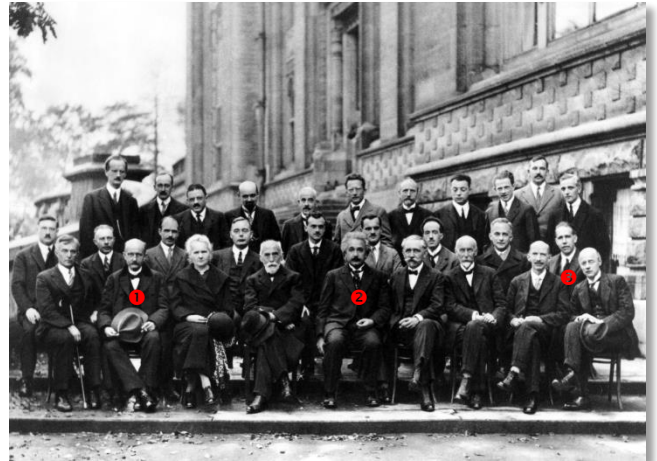


# Activité : Interaction lumière-matière

## L'histoire des quanta

A la fin du XIXe siècle, la physique classique utilise le concept d'onde électromagnétique pour expliquer et prévoir les résultats comme la dispersion de la lumière mais ne trouve pas d'explication théorique aux phénomènes expérimentaux d'émission et d'absorption de la lumière par la matière, ou plus généralement aux phénomènes d'interaction rayonnement-matière.

Plusieurs concepts sont alors élaborés qui vont donner naissance à la physique quantique (physique des « quanta ») (Doc. 2)



Doc. 1 : Congrès de Solvay de 1927 rassemblant les physiciens qui contribuèrent à la genèse de la physique quantique



L'allemand Max Planck (1858 – 1947) affirme que les échanges d'énergie entre un rayonnement lumineux et la matière ne peuvent se faire que par « paquets » qui seront nommés plus tard des **quanta** d'énergie. Chaque « paquet » possède une énergie  $E$  qui dépend de la fréquence de l'onde :  $E = h \times \nu$  ( $h$  = constante de Planck).

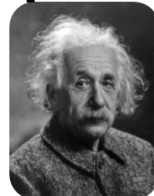
1900

Le danois Niels Bohr (1885 – 1962) propose un modèle dans lequel l'atome ne peut exister que dans **différents états**, chaque état étant caractérisé par un **niveau d'énergie bien défini**.



1905

L'allemand Albert Einstein (1879 – 1955) émet l'hypothèse que les quanta d'énergie sont portés par des « petits grains d'énergie », particules, de masse nulle et non chargées (que Gilbert N. Lewis nommera « photons » en 1926), transportant chacun un quantum d'énergie  $h \times \nu$  et se déplaçant à la vitesse de la lumière dans le vide ( $c = 3,00.10^8 \text{ m.s}^{-1}$ ).



1913

Constante de Planck :

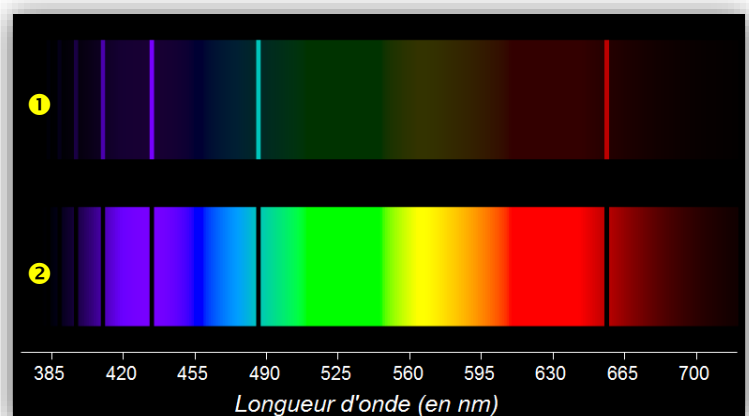
$$h = 6,63.10^{-34} \text{ J.s}$$

Doc. 2 : Histoire du modèle du photon

## Les niveaux d'énergie de l'atome de Bohr

À l'aide d'un spectroscope, on peut visualiser les raies d'émission présentes dans le spectre de la lumière émise par une lampe à vapeur « d'hydrogène » ou les raies d'absorption dans le spectre d'une lumière traversant un nuage de gaz de dihydrogène (Doc. 3).

Comment expliquer l'existence de ces spectres ?



Doc. 3 : Spectres d'émission ① et d'absorption ② de l'atome d'hydrogène

On sait que les échanges d'énergie dans la matière sont quantifiés (voir Doc. 2). Dans un atome, les électrons se trouvent sur différentes « couches » correspondant à des niveaux d'énergie notés  $E_n$ . Le niveau d'énergie le plus bas correspond à « l'état fondamental » : c'est un état stable de la matière. Les niveaux d'énergie supérieurs correspondent aux états excités, ce sont des états instables de la matière. Lorsqu'un atome est excité (par décharge électrique, par chauffage, par absorption de la lumière,...) un électron, du niveau d'énergie  $E_{\text{inf}}$ , passe sur un niveau d'énergie supérieur  $E_{\text{sup}}$  puis retourne spontanément à son état initial en émettant un photon transportant un quantum d'énergie  $\Delta E = E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}}$ .

Un **diagramme de niveaux d'énergie** permet de représenter les différents niveaux d'énergie possibles. Dans le cadre de la physique quantique, il est possible d'établir une relation mathématique qui permet de calculer l'énergie  $E_n$  du  $n^{\text{ème}}$  niveau d'énergie de l'atome d'hydrogène (atome le plus simple) :

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

**L'électronvolt :**  
1 eV =  $1,60 \cdot 10^{-19}$  J

## Questions

### L'histoire des quanta

- Q1.** Parmi les concepts ondulatoire et corpusculaire de la lumière, lequel permet d'expliquer facilement la dispersion de la lumière par un prisme ?
- Q2.** [Doc. 2] Définir le photon.
- Q3.** La fréquence  $\nu$  (en Hz) et la longueur d'onde  $\lambda$  (en m) d'un rayonnement monochromatique sont liées par la relation  $\lambda = \frac{c}{\nu}$ . Calculez la fréquence  $\nu$  (nu) d'un rayonnement de longueur d'onde 500 nm.
- Q4.** L'énergie d'un photon est généralement exprimée en électronvolt (*symbole* : eV).
- Q4.1.** [Doc. 2] Calculez l'énergie d'un photon de longueur d'onde 500 nm en joule (J) puis en électronvolt (eV).
- Q4.2.** Quel intérêt y a-t-il à exprimer l'énergie d'un photon en électronvolt plutôt qu'en joule ?

### Les niveaux d'énergie de l'atome de Bohr

- Q5.** Calculez les énergies des 5 premiers niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.
- Q6.** Quelle est l'énergie de l'état fondamental ? Justifiez votre réponse.
- Q7.** Placez sur un diagramme vertical ces 5 niveaux d'énergie.
- Q8.** Dans une lampe à vapeur d'hydrogène, les atomes sont excités par décharge électrique. On envisage par la suite le retour de l'atome excité à son état fondamental.
- Q8.1.** Donnez l'expression littérale de la **fréquence  $\nu$**  du photon émis lorsque l'atome retourne à l'état fondamental, en étant initialement dans le premier état excité.
- Q8.2.** En déduire l'expression littérale de la **longueur d'onde  $\lambda$**  de ce photon.
- Q8.3.** Complétez le tableau ci-dessous :

État initial de l'atome	1 <sup>er</sup> état excité	2 <sup>ème</sup> état excité	3 <sup>ème</sup> état excité	4 <sup>ème</sup> état excité
Longueur d'onde du photon émis lors du retour à l'état fondamental (en nm)				

- Q9.** Sur le diagramme de la question 7), représentez chaque retour d'état excité à l'état fondamental par une flèche verticale.

### Pour conclure

- Q10.** Dans le spectre d'émission du document 3, retrouve-t-on les raies correspondant aux photons émis lorsqu'un atome d'hydrogène dans un état excité retourne à l'état fondamental ? Justifiez votre réponse.
- Q11.** Quelle est l'énergie d'un photon de la raie rouge ( $\lambda_R = 656 \text{ nm}$ ) du spectre d'émission de l'hydrogène ? Cette énergie correspond à la différence d'énergie entre quels états de l'atome d'hydrogène ? Conclure.
- Q12.** A quels changements d'état correspond les raies cyan ( $\lambda_C = 486 \text{ nm}$ ) et bleue ( $\lambda_B = 434 \text{ nm}$ ) du spectre de l'atome d'hydrogène ?

# CORRECTION

## L'histoire des quanta

**Q1.** Il s'agit du modèle ondulatoire.

**Q2.** Un photon est une particule (« grain d'énergie ») de masse nulle, non chargée qui transporte un quantum d'énergie ( $h \times \nu$ ) et qui se déplace à la vitesse de la lumière.

**Q3.**  $\nu = c/\lambda = 3,00 \times 10^8 / (500 \times 10^{-9}) = 6,00 \times 10^{14}$  Hz.

**Q4.** L'énergie du photon

**Q4.1.**  $h \cdot \nu = 6,63 \times 10^{-34} \times 6,00 \times 10^{14} = 3,98 \times 10^{-19}$  J =  $3,98 \times 10^{-19} / (1,60 \times 10^{-19})$  eV = 2,49 eV.

**Q4.2.** La valeur de l'énergie d'un photon est très faible dans le Système international (de l'ordre de  $10^{-19}$  J). Elle est en revanche de l'ordre de l'électronvolt.

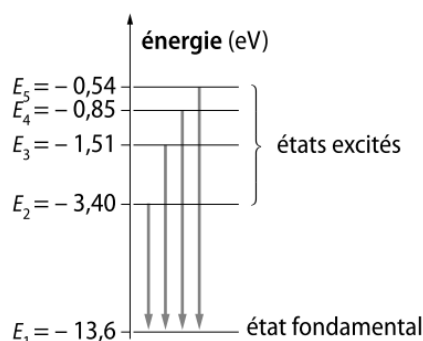
## Les niveaux d'énergie de l'atome de Bohr

**Q5.** Énergies des différents niveaux :

$n$	1	2	3	4	5
$E_n$ (eV)	-13,6	-3,40	-1,51	-0,85	-0,54

**Q6.** L'énergie la plus faible est  $E_1 = -E_0 = -13,6$  eV : c'est l'énergie de l'état fondamental.

**Q7.** Diagramme des niveaux d'énergie :



**Q8.** Lampe à vapeur d'hydrogène.

**Q8.1.** Lorsque l'atome passe du premier état excité d'énergie  $E_2$  à l'état fondamental d'énergie  $E_1$ , il cède l'énergie  $E_2 - E_1$  sous forme de lumière. Il y a émission d'un photon de fréquence  $\nu_{2 \rightarrow 1}$  telle que :

$$h \times \nu = E_2 - E_1 \quad \Leftrightarrow \quad \boxed{\nu_{2 \rightarrow 1} = \frac{E_2 - E_1}{h}}$$

**Q8.2.**  $\lambda_{2 \rightarrow 1} = \frac{c}{\nu_{2 \rightarrow 1}} \Rightarrow \boxed{\lambda_{2 \rightarrow 1} = \frac{h \times c}{E_2 - E_1}}$

a) Tableau complété :

Plus généralement, lorsque l'atome passe d'un état excité d'énergie  $E_i$  à l'état fondamental d'énergie  $E_1$ , il cède l'énergie  $E_i - E_1$  sous forme de lumière, il y a émission d'un photon de longueur d'onde :

$$\lambda_{i \rightarrow 1} = \frac{h \times c}{E_i - E_1}$$

Pour faire le calcul, il faut penser à mettre les énergies en joule.

Exemple :  $\lambda_{2 \rightarrow 1} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{(-3,40 + 13,6) \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 1,22 \cdot 10^{-7}$  m = **122 nm**

**Q8.3.** Tableau à compléter.

État initial de l'atome	1 <sup>er</sup> état excité	2 <sup>ème</sup> état excité	3 <sup>ème</sup> état excité	4 <sup>ème</sup> état excité
Longueur d'onde du photon émis lors du retour à l'état fondamental (nm)	122	103	97,5	95,2

**Q9.** Voir figure de la question Q7).

**Q10.** Non, car le domaine du visible va de 380 nm (violet) à 780 nm (rouge), or toutes les longueurs d'onde des photons calculées à la question 8) c) sont inférieures à 380 nm (il en serait de même pour des niveaux excités avec  $n > 5$ ). L'émission se fait dans l'ultraviolet.

**Q11.**  $E_{\text{rouge}} = \frac{h \times c}{\lambda_R} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{656 \cdot 10^{-9}} = 3,03 \cdot 10^{-19} = 1,89 \text{ eV}$ . Cette énergie correspond à la différence d'énergie

$E_3 - E_2 = -1,51 - (-3,40) = 1,89 \text{ eV}$ . La raie rouge du spectre correspond aux photons émis lorsqu'un atome d'hydrogène dans le 2<sup>ème</sup> état excité retourne vers le 1<sup>er</sup> état excité.

**Q12.** De même, les raies cyan (486 nm) et bleue (434 nm) du spectre de l'hydrogène correspondent aux photons émis lorsqu'un atome d'hydrogène, respectivement dans les 3<sup>ème</sup> et 4<sup>ème</sup> états excités, retourne vers le 1<sup>er</sup> état excité ( $\lambda_C = 486 = \lambda_{3-1}$ ;  $\lambda_B = 434 = \lambda_{4-1}$ )

# DOCUMENTS

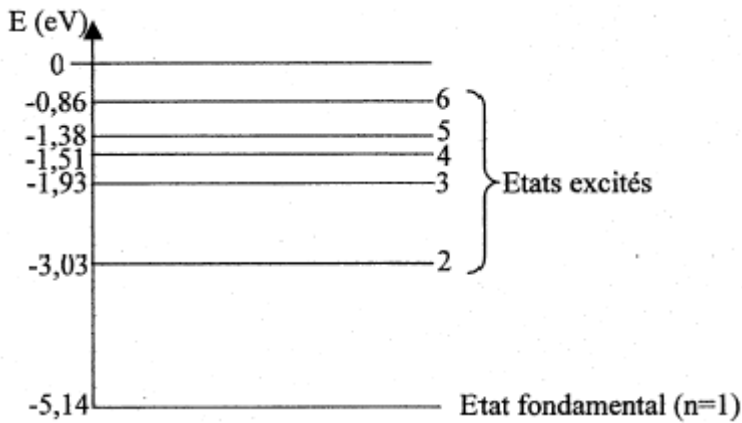
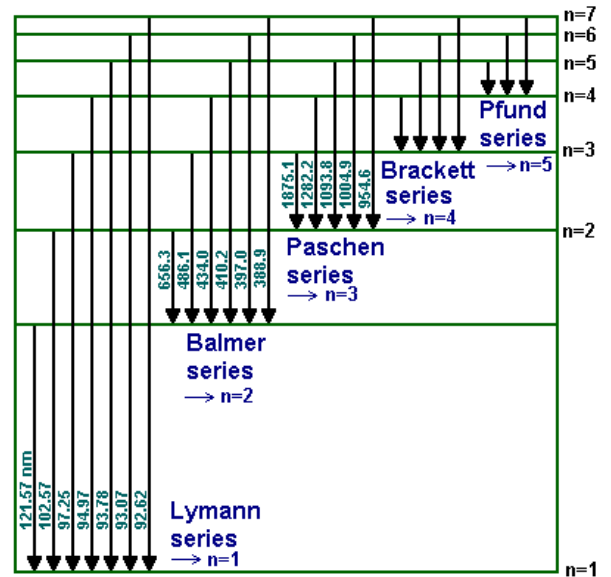


Diagramme des niveaux d'énergie de l'atome de sodium

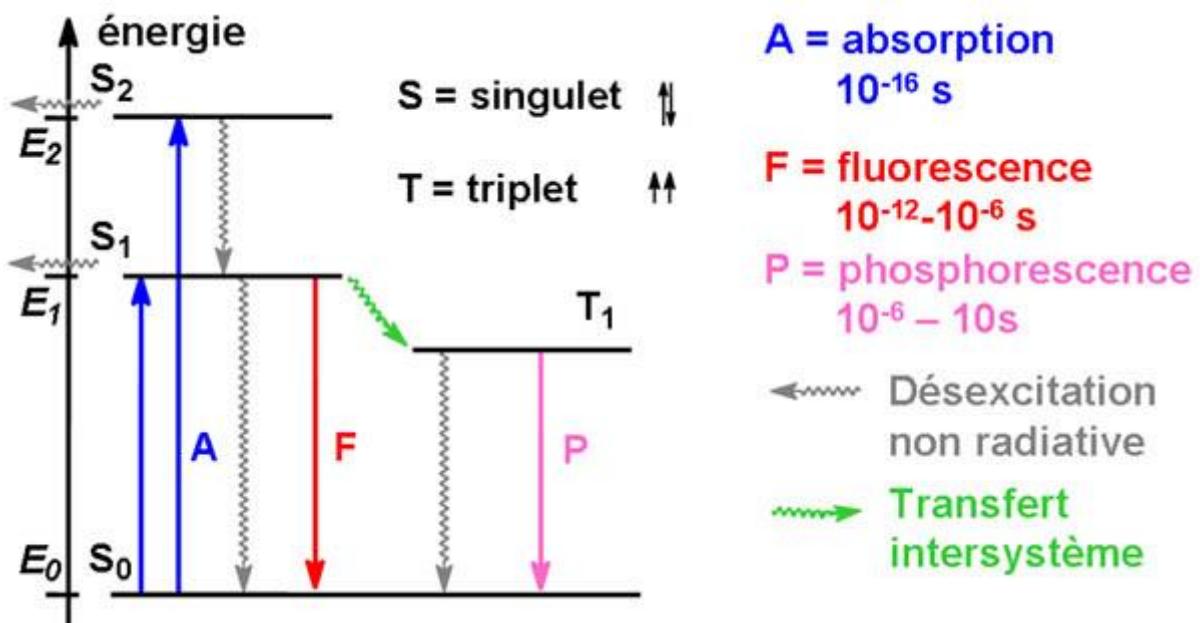


Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène

## Le phénomène d'émission de lumière (Luminescence : phosphorescence, fluorescence) :

Lorsqu'une substance absorbe de l'énergie électromagnétique, il en résulte un état électronique d'énergie supérieure appelé « état excité ». Cet état est instable et les molécules vont retourner à leur « état fondamental » dans un laps de temps relativement court. Plusieurs mécanismes permettent ce retour à l'état fondamental :

- Le transfert de l'énergie excédentaire à une autre molécule par collision (en solution)
- Une désexcitation non radiative au cours de laquelle l'énergie excédentaire est communiquée aux états vibratoires de la molécule. Il en résulte une conversion en énergie thermique. Comme exemple, on citera l'échauffement d'un objet noir (qui absorbe tout le spectre électromagnétique visible) placé au soleil.
- Plus rarement, le retour à l'état fondamental peut se faire par émission d'un photon lumineux. C'est le phénomène de luminescence, qui peut prendre deux aspects différents, ainsi que l'illustre le schéma ci-dessous, appelé schéma de Jablonski.



Ce schéma, où l'énergie totale de la molécule qui est reportée en ordonnée, est valable pour les molécules organiques « à couche fermée », c'est-à-dire comportant uniquement des électrons de valence appariés. L'état fondamental est alors désigné S<sub>0</sub> : c'est un singulet de spin, conformément à la définition de la multiplicité de spin égale à (2S + 1), où S est le nombre quantique de spin total.

### 3. Fluorescence:

Une matière fluorescente absorbe une partie de la lumière qu'elle reçoit et émet une lumière de fréquence plus petite et de longueur d'onde plus grande que celle absorbée.

$$E_1 : \text{énergie de la lumière incidente} \quad E_1 = \frac{h \cdot c}{\lambda_1}$$

$$E_2 : \text{énergie de la lumière restituée} \quad E_2 = \frac{h \cdot c}{\lambda_2} \quad \text{avec } E_2 < E_1 \quad \text{puisque une partie de}$$

$$\text{l'énergie est absorbée} \Rightarrow \frac{h \cdot c}{\lambda_2} < \frac{h \cdot c}{\lambda_1} \Rightarrow \frac{1}{\lambda_2} < \frac{1}{\lambda_1} \Rightarrow \lambda_2 > \lambda_1$$

Ainsi une absorption dans une couleur pourra conduire à l'émission d'une autre couleur.  
Applications :

- poudres fluorescentes utilisées dans les tubes fluorescent pour donner le fond continu au spectre de raies
- les azurants optiques pour la lessive ou le papier : une absorption dans l'ultraviolet conduit à une émission lumineuse dans le bleu.: les couleurs deviennent plus lumineuses :

Un **agent azurant** est une molécule qui absorbe les rayonnements électromagnétiques ultraviolets entre 300 et 400 nm de longueur d'onde et réémet ensuite cette énergie par fluorescence dans le visible entre 400 et 500 nm, soit les longueurs d'onde entre le bleu-violet et le bleu-vert avec un maximum dans le bleu. Cette particularité a un intérêt lorsque l'agent est combiné à certains matériaux nécessitant ou recherchant une certaine blancheur. En effet, certaines fibres naturelles telles la cellulose ont tendance à absorber dans le bleu et ont par conséquent un aspect jaunâtre. Afin de corriger ce problème, un agent azurant peut être ajouté afin de compléter la gamme de lumière visible et de donner ainsi au matériau un « éclat de blancheur ». En effet, la couleur blanche vue par l'œil humain est une combinaison de toutes les longueurs d'ondes du visible.

Ce sont des molécules qui regroupent une multitude de composés également connus sous les noms d'« azurant optique » ou « agent fluorescent ».

*Source : [fr.wikipedia.org](http://fr.wikipedia.org)*

### Expérience n°1 :

Cette expérience consistera à montrer qu'il faut une certaine quantité d'énergie pour pouvoir observer le phénomène de fluorescence.

Matériel :	Mise en œuvre
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Une boîte supportant trois LEDs dont :                             <ul style="list-style-type: none"> <li>• Une rouge (environ 800nm)</li> <li>• Une verte (environ 650nm)</li> <li>• Une bleue (environ 400nm)</li> </ul> </li> <li>- Une batterie d'accumulateurs pour alimenter les trois LEDs</li> <li>- Une cuve de fluorescéine</li> </ul>	<p>Nous présenterons successivement les trois LEDs devant la cuve et nous constaterons que la fluorescence ne se produit que pour la LED de couleur bleue.</p>



**ROUGE**  
*Pas de fluorescence*



**VERT**  
*Pas de fluorescence*



**BLEUE**  
*Fluorescence flagrante*

### Interprétations théoriques :

En considération du schéma montrant les couches d'excitation d'une molécule et de la formule  $\Delta E = h\nu$ , on est à même de comprendre pourquoi seule la LED bleue a la capacité de révéler la fluorescence de la fluorescéine. En effet, on remarque qu'il est nécessaire d'atteindre une certaine énergie pour que la molécule atteigne l'état singulet 1 ou 2 et se désexcite par fluorescence comme nous l'avons vu. On peut donc dire que l'énergie fournie par la LED rouge et la LED verte est insuffisante pour exciter la molécule jusqu'au singulet 1 ou 2. En revanche la LED bleue est suffisamment énergétique pour permettre cette excitation.

Calculons l'énergie des trois LEDs :

- *Pour la rouge :*

$$E = h\nu \Leftrightarrow E_{\text{rouge}} = h \times \nu_{\text{rouge}} = h \times \frac{c}{\lambda_{\text{rouge}}} = 6,61 \cdot 10^{-34} \times \frac{3 \cdot 10^8}{700 \cdot 10^{-9}} = 2,83 \cdot 10^{-19} \text{ J} \approx 1,77 \text{ eV}$$

- *Pour la verte :*

$$\text{De la même façon : } E_{\text{vert}} = h \times \nu_{\text{vert}} = h \times \frac{c}{\lambda_{\text{vert}}} = 6,61 \cdot 10^{-34} \times \frac{3 \cdot 10^8}{550 \cdot 10^{-9}} = 3,61 \cdot 10^{-19} \text{ J} \approx 2,26 \text{ eV}$$

- *Pour la bleue :*

$$E_{\text{bleue}} = h \times \nu_{\text{bleue}} = h \times \frac{c}{\lambda_{\text{bleue}}} = 6,61 \cdot 10^{-34} \times \frac{3 \cdot 10^8}{450 \cdot 10^{-9}} = 4,41 \cdot 10^{-19} \text{ J} \approx 2,76 \text{ eV}$$

On peut donc dire que pour la fluorescéine, l'énergie nécessaire pour observer une fluorescence est de l'ordre de 2,5 eV. Et ceci est le cas de la plupart des matériaux fluorescents, ce qui est d'autant plus remarquable pour les sources d'UV (c'est-à-dire avec une longueur d'onde inférieure à 400nm).

### **Pourquoi l'énergie des niveaux d'énergie est négative ?**

C'est à cause de la définition de l'origine de l'énergie potentielle, nulle pour un électron porté à l'infini.