

FICHE DE COURS

Modèle de la lumière

Ondes électromagnétiques, photon et quantification de l'énergie

1. La lumière, onde électromagnétique

La lumière est une **onde électromagnétique** : contrairement aux ondes mécaniques, elle se propage **dans le vide**, à la célérité :

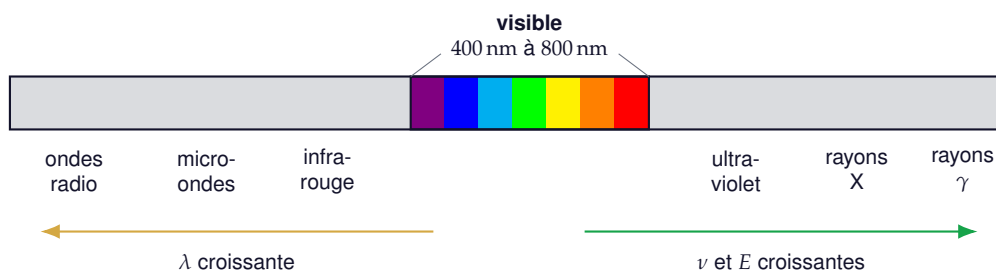
$$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$$

Elle est caractérisée par sa **fréquence** ν (en Hz) et sa **longueur d'onde** dans le vide λ (en m) :

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

Ce qui change par rapport aux ondes mécaniques : la lumière n'a besoin d'**aucun milieu matériel**. C'est pourquoi la lumière du Soleil nous parvient, alors que le son d'une explosion dans l'espace ne pourrait jamais nous atteindre.

En revanche, la relation $\lambda = \frac{c}{\nu}$ est la **même** que $\lambda = \frac{v}{f}$ du chapitre précédent.



Exemple : Une radiation rouge a pour longueur d'onde $\lambda = 650 \text{ nm}$. Calculer sa fréquence.

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \times 10^8}{650 \times 10^{-9}} = 4,62 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

2. Le photon

La lumière peut aussi être décrite comme un flux de **photons**, grains d'énergie sans masse se déplaçant à la célérité c . L'énergie transportée par un photon vaut :

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

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

L'énergie d'un photon est **inversement proportionnelle** à sa longueur d'onde : plus λ est **petite**, plus le photon est **énergétique**. C'est pourquoi les rayons X et UV sont dangereux, alors que les ondes radio ne le sont pas.

Unité pratique : l'**électronvolt**, avec $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Exemple : Énergie d'un photon rouge ($\lambda = 650 \text{ nm}$) et d'un photon UV ($\lambda = 250 \text{ nm}$) :

$$E_{\text{rouge}} = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{650 \times 10^{-9}} = 3,06 \times 10^{-19} \text{ J} = 1,91 \text{ eV}$$

$$E_{\text{UV}} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{250 \times 10^{-9}} = 7,96 \times 10^{-19} \text{ J} = 4,97 \text{ eV}$$

Le photon UV est bien plus énergétique : il peut casser des liaisons chimiques dans la peau, ce que le photon rouge ne peut pas faire.

3. Quantification des niveaux d'énergie

L'énergie d'un atome ne peut prendre que **certaines valeurs**, appelées **niveaux d'énergie** : elle est **quantifiée**. On les représente sur un **diagramme de niveaux d'énergie** :

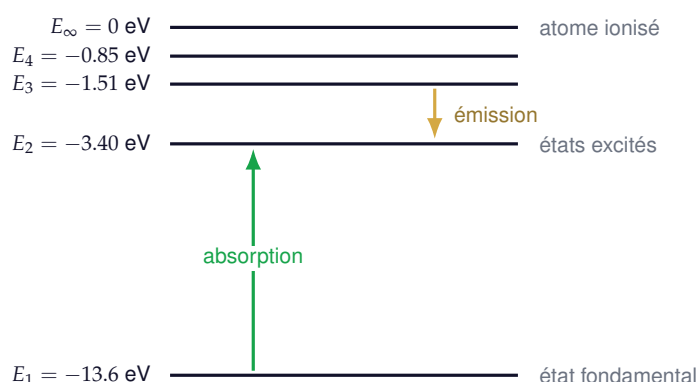
- le niveau le plus bas est l'**état fondamental**, le plus stable ;
- les niveaux supérieurs sont les **états excités** ;
- les énergies sont **négatives** par convention, la valeur 0 correspondant à l'atome ionisé.

Un atome ne peut changer de niveau qu'en échangeant **exactement** la différence d'énergie entre les deux niveaux :

$$\Delta E = E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}} = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

- **absorption** : l'atome absorbe un photon d'énergie exactement égale à ΔE et **monte** vers un niveau supérieur ;
- **émission** : l'atome **descend** vers un niveau inférieur et émet un photon d'énergie ΔE .

Un photon dont l'énergie ne correspond à **aucune** transition n'est **pas absorbé** : il traverse sans interagir.



L'atome ne peut absorber ou émettre que les énergies ΔE correspondant à ses transitions

Exemple : Un atome d'hydrogène passe du niveau $E_3 = -1,51 \text{ eV}$ au niveau $E_2 = -3,40 \text{ eV}$. Quelle est la longueur d'onde du photon émis ?

$$\Delta E = E_3 - E_2 = -1,51 - (-3,40) = 1,89 \text{ eV} = 1,89 \times 1,60 \times 10^{-19} = 3,02 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{3,02 \times 10^{-19}} = 6,58 \times 10^{-7} \text{ m} = 658 \text{ nm}$$

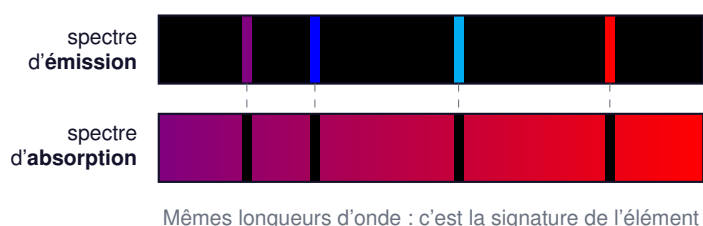
Cette radiation appartient au domaine visible : c'est la raie **rouge** caractéristique de l'hydrogène.

4. Spectres d'émission et d'absorption

Les niveaux d'énergie étant propres à chaque entité chimique, les longueurs d'onde échangées le sont aussi : un spectre est une véritable **signature** de l'élément.

- **spectre d'émission de raies** : raies **colorées** sur fond **noir**, produites par un gaz chaud sous faible pression ;
- **spectre d'absorption de raies** : raies **noires** sur fond **coloré continu**, produites par un gaz froid traversé par de la lumière blanche.

Les raies d'émission et d'absorption d'un même élément sont situées aux **mêmes longueurs d'onde**.



Onde électromagnétique : se propage dans le vide à $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$, avec $\lambda = \frac{c}{\nu}$.

Photon : $E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$ — petite $\lambda \Rightarrow$ grande énergie.

Quantification : l'énergie d'un atome ne prend que certaines valeurs.

Transition : $\Delta E = h\nu$ — absorption vers le haut, émission vers le bas.

Spectre de raies : signature de l'élément, mêmes λ en émission et en absorption.