



THEME : REACTIONS NUCLEAIRES

TITRE DE LA LEÇON : MODÈLE CORPUSCULAIRE DE LA LUMIÈRE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Pendant des échanges portant sur la nature de la lumière, une élève en classe de Terminale C au Lycée Moderne d'Abengourou apprend de sa sœur en première année de physique-chimie, qu'un atome peut émettre ou absorber de la lumière. Pour en savoir davantage, elle partage cette information avec ses camarades de classe. Ensemble, ils entreprennent d'expliquer l'effet photoélectrique, d'interpréter les spectres atomiques et de représenter le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène.

II. CONTENU

▪ EFFET PHOTOELECTRIQUE

L'**effet photoélectrique** désigne l'émission d'électrons par un matériau soumis à l'action de la lumière.

▪ PHOTON ET SES CARACTERISTIQUES

Une lumière de fréquence ν est constituée de grains d'énergie appelé photon.

Un **photon** est une particule qui possède une masse nulle, qui n'a pas de charge électrique qui se déplacent en permanence à la vitesse de la lumière.

L'augmentation de l'intensité de la source lumineuse ne change pas l'énergie des photons mais seulement leur nombre.

▪ THEORIE DES QUANTA

Chaque photon (grain de lumière) possède un paquet d'énergie appelé quanta, ainsi la lumière est un ensemble de paquet d'énergie.

Relation de Planck-Einstein

Le photon est porteur d'un quantum d'énergie $E = h\nu$

h est la constante de Planck ($h = 6,626 \times 10^{-34}$ J·s)

ν est la fréquence de la lumière $\nu = \frac{c}{\lambda}$, avec λ la longueur d'onde.

▪ QUANTIFICATION DE L'ENERGIE D'UN ATOME

L'atome ne peut exister que dans certains états caractérisés par un niveau d'énergie. On dit que son énergie est quantifiée.

Lorsqu'un atome passe d'un niveau d'énergie à un autre, le quantum d'énergie ΔE qu'il perd (ou qu'il gagne) est émis (ou absorbé) sous forme d'une radiation électromagnétique de fréquence ν telle que $\Delta E = h\nu$.

Ainsi, lorsqu'un atome passe d'un niveau d'énergie \mathcal{E}_p à un niveau d'énergie inférieur \mathcal{E}_n , il y a émission d'un photon.

$$\varepsilon_p - \varepsilon_n = h\nu$$

▪ **SPECTRES ATOMIQUES**

○ **Spectres d'émission**

Le spectre d'émission est obtenu par apport d'énergie. L'électron est excité par cet apport d'énergie. Il émet une radiation en retombant dans son niveau fondamental.

On observe ainsi un spectre de raies (discontinu), caractéristique de l'élément émetteur.

○ **Spectres d'absorption**

En ce qui concerne les spectres d'absorption, on aura comme spectre "le complémentaire" du spectre d'émission, avec en fond le spectre de la lumière utilisée pour réaliser l'expérience.

Activité d'application1:

Reconstitue la phrase correcte en rapport avec le modèle corpusculaire de la lumière à l'aide des mots et groupes de mots suivants :

L'émission d'électrons / convenable. / L'effet photoélectrique / un rayonnement électromagnétique/ est / par la matière / frappé par

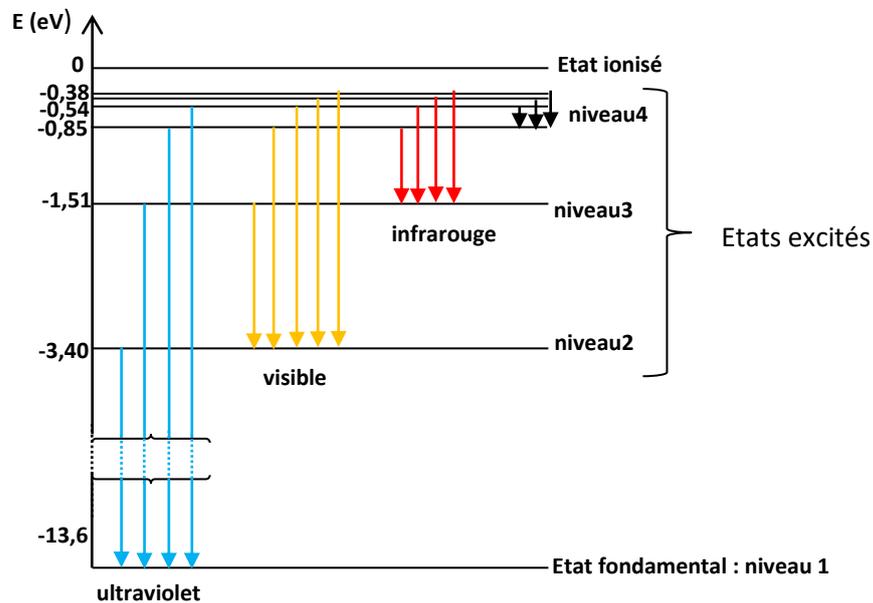
Solution

L'effet photoélectrique est l'émission d'électrons frappé par un rayonnement électromagnétique par la matière convenable.

▪ **NIVEAUX D'ENERGIE D'UN ATOME : CAS DE L'ATOME D'HYDROGENE**

Pour l'atome d'hydrogène, chaque niveau n, a pour énergie : $\varepsilon_n = -\frac{13,6}{n^2}$ (en eV)

n = 1 pour l'état fondamental $\varepsilon_1 = -13,6 \text{ eV}$



Etats d'énergie de l'hydrogène

▪ **ENERGIE D'IONISATION**

L'énergie d'ionisation est l'énergie à fournir pour faire passer l'atome de l'état fondamental à l'infini.

Pour l'atome d'hydrogène : $E_i = \mathcal{E}_\infty - \mathcal{E}_1 = 0 - (-\frac{13,6}{1^2}) = 13,6 \text{ eV}$

Activité d'application 2

- Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par :
 - $E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ (eV)}$
 - $E_n = +\frac{13,6}{n^2} \text{ (eV)}$
 - $E_n = -\frac{13,6}{n} \text{ (eV)}$
- Le niveau d'énergie nulle $E = 0$ pour l'atome d'hydrogène correspond à :
 - son état minimal
 - son état fondamental
 - son état ionisé.
- L'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène est égale à :
 - $-13,6 \text{ eV}$
 - $+13,6 \text{ eV}$
 - $-13,6 \text{ J}$

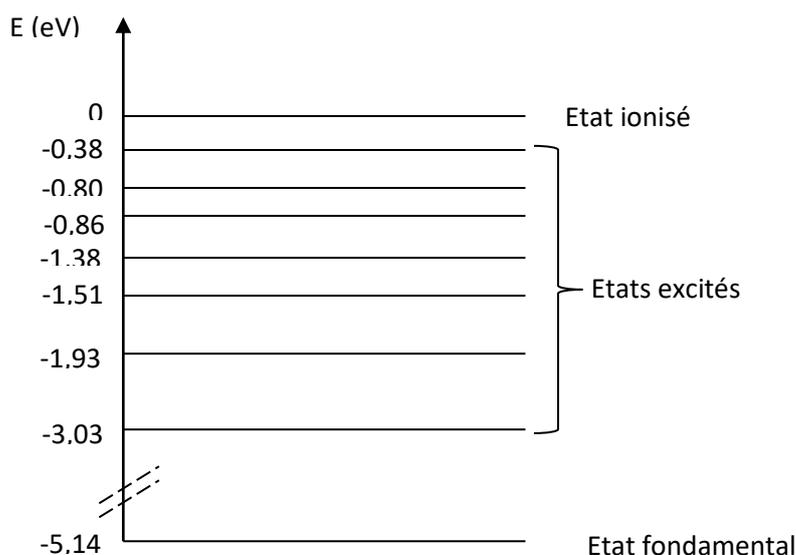
Recopie le chiffre suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse

Solution

- a
- c
- b

SITUATION D'EVALUATION

Au cours d'une séance de travaux dirigés, le Professeur de Physique-Chimie confie à ton groupe le diagramme énergétique ci-dessous qui est celui d'un atome X. Cet atome émet, entre autres, une raie jaune de longueur d'onde $\lambda_1 = 589 \text{ nm}$. Vous devez identifier l'atome X et analyser son comportement lorsqu'il absorbe des photons d'énergie donnée.



Données :

Atome	Hydrogène	Lithium	Sodium
Energie d'ionisation (eV)	+13,6	+5,39	+5,14

$E_A = 3 \text{ eV}$ et $E_B = 6 \text{ eV}$.

Tu es le rapporteur du groupe.

1-

- 1.1- Définis l'énergie d'ionisation d'un atome.
- 1.2- Calcule l'énergie de première ionisation de l'atome X.
- 1.3- Identifie l'atome X en t'aidant du tableau des données.

2-

- 2.1- Détermine la variation d'énergie correspondant à l'émission de la raie jaune de longueur d'onde λ_1 .
- 2.2- Déduis-en les différents niveaux d'énergie concernés sur le diagramme.

3- Décris le comportement de l'atome X, pris à l'état fondamental :

- 3.1- lorsqu'il reçoit un photon de longueur d'onde λ_1 .
- 3.2- lorsqu'il reçoit un photon d'énergie E_A .
- 3.3- lorsqu'il reçoit un photon d'énergie E_B .

Solution

1.1- L'énergie d'ionisation E_i d'un atome est l'énergie qu'il faut fournir à un atome pour le faire passer de l'état fondamental ($n=1$) à l'état ionisé ($n=\infty$).

1.2- $E_i = E_\infty - E_1 = 0 - (-5,14) = 5,14 \text{ eV}$.

1.3- Il s'agit de l'atome de sodium car $E_i = 5,14 \text{ eV}$.

2.1- Raie jaune

$$\Delta E = E_{\text{photon}} = h\nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \Delta E = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,11 \text{ eV}$$

2.2- Les niveaux concernés sont $n = 2$ et $n = 1$ car $\Delta E = |E_1 - E_2| = 2,11 \text{ eV}$

3.1- L'atome reçoit un photon de longueur d'onde $\lambda = 589 \text{ nm}$: il passe de l'état fondamental ($n=1$) à l'état excité ($n=2$).

3.2- L'atome reçoit un photon d'énergie $E = 3 \text{ eV}$:

$\Delta E = E = E_n - E_1 \Rightarrow E_n = E + E_1 = 3 - 5,14 = -2,14 \text{ eV}$. Cette énergie ne correspond à aucun niveau d'énergie sur le diagramme. L'atome ne sera pas excité ; il reste à l'état fondamental.

3.3- L'atome reçoit un photon d'énergie $E = 6 \text{ eV}$:

$E > E_i \Rightarrow$ l'atome sera ionisé ; l'électron extrait part avec une énergie cinétique

$$E_c = E + E_i = 6 - 5,14 = 0,86 \text{ eV}.$$

III. EXERCICES

Exercice 1

Sachant l'énergie d'ionisation de l'hydrogène vaut $E_i = 13,6 \text{ eV}$. Calcule la longueur d'onde de la radiation émise lorsqu'un proton H^+ capte un électron au repos.

On donne :

Constante de Planck : $h = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

Célérité de la lumière : $C = 3.10^8 m/s$

$$1eV = 1,6.10^{-19}j$$

Solution

On a : $E = E_i = h\nu = h\frac{c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{E_i}$

$$\lambda = \frac{6,6.10^{-34} \times 3.10^8}{2,18.10^{-18}} = 9,1.10^{-8}m$$

Exercice2

Les niveaux énergétiques possibles de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation :

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2} \text{ avec } E_0 = 13,6eV$$

1. Donne la valeur de n lorsque l'atome est dans son état fondamental.
2. Explique pourquoi les spectres (d'absorption ou d'émission) de l'hydrogène sont constitués de raie.
3. Détermine l'énergie en eV de l'atome d'hydrogène.

Solution

1. $n=1$
2. L'énergie d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs bien déterminées : on dit qu'il est quantifiée.
3. $E_i = \mathcal{E}_\infty - \mathcal{E}_1 = 0 - (-\frac{13,6}{1^2}) = 13,6 \text{ Ev}$

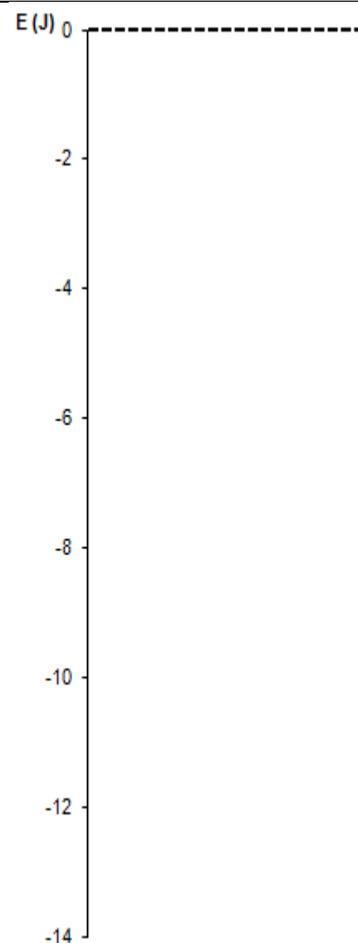
Exercice 3

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

$$E_n = \frac{-13,5}{n^2} \text{ (en eV).}$$

1. Calcule les valeurs correspondant aux 4 niveaux d'énergie les plus bas.
2.
 - 2.1 Place les niveaux sur le diagramme ci-contre.
 - 2.2 Indique le niveau fondamental.
3. Tu considères la transition du niveau 3 vers le niveau 2.
 - 3.1 Représente cette transition sur le diagramme.
 - 3.2 Dis s'il s'agit d'une radiation émise ou absorbée.
 - 3.3 Calcule la longueur d'onde correspondant à cette transition.
 - 3.4 Précise le domaine de la lumière auquel appartient la radiation correspondante.
4. L'atome absorbe un photon de longueur d'onde $\lambda = 121,7 \text{ nm}$.
 - 4.1 Calcule l'énergie correspondante.
 - 4.2 Déduis-en la transition qui entraîne cette absorption.
 - 4.3 Représente cette transition sur le diagramme.

Données : $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$
 $1 \text{ eV correspond à } 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ nm correspond à } 10^{-9} \text{ m}$



Solution

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation : $E_n = \frac{-13,5}{n^2}$ (en eV).

$$E_0 = 13,5 \text{ eV}$$

1. Valeurs correspondant aux 4 niveaux d'énergie les plus bas.

$$E_1 = \frac{-E_0}{1^2} \text{ A.N. } E_1 = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_2 = \frac{-E_0}{2^2} \text{ A.N. } E_2 = -3,40 \text{ eV}$$

$$E_3 = \frac{-E_0}{3^2} \text{ A.N. } E_3 = -1,51 \text{ eV}$$

$$E_4 = \frac{-E_0}{4^2} \text{ A.N. } E_4 = -0,85 \text{ eV}$$

2.1 Niveaux sur le diagramme (Voir figure ci-contre).

2.2 Niveau fondamental.

Niveau fondamental : E_1

3. On considère la transition du niveau 3 vers le niveau 2.

3.1 Représentation de la transition (Voir diagramme ci-contre).

3.2 Radiation émise ou absorbée ?

Radiation émise.

3.3 Longueur d'onde correspondant à cette transition.

$$\Delta E = E_2 - E_3 \text{ A.N. } \Delta E = -1,89 \text{ eV}$$

Conversion en Joule : $\Delta E = -3,02 \times 10^{-19} \text{ J}$ Rq : $\Delta E < 0$; il s'agit bien d'une émission d'énergie.

D'après la relation de Planck-Einstein :

$$|\Delta E| = \frac{h.c}{\lambda} \text{ soit } \lambda = \frac{h.c}{|\Delta E|}$$

$$\text{A.N. } \lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{3,02 \cdot 10^{-19}} \text{ soit } \lambda = 657 \text{ nm}$$

3.4 Domaine de la lumière auquel appartient la radiation correspondante.

Il s'agit d'une radiation rouge du domaine du visible.

4. L'atome absorbe un photon de longueur d'onde $\lambda = 121,7 \text{ nm}$.

4.1 Énergie correspondante :

$$|\Delta E| = \frac{h.c}{\lambda} \text{ A.N. } |\Delta E| = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{121,7 \cdot 10^{-9}}$$

$$\text{soit } |\Delta E| = 10,2 \text{ eV}$$

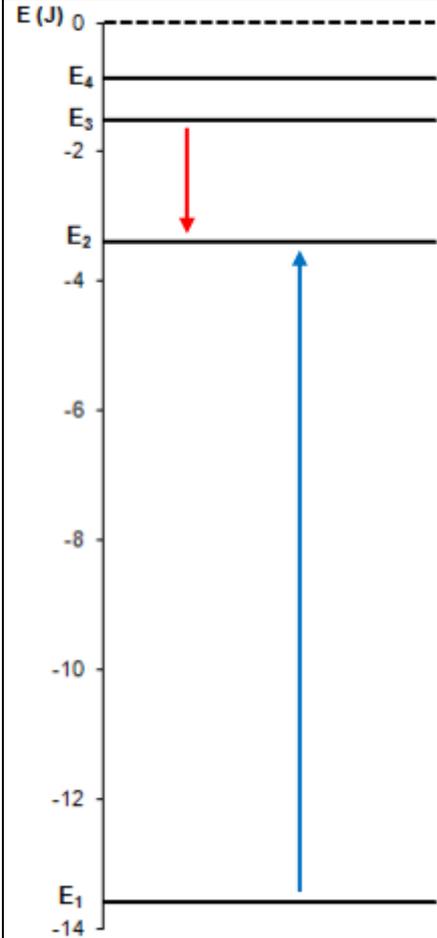
4.2 transition qui entraîne cette absorption

Comme il s'agit d'une absorption donc $\Delta E = +10,2 \text{ eV}$.

La seule transition possible donnant cette énergie est du niveau 1 vers le niveau 2 :

$$\Delta E = -3,40 + 13,6 = 10,2 \text{ eV.}$$

4.3 Représentation de cette transition sur le diagramme.



Exercice 4

Au cours de la préparation du devoir de niveau ton groupe de travail trouve un exercice se rapportant sur les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène. Ces niveaux d'énergie sont donnés par la relation

suiivante : $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$ avec $E_0 = 13,6\text{eV}$

Le groupe souhaite trouver dans quel cas l'atome pourra absorber cette énergie parmi les quanta d'énergie proposés. Comme information tu disposes des données suivantes : les quanta d'énergie fournis à l'atome d'hydrogène dans son état fondamental sont : 6eV, 12,75eV ; 18eV.

Etant membre du groupe tu es choisis pour faire le rapport.

1. Définis l'énergie d'ionisation de l'hydrogène.
2. Donne la valeur de l'énergie de liaison de l'hydrogène.
3. Calcule la différence d'énergie d'ionisation entre les différents niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.
4. Déduis lesquels des quantum d'énergie permettent l'absorption de l'atome d'hydrogène.

Solution

1. L'énergie d'ionisation de l'hydrogène est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome H dans l'état fondamental pour lui arracher son électron.
2. $E=13,6\text{eV}$
3. La différence d'énergie entre les différents niveaux énergie d'ionisation.

$$E_2 - E_1 = \frac{3}{4}E_0 = 10,2\text{eV}$$

$$E_3 - E_1 = \frac{8}{9}E_0 = 12,09\text{eV}$$

$$E_4 - E_1 = \frac{15}{16}E_0 = 12,75\text{eV}$$

4. Le photon est absorbé pour les quantum d'énergie 12,75eV et 18eV

Exercice5

Lors d'une séance de Travaux Pratiques, le Professeur de Physique-Chimie demande à ses élèves de tracer le diagramme représentant les transitions entre les différents niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène dans la série de Balmer. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$

(E_n en eV et n nombre entier naturel non nul). Une analyse du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène révèle la présence de radiations de longueurs d'onde égales à : 656 nm (H_α) ; 486 nm (H_β) ; 434 nm (H_γ) et 410 nm (H_δ).

Données : Constante de Planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$; charge élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$; célérité de la lumière dans le vide : $c = 3,0 \cdot 10^8\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$.

La série de Balmer est constituée des raies obtenues lors des transitions d'un niveau $p > 2$ au niveau $n = 2$.
Echelle : 2 cm pour 1 eV.

Tu es élève de la classe et ta production est attendue.

- 1- Calcule l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène.
- 2- Etablis l'expression littérale de la fréquence des radiations émises pour la série de Balmer.
- 3- Détermine :
 - 3.1- les énergies des photons émis pour les longueurs d'onde données ;
 - 3.2- l'énergie de l'atome d'hydrogène pour les niveaux électroniques $n = 1, 2, 3, 4, 5$ et 6.

- 4-
- 4.1- Représente le diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène pour les niveaux électroniques $n = 1, 2, 3, 4, 5$ et 6 .
- 4.2- Trace les flèches représentant l'émission de photons lors des transitions suivantes :
 $p = 3$ et $n = 2$; $p = 4$ et $n = 2$; $p = 5$ et $n = 2$; $p = 6$ et $n = 2$.
- 4.3- Affecte à chaque raie d'émission (représentée par une flèche) l'une des longueurs d'onde donnée dans le texte.

Source : Exercice 1 page 194 collection Mon Cahier d'habiletés PHYSIQUE TleJD Editions

Solution

1- $E_i = E_{\infty} - E_1 = 0 - (-13,6) = 13,6 \text{ eV}$

2- $v = -\frac{13,6}{h} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{2^2} \right)$ avec $n > 2$

3.1- Energie des photons émis pour les longueurs d'onde données.

a) H_{α} : $\lambda = 659 \text{ nm}$

$E = hv = \frac{hc}{\lambda} = 3,01 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,88 \text{ eV}$

b) H_{β} : $\lambda = 486 \text{ nm}$

$E = hv = \frac{hc}{\lambda} = 4,08 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,55 \text{ eV}$

c) H_{γ} : $\lambda = 434 \text{ nm}$

$E = hv = \frac{hc}{\lambda} = 4,57 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,86 \text{ eV}$

d) H_{δ} : $\lambda = 410 \text{ nm}$

$E = hv = \frac{hc}{\lambda} = 4,84 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,02 \text{ eV}$

3.2- Energie de l'atome d'hydrogène pour les niveaux $n = 1, 2, 3, 4, 5$ et 6 .

$E_n = -\frac{13,6}{n^2}$

$n = 1$: $E = -13,6 \text{ eV}$.

$n = 2$: $E = -3,40 \text{ eV}$.

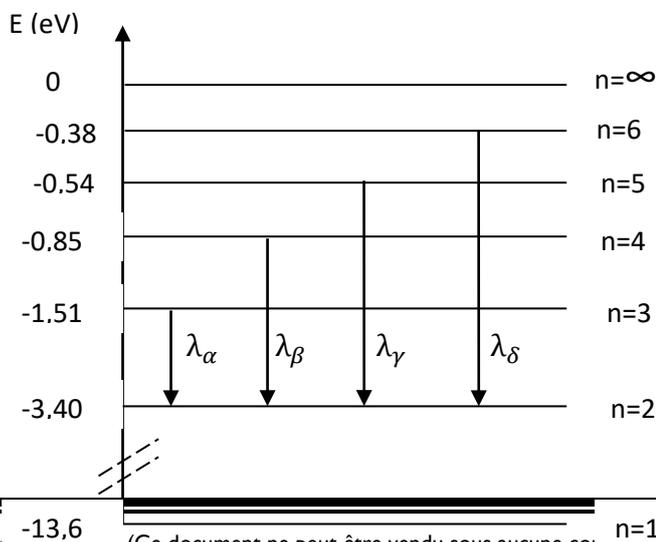
$n = 3$: $E = -1,51 \text{ eV}$.

$n = 4$: $E = -0,85 \text{ eV}$.

$n = 5$: $E = -0,54 \text{ eV}$.

$n = 6$: $E = -0,38 \text{ eV}$.

4.1- Diagramme d'énergie (voir figure):



4.2- Voir figure.

4.3- Voir figure.

IV. DOCUMENTATION

Modèle corpusculaire de la lumière : le photon

Introduction

"La question de la nature de la lumière intrigua bon nombre de scientifiques et de savants : certains pensaient que la lumière était une onde, d'autres pensaient qu'elle était constituée de petit corpuscule. La question fut tranchée lorsque l'on découvrit que la lumière subissait une diffraction, lors de son passage dans un petit obstacle. La diffraction est un phénomène propre aux ondes, la lumière serait donc une onde. Or, on découvrit aussi au début du XX^{ème} siècle que la lumière est constituée de corpuscules. Qui avait tort ? Qui avait raison ? En réalité, les deux camps ont raison, la lumière est à la fois une onde, et un ensemble de corpuscule. Nous allons donc voir quelques caractéristiques de la lumière, dans un premier temps nous verrons les caractéristiques de la lumière en tant qu'onde, puis nous parlerons ensuite du modèle corpusculaire.

L'aspect Ondulatoire

La lumière est une onde électromagnétique. Elle se propage dans le vide à une vitesse d'environ 300 000 km/s, limite infranchissable fixée par la relativité restreinte d'Einstein. Avant de rentrer dans les caractéristiques de la lumière, nous devons d'abord nous familiariser avec quelques notions concernant les ondes. La longueur d'onde λ d'une onde est la distance entre deux crêtes ou deux creux de l'onde. La longueur d'onde λ est inversement proportionnelle à la fréquence ν de l'onde, c'est à dire que plus la longueur d'onde est grande, plus la fréquence est petite, et inversement, plus la longueur d'onde λ est petite, plus la fréquence ν est grande.

Vous avez déjà sûrement entendu parler d'infrarouge, ultraviolet ou encore de rayons X. En réalité, tous ces types de rayonnement sont de même type que la lumière. Ce qui définit la nature du rayonnement est sa longueur d'onde λ ([voir l'article sur les domaines des ondes électromagnétiques](#)). Par exemple, les ondes radio ont une longueur d'onde de 10 cm environ. La lumière visible (les couleurs de l'arc-en-ciel, rouge orangé jaune vert bleu indigo violet) se situe sur une toute petite portion du spectre, entre 700 nm (1 nanomètre = 10^{-9} m = 0,000 000 001 m) et 400 nm. Les couleurs proviennent du fait que la lumière blanche soit absorbée par les éléments chimiques, qui ne laissent passer que certaines longueurs d'ondes. Ainsi, si vous voyez un objet rouge, cela signifie que les éléments chimiques le constituant ont absorbé les couleurs verte, bleu, indigo et violette, pour ne laisser passer que les longueurs d'ondes correspondantes aux rouge, orangé et jaune. Prenons un exemple concret : notre ciel est bleu, pourquoi ? Car notre atmosphère absorbe la partie inférieure du spectre, correspondant aux grandes longueurs d'ondes et ne laisse passer que les petites longueurs d'ondes correspondant aux couleurs rouge, orangé et jaune.

L'aspect Corpusculaire

Maintenant que nous avons vu l'aspect ondulatoire de la lumière, nous allons nous intéresser à l'aspect corpusculaire.

La particule de lumière, les « grains de lumière » sont appelés les photons. Le photon est une particule ne possédant pas de masse. Il se déplace à la vitesse de la lumière, qui est d'environ 300 000 km/s comme nous l'avons déjà vu. Dans le modèle corpusculaire de la lumière, il faut raisonner en terme d'énergie. L'énergie d'un photon est inversement proportionnelle à la longueur d'onde λ de la lumière correspondante. Par exemple, pour les rayons gamma, dont la longueur d'onde λ est très petite, de l'ordre de 0,001 nm, les photons seront extrêmement énergétique, tandis que pour les ondes radio, dont la longueur d'onde λ est relativement grande (environ 10cm), les photons auront une faible énergie." (voir le site d'astrosurf.com, lien ci-dessus)

L'énergie d'un photon

L'énergie d'un photon est donc fonction de sa longueur d'onde λ et obéit à la relation :

$$E = h \nu = h c / \lambda$$

Avec :

- E : énergie en J
- h : constante de Planck = $6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s
- c : célérité de la lumière dans le vide = $3,00 \cdot 10^8$ m/s
- λ : longueur d'onde en m
- ν : fréquence en Hz