INSPECTION D'ACADEMIE DE TAMBACOUNDA **Février 2023**
CELLULE ACADEMIQUE DE SCIENCES PHYSIQUES **Niveau : TS2**

SERIE ACADEMIQUE SUR LES NIVEAUX D'ENERGIE DE L'ATOME

Exercice 1

Les énergies des différents niveaux, exprimés en électron-volt, sont données par la formule : $E_{n=-\frac{13,6}{n^2}}$

1.1. Calculer les énergies correspondant à n = 1, 2, 3 et ∞ et représenter le diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.
1.2. Quelle est l'énergie minimale que l'on doit fournir à un atome d'hydrogène pour qu'il passe de l'état fondamental à un état excité ? La transcrire sur le diagramme.
1.3. Cette énergie est apportée à l'atome par une radiation lumineuse monochromatique. Calculer sa longueur d'onde.
1.4. Calculer la longueur d'onde de la radiation susceptible d'ioniser l'atome d'hydrogène

Exercice 2

Les niveaux d'énergie quantifiés de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$

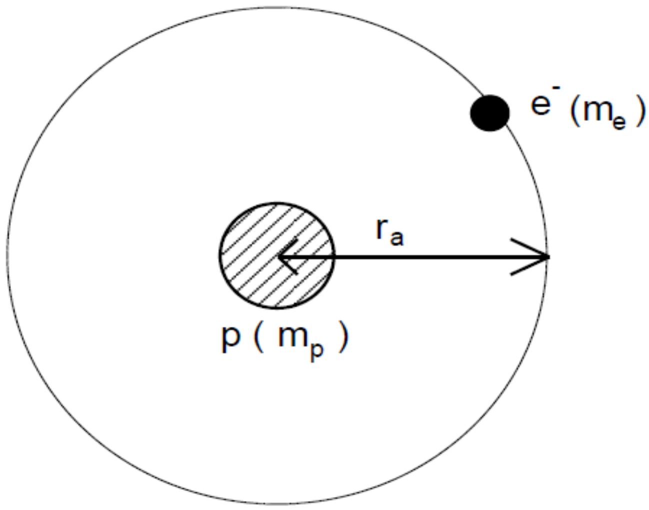
E_n en eV et n un entier naturel
2.2.1. Quelle est l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène ?
2.2.2. Etablir l'expression littérale de la fréquence des radiations émises lorsque cet atome passe d'un état excité tel que n>2 à l'état p=2 (radiations formant la série dite de Balmer)
2.3. L'analyse du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène révèle la présence des radiations de longueur d'onde $H_{\alpha:}: 656nm$; $H_{\beta:}: 486nm$; $H_{\gamma:}: 434nm$ $H_{\delta:}: 410nm$
2.3.1. Déterminer à quelle transitions électroniques correspondent ces radiations de la série de balmer ?
2.3.2. Tracer le diagramme représentant les transitions entre les différents niveaux de l'atome d'hydrogène pour ces quatre raies ; 2cm pour 1 eV.
2.3.3. Entre quelles valeurs extrêmes sont situées les longueurs d'onde des radiations de cette série ? .En déduire l'écart Δλ entre la plus grande et la plus petite longueur d'onde de la série de Balmer
h = 6,62 10^{-34}J.s ; c = 3 10^{8} m/s ; e = 1,6 10^{-19}C ; 1eV = 1,6 10^{-19}J
2.4. Un photon ayant une valeur de 7eV arrive sur un atome d'hydrogène. Que se passe-t-il
2.4.1. Si l'atome est dans son état fondamental ?
2.4.2. Si l'atome est dans l'état excité n = 2 ?
2.5. Balmer en 1885 ne connaissant que les raies de l'atome d'hydrogène appartenant au spectre visible, écrivait la loi de détermination des raies sous la forme $\lambda = \lambda_0 \frac{n^2}{n^2-4}$
2.5.1. Retrouver cette loi à l'aide de l'expression de l'énergie de l'atome et de l'énergie du photon émis lors de la transition
2.5.2. Déterminer la valeur de λ_0 dans la formule de balmer
2.5.3. Montrer que la formule de Balmer permet de retrouver les longueurs d'onde des radiations émises par l'atome d'hydrogène.

Exercice 3 :

3.1. Rutherford a décrit l'atome d'hydrogène par le modèle planétaire : l'électron a un mouvement circulaire, de rayon r, autour d'un noyau constitué de proton.
La force électrique subie par l'électron est dirigée selon la droite proton-électron, attractive de valeur
$F = \frac{ke^2}{r^2}$

La force gravitationnelle est négligeable devant cette force

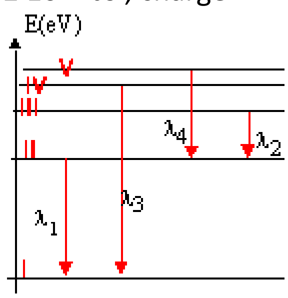
3.1.1. Montrer que le mouvement de l'électron est uniforme
3.1.2. Etablir l'expression de la vitesse v en fonction de k, e, r et m
3.1.3. Exprimer son énergie cinétique en fonction de ces mêmes paramètres.
3.1.4. Exprimer l'énergie mécanique E en fonction de k, e et r sachant que son énergie potentielle est : $E_p = -\frac{ke^2}{r}$



Quelle est sa limite quand r tend vers l'infini
3.2. Différents faits expérimentaux ont conduit Niels Bohr à formuler l'hypothèse suivante :
l'électron ne se déplace que sur certains cercles dont les rayons r_n obéissent à la loi : $v_n r_n = \frac{nK}{m}$; K constante universelle : K = $1{,}054.10^{-34}$ J.S ; n: nombre entier $n \geq 1$; v_n vitesse de l'électron sur le cercle de rayon r_n
3.2.1. Déterminer l'expression de r_n en fonction des constantes k, K, m, e et n. Exprimer r_n en fonction de r_1. Calculer r_1
3.2.2. Déterminer l'expression de E_n, énergie mécanique de l'électron sur le cercle de rayon r_n en, fonction des mêmes paramètres .Exprimer E_n en fonction de E_1
3.2.3. Calculer E_1 et E_2 en électronvolts. Quelle cause peut faire passer l'énergie de l'électron E_1 à E_2
$m_e = 9{,}1.10^{-31}$ Kg ; e $=1{,}602.10^{-19}$ c ; k = $9.00.10^9$ S.I

<u>Exercice 4</u>

<u>Données</u> : célérité de la lumière dans le vide : 3 10^8 m/s; constante de Planck : h = 6,62 10^{-34} Js ; charge élémentaire : e = 1,6 10^{-19} C ; masse de l'électron m = 9.10^{-31} kg.

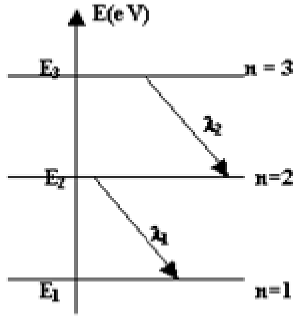


La figure représente un diagramme très simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de lithium de numéro atomique Z = 3, de formule électronique K^2L^1. On considère les quatre transitions représentées sur le diagramme.
Les longueurs d'ondes correspondantes sont : λ1 = 671 nm ; λ2 = 812 nm ;
λ3 = 323 nm et λ4 = 610nm
4.1. Expliquer brièvement niveau d'énergie et spectres de raies.
4.2. Montrer qu'entre l'énergie E(en eV) d'un photon et sa longueur d'onde **λ** il existe la relation
E = 1240 /λ. λ étant exprimé en nm et E en eV.
4.3. Déterminer l'énergie (eV) des photons émis lors de chacune des 4 transitions.
4.4. L'énergie du niveau I vaut E1 = - 5,39 eV. C'est l'énergie de l'électron externe dans son état fondamental. Affecter l'énergie Ei (eV) à chaque niveau du diagramme.
Pour quelle valeur de la longueur d'onde des radiations incidentes les atomes de lithium subiront-ils une ionisation à partir de l'état fondamental ?

<u>Exercice 5</u> : **Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène**

On s'intéresse dans ce qui suit aux niveaux d'énergie des atomes d'hydrogène et de sodium, tous deux éléments de la première colonne du tableau de classification périodique.
5.1. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation : $E_{n=-\frac{13{,}6}{n^2}}$ où En en eV et n un entier naturel non nul.
5.1.1. Déterminer l'énergie minimale en eV, qu'il faut fournir à l'atome d'hydrogène pour l'ioniser dans les cas suivants :
5.1.1.1. L'atome d'hydrogène est initialement à son état fondamental (n = 1)
5.1.1.2. L'atome d'hydrogène est à l'état excité correspondant au niveau d'énergie (n = 2).
5.1.1.3. Faire le schéma du diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène en utilisant l'échelle :

1 cm pour 1 eV. On ne représentera que les six premiers niveaux.
5.2. On donne ci-dessous le diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de sodium (l'échelle n'est pas respectée).
L'état fondamental correspond au niveau d'énergie E_1. Les niveaux d'énergie E2 et E3 correspondant à des états excités.
5.2.1. Lorsque l'atome passe de E_2 à E_1 il émet une radiation de longueur d'onde λ_1=589 nm; lorsqu'il passe de E_3 à E_2, il émet une radiation de longueur d'onde λ_2=568,8nm.En expliquant le raisonnement, calculer la différence d'énergie (E_3 - E_1) en eV.
5.2.2. Lorsque l'atome, initialement dans son état fondamental, est éclairé par un faisceau monochromatique de longueur d'onde λ convenable, il peut directement passer du niveau d'énergie E_1 au niveau d'énergie E_3. Exprimer la longueur d'onde λ de ce faisceau en fonction des longueurs d'onde $\lambda_1$et λ_2. Faire l'application numérique.



Exercice 6
La mécanique quantique montre que l'état fondamental de l'atome d'hydrogène est caractérisé par une énergie E_1 = -13,6 ev et chaque niveau excité n >1 est définie par une énergie $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$ (n est un entier naturel positif) avec E_0 = 13,6ev.
6.1. A quoi correspond l'énergie E_0 ?
6.2. Quelle relation simple existe entre l'énergie de transition ΔE d'un niveau n à un niveau p et la longueur d'onde du photon émis ou absorbé. (Traiter chaque cas à part)
6.3.1. Montrer que pour une transition d'un niveau p à un niveau n tel que p > n, on peut écrire la relation :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2}\right).$$

6.3.2. Vérifier que R_H (appelée constante de Rydberg) vaut $R_H = 1{,}10.10^{+7}m^{-1}$
6.3.3. Dans la série de Balmer (le retour au niveau n = 2) l'atome H émet 1 spectre contenant 4 raies visibles, on se propose de calculer deux longueurs d'ondes de 2 raies de ce spectre correspondant à p=3 ($\lambda_{3,2}$) et p = 4 ($\lambda_{4,2}$). Sans faire de calcul, et en utilisant ΔE, comparer $\lambda_{3,2}$ et $\lambda_{4,2}$ puis calculer leurs valeurs.
6.4. L'atome H est dans son état fondamental (n=1), on l'excite à l'aide d'un photon incident d'énergie W=13,8 ev. Que se passe-t-il ? Calculer (en ev) l'énergie cinétique Ec de l'électron de H éjecté.
6.5. Si l'atome entre en choc inélastique avec un électron ayant une énergie cinétique égale 11 ev, que se passe-t-il ?

Exercice 7: ***Données : h = 6,62.10 $^{-34}$ J.s ; c = 3,00.10 ^{8} m.s^{-1} et e = 1,60.10 $^{-19}$*** *C*
Les lampes à vapeur de lithium contiennent de la vapeur de lithium à très faible pression. Cette vapeur est excitée par un faisceau d'électrons qui traverse le tube. Les atomes de lithium absorbent l'énergie des électrons.
L'énergie est restituée lors du retour à l'état fondamental sous forme de radiations lumineuses On représente le diagramme des niveaux d'énergie de l'atome de lithium **(figure 1)** de numéro atomique Z=3.
L'analyse du spectre démission d'une lampe à vapeur de lithium révèle la présence de raies de longueur d'onde λ bien définie.
On donne le spectre démission et le spectre d'absorption de l'atome de lithium **(figure 2)**.
7.1. Préciser le spectre démission de l'atome de lithium et le spectre d'absorption.
7.2. Représenter le schéma du montage qui permet d'obtenir le spectre démission.
7.3. A l'aide du spectre démission, interpréter la quantification de l'énergie de l'atome de lithium.

7.4. L'énergie de l'état fondamental vaut E_1 = -5.39 eV. (C'est l'énergie de l'électron de la couche externe dans son état fondamental).

7.4.1. Prélever les valeurs des longueurs d'onde λ1 ; λ2 et λ3.

7.4.2. Montrer que la longueur d'onde λ du photon émis lors d'une transition du niveau n au niveau p (n>p) est : $\lambda = \frac{1241}{E_n - E_p}$ avec λ en nm et En – Ep en ev.

7.4.3. Trouver les valeurs d'énergie des autres niveaux sachant que la longueur d'onde du photon émis lors d'une transition du niveau :

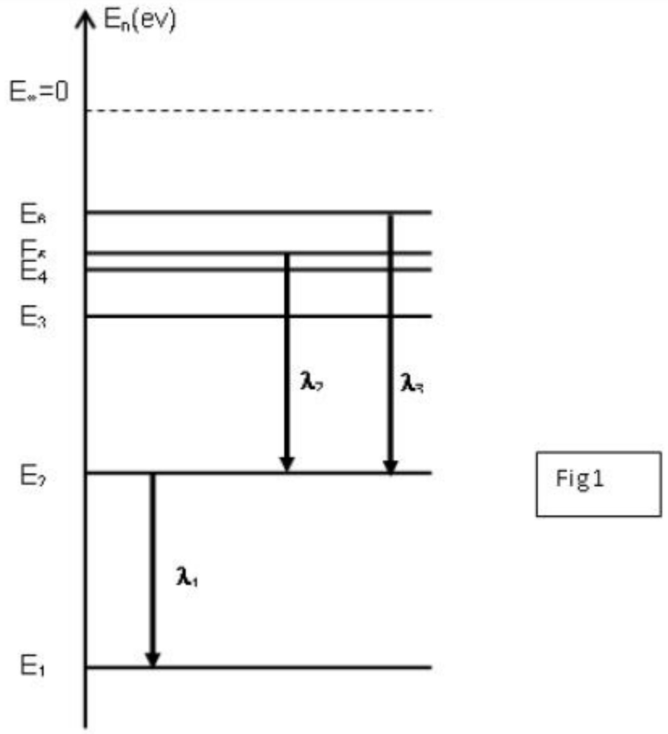
- 3 au niveau est égale à 812 nm.
- 4 au niveau est égale à 323 nm.

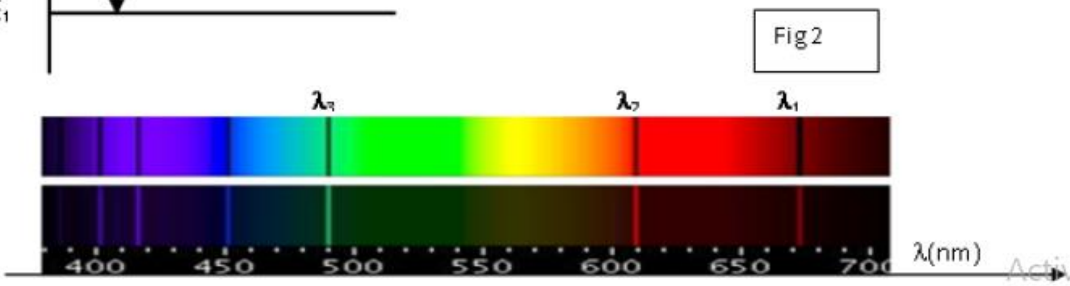
7.5. Définir l'énergie d'ionisation de l'atome de lithium. Donner sa valeur.

7.6. L'atome de sodium, considéré maintenant à l'état fondamental, reçoit une radiation Lumineuse dont le quantum d'énergie a une longueur d'onde λ égale à :

7.6.1. 220 nm.

7.6.2. 300nm





FIN DE SERIE