ondes dans le vide : $\lambda_1 = 489 \text{ nm}$, $\lambda_2 = 700 \text{ nm}$ et $\lambda_3 = 589 \text{ nm}$ traverse ce gaz.

Quelles sont les radiations absorbées par les atomes de sodium gazeux ?

On donne : constante de Planck : $h = 6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; Célérité de la lumière : $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$

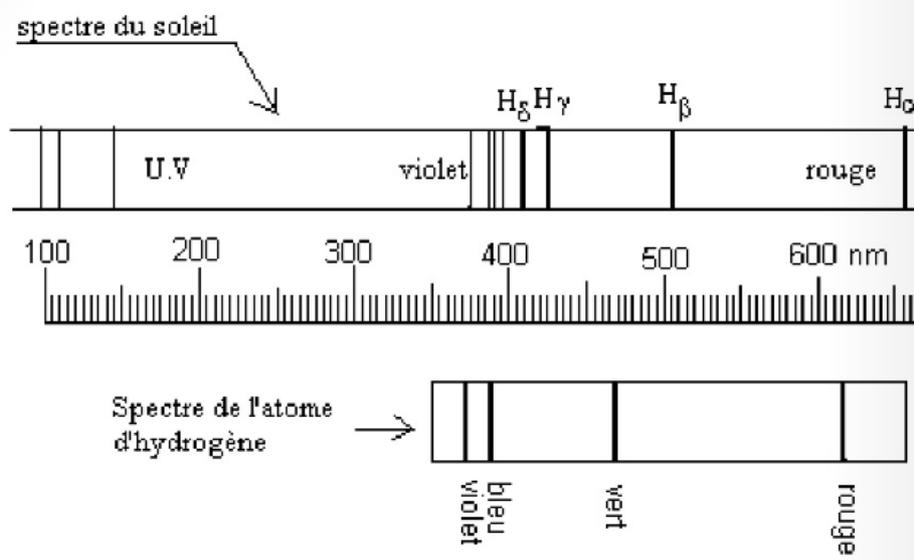


Couleur	violet	bleu	vert	jaune	orangé	rouge
Longueur d'onde	380-450 nm	450-490 nm	490-570 nm	570-585 nm	585-620 nm	620-780 nm

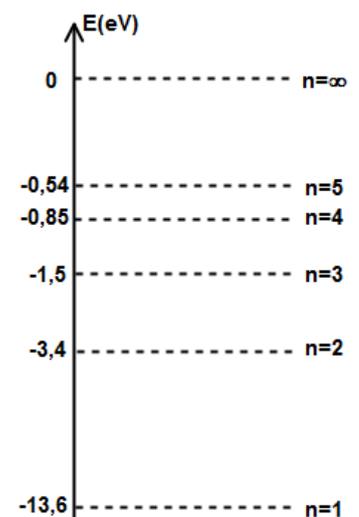
Exercice 4 :

LE SPECTRE DU SOLEIL.

Le soleil est une immense boule de gaz très chaud entouré par une couche de gaz << la chromosphère >> Le spectre du soleil et de la plupart des étoiles présentent aussi des raies d'absorption, qui caractérisent les éléments chimiques constituant leurs régions superficielles << la chromosphère >>, appelées parfois leurs atmosphère. Les régions internes de ces étoiles sont très chaudes et les régions superficielles sont plus froides. Le rayonnement continu émis par le gaz chaud subit une absorption sélective caractéristique des éléments chimiques qui constituent l'atmosphère plus froide. En 1802, **William Wollaston**, savant anglais a remarqué qu'en faisant passer la lumière du soleil à travers une fente étroite avant son entrée dans un prisme, son spectre était barré par 7 raies sombres : 2 dans le rouge, 3 dans le jaune vert et 2 dans le bleu. Dix ans plus tard, l'opticien **Fraunhofer** étudia le spectre du soleil en détail ; il dénombre 576 raies en précisant leur position exacte dans le spectre. On donna son nom à ces raies.



- 1) a- Le spectre du soleil est-il celui de la boule de gaz interne ou de l'atmosphère du soleil ? Recopier la phrase du texte qui justifie la réponse.
b- Le spectre du soleil représenté sur la figure est-il celui observé par William Wollaston ? Est-il d'absorption ou d'émission ? Est-il continu ou discontinu ?
c- Quel est le rôle du prisme utilisé par William Wollaston ?
- 2) a- Le spectre de l'atome d'hydrogène est-il d'absorption ou d'émission ?
b- En examinant les spectres du soleil et le spectre de l'atome d'hydrogène, le soleil-il l'élément hydrogène ?
- 3) a- La longueur d'onde de la raie H α est 656 nm.
b- Calculer, en eV, la valeur de l'énergie W du rayonnement correspondant à cette raie.
c- Déterminer en s'aidant à la figure ci-contre la transition qui correspond à cette émission.



On donne : $h = 6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

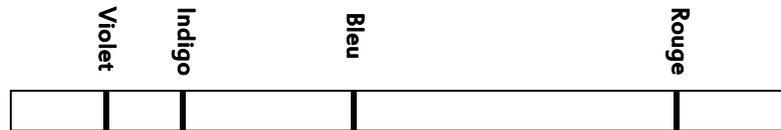
Exercice 5 :

Données : Célérité de la lumière dans le vide : $c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Constante de Planck : $h = 6,62.10^{-34} \text{ J.s}$; Electron volt : $1 \text{ eV} = 1,6.10^{-19} \text{ J}$.

Nano mètre : $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$

L'analyse de la lumière émise par une lampe à vapeur d'hydrogène révèle un spectre formé de raies colorées correspondent à des longueurs d'onde bien déterminées.



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

II°) Le tableau suivant présente quelques-unes des caractéristiques des raies observées

Nom de raies	H_α	H_β	H_γ	H_δ
Couleur	Rouge	Bleu	Indigo	Violet
Longueur d'onde λ (nm)	486
Fréquence ν (Hz)	$4,57.10^{14}$	$6,91.10^{14}$

1) Reproduire et compléter le tableau ci-dessus.

2) Dans quel domaine de longueur d'onde se situent les radiations des raies observées sachant que le spectre visible de la lumière blanche $400 \text{ nm} < \lambda < 800 \text{ nm}$

III°) Pour interpréter les raies spectrales de l'atome d'hydrogène, le modèle de Bohr impose à cet

atome une énergie quantifiée $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$ avec $E_0 = 13,6 \text{ eV}$ où E_n est l'énergie en eV et n un entier naturel non nul.

1) Sur le digramme de la Figure-1-, sont portés quelques uns des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène (digramme simplifiée).

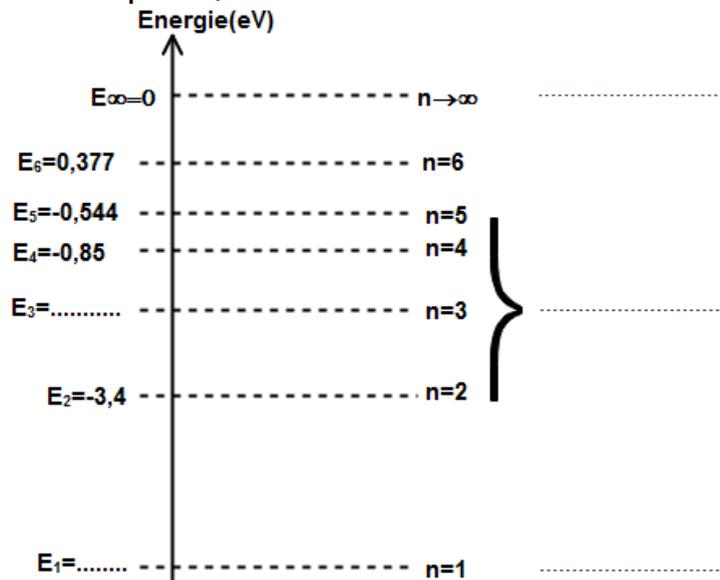


figure-1-

a- Calculer les énergies E_1 et E_3 en (eV) puis en joules (J).

b- Compléter le diagramme de la Figure-1- en indiquant les valeurs de E_1 et E_3 et les termes (état fondamentale, état excité et état ionisé).

- 2) Le physicien/ mathématicien Suisse Balmer, Johann Jakob (1825-1898), découvre en 1885, une formule mathématique simple qui donne les valeurs des longueurs d'ondes d'une série de quatre raies de spectre de l'hydrogène vérifiant la relation suivante $E_{n,2} = - \frac{h.C}{E_0 \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)}$

($n=3, 4, 5, 6$) ; h constante de Planck et C la célérité de la lumière dans le vide.

Montrer la relation précédente de lumière.

a- Déterminer à quelles transitions électroniques correspondent les quatre raies.

b- Représenter sur le diagramme de la Figure-1- les transitions entre les différents niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène pour ces quatre raies.

IV°) On fournit successivement à un atome d'hydrogène, pris dans son état fondamentale les quanta d'énergies suivants :

a) $\Delta E = 6 \text{ eV}$; b) $\Delta E' = 12,75 \text{ eV}$; c) $\Delta E'' = 18 \text{ eV}$

Dans quel cas l'atome pourra-t-il absorber l'énergie fournie et dans quel état se trouvera-t-il ?

Exercice 6 :

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 de l'atome d'hydrogène sont données par la relation : $E_n = - \frac{E_0}{n^2}$ avec

$E_0 = 13,6 \text{ eV}$ et $n \in \mathbb{N}^*$

- a- Représenter, à l'échelle 1 cm pour 1 eV , les trois premiers niveaux d'énergie ($n = 1$; $n=2$ et $n = 3$) ainsi que le niveau $E=0 \text{ eV}$.

b- Expliquer la phrase : les niveaux d'énergie de l'atome sont quantifiés.
- a- Donner la valeur de l'énergie de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental.

b- Préciser l'état de l'atome d'hydrogène pour $E = 0 \text{ eV}$.
- Lorsqu'un atome d'hydrogène absorbe une radiation de longueur d'onde λ , il passe d'un niveau d'énergie n à un autre p .

a- Comparer p à n .

b- Montrer que la longueur d'onde λ de la radiation absorbée s'exprime par : $\lambda = \frac{h.c}{E_p - E_n}$;

avec h est la constante de Planck et c la célérité de la lumière.

c- Déterminer la plus grande longueur d'onde λ des radiations que peut absorber l'atome d'hydrogène supposé dans son état fondamental.
- On fournit à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental ($n = 1$) une énergie $W=15\text{eV}$.

a- Indiquer si cette énergie est susceptible d'être absorbée par l'atome d'hydrogène.

b- Préciser dans quel état se trouve l'atome dans ce cas.
- Les radiations suivantes constituent le spectre d'émission dans le vide de l'atome d'hydrogène.

Couleur	Rouge	Bleu-vert	Indigo	violet
$\lambda (\mu\text{m})$	0,656	0,486	0,434	0,410

- Précise, en le justifiant, si un tel spectre est continu ou discontinu.
- Décrire brièvement un dispositif qui permet d'obtenir un tel spectre.
- Peut-on trouver un autre élément chimique qui possède un spectre d'émission identique à celui de l'hydrogène ? Justifier la réponse.
Décrire le spectre d'absorption de l'hydrogène.