

Dualité onde /particule de la lumière

I. La folle histoire de la lumière

Vous trouverez sur cette vidéo (<http://www.synchrotron-soleil.fr/Presse/Videos/OndesPhotons>) un aperçu de la longue histoire de la lumière.

Voici également une petite vidéo d'introduction

(http://www.dailymotion.com/video/xbcm3s_mecanique-quantique-lumiere-onde-pa_tech) au monde quantique.

II. Ondes électromagnétique ?

Une radiation est caractérisée par sa longueur d'onde λ dans le vide ou sa fréquence ν ou sa période T . Une relation simple existe entre λ dans le vide et ν , ou entre λ et T :

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

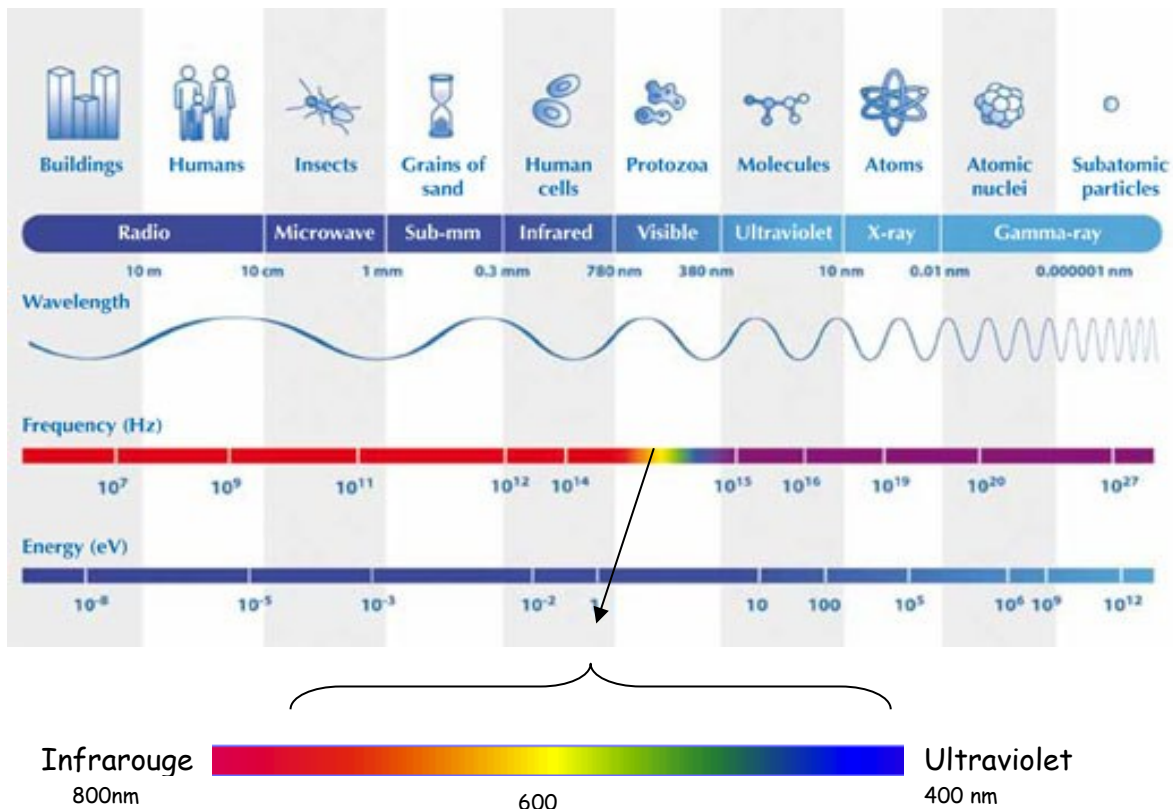
Où λ s'exprime en m ; T en s, ν en Hertz (Hz) et la vitesse de la lumière dans le vide.

Les radiations visibles ont des longueurs d'ondes comprises entre 400 nm et 800 nm. Elles sont limitées par les ultraviolets ($\lambda < 400$ nm) et par les infrarouges ($\lambda > 800$ nm).

Les radiations au-delà du domaine du visible ne sont pas perçues par l'œil humain.

Pour plus d'information, consulter la vidéo suivante (<http://www.synchrotron-soleil.fr/Presse/Videos/SpectresLumineux>) et l'application flash suivante (<http://scphysiques.free.fr/TS/physiqueTS/spectreem.swf>).

Spectre électromagnétique



III. Quelle est l'origine de l'émission de lumière par une lampe au vapeur de mercure ?

1. Le photon

Depuis les travaux d'Albert Einstein publié en 1905, on considère que la lumière est constituée de corpuscules appelés photons.

Pour une radiation de longueur d'onde λ et de fréquence ν chaque photon transporte un « quantum » d'énergie, tels que :

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

Cette énergie E_{photon} s'exprime en joule, h est la constante de Planck $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s, ν sa fréquence (Hz) et c la célérité de la lumière dans le vide $c = 3,00 \cdot 10^8$ m.s⁻¹.

L'énergie d'un photon étant très faible on utilise souvent l'électronvolt (eV) comme unité d'énergie :
 $1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19}$ J.

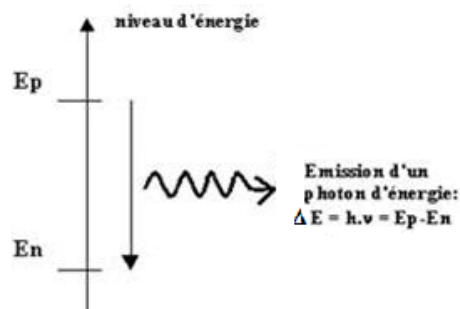
2. Quantification des niveaux d'énergie électronique d'un atome: postulat de Bohr

Voir l'animation suivante : http://rea.deccllic.qc.ca/dec_virtuel/Chimie/202-NYA-05/Chimie_generale/Modeles_atomiques/Modele_de_Bohr/atome.swf

Afin d'interpréter le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène, Niels Bohr énonce les postulats suivants (en 1913):

- L'atome possède différents niveaux d'énergie bien définis, E_1, E_2, E_3 etc. Il s'agit de valeurs discontinues (ou discrètes), et non de valeurs continues.
- Les variations d'énergie $E_p - E_n$ de l'atome sont quantifiées.

Lorsque l'atome passe d'un état d'énergie E_p élevé à un niveau d'énergie E_n plus faible, il libère une énergie égale à $E_p - E_n$.



Le niveau de plus basse énergie de l'atome est appelé le **niveau fondamental**. C'est l'état stable de l'atome.

Lorsqu'un atome se trouve à un niveau d'énergie supérieur au niveau fondamental, on dit **qu'il est excité**.

Dans l'état d'énergie nulle l'atome est **ionisé**.

3) Emission d'un photon/désexcitation

Lorsqu'un atome se désexcite en effectuant une transition électronique d'un niveau d'énergie E_p à un niveau d'énergie plus faible E_n , il émet un photon d'énergie :

$$|\Delta E| = E_p - E_n = h \cdot \nu = h \frac{c}{\lambda}$$

E_p et E_n en joule (J), h constante de Planck, $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s, ν sa fréquence (Hz) et c la célérité de la lumière dans le vide $c = 3,00 \cdot 10^8$ m.s⁻¹.

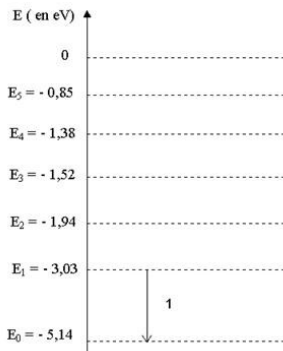
4) Interprétation énergétique des spectres atomiques

Un gaz excité sous basse pression émet, en se désexcitant, des rayonnements visibles (ou des rayonnements ultraviolets) possédant chacun une longueur d'onde λ . La valeur de λ est déterminée par le passage d'un niveau d'énergie E_p supérieur à un niveau de plus basse énergie E_n : $E_p - E_n = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$

L'ensemble des rayonnements lumineux de longueur d'onde va produire le spectre de raies d'émission du gaz.

Exemple: lampe spectrale au sodium : [Spectres](#)

Les différents niveaux d'énergie correspondant à l'atome de sodium sont représentés ci contre:



Lorsque l'atome passe d'un état excité correspondant à une énergie E_1 au niveau d'énergie fondamentale E_0 il émet un photon d'énergie :

$$E_1 - E_0 = (-3,03) - (-5,14) = 2,11 \text{ eV}$$

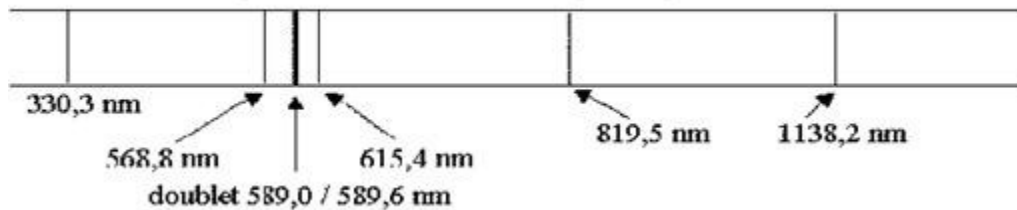
La longueur d'onde du photon vaut :

$$\lambda_{1-0} = \frac{hc}{E_p - E_n} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{2,11 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 589 \text{ nm}$$

La radiation émise est de couleur jaune.

Les autres raies lumineuses (ou non lumineuses) sont dues à d'autres désexcitations énergétiques.

Spectre d'émission d'une lampe à vapeur de sodium



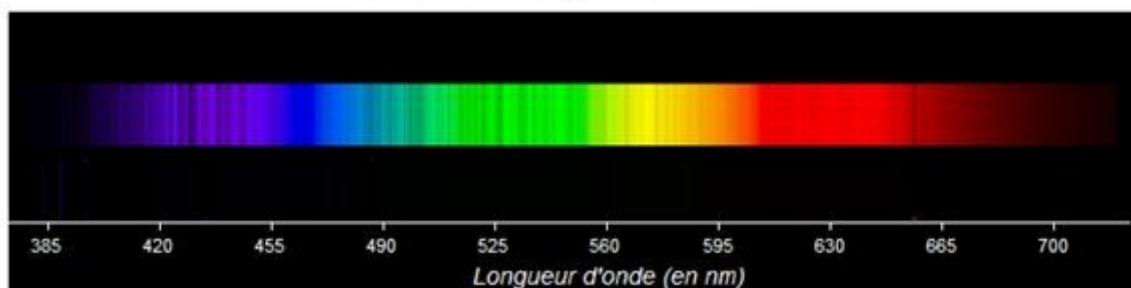
IV) étude du spectre du soleil

1) le spectre d'absorption

Animation : [comparaison entre des spectres d'absorption et d'émission de quelques éléments](#)

Le spectre provenant de la décomposition de la lumière du soleil est constitué de raies noires se détachant sur un fond coloré : **il s'agit d'un spectre d'absorption de raies. Le soleil possède une atmosphère constituée d'un gaz sous basse pression.**

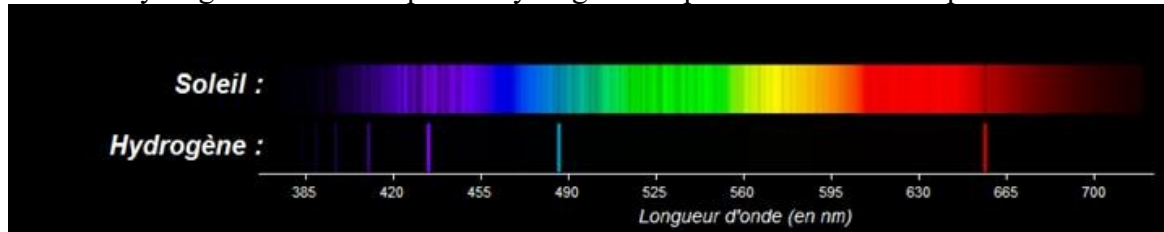
spectre d'absorption du soleil



Ce gaz est constitué de plusieurs éléments chimiques. Ces éléments chimiques absorbent les radiations émises à l'intérieur du soleil. Les radiations que ces éléments chimiques absorbent correspondent aux radiations qu'ils peuvent émettre (radiations présentes dans leur spectre d'émission).

Exemple :

Le spectre d'absorption du soleil contient certaines raies noires d'absorption correspondant aux raies d'émission de l'hydrogène. Par conséquent l'hydrogène est présent dans l'atmosphère de l'étoile.



2) interprétation énergétique du spectre d'absorption

Lorsqu'un atome se désexcite en passant d'un niveau d'énergie E_p à un niveau d'énergie plus basse E_n , il émet un photon d'énergie E (photon) = $E_p - E_n$.

De la même manière lorsqu'un photon d'énergie E (photon) frappe un atome il peut être absorbé. L'atome passe alors d'un niveau d'énergie E_n à un niveau d'énergie supérieur E_p .

Exemple : lorsque l'atome d'hydrogène se désexcite il émet un photon lumineux d'énergie $E(\text{photon}) = E_p - E_n$. La radiation lumineuse est de couleur rouge de longueur d'onde :

$$\lambda_{\text{rouge}} = \frac{hc}{E_p - E_n} = 652 \text{ nm}$$

Lorsqu'un photon lumineux d'énergie $E_p - E_n$ va traverser l'atmosphère du soleil, il va être absorbé par un atome d'hydrogène. Le spectre du soleil va contenir une raie noire correspondant à la longueur d'onde de 652 nm. Cette raie noire nous indique que l'atmosphère du soleil contient de l'hydrogène.