



## Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène

### Exercice n°1 :

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par :  $E_n = \frac{-E_0(\text{eV})}{n^2}$  où n est un entier tel que  $n \geq 1$  et  $E_0 = 13,6$ .

Le diagramme de la figure 1 (page suivante) représente sans souci d'échelle quelques niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.

**4-1** Comment qualifie-t-on l'état dans lequel se trouve l'atome d'hydrogène lorsque  $n = 1$  ? lorsque  $n > 1$  ? (0,5 point)

**4-2** On considère l'atome d'hydrogène dans l'état  $n = 2$ . On l'expose à une lumière dichromatique de longueurs d'onde  $\lambda_R = 657$  nm et  $\lambda_V = 520$  nm. Seule l'une des radiations est absorbée; identifier la en justifiant. (0,5 point)

**4-3** L'électron dans l'atome d'hydrogène passe du niveau n au niveau inférieur p ( $p < n$ ).

**4-3-1** Montrez que pour une transition de l'électron du niveau n au niveau p, la longueur d'onde du photon émis est donnée par la relation :  $\frac{1}{\lambda_{n,p}} = R_H \left( \frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$  où  $R_H$  est la constante de Rydberg qu'on exprimera. (0,5 point)

**4-3-2** Calculer la valeur de cette constante  $R_H$  ainsi que la longueur d'onde  $\lambda_{n,p}$  en anomètres pour  $n = 4$  et  $p = 3$ . (0,5 point)

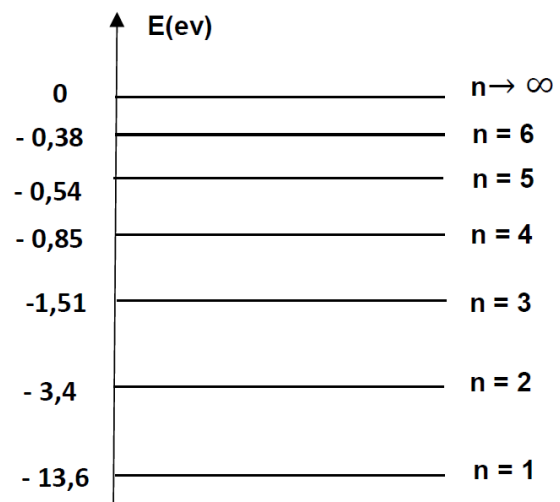


Figure 1

**4-4** Une cellule photoélectrique reçoit le même rayonnement lumineux issu d'une source S de longueur d'onde  $\lambda_{4,3}$ . L'énergie d'extraction d'un électron du métal qui constitue la cellule est  $W_0 = 0,5$  eV.

**4-4-1** Définir l'effet photoélectrique. Montrer que cet effet est observé pour la cellule ainsi éclairée (0,5 point)

**4-4-2** Quel est le caractère de la lumière mis en évidence dans cette expérience ? (0,5 point)

**4-4-3** Calculer la vitesse maximale des électrons émis par la cellule. (01 point)

Données : constante de Planck :  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  J.s ; masse de l'électron :  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$  kg ;  
 Célérité de la lumière dans le vide  $C = 3 \cdot 10^8$  m/s. ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$  J

### Exercice n°2

Au cours d'une séance d'observation du ciel, des astronomes ont pu enregistrer, par hasard, le spectre de la lumière d'un astre qui a traversé furtivement le champ de leur télescope. Le diagramme du document 1 est celui des niveaux d'énergie de l'un des éléments mis en évidence par le spectre obtenu.

**5-1.** Une transition correspondant à l'une des raies de ce spectre y est représentée par une flèche.

La raie correspondante est-elle une raie d'émission ou une raie d'absorption ? Justifier. (0,5 point)

**5-2.** On donne les tableaux (document 2) de quelques longueurs d'onde de raies d'émission de différents éléments. Identifier l'élément mis en évidence par cette raie. (0,5 point)

**5-3.** Les valeurs des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont données par la relation

$$E_n = - \frac{E_0}{n^2} \text{ avec } n \text{ entier supérieur ou égal à } 1 \text{ et } n = 1 \text{ correspondant au niveau fondamental.}$$

**5-3-1.** Montrer qu'aucune transition s'effectuant directement entre un état excité de l'atome d'hydrogène et son état fondamental ne se produit avec émission de lumière visible.

**5-3-2.** On éclaire des atomes d'hydrogène dans l'état fondamental, avec des radiations pour lesquelles les quanta d'énergie ont successivement les valeurs 8,2 eV ; 10,2 eV ; 10,7 eV et 14,6 eV.



Quelles radiations peuvent être absorbées ? Quel est alors l'état final du système noyau-électron ?

(01 point)

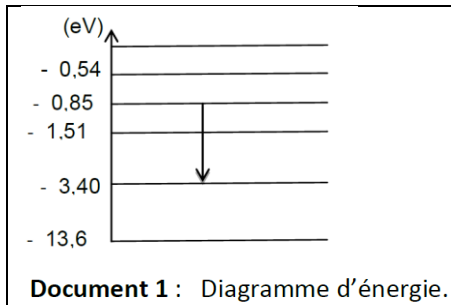
**5.3.3.** Balmer et Rydberg ont proposé l'expression suivante donnant les longueurs d'onde- des raies optiques,  $\frac{1}{\lambda_n} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$  où n est entier et R<sub>H</sub> une constante dite constante de Rydberg.

**5-3-3-1** Etablir l'expression de R<sub>H</sub> en fonction de E<sub>0</sub>, de la célérité C de la lumière et de la constante de Planck h. (0,5 point)

**5-3-3-2** Faire l'application numérique. (0,25 point)

**5-3-3-3** Calculer, en nanomètres, la longueur d'onde de la raie α, correspondant à n = 3.

**Données :** E<sub>0</sub> = 13,6 eV ; C = 3,00.10<sup>8</sup> m.s<sup>-1</sup> ; Constante de Planck h = 6,62.10<sup>-34</sup> J.s.



**Document 2 :** Quelques longueurs d'onde en micromètre (μm) des raies d'éléments.

Élément azote ; λ (μm)											
396	404	424	445	463	480	505	555	575	595	648	661

Élément oxygène ; λ (μm)						
391	397	420	442	465	616	700

Élément hydrogène ; λ (μm)				
397	412	436	488	656

### Exercice n°3

En 1859, en collaboration avec R Brunsen, G Kirschhoff publie trois lois relatives à l'émission et à l'absorption de lumière par les gaz, les liquides et les solides. Pour le cas de l'hydrogène, cette émission (ou absorption) de lumière correspondant à des transitions électroniques entre niveaux d'énergie, l'énergie d'un niveau étant donnée par la relation :  $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$  avec E<sub>0</sub> = 13,6 eV, et

n est le nombre quantique principal.

**5.1** Préciser, pour l'atome d'hydrogène, le niveau de plus basse énergie correspondant à l'état fondamental. (0,5 pt)

**5.2** L'atome d'hydrogène peut passer d'un état excité de niveau p à un autre de niveau n < p en émettant des radiations. Exprimer, en fonction de E<sub>0</sub>, h, n et p, la fréquence ν des radiations émises par l'atome d'hydrogène lors de cette transition. (0,75 pt)

**5.3** Dans certaines nébuleuses, l'hydrogène émet des radiations de fréquences ν = 4,57.10<sup>14</sup> Hz.

Ces radiations correspondent à une transition entre un niveau excité d'ordre p et le niveau d'ordre n = 2. Déterminer la valeur de p correspondant au niveau excité. (0,5 pt)

**5.4** Une série de raies correspond à l'ensemble des radiations émises lorsque l'atome passe des différents niveaux excités p au même niveau n. Pour l'hydrogène, on a, entre autres, les séries de raies de Lyman (n = 1), de Balmer (n = 2) et de Paschen (n = 3),

**5.4.1** Dans une série de raies, la raie ayant la plus grande fréquence dans le vide, est appelée raie limite, et sa fréquence est appelée fréquence limite.

Montrer que pour l'atome d'hydrogène, la fréquence limite d'une série de raies est donnée par :

$$\nu_{\text{lim}} = \frac{E_0}{h n^2} \quad (01 \text{ pt})$$

**5.4.2** Calculer la fréquence limite pour chacune des séries de Lyman, de Balmer et de Paschen (0,75 pt)

**On donne :** Constante de Planck h = 6,63.10<sup>-34</sup> J.s ; célérité de la lumière dans le vide C = 3.10<sup>8</sup> m/s  
 charge élémentaire e = 1,6.10<sup>-19</sup> C.

### Exercice n°4

**Données :** Constante de Planck h = 6,62.10<sup>-34</sup> J.s ; célérité de la lumière dans le vide : C = 3.10<sup>8</sup> m/s  
 E<sub>0</sub> = 13,6 eV ; masse de l'électron : m = 9,1.10<sup>-31</sup> kg.

Un ion hydrogénéoïde 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<sup>+</sup> et lithium Li<sup>2+</sup>.

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

$$\text{l'énergie } E_n = -\frac{E_0 Z^2}{n^2}$$



**5.1** L'électron passe d'un niveau d'énergie E<sub>n</sub> à un niveau inférieur d'énergie E<sub>p</sub>.

**5.1.1** Y a-t-il absorption ou émission de photon ? Justifier. (0,25 point)

**5.1.2** Exprimer la longueur d'onde de la radiation correspondante λ<sub>(n,p)</sub> en fonction de E<sub>0</sub>, Z, n, p, h et c. (0,50 point)

**5.2** On peut écrire cette longueur d'onde λ (n, p) sous la forme :

$$\lambda_{(n,p)} = \frac{1}{R} \left( \frac{n^2 p^2}{n^2 - p^2} \right) \text{ où } R \text{ est une constante appelée constante de Rydberg.}$$

**5.2.1** Exprimer R en fonction de E<sub>0</sub>, Z, h et C. (0,50 point)

**5.2.2** Calculer cette constante dans les cas suivants :

- Atome d'hydrogène H : R = R<sub>1</sub>
- Ion He<sup>+</sup> : R = R<sub>2</sub>
- Ion Li<sup>2+</sup> : R = R<sub>3</sub> (0,50 point)

**5.3** 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 Δλ entre la plus grande et la plus courte des longueurs d'onde de cette série. (0,50 point)

**5.4** Calculer l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène (Z =1) et des ions hydrogénoïdes He<sup>+</sup> (Z =2) et Li<sup>2+</sup> (Z =3). (0,75 point)

**5.5.** 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.

**5.5.1** Quel(s) est (sont) le (les) photon(s) susceptible (s) d'être absorbé(s) ? Justifier la réponse. (0,50 point)

**5.5.2** 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. (0,25 point)

Vérifier que cet électron n'est pas relativiste. (0,25 point)

**N.B** : Une particule est dite relativiste si sa vitesse est supérieure au dixième de la célérité de la lumière dans le vide.

### Exercice n°5

A partir de données recueillies d'un document, on se propose de construire un diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène, permettant d'expliquer l'émission ou l'absorption de raies par l'hydrogène.

**5.1** Le document indique : « les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont quantifiés ».

Que signifie le terme « quantifiés » ? (0,25 point)

**5.2.** On décompose la lumière produite par une lampe à vapeur d'hydrogène. Quel type de spectre obtient-on? (0,25 point)

**5.3.** L'énergie d'ionisation de l'hydrogène pris à l'état fondamental est 1,31.10<sup>3</sup> kJ.mol<sup>-1</sup>.

En déduire l'énergie d'ionisation d'un atome d'hydrogène en électron-volt (eV) (0,25 point)

Déterminer, en eV, l'énergie E<sub>0</sub> de l'état fondamental de l'atome d'hydrogène (0,25 point)

**5.4.** Lorsqu'un atome d'hydrogène est dans son état fondamental, le photon de plus faible énergie qu'il peut absorber a pour longueur d'onde λ<sub>x</sub> = 121,7 nm. Il se retrouve alors dans l'état E<sub>x</sub>. Par ailleurs lorsque l'atome d'hydrogène est dans l'état E<sub>y</sub>, il se désexcite et passe par l'état E<sub>x</sub> en émettant un photon de longueur d'onde λ<sub>y</sub> = 656,7 nm.

**5.4.1.** Déterminer les énergies E<sub>x</sub> et E<sub>y</sub> en électron-volt. (01 point)

**5.4.2.** Construire une ébauche de diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène. Echelle : 1 cm ↔ 1 eV. (01 point)

**5.4.3.** A quel domaine des ondes électromagnétiques appartient chacune des radiations de longueur d'onde λ<sub>x</sub> et λ<sub>y</sub> ? (0,5 point)

**5.5.** On envoie sur la vapeur d'hydrogène une lumière de longueur d'onde λ = 88,66 nm.

Calculer l'énergie cinétique et la vitesse de chaque électron émis. (0,5 point)