MODÈLE DE LA LUMIÈRE

— PREMIÈRE – PHYSIQUE-CHIMIE —

1. LA LUMIÈRE, ONDE ÉLECTROMAGNÉTIQUE

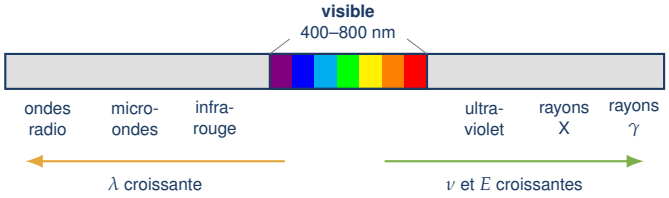
La lumière est une **onde électromagnétique** : contrairement aux ondes mécaniques, elle se propage **dans le vide**, à la célérité $c = 3{,}00 \times 10^{8}\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$. Elle est caractérisée par sa **fréquence** ν (Hz) et sa **longueur d'onde** dans le vide λ (m) :

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

Exemple

Radiation rouge, $\lambda = 650\ \text{nm}$:

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



Différence avec les ondes mécaniques : la lumière n'a besoin d'**aucun milieu matériel** (celle du Soleil nous parvient, pas le son d'une explosion dans l'espace). La relation $\lambda = c/\nu$ est la **même** que $\lambda = v/f$ du chapitre précédent.

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. Leur énergie, avec $h = 6{,}63 \times 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s}$ (constante de Planck) :

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

E est **inversement proportionnelle** à λ : plus λ est **petite**, plus le photon est **énergétique** (les rayons X et UV sont dangereux, pas les ondes radio).

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

Exemple : rouge (650 nm) et UV (250 nm)

$$E_{\text{rouge}} = \frac{hc}{\lambda} = 3{,}06 \times 10^{-19}\ \text{J} = 1{,}91\ \text{eV}$$

$$E_{\text{UV}} = \frac{hc}{\lambda} = 7{,}96 \times 10^{-19}\ \text{J} = 4{,}97\ \text{eV}$$

Le photon UV peut casser des liaisons chimiques dans la peau, pas le photon rouge.

3. QUANTIFICATION DES NIVEAUX D'ÉNERGIE

Niveaux d'énergie

L'énergie d'un atome est **quantifiée** : elle ne peut prendre que **certaines valeurs**, les **niveaux d'énergie**.

- **état fondamental** : niveau le plus bas, le plus stable ;
- **états excités** : niveaux supérieurs ;
- énergies **négatives** par convention (0 : atome ionisé).

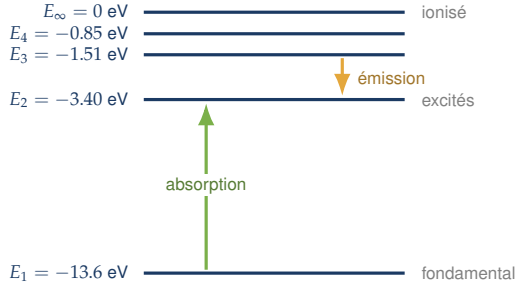
Transitions

Un atome ne change 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** : il absorbe un photon d'énergie exactement ΔE et **monte** ;
- **émission** : il **descend** 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.



Niveaux supérieurs resserrés pour la lisibilité.

Exemple : hydrogène, $E_3 = -1{,}51\ \text{eV} \to E_2 = -3{,}40\ \text{eV}$

$$\Delta E = 1{,}89\ \text{eV} = 1{,}89 \times 1{,}60 \times 10^{-19} = 3{,}024 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6{,}63 \times 10^{-34} \times 3{,}00 \times 10^{8}}{3{,}024 \times 10^{-19}} = 6{,}58 \times 10^{-7}\ \text{m} = 658\ \text{nm}$$

: raie **rouge**, domaine visible.

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 aux **mêmes longueurs d'onde**.



Mêmes longueurs d'onde : c'est la signature de l'élément.

À RETENIR

- Onde EM : dans le vide à c ; $\lambda = c/\nu$.
- Photon : $E = h\nu = hc/\lambda$; petite λ, grande E.
- Quantification : niveaux d'énergie précis.
- Transition : $\Delta E = h\nu$; absorption ↑, émission ↓.
- Spectres de raies : signature de l'élément, mêmes λ.

pierre-carree.fr