

Exercice 1:

On peut attribuer aux niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène les valeurs : $E_n = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2}$ n est un entier positif ; E_n est mesuré en joule.

- Calculer les valeurs numériques E_1 , E_2 , E_3 , en joule, des trois niveaux correspondant à $n = 1, 2$ et 3 .
- Calculer les fréquences ν_{31} et ν_{21} des radiations émises lors des transitions électroniques du niveau E_3 au niveau E_1 et du niveau E_2 au niveau E_1 . En déduire les longueurs d'onde, dans le vide, λ_{31} et λ_{21} correspondantes. Dans quel domaine spectral (ultraviolet, visible, infrarouge) sont-elles situées ?
- Calculer de même la fréquence ν_{32} de la radiation émise lors de la transition du niveau E_3 au niveau E_2 . Quelle relation très simple existe-t-il entre ν_{31} , ν_{21} et ν_{32} ? La justifier à partir des formules littérales.
- Quelle est la longueur d'onde la plus courte que l'on peut trouver dans le spectre de l'atome d'hydrogène ? Dans quel domaine spectral se trouve-t-elle ? Que représente l'énergie correspondante ?
- Lorsqu'on exprime les énergies en électronvolt, on a encore $E_n = -\frac{A}{n^2}$. Calculer numériquement A.

Exercice 2:

On classe les raies du spectre de l'atome d'hydrogène en séries, les premières étant appelées respectivement séries de Lyman, de Balmer et de Paschen. Pour chacune de ces séries, le nombre d'onde reste à un nombre d'onde limite donné par les valeurs suivantes (on précise que le nombre d'onde est l'inverse de la longueur d'onde). Lyman : $10,96776 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$; Balmer : $2,74194 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$; Paschen : $1,21864 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$.

- A quelle variation d'énergie correspondrait, pour l'électron, l'émission des raies limites si ces raies pouvaient être observées ? Calculer les énergies en eV des niveaux correspondant aux trois raies limites données. On précise que ce sont les trois premiers niveaux. On donne : constante de Planck : $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; charge élémentaire : $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; célérité de la lumière dans le vide : $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.
- Montrer que ces énergies peuvent se mettre sous la forme : $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$, avec E_0 positif, n étant successivement l'un de trois entiers consécutifs ; déterminer n pour les trois premiers niveaux.
- Expliquer pourquoi on peut mettre l'expression de l'énergie des photons correspondant aux différentes raies de la série Lyman sous la forme : $E_L = -E_0 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{1^2} \right)$; n étant un nombre entier.

Donner les expressions analogues de E_B et E_P pour les photons des séries de Balmer et de Paschen.

Exercice 3:

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation : $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$ (eV), où n est un entier non nul.

- Evaluer, en nanomètre, les longueurs d'onde des radiations émises par l'atome d'hydrogène lors des transitions :
 - du niveau d'énergie E_3 au niveau d'énergie E_1 (longueur d'onde : λ_1).
 - du niveau d'énergie E_2 au niveau d'énergie E_1 (longueur d'onde λ_2).
 - du niveau d'énergie E_3 au niveau d'énergie E_2 ; (longueur d'onde λ).
- Une ampoule contenant de l'hydrogène est portée à la température de 2800° K . Les atomes sont initialement dans leur état fondamental. Une lumière constituée des 3 radiations de longueurs d'onde $\lambda_1, \lambda_2, \lambda$ traverse ce gaz.
 - Quelles sont les radiations absorbées par l'hydrogène contenu dans cette ampoule ? (Justifier).
 - Montrer que pour une transition entre un état, de niveau d'énergie E_p , et un autre, de niveau d'énergie inférieur E_n ($p > n$), la relation donnant la longueur d'onde λ de la radiation émise est : $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$
 Dans cette relation, R_H est une constante appelée constante de RYDBERG.
 - Calculer la valeur de la constante R_H .

3. La série de Lyman comprend les radiations émises par l'atome d'hydrogène excité ($n \geq 2$) lorsqu'il revient à son état fondamental ($n = 1$). Evaluer, en nm, l'écart $\Delta\lambda$ entre la plus grande et la plus petite longueur d'onde des raies de la série de Lyman.

Exercice 4:

L'ion hélium He^+ ne possède qu'un électron. Ses niveaux d'énergie sont donnés par la relation, $E_n = -\frac{K}{n^2}$ où n est un nombre entier positif et K une constante positive.

- On considère la transition électronique du niveau d'énergie n au niveau d'énergie p ($p < n$). Exprimer la variation de l'énergie de l'ion correspondant à cette transition et interpréter le signe de cette variation.
- Montrer que la longueur d'onde λ de la radiation correspondante peut se mettre sous la forme :

$$\frac{1}{\lambda} = R_{\text{He}^+} \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$
, relation où R_{He^+} est une constante que l'on explicitera.
- La longueur d'onde du photon correspondant à la transition du niveau 4 au niveau 3 est égale à 469 nm. Calculer la valeur de la constante R_{He^+} .
- Montrer que E_n exprimée en eV peut se mettre alors, sous la forme : $E_n = -\frac{54,4}{n^2}$. En déduire l'énergie d'ionisation de l'ion He^+ .
- Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés en eV par la relation $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$. Sur deux diagrammes bien distincts, placer les 8 premiers niveaux de l'ion He^+ et les 4 premiers niveaux de l'atome d'hydrogène. En déduire que le spectre de l'atome d'hydrogène est un sous-ensemble de celui de l'ion He^+ .
Données : Constante de Planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s; Vitesse de la lumière dans le vide : $C = 3,00 \cdot 10^8$ m.s⁻¹;
1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J

Exercice 5:

Données : 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; $E_0 = 13,6$ eV; masse de l'électron : $m = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg.

Un ion hydrogénoïde est un ion ayant la même structure électronique que l'atome d'hydrogène ; c'est-à-dire possédant un seul électron gravitant autour du noyau. C'est le cas des ions hélium He^+ et lithium Li^{2+} .

Un électron unique gravitant autour d'un noyau de numéro atomique Z sur le niveau n possède l'énergie

$$E_n = -\frac{E_0 Z^2}{n^2}.$$

- L'électron passe d'un niveau d'énergie E_n à un niveau inférieur d'énergie E_p .
 - Y a-t-il absorption ou émission de photon ? Justifier.
 - Exprimer la longueur d'onde de la radiation correspondante $\lambda_{(n,p)}$ en fonction de E_0 , Z , n , p , h et c .
 - On peut écrire cette longueur d'onde $\lambda_{(n,p)}$ sous la forme : $\lambda_{(n,p)} = \frac{1}{R} \left(\frac{n^2 p^2}{n^2 - p^2} \right)$ où R est une constante appelée constante de Rydberg.
 - Exprimer R en fonction de E_0 , Z , h et c .
 - Calculer cette constante dans les cas suivants : atome d'hydrogène H : $R = R_1$; ion He^+ : $R = R_2$; ion Li^{2+} : $R = R_3$
 - On considère la série de Balmer dans le spectre atomique de l'hydrogène : Il s'agit de l'ensemble des raies correspondant à des transitions décroissantes qui ramènent l'atome d'hydrogène d'un niveau excité n au niveau $p = 2$. Calculer l'écart $\Delta\lambda$ entre la plus grande et la plus courte des longueurs d'onde de cette série.
 - Calculer l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène ($Z = 1$) et des ions hydrogénoïdes He^+ ($Z = 2$) et Li^{2+} ($Z = 3$).
 - On envoie sur des atomes d'hydrogène pris à l'état fondamental des photons d'énergie respective 1,9 eV, 3,4 eV, 10,2 eV et 14 eV.
 - Quel(s) est (sont) le (les) photon(s) susceptible (s) d'être absorbé(s) ? Justifier la réponse.
 - Montrer que si l'atome d'hydrogène pris à l'état fondamental absorbe un photon d'énergie 14 eV, il émet un électron. Calculer la vitesse d'éjection de l'électron. Vérifier que cet électron n'est pas relativiste. N.B : Une particule est dite relativiste si sa vitesse est supérieure au dixième de la célérité de la lumière dans le vide.