

# CHAP 14

## Les ondes électromagnétiques - la dualité onde - corpuscule de la lumière

### 1. Historique

Visionner la vidéo : <https://youtu.be/L5B3frVR8LM>



**Résumé :** Au fil des siècles, il a été compliqué d'établir la nature de la lumière.

Actuellement, on considère que selon l'expérience réalisée ou l'observation effectuée la lumière peut être interprétée comme une onde (l'onde électromagnétique) ou comme une particule (le photon).

C'est la dualité onde corpuscule. La lumière peut être décrite à la fois comme une onde électromagnétique et comme un photon en mouvement.

### 2. Le modèle ondulatoire de la lumière

#### 2.1. Description

La lumière est une onde périodique mais de nature différente des ondes mécaniques.

La lumière est la propagation simultanée d'un champ électrique et d'un champ magnétique. C'est une onde électromagnétique.

Elle peut se propager dans le vide. Elle n'a pas besoin d'un milieu matériel pour se propager, même si elle se propage aussi dans de nombreux matériaux (dans l'air, dans les matériaux transparents)

#### 2.2. Fréquence et longueur d'onde de la lumière

Comme toute onde périodique la lumière a

- **Une célérité**, notée  $c$ , qui varie selon le milieu de propagation
- **Une période temporelle** notée  $T$ . Et donc **une fréquence**, notée  $f$  ou  $\nu$  (lettre grecque "nu") qui est fixe quel que soit le milieu de propagation
- **Une longueur d'onde**, notée  $\lambda$ , qui varie d'un milieu de propagation à l'autre

Le lien entre ces grandeurs se fait de la même façon que pour les ondes mécaniques périodiques (chap 10) :

$$c = \frac{\lambda}{T} = \lambda \times f = \lambda \times \nu$$

Qui peut aussi s'écrire :  $\lambda = c \times T = \frac{c}{\nu}$

Avec :  $c$  : célérité de la lumière dans le milieu de propagation **A connaître : dans le vide  $c = 3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$**

$\lambda$  : longueur d'onde (en m)

$T$  : période de l'onde (en s)

$f$  ou  $\nu$  : fréquence de l'onde (en Hz)

**Remarque :** Rigoureusement, on devrait caractériser une lumière par sa fréquence (ou par sa période) car c'est la seule grandeur qui ne dépend pas du milieu de propagation

Et pourtant, l'habitude est de caractériser une lumière par sa longueur d'onde dans le vide, qu'on appelle tout simplement "LA longueur d'onde" (expression qui sous-entend longueur d'onde dans le vide).

Dans deux milieux différents (le vide et l'eau par exemple), une même lumière garde la même fréquence alors que sa longueur d'onde change.

#### 2.3. Les différents domaines de la lumière

Suivant la valeur de la fréquence ou de la longueur d'onde dans le vide, la lumière appartient à différents domaines du spectre complet. La partie la plus connue est **le domaine visible**, détectable par l'œil humain. Il se situe entre  $\lambda = 400 \text{ nm}$  (bleu/violet) et  $\lambda = 700 \text{ nm}$  (rouge) (voire  $800 \text{ nm}$  rouge profond à peine perceptible)

De part et d'autre du domaine visible, se trouvent les ultraviolets et les infrarouges.

**Application 1 :** calculer les fréquences des limites du domaine visible et les exprimer en Hertz puis en TéraHertz THz ( $1 \text{ THz} = 10^{12} \text{ Hz}$ ).

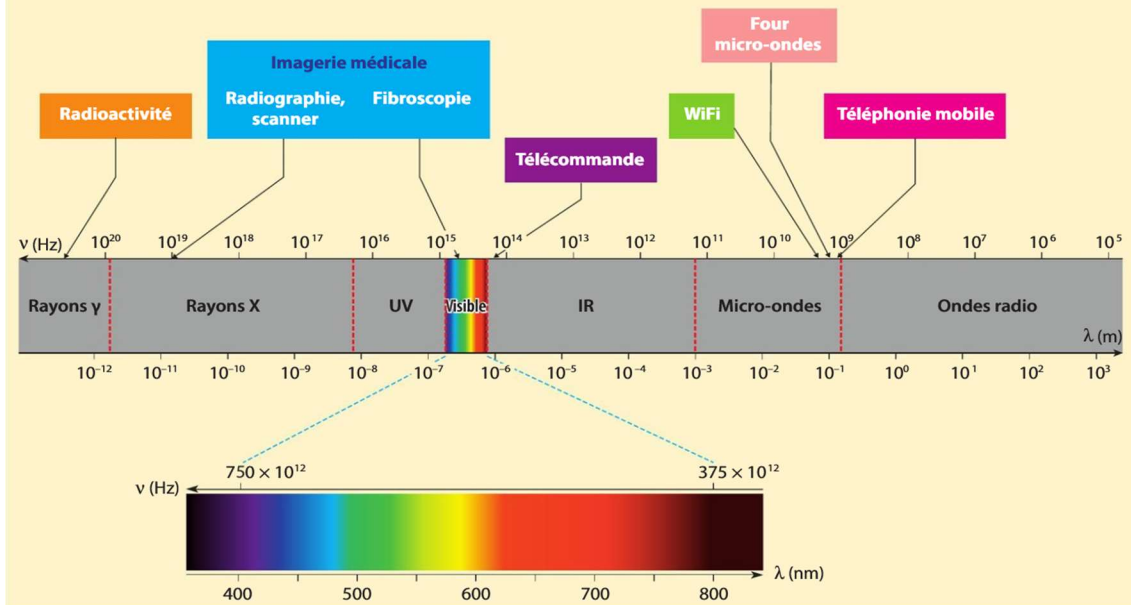
Application 2 : calculer les longueurs d'onde de ces deux lumières dans l'eau où  $c_{\text{eau}} = 2,25 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Spectre complet de la lumière avec les différents domaines : livre page 341

La gamme des ondes électromagnétiques est très vaste. Elle s'étale des fréquences très élevées ( $10^{20}$  Hz) à des basses fréquences ( $10^5$  Hz). Les limites des domaines sont arbitraires, la lumière a exactement la même nature d'un domaine à l'autre, seule sa fréquence change.

Les domaines d'application des ondes électromagnétiques sont très variés et dépendent des longueurs d'onde ou des fréquences : santé, communication, astronomie, physique des particules, radioactivité...

- Le domaine de la lumière visible s'étend de 400 à 800 nm.



L'énergie de la lumière est proportionnelle à la fréquence de l'onde (voir 3.). Les domaines de haute fréquence et de faible longueur d'onde sont les plus énergétiques (et les plus dangereux).

Les découvertes des différents domaines de la lumière se sont étalées sur 300 ans de recherche et leurs utilisations et applications sont très variées. Vidéo : [https://youtu.be/S0ni5qNA\\_-l](https://youtu.be/S0ni5qNA_-l)



### 3. Le modèle particulaire de la lumière, le photon

Au début du XXème siècle, Albert Einstein, décrit la lumière comme la propagation de photons, qui sont des "grains d'énergie" de masse nulle transportant de l'énergie à la vitesse  $c = 3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

L'énergie d'un photon (appelée quanta d'énergie) est proportionnelle à la fréquence de l'onde électromagnétique qui se propage.

Le coefficient de proportionnalité est noté  $h$  et s'appelle la constante de Planck

$$E_{\text{photon}} = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}$$

$E_{\text{photon}}$  : l'énergie du photon appelé aussi quanta d'énergie (en J)

$h$  : constante de Planck avec  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

$\nu$  : la fréquence de l'onde électromagnétique (en Hz – rappel  $\text{Hz} = \text{s}^{-1}$ )

$c$  : la célérité de la lumière (en  $\text{m.s}^{-1}$ )

$\lambda$  : la longueur d'onde (en m)

Application 1 : Calculer l'énergie du photon pour une radiation de longueur d'onde  $\lambda = 400 \text{ nm}$

Le joule n'est pas une unité adaptée à ces valeurs d'énergie (résultat très faible en Joule).

On a créé une nouvelle unité adaptée : l'électron-volt (eV) (unité non SI (non système international)) :

$$\text{Conversion pour l'électron-volt : } 1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Avec les multiples habituels pour l'électron-volt :  $1 \text{ keV} = 1000 \text{ eV}$  ;  $1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$  et  $1 \text{ GeV} = 10^9 \text{ eV}$

Application 2 : Convertir la valeur obtenue dans l'application 1. en eV

## 4. Interaction lumière matière

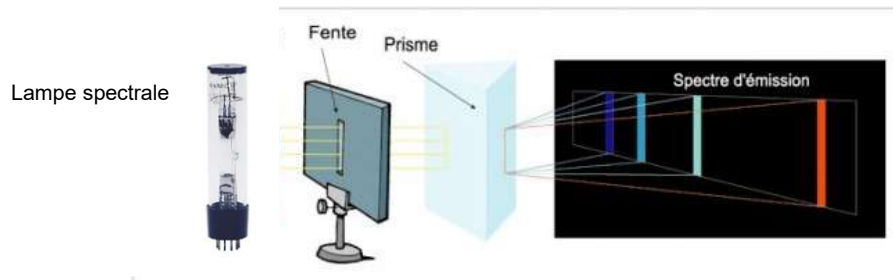
### 4.1. Rappel de seconde : spectre d'émission des atomes

#### Spectre d'émission d'un atome :

Une lampe spectrale est constituée d'une ampoule contenant un gaz atomique et deux électrodes. Il n'y a pas de filament. Le passage du courant dans le gaz provoque l'émission d'une lumière polychromatique.

Après décomposition, on observe que la lumière est formée d'un nombre fini de radiations monochromatiques qui sont différentes suivant l'élément chimique présent dans l'ampoule.

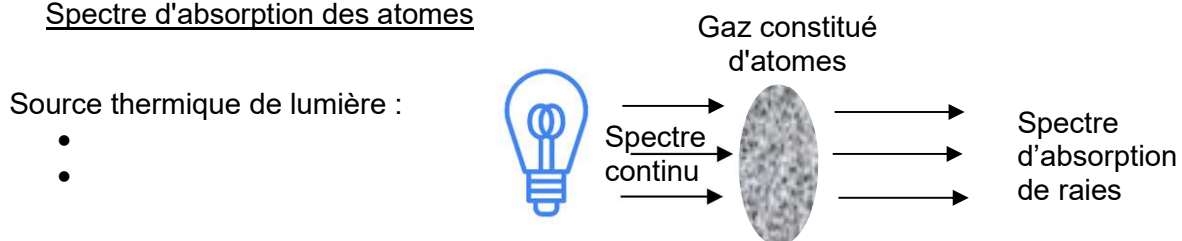
Quelles que soient les conditions de l'expérience, les radiations obtenues sont toujours les mêmes pour les atomes d'un élément chimique donné et constituent sa carte d'identité.



#### Exemples :

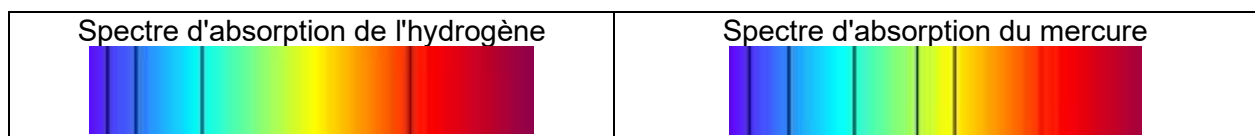


### 4.2. Spectre d'absorption des atomes



Si on envoie sur un gaz atomique le spectre continu de la lumière blanche, on observe en sortie un spectre qui a un fond continu (arc-en-ciel) qui comporte des traits noirs : ce sont des raies d'absorption. C'est un spectre d'absorption de raies. Des radiations manquent, elles ont été absorbées par le gaz. Le gaz a absorbé quelques radiations parmi toutes celles du spectre continu de la lumière blanche incident.

#### Exemples :

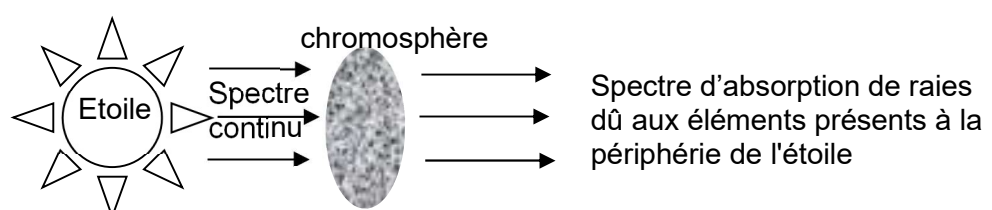


On remarque que les radiations absorbées par l'élément chimique sont les mêmes que celles qu'il est capable d'émettre. Les deux spectres sont complémentaires.

Puisque les raies d'émission et d'absorption ont les mêmes longueurs d'onde c'est qu'elles sont dues à une propriété de l'atome. Il y a un lien entre l'atome et la lumière qu'il émet ou absorbe

Remarque : cette situation a été initialement observée lorsqu'on décompose la lumière d'une étoile.

On a un fond continu dû à température de l'étoile (loi de Wien : voir enseignement scientifique) et les traits noirs. Le fond continu permet aux astrophysiciens de déterminer la température de l'étoile alors que les raies d'absorption leur permettent de déterminer la composition de l'étoile.



### 4.3. Quantification des niveaux d'énergie des atomes

Au début du XXème siècle, Bohr montre que l'énergie d'un atome est quantifiée. Cette expression signifie que l'énergie d'un atome n'évolue pas de façon continue.

Autrement dit, un atome n'existe qu'avec quelques énergies possibles. Il ne peut pas acquérir n'importe quelle valeur d'énergie.

**Remarque :** C'est une idée difficile à imaginer car à notre échelle l'énergie évolue de façon continue, on peut chauffer un corps et lui apporter n'importe quelle énergie thermique, on peut accélérer un objet et lui donner n'importe quelle vitesse et donc n'importe quelle énergie cinétique etc

Mais, au niveau de l'atome, l'énergie n'est pas continue, c'est soit une valeur soit une autre, sans valeur intermédiaire. On "saute" d'une énergie à l'autre (c'est comme monter avec une échelle ou un escalier au lieu de monter selon une pente)

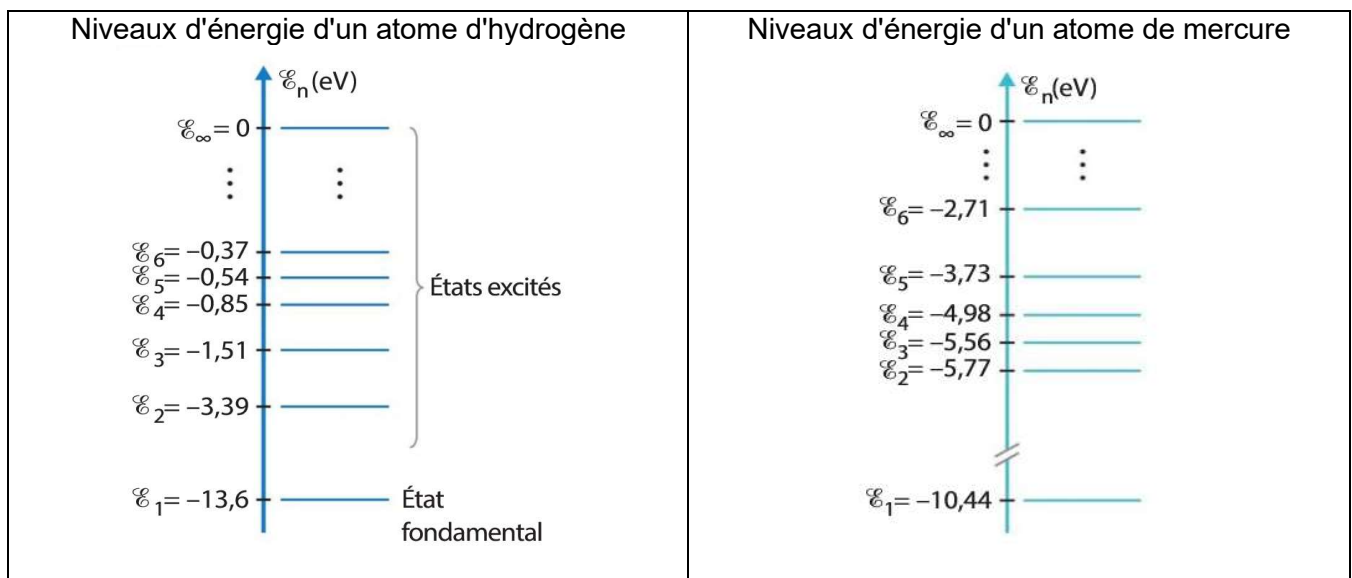
On représente les valeurs d'énergie de l'atome sous la forme d'un diagramme d'énergie dans lequel on place les valeurs possibles le long d'un axe d'ordonnées, sans abscisses.

Chaque énergie autorisée est représentée par un plateau à côté de l'axe plutôt que comme un tiret sur l'axe.

Chaque élément chimique a des niveaux énergétiques qui lui sont propres.

Le diagramme est différent d'un atome à l'autre. On retrouve la notion de carte d'identité de l'atome.

**Exemples :**

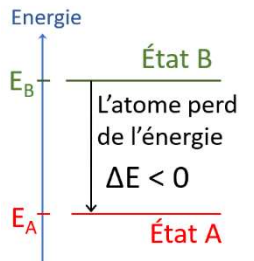
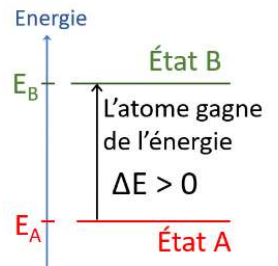


#### **Vocabulaire :**

- Le niveau d'énergie le plus stable pour l'atome est le plus bas du diagramme, on l'appelle le **niveau (ou état) fondamental**.
- Les niveaux supérieurs sont moins stables et s'appellent les **niveaux (ou états) excités**.
- Le passage d'un niveau à l'autre se nomme **une transition énergétique**
- Par convention on attribue la valeur 0 au niveau le plus haut.
- Conséquence : tous les niveaux de l'atome ont des valeurs négatives

#### 4.4. Les transitions énergétiques

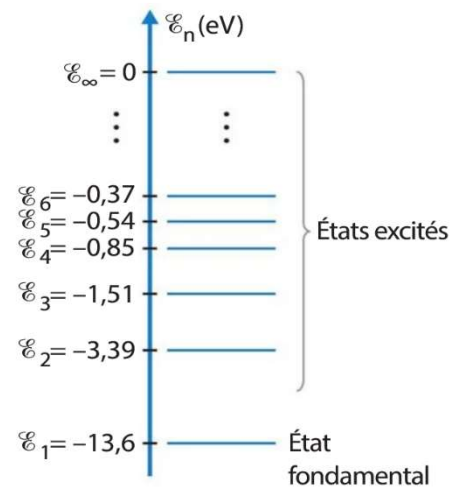
- Si l'atome **reçoit** de l'extérieur **EXACTEMENT** l'énergie correspondant à l'écart entre deux niveaux, il change alors de niveau car il a reçu le bon quanta d'énergie. Il passe d'un niveau A bas à un niveau B supérieur. Il passe d'un niveau stable vers un niveau moins stable (niveau excité). Lorsque l'atome reçoit de l'énergie de la part de l'extérieur, la transition énergétique est représentée par une flèche vers le haut. La transition énergétique est positive  $\Delta E = E_B - E_A > 0$  (le système, l'atome, voit son énergie augmenter)
- Une fois dans un niveau énergétique B élevé, l'atome aura tendance à **perdre** de l'énergie pour revenir vers un état A plus stable (mais pas forcément le fondamental). Là aussi, il devra perdre **EXACTEMENT** le bon quanta d'énergie pour pouvoir changer de niveau, ni plus, ni moins. Quand l'atome perd de l'énergie vers l'extérieur, la transition est une flèche vers le bas. Elle est négative :  $\Delta E = E_A - E_B < 0$  (le système, l'atome, voit son énergie diminuer)



#### Applications :

On donne le diagramme énergétique de l'hydrogène

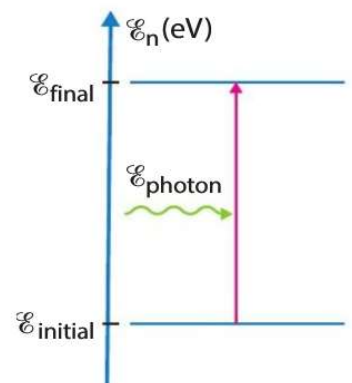
- Déterminer la valeur de la transition énergétique lorsqu'un atome d'hydrogène passe de son état fondamental vers le 3<sup>ème</sup> état excité (attention c'est  $E_4$ ). La tracer sur le diagramme.
- La convertir en Joules
- Depuis ce niveau, l'atome se stabilise vers le 1<sup>er</sup> état excité. Déterminer la transition énergétique en eV puis en J. La tracer sur le diagramme.



#### 4.5. Émission et absorption de lumière par un atome, interprétation des spectres atomiques

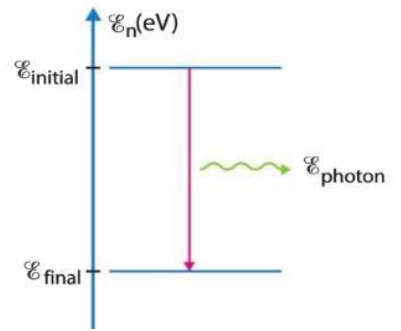
Une transition énergétique peut se faire par **gain ou perte d'énergie sous forme lumineuse** (symbolisée par la flèche verte en zig-zag  $E_{\text{photon}}$ ).

- Si l'atome **reçoit** de l'énergie sous forme lumineuse, il peut atteindre un niveau d'énergie supérieur à son niveau initial. Dans ce cas, **l'atome absorbe de la lumière**. Pour nous, cette lumière n'est plus présente, puisqu'elle a été absorbée. Si on fournit à l'atome toutes les énergies lumineuses possibles sous la forme d'un spectre continu. Il va absorber uniquement les énergies qui correspondent **EXACTEMENT** à des transitions de son diagramme. On observe alors le spectre d'absorption, c'est à dire des raies noires (les énergies absorbées) sur un fond arc-en-ciel (constitué par les radiations qui n'ont pas été absorbées). Un spectre d'absorption correspond à des atomes qui ont reçu de l'énergie lumineuse et l'ont absorbée. Ils ont atteint des niveaux énergétiques plus hauts, moins stables.



- Si un atome, préalablement excité, **perd** de l'énergie sous forme lumineuse, ça signifie que **l'atome émet de la lumière**. Dans le spectre, on voit apparaître une raie lumineuse sur fond noir.

Dans une lampe spectrale, le passage du courant fournit de l'énergie (non lumineuse) aux atomes et les place dans différents états excités. Ils perdent ensuite de l'énergie sous forme lumineuse pour revenir vers des états plus stables. On observe le spectre d'émission de l'atome présent dans la lampe.



- Qu'il s'agisse d'émission ou d'absorption de lumière, on a toujours le même écart entre deux niveaux énergétiques, c'est donc la même lumière, la même longueur d'onde, qui permet la même transition énergétique entre deux niveaux, dans un sens ou dans l'autre.

C'est pour ça que les spectres d'émission et d'absorption sont complémentaires et ont leurs raies aux mêmes longueurs d'onde.

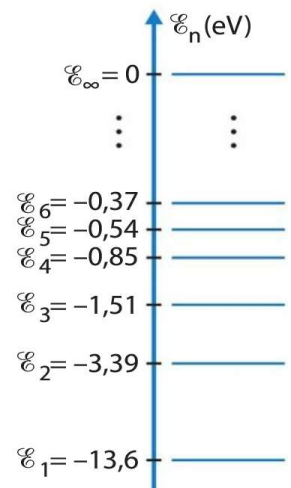
Pour déterminer la valeur de la longueur d'onde qui permet la transition énergétique, dans un sens ou dans l'autre, on effectue les calculs en valeur absolue. Il faudra se souvenir que si  $\Delta E < 0$ , la lumière est émise par l'atome et si  $\Delta E > 0$  la lumière est absorbée par l'atome.

On rappelle que l'énergie d'un photon est liée à sa longueur d'onde :

$$|\Delta E| = |E_{\text{final}} - E_{\text{initial}}| = E_{\text{photon}} = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}$$

**Application 1 :** A partir du diagramme énergétique de l'hydrogène, on souhaite déterminer la longueur d'onde de la radiation qui permet la transition énergétique du niveau  $E_3$  vers le niveau  $E_1$

1. S'agit-il d'une émission ou une absorption de lumière ?
2. Calculer l'écart énergétique entre les deux niveaux en eV
3. Convertir cette valeur en J
4. Déterminer la longueur d'onde associée à ce quanta d'énergie en m
5. La convertir en nm.
6. A quel domaine du spectre appartient cette radiation. Est-elle visible ? Si oui quelle est sa couleur ?



**Application 2 :** Le spectre de l'hydrogène, en émission comme en absorption, comporte 4 raies dans le visible, identifier les transitions du diagramme qui correspondent à des radiations visibles et donner leur couleur.

(coup de pouce, c'est le niveau  $E_2$  qui est commun aux quatre raies visibles de H)