

CH7 - Modèle ondulatoire et particulaire de la lumière

Objectif : comprendre que la lumière peut être décrite comme une onde (longueur d'onde, fréquence) et comme un flux de photons capables d'interagir avec les atomes.

I. Le modèle ondulatoire de la lumière

La lumière est une onde électromagnétique. On la caractérise par sa fréquence f et sa longueur d'onde λ . Dans le vide ou dans l'air, la célérité de la lumière vaut environ $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$.

$$\lambda = c / f \text{ avec } \lambda \text{ en m, } c \text{ en m}\cdot\text{s}^{-1} \text{ et } f \text{ en Hz}$$



Domaines à connaître : visible environ de 400 nm (violet/bleu) à 800 nm (rouge), UV pour les longueurs d'onde plus petites, IR pour les longueurs d'onde plus grandes.

Exemple-type : une radiation de fréquence $f = 7,50 \times 10^{14} \text{ Hz}$ a pour longueur d'onde $\lambda = c/f = 4,00 \times 10^{-7} \text{ m} = 400 \text{ nm}$: elle est dans le visible, côté violet/bleu.

II. Le photon : modèle particulaire

La lumière transporte de l'énergie par paquets appelés photons. L'énergie d'un photon dépend de sa fréquence et donc de sa longueur d'onde.

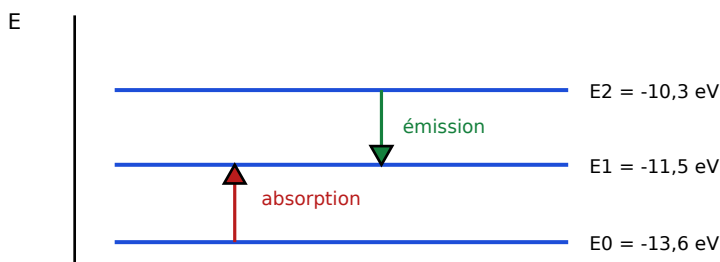
$$E = h f \text{ et } E = h c / \lambda$$

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$. Plus λ est petite, plus l'énergie du photon est grande. Les rayons X et γ sont donc beaucoup plus énergétiques que l'infrarouge ou les ondes radio.

On utilise souvent l'électronvolt : $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$. Exemple : pour $\lambda = 400 \text{ nm}$, $E = h c / \lambda \approx 4,97 \times 10^{-19} \text{ J} \approx 3,1 \text{ eV}$.

III. Interaction lumière - matière : absorption et émission

Dans un atome, les électrons ne peuvent pas prendre n'importe quelle énergie. Ils occupent des niveaux d'énergie bien précis. Le niveau le plus bas est l'état fondamental E_0 ; les niveaux plus hauts sont des états excités.



Absorption : un atome absorbe un photon uniquement si son énergie correspond exactement à l'écart entre deux niveaux. L'électron passe alors d'un niveau bas vers un niveau plus haut.

Émission : un atome excité revient vers un niveau plus bas en émettant un photon. La raie émise correspond à l'énergie perdue par l'atome.

$$|\Delta E| = h c / \lambda \text{ donc } \lambda = h c / |\Delta E|$$

Attention : si ΔE est en eV, il faut le convertir en joules avant d'utiliser $E = h c / \lambda$: $\Delta E(\text{J}) = \Delta E(\text{eV}) \times 1,60 \times 10^{-19}$.

IV. Spectres et identification chimique



Un gaz chaud sous faible pression émet un spectre de raies. Un atome éclairé par une lumière blanche absorbe les mêmes raies que celles qu'il peut émettre : le spectre d'absorption est une signature de l'élément chimique.

Application première : identifier des espèces chimiques dans une étoile ou dans une atmosphère en comparant les raies observées avec des spectres de référence.

Méthode calculatoire essentielle

Situation	Formule utile	Point de vigilance
Calculer une longueur d'onde	$\lambda = c/f$	Convertir les nm en m si besoin
Calculer l'énergie d'un photon	$E = h c/\lambda$	λ obligatoirement en m
Passer de J à eV	$E(\text{eV}) = E(\text{J}) / (1,60 \times 10^{-19})$	Ne pas oublier les unités
Transition atomique	$ \Delta E = E_{\text{haut}} - E_{\text{bas}} $	Utiliser une valeur positive pour λ

Mini-quiz de fin de cours

1. Quelle grandeur distingue une lumière violette d'une lumière rouge ?
2. Pourquoi les rayons X sont-ils plus énergétiques que les ondes radio ?
3. Quelle condition doit être vérifiée pour qu'un atome absorbe un photon ?
4. Pourquoi un spectre de raies permet-il d'identifier un élément chimique ?
5. Quelle conversion faut-il faire avant d'utiliser $E = h c / \lambda$ si ΔE est donné en eV ?