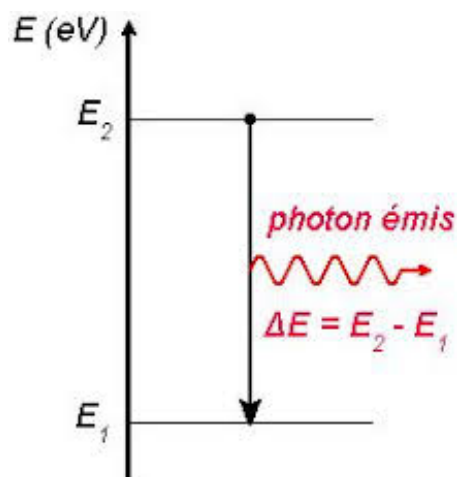


Spécialité 1ère

P8

Modèles ondulatoire et particulaire de la lumière

- I. La lumière : Une onde
- II. La lumière : Des particules, les photons
- III. Interaction lumière-matière

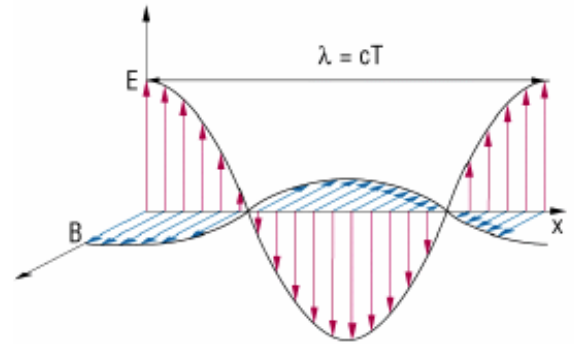


P8 - MODELES ONDULATOIRE ET PARTICULAIRE DE LA LUMIERE

I. La lumière : Une onde

Les particules chargées composant la matière créent autour d'elles un champ électrostatique E. Du fait de l'agitation thermique, ces particules vibrent, entraînant avec elle leur champ électrique. Or ce mouvement du champ électrique va créer un champ magnétique qui va perturber le champ électrique. Cette perturbation du champ électrique va alors perturber le champ magnétique, et ainsi de suite...

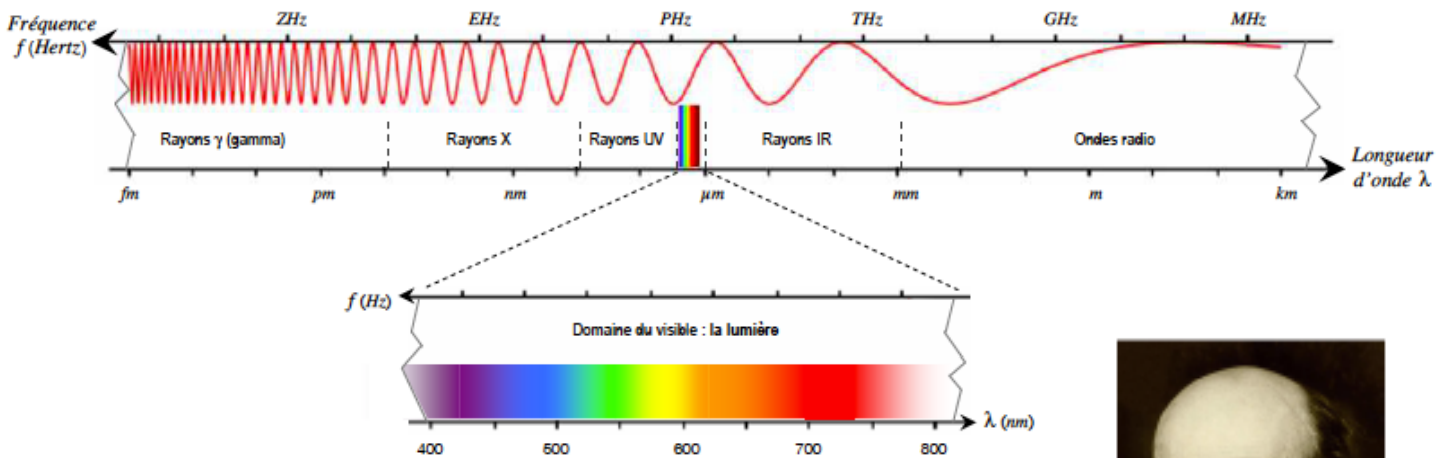
C'est ainsi que se forme dans l'espace autour de chaque particule, des perturbations périodiques constituées d'un champ électrique conjugué à un champ magnétique que l'on appelle des **ondes électromagnétiques**.



Représentation d'une onde électromagnétique

Ces ondes non matérielles se déplacent à une vitesse appelée célérité et notée **c = 300 000 km/s**.

Domaines électromagnétiques



Max Planck
1858 - 1947

Les ondes électromagnétiques sont réparties en différents domaines spectraux (rayon γ , rayon X, UV...). Le domaine du visible est celui de la lumière.

La lumière est une onde électromagnétique de longueur d'onde (dans le vide) comprise entre 400 et 800 nm.

L'énergie \mathcal{E} d'un rayon de lumière dépend de sa fréquence ν (nu) :

$$\mathcal{E} = h \nu$$

\mathcal{E} en J
 h : $6,63 \times 10^{-34}$ J.s
 ν : en Hz

h est appelée constante de Planck

Application :

1. Déterminer la période et la fréquence dans le vide d'un rayon de lumière verte de longueur d'onde 540 nm.
2. Montrer que l'énergie \mathcal{E} d'un rayon de lumière de longueur d'onde λ peut aussi se calculer avec la formule :
$$\mathcal{E} = \frac{h \times c}{\lambda}$$



3. En déduire l'énergie d'un rayon de lumière violette de longueur d'onde $\lambda = 400$ nm.
4. Montrer qu'un rayon de lumière rouge possède moins d'énergie qu'un rayon de lumière bleu.
5. Déterminer la durée maximale de transmission d'une donnée envoyée par ondes radio du Rover martien *Perseverance* vers la Terre sachant que le rayon orbital de la Terre et celui de Mars valent respectivement 150×10^8 km et 225×10^8 km.

II. La lumière : Des particules, les photons

Un rayon de lumière (au sens large, c'est-à-dire une onde électromagnétique en général) peut être perçu, selon l'expérience qui est faite, comme une onde (*modèle ondulatoire*) ou comme une particule (*modèle corpusculaire*) appelée **photon**.

🕒 1677 : 🇳🇱 *C. Huygens* montre que la lumière doit avoir une nature ondulatoire pour rendre compte des lois de *Snell-Descartes*.

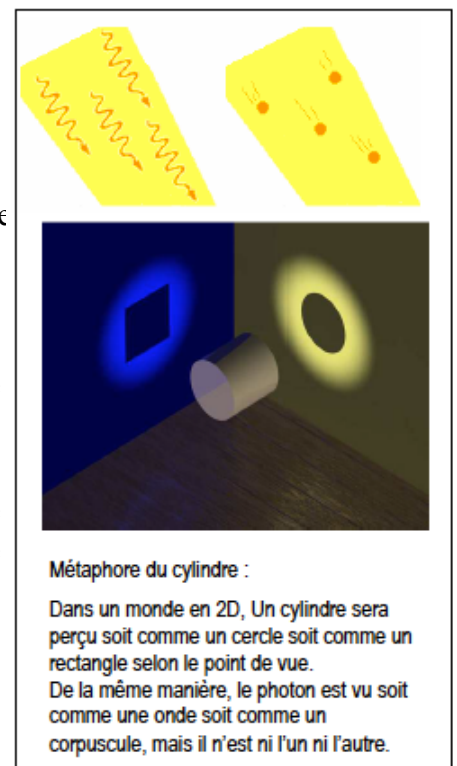
🕒 1704 : 🇬🇧 *I. Newton* publie son livre intitulé *Opticks* dans lequel il considère la lumière comme composée de corpuscules.

🕒 1861 : 🇬🇧 *T. Young* montre expérimentalement (avec l'expérience des deux fentes) que la lumière est un phénomène de nature ondulatoire.

🕒 1861: 🇬🇧 *J. C. Maxwell*, en s'appuyant sur les travaux de l'expérimentateur *M. Faraday*, interprète la lumière comme une onde électromagnétique.

🕒 1905: 🇩🇪 *A. Einstein* invente le concept de dualité onde-corpuscule pour la lumière.

🕒 1924 : 🇫🇷 *L. de Broglie* étend ce concept à toutes les particules, matérielles ou non.



L'énergie de la lumière est transportée par des particules appelées photons qui présentent un aspect corpusculaire ou ondulatoire selon l'expérience.



En réalité, la particule photon n'est ni une onde, ni un corpuscule.

C'est un quantum d'énergie ayant :

- une masse nulle : $m = 0$ kg
- une charge nulle : $q = 0$ C
- une vitesse toujours égale à c dans le vide avec $c = 299\,792\,458$ m/s

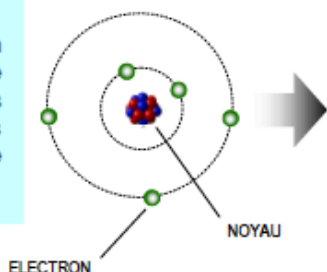
III. Interaction lumière-matière

Les électrons autour du noyau d'un atome sont situés sur différentes **couches électroniques** associées à des **niveaux d'énergie** bien définis.

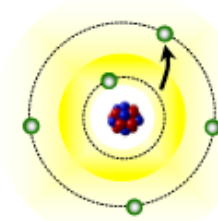
Les électrons ne peuvent être que sur un de ces niveaux d'énergie tout en pouvant sauter d'un niveau à un autre.

Ainsi, l'énergie d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs bien précises : **l'énergie de l'atome est donc quantifiée.**

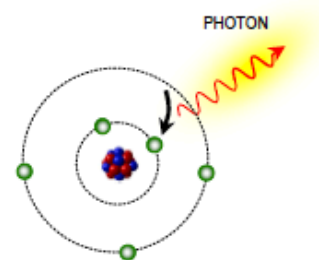
Lorsqu'un atome est dans son niveau de plus basse énergie appelé **état fondamental**, tous ses électrons occupent toutes les places de plus basse énergie autour du noyau.



Lorsque l'on chauffe l'atome, du fait de l'agitation thermique, certains de ses électrons peuvent être expédiés sur un niveau d'énergie supérieur libre. L'atome est alors dans un **état dit excité**.



Une fois dans un état excité, l'atome peut à tout moment se désexciter sans aucune stimulation extérieure en faisant retomber un de ses électrons vers un niveau d'énergie inférieur resté libre. Lors de cette transition électronique, l'atome perd son trop plein d'énergie en émettant un photon : c'est l'**émission spontanée**



Application :

Les niveaux d'énergie en électron-Volt (eV) du seul électron dans un atome d'hydrogène sont donnés par la formule $\mathcal{E}_n = -13,6 / n^2$ avec n appelé nombre quantique principal.

Lorsque l'électron est dans son premier niveau d'énergie (ou niveau fondamental car niveau d'énergie le plus bas possible), $n = 1$.

Dans le premier état excité de l'atome, et donc le deuxième niveau d'énergie possible pour l'électron, $n = 2$.

1. Calculer l'énergie de l'atome lorsqu'il se trouve dans son troisième état excité. Préciser la valeur de n .
2. Déterminer l'énergie dégagée par le photon qu'émet cet atome lorsqu'il retourne à son état fondamental.

Donnée : $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$

Emission de lumière

Un atome qui se retrouve dans un état excité (par décharge électrique, absorption de lumière, chauffage,...) caractérisé par un niveau d'énergie \mathcal{E}_{sup} retourne spontanément dans son état fondamental ou dans un état excité de moindre énergie \mathcal{E}_{inf} en émettant un photon.

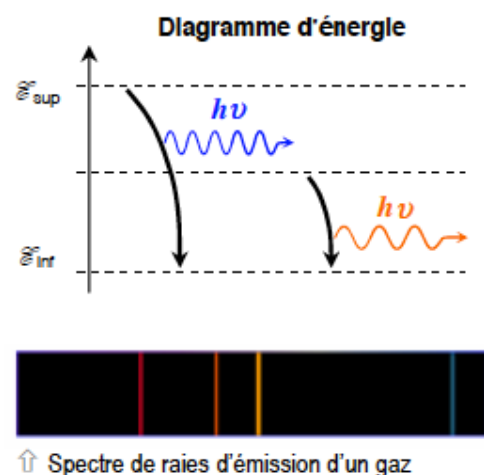
L'énergie \mathcal{E} de ce photon émis correspond précisément à l'énergie perdue par l'atome.

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}_{sup} - \mathcal{E}_{inf}$$

Ainsi, la longueur d'onde du photon émis sera : $\mathcal{E} = \frac{h \cdot c}{\lambda} \Leftrightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{\mathcal{E}}$

Comme tous les atomes possèdent des niveaux d'énergie bien définis, ils ne peuvent émettre que certains photons de longueur d'onde bien précise correspondant à une transition énergétique possible de l'atome.

Ceci conduit, dans le domaine du visible, à l'observation de raies colorées dans le spectre de raies d'émission d'un élément chimique donné.



Absorption de lumière

Un atome qui se retrouve dans un état caractérisé par un niveau d'énergie \mathcal{E}_{inf} ne peut absorber que certains photons d'énergie \mathcal{E} bien précise et ainsi passer dans un état d'énergie \mathcal{E}_{sup} supérieure.

Tout photon d'énergie autre que celle correspondant précisément à une transition possible de l'atome sera ignoré par ce dernier.

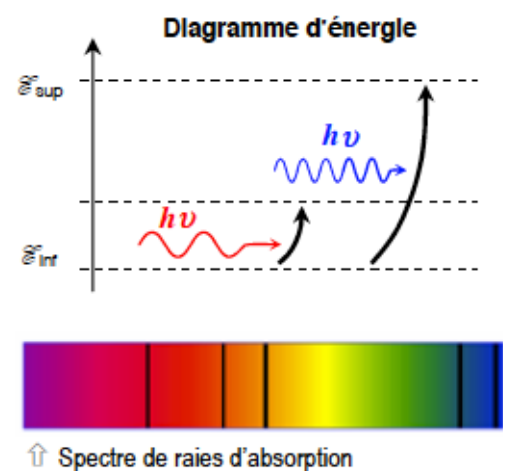
L'énergie \mathcal{E} de ce photon émis correspond précisément à l'énergie perdue par l'atome.

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}_{sup} - \mathcal{E}_{inf}$$

Ainsi, la longueur d'onde du photon émis sera : $\mathcal{E} = \frac{h.c}{\lambda} \Leftrightarrow \lambda = \frac{h.c}{\mathcal{E}}$

Comme tous les atomes possèdent des niveaux d'énergie bien définis, ils ne peuvent absorber que certains photons de longueur d'onde bien précise.

Ceci conduit, dans le domaine du visible, à l'observation des raies noires dans le spectre de raies d'absorption.



Application :

1. Calculer la longueur d'onde du photon associé à la transition énergétique d'un atome d'hélium passant d'un niveau d'énergie de $-3,03$ eV à un niveau de $-5,14$ eV.
2. Ce photon est-il émis ou absorbé par l'atome ? Justifier
3. Déterminer l'énergie initiale \mathcal{E}_{sup} d'un atome d'hydrogène dans un état excité si le photon qu'il émet, de longueur d'onde $\lambda = 410$ nm, amène l'atome directement dans son état fondamental d'énergie $\mathcal{E}_{inf} = -13,6$ eV.
4. Calculer la variation d'énergie d'un atome d'hydrogène qui passe de $\mathcal{E}_D = -0,37$ eV à $\mathcal{E}_F = -3,39$ eV.
5. Ce photon est-il émis ou absorbé ? Justifier.
6. Représenter cette transition d'énergie sur un diagramme.
7. Calculer la fréquence du photon associé à cette transition.

Donnée : $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$

Remarque : C'est le physicien danois Niels Bohr qui établit en 1913 le premier modèle de l'atome quantique et l'équation de Bohr à la base de la mécanique quantique.

$$\mathcal{E}_n = - \left[\frac{m}{2\hbar^2} \left(\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0} \right)^2 \right] \frac{1}{n^2}$$

Niels Henrik David Bohr
1885 - 1962

