

Chapitre 3 : Modèles ondulatoire et particulaire de la lumière

Cours

A. Aspect ondulatoire de la lumière

1. Domaines des ondes électromagnétiques

Au début du 19^e siècle on dispose de sources de lumières relativement monochromatiques et on a l'idée d'envoyer cette lumière sur un écran percé d'un trou de petit diamètre. Ci-dessous (figure 1) les observations faites en utilisant un laser qui n'existait pas à l'époque. On observe des alternances de luminosité et d'obscurité. Par analogie avec les ondes transversales dans un liquide, il faut admettre que la lumière est une onde.

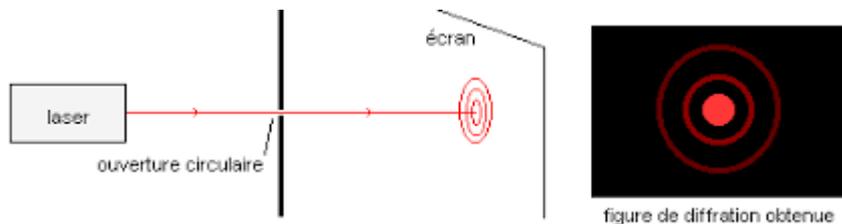


Figure 1

Dès cette époque on cherche le milieu qui vibre sous l'action de l'onde lumineuse. On l'appelle éther, mais ce dernier est jugé « suspect » dès le début. En effet :

- Comme la lumière se propage dans le vide (d'atomes), l'éther doit être présent dans le vide ; Or on sait que le vide n'offre aucune résistance au mouvement des objets.
- La célérité d'une onde mécanique augmente avec la masse volumique du milieu. Pour obtenir une valeur de $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$, l'éther devait être extraordinairement rigide. La contradiction est évidente !

James-Clerk Maxwell prédit l'existence des ondes électromagnétiques en 1865 et Heinrich Hertz les découvre en 1888. L'assistant de ce dernier mesure la célérité des ondes électromagnétiques, il obtint la valeur connue de 300000 km/s. Plus aucun doute n'était permis, la lumière fait partie des ondes électromagnétiques qui peuvent se propager même dans le vide. Le « fameux éther » est oublié.

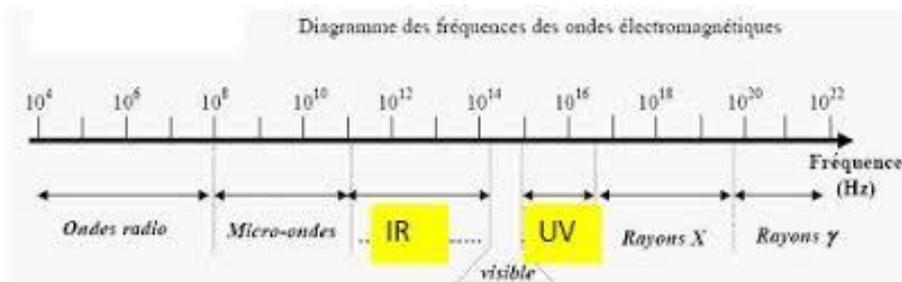


Figure 2

2. Relation entre longueur d'onde, célérité et fréquence

Le lien (démontré pour les ondes mécaniques) entre longueur d'onde λ , célérité c et période T reste vrai pour les ondes électromagnétiques :

$$\lambda = c T$$

λ : longueur d'onde en mètres (m)

c : célérité en mètres par seconde ($\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$)

T : période en secondes (s)

Application

Quelle est la longueur d'onde λ d'une onde électromagnétique de période

$T = 7,5 \cdot 10^{-14}$ s dans le vide?

$$\lambda = 3,00 \cdot 10^8 \times 7,5 \cdot 10^{-14}$$

$$\lambda = \underline{2,3 \cdot 10^{-5} \text{ m.}}$$

Dans ce chapitre la fréquence est notée ν (prononcer nu), sachant que la fréquence est l'inverse de la période, on disposera d'une autre relation :

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

λ : longueur d'onde en mètres (m)

c : célérité en mètres par seconde ($\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$)

ν : fréquence en hertz (Hz)

Application

Quelle est la longueur d'onde λ d'une onde électromagnétique de fréquence

$\nu = 5,0 \cdot 10^{13}$ MHz dans le vide?

$$\lambda = \frac{3,00 \cdot 10^8}{5,0 \cdot 10^{13} \times 10^6}$$

$$\lambda = \underline{6,0 \cdot 10^{-12} \text{ m.}}$$

Remarques

-La période T est en 10^{-14} s et la fréquence est en 10^{14} Hz pour la lumière visible.

-Le meilleur dispositif électronique ne permet pas de mesurer des grandeurs si petites ou si grandes. En pratique, elles sont calculées à partir de c et λ qui se mesurent.

B. Aspect particulière de la lumière

1. Point histoire sur l'effet photoélectrique

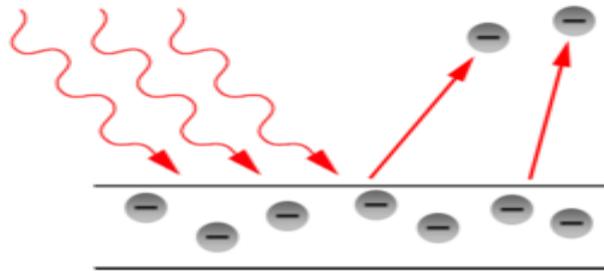


Figure 3

En 1839 Antoine Becquerel et son fils Alexandre découvrent l'effet photoélectrique. De la lumière ultraviolette vient frapper un matériau solide (Cadmium, sulfure de zinc etc). Des électrons sont arrachés et peuvent ainsi sortir du solide (figure 3). Le dispositif pratique est représenté ci- dessous (figure 4).

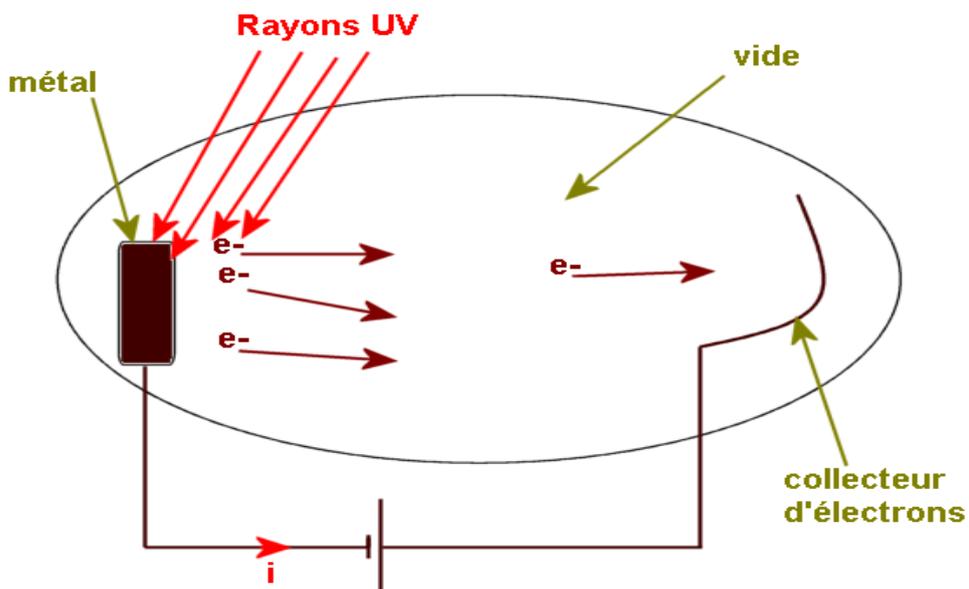


Figure 4

Vous pouvez vous poser les questions suivantes.

- Pourquoi faire le vide dans le dispositif ?
- Quel est le rôle de la pile ?

En 1887 Heinrich Hertz fait varier la puissance P du rayonnement ultraviolet de fréquence ν incident sur le métal photoélectrique.

Il s'attendait aux résultats suivants :

- Le nombre d'électrons qui peuvent sortir du métal augmente si la puissance P augmente.
- L'énergie cinétique des électrons qui sortent augmente si la puissance P augmente.

Il observe :

- Le premier résultat attendu est confirmé par l'expérience.
- Le deuxième résultat attendu n'est pas confirmé par l'expérience : Les électrons sortant du métal ont une énergie cinétique qui ne dépend pas de P. L'énergie cinétique en question augmente seulement avec ν .

En 1900, Max Planck suggère que les échanges d'énergie entre une onde de fréquence ν et la matière se font par paquets (synonyme de « quanta ») d'énergie proportionnels à ν .

En 1905, Albert Einstein dit que l'onde lumineuse est faite de corpuscules ou grains d'énergie. La valeur de l'énergie d'un grain est celle donnée par Max Planck. Ces corpuscules seront nommés photons par la suite.

2. Le photon et son énergie

Un photon est un corpuscule de charge électrique nulle et de masse nulle, qui se déplace à la célérité de la lumière dans le milieu considéré.

L'énergie individuelle d'un photon est donnée par la relation :

$$E = h \nu$$

E : énergie du photon en joules (J)

h : constante de Planck en joules seconde (J.s)

ν : fréquence en hertz (Hz)

Remarques

- 1 Hz = 1 s⁻¹

-h= 6,63.10⁻³⁴ J.s

-On utilise souvent $E = h c / \lambda$ car c'est la longueur d'onde qui se mesure.

-L'énergie d'un photon issu d'une lumière visible est en 10⁻¹⁹ J. Cette très faible valeur est difficile à appréhender, c'est pourquoi on utilise une autre unité : L'électronvolt de valeur 1 eV = 1,602.10⁻¹⁹ J.

Application.

Quelle est l'énergie d'un photon de longueur d'onde $\lambda = 4,20.10^{-7}$ m ?

D'après les relations $E = h \nu$ et $\nu = \frac{c}{\lambda}$, on en déduit :

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Application numérique.

$$E = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{4,20 \cdot 10^{-7}}$$

$$E = 4,74 \cdot 10^{-19} \text{ J.}$$

Pour convertir en électronvolt, on fait

$$E = \frac{4,74 \cdot 10^{-19}}{1,602 \cdot 10^{-19}}$$

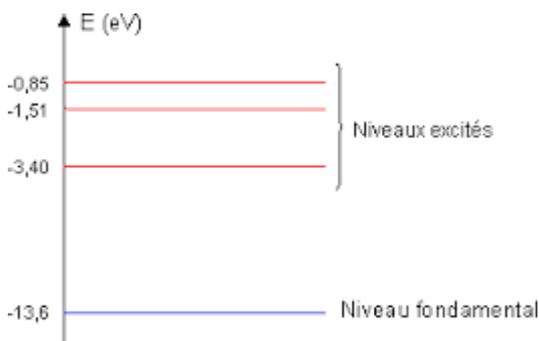
$$E = 2,96 \text{ eV.}$$

C. Interaction lumière-matière

1. Quantification de l'énergie d'un atome

Les niveaux d'énergies ne peuvent prendre que certaines valeurs discrètes (Modèle de Bohr). On dit aussi que les niveaux sont quantifiés.

Les électrons se répartissent sur les niveaux inférieurs en tenant compte du nombre autorisé par niveau.



Quelques niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène

Figure 5

Ci-dessus (voir figure 5) le diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène (Un seul électron). Lorsque l'atome est au repos, son unique électron se trouve sur le niveau $E = -13,6 \text{ eV}$ dit fondamental. En fournissant de l'énergie à cet atome, l'électron peut « monter » sur les niveaux supérieurs dits excités. Pour le seul atome d'hydrogène on dispose d'une relation donnant E en fonction du numéro du niveau : $E = -E_0 / n^2$; l'entier n pouvant prendre les valeurs 1,2,...∞. Sur le diagramme ci-dessus sont représentés les niveaux correspondant à n=1,2,3 et 4.

2. Emission d'énergie par un atome



figure 6

Une raie d'émission (figure 6) est constituée d'un très grand nombre de photons provenant d'un gaz raréfié. Chaque atome du gaz émet un photon d'énergie $E = h \nu$. L'interprétation de Niels Bohr consiste à dire qu'un électron est passé du niveau supérieur E_{sup} vers un niveau inférieur E_{inf} (figure 7). L'énergie est une grandeur conservative (par principe) donc cette perte d'énergie est emportée par le photon :

$$E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}} = h \nu \text{ ou bien } \frac{h c}{\lambda}$$

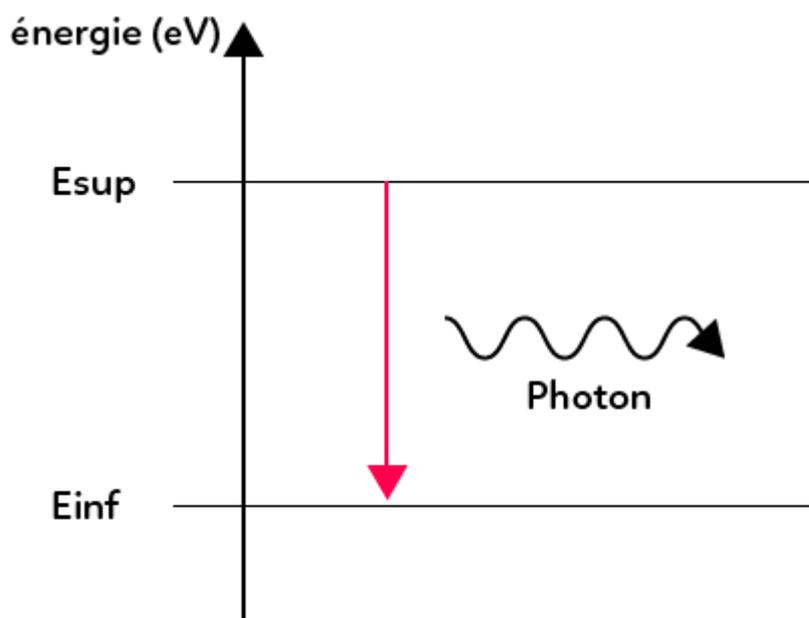


Figure 7

Remarques

- La variation d'énergie de l'atome au cours de cette transformation (énergie après - énergie avant) est notée ΔE et vaut $E_{\text{inf}} - E_{\text{sup}}$. Pour l'utiliser dans la relation donnant l'énergie du photon (positive bien sûr), il faut éliminer le signe moins de ΔE en prenant sa valeur absolue notée $|\Delta E|$. Nous obtenons $|\Delta E| = h \nu$ ou $|E_{\text{inf}} - E_{\text{sup}}| = h \nu$.
- En langage mathématique $|x| = x$ si x est positif ou $-x$ si x est négatif.
- En fait $|E_{\text{inf}} - E_{\text{sup}}| = E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}}$ et on peut donc ignorer la valeur absolue en prenant « énergie supérieure moins énergie inférieure ».

3. Absorption d'énergie par un atome

La superposition des deux spectres ci-dessous (voir figure 8) redonne le spectre continu d'émission de la lumière blanche. Par conséquent les fréquences absorbées sont égales aux fréquences émises.

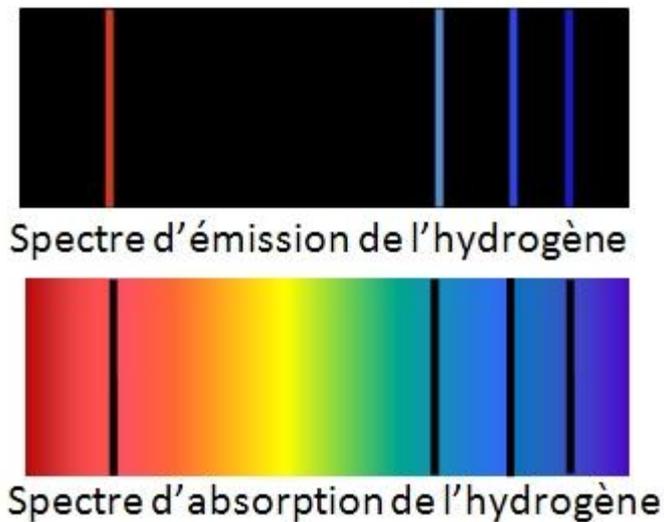


Figure 8

En suivant Niels Bohr, on dira que l'absorption du photon d'énergie $E = h \nu$ permet le passage d'un électron de l'atome d'un niveau inférieur E_1 vers un niveau supérieur E_2 (voir figure 9). La conservation de l'énergie s'écrit :

$$E_2 - E_1 = h \nu \text{ ou bien } \frac{h c}{\lambda}$$

Ici $\Delta E = E_2 - E_1$ est positif donc prendre la valeur absolue ne sert à rien.

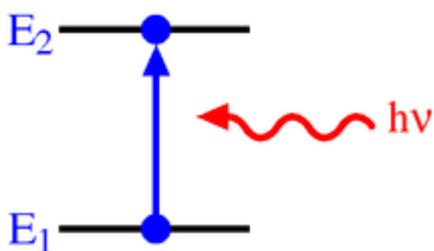


Figure 9

Voici l'adresse html d'une vidéo traitant de l'émission et de l'absorption de la lumière par les atomes :

<https://youtu.be/n-07Zlwjbt4> .

Exercices

N°	12	page	339
N°	15	page	339
N°	16	page	339
N°	17	page	339
N°	18	page	339
N°	22	page	340
N°	24	page	341
N°	27	page	341
N°	30	page	342