

1 Modèle ondulatoire de la lumière

► Les ondes électromagnétiques

Une onde électromagnétique est une perturbation des propriétés électriques et magnétiques d'un milieu qui se propage.

On classe les ondes électromagnétiques en domaines selon leur **fréquence** notée ν ou leur **longueur d'onde** dans le vide notée λ (FIG. 1).

POUR VISUALISER



Histoire de l'électromagnétisme

La vidéo détaille les différents domaines d'ondes électromagnétiques et revient sur l'histoire de leurs découvertes.

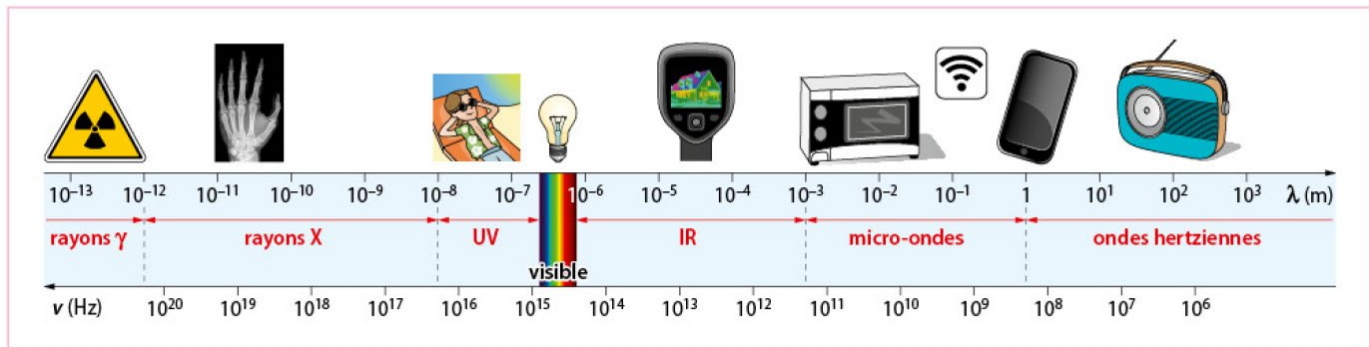


FIG. 1 Les différents domaines d'ondes électromagnétiques.

► La lumière

On appelle « lumière » les ondes électromagnétiques visibles par l'œil humain. Elles appartiennent au **domaine du visible** caractérisé par des intervalles de longueurs d'ondes et de fréquences :

$$\lambda \approx [400 \text{ nm} ; 800 \text{ nm}] \text{ ou } \nu \approx [4 \times 10^{14} \text{ Hz} ; 8 \times 10^{14} \text{ Hz}]$$

On peut définir des domaines de longueur d'onde (donnés généralement pour une propagation dans le vide, milieu pris comme référence) et des domaines de fréquences pour les différentes couleurs du spectre de la lumière blanche (FIG. 2).

► Relation entre fréquence et longueur d'onde

Une onde électromagnétique périodique ou **radiation** est caractérisée par sa **période temporelle** T et sa **période spatiale** ou **longueur d'onde** λ .

La longueur d'onde λ est la distance parcourue par l'onde pendant la période T . La célérité c de la lumière étant le rapport de la distance parcourue par la lumière sur la durée du parcours, on peut écrire : $c = \frac{\lambda}{T}$. La période T étant l'inverse de la fréquence ν , on peut aussi écrire que $c = \lambda \cdot \nu$.

On a donc la relation suivante pour la propagation d'une onde électromagnétique dans le vide :

$$c = \lambda \cdot \nu$$

célérité de la lumière dans le vide : $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
longueur d'onde (en m)
fréquence (en Hz)

EXEMPLE

Le laser He-Ne (FIG. 3) émet une radiation de longueur d'onde dans le vide $\lambda = 633 \text{ nm}$. La fréquence de cette radiation est :

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \times 10^8}{633 \times 10^{-9}} = 4,74 \cdot 10^{14} \text{ Hz.}$$

La célérité de la lumière dans le vide étant constante, la fréquence ν et la longueur d'onde dans le vide λ sont **inversement proportionnelles**.

Désignation	Couleur	Longueur d'onde (nm)	Fréquence (THz)
Rouge		≈ 625 - 740	≈ 480 - 405
Orange		≈ 590 - 625	≈ 510 - 480
Jaune		≈ 565 - 590	≈ 530 - 510
Vert		≈ 520 - 565	≈ 580 - 530
Cyan		≈ 500 - 520	≈ 600 - 580
Bleu		≈ 450 - 500	≈ 670 - 600
Indigo		≈ 430 - 450	≈ 700 - 670
Violet		≈ 380 - 430	≈ 790 - 700

FIG. 2 Longueurs d'onde dans le vide et fréquences des différentes couleurs.

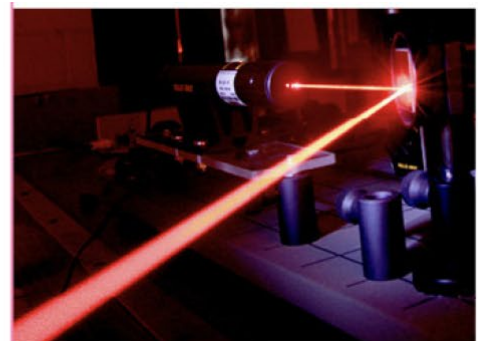


FIG. 3 Le laser est une lumière monochromatique caractérisée par sa longueur d'onde λ .

APPROFONDISSEMENT SCIENTIFIQUE

Lorsqu'une onde électromagnétique change de milieu, sa fréquence reste identique mais sa longueur d'onde, comme sa vitesse, change.

2 Modèle particulaire de la lumière

► Quantum d'énergie

Le modèle ondulatoire de la lumière ne permet pas d'expliquer toutes ses propriétés, en particulier son interaction avec la matière. Par exemple, ce modèle ne permet pas d'expliquer la présence de raies colorées sur les spectres d'émission des gaz (FIG. 7A) ni les raies sombres sur les spectres d'absorption (FIG. 7B).

La lumière n'échange pas avec la matière n'importe quelle valeur de l'énergie mais des multiples entiers d'une quantité élémentaire appelée **quantum d'énergie E** (FIG. 4).

► Le photon

Dans le modèle particulaire, une radiation de fréquence ν peut être considérée comme un ensemble de **particules** transportant chacune un quantum d'énergie E . Ces particules, de masse nulle, sont appelées « **photons** ».

Une radiation de fréquence ν ou de longueur d'onde dans le vide λ est un ensemble de photons transportant chacun l'énergie E telle que :

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

la constante de Planck : $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
célérité de la lumière dans le vide : $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
longueur d'onde (en m)
fréquence (en Hz)
énergie du photon (en J)

Le joule est une unité trop grande pour les énergies du photon. On utilise souvent l'électronvolt de symbole eV et de valeur : $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$.

EXEMPLE

Le laser He-Ne émet une radiation de longueur d'onde dans le vide $\lambda = 633 \text{ nm}$. L'énergie d'un photon de cette radiation se calcule ainsi :

$$E = \frac{hc}{\lambda} = 6,63 \times 10^{-34} \times \frac{3,00 \times 10^8}{633 \times 10^{-9}} = 3,14 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$
$$E = \frac{3,14 \times 10^{-19}}{1,60 \times 10^{-19}} = 2,00 \text{ eV}$$

Ce laser échange avec la matière uniquement des multiples entiers de 2,00 eV, soit 2,00 eV, 4,00 eV, 6,00 eV, etc.

► Dualité onde-particule

La lumière peut être décrite par deux modèles :

- un modèle **ondulatoire** où la lumière est une onde électromagnétique ;
- un modèle **particulaire** où la lumière est constituée de particules appelées photons.

Les deux modèles coexistent : on parle de **dualité onde-particule**.

Ces deux modèles sont deux aspects de la lumière, comme un dessin peut représenter deux choses en même temps (FIG. 5). Le comportement de la lumière est expliqué selon les cas soit par le modèle ondulatoire, soit par le modèle particulaire.

EXEMPLE

Les couleurs observées sur une bulle de savon s'expliquent avec le modèle ondulatoire de la lumière.

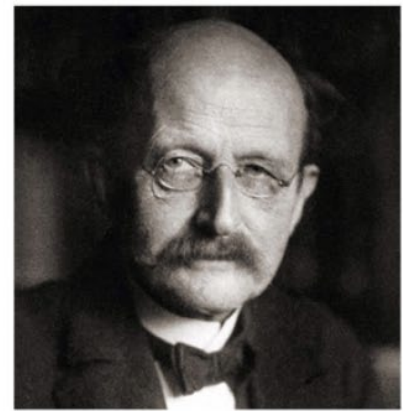


FIG. 4 Max Planck (1858-1947), un physicien allemand, a introduit le concept de quantum d'énergie à l'origine de la mécanique quantique.

VOCABULAIRE

► **Quantum** (au pluriel, quanta) : « quantité » en latin. Plus petite valeur que peut prendre une grandeur en physique.



FIG. 5 Cette figure est à la fois un vase et deux visages, comme la lumière est onde et particule.

3 Interaction lumière-matière

► Quantification des énergies de l'atome

L'énergie de l'atome est **quantifiée** : elle ne peut prendre que certaines valeurs.

Sur un **diagramme d'énergie** on indique, sur des **niveaux**, les valeurs possibles de l'énergie d'un atome. Le niveau le plus bas est appelé **l'état fondamental** de l'atome (qui correspond donc à la valeur la plus basse de l'énergie que peut avoir l'atome). Les niveaux d'énergie supérieurs sont appelés **états excités** (FIG. 5). Chaque atome a un diagramme d'énergie qui lui est propre.

► Absorption d'un photon

Un atome peut **absorber** un photon si l'énergie du photon correspond à l'écart entre deux niveaux E_i et E_f . Cela se traduit par :

$$\Delta E = |E_f - E_i| = E_{\text{photon}} = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

Avec E_i énergie initiale de l'atome et E_f énergie finale de l'atome : $E_f > E_i$.

Lorsque l'atome absorbe un photon, son énergie augmente. On peut représenter cette **transition** d'énergie par une flèche verticale ascendante reliant les deux niveaux d'énergie concernés (FIG. 6).

► Émission d'un photon

Un atome dans un état excité (après une décharge électrique, un échauffement, une absorption de lumière, etc.) peut restituer de l'énergie en **émettant** un photon d'énergie :

$$\Delta E = |E_f - E_i| = E_{\text{photon}} = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

Avec E_i énergie initiale de l'atome et E_f énergie finale de l'atome : $E_f < E_i$.

Lorsque l'atome émet un photon, son énergie diminue. On peut représenter cette **transition** d'énergie par une flèche verticale descendante reliant les deux niveaux d'énergie concernés (FIG. 6).

► Interprétation des spectres d'émission et d'absorption

L'absorption d'un photon se traduit par une **raie sombre** de longueur d'onde

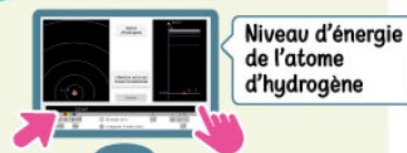
$$\lambda = \frac{hc}{|E_f - E_i|} \text{ sur le spectre d'absorption de l'atome (FIG. 7 A).}$$

L'émission d'un photon se traduit par une **raie colorée** de longueur d'onde

$$\lambda = \frac{hc}{|E_f - E_i|} \text{ sur le spectre d'émission de l'atome (FIG. 7 B).}$$

À chaque raie d'absorption d'un atome correspond une raie d'émission : elles sont liées à la même **transition d'énergie**. Les spectres d'émission et d'absorption d'un atome sont **complémentaires**.

POUR VISUALISER



Cette animation permet de tester l'absorption de différents photons par l'atome d'hydrogène.

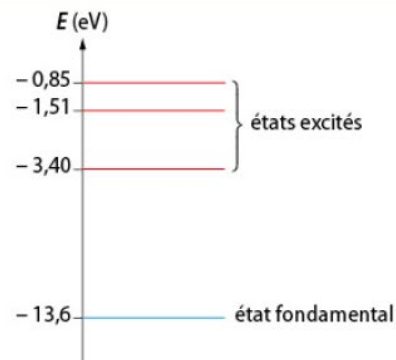


FIG. 5 Extrait du diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène.

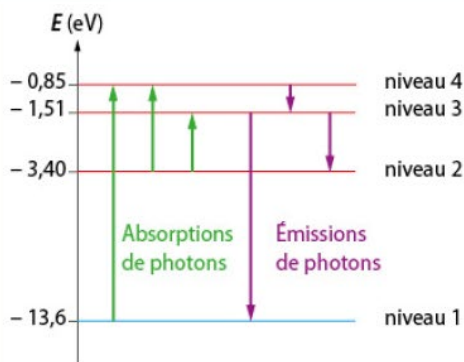


FIG. 6 Absorptions et émissions de photons par l'atome d'hydrogène.



FIG. 7 Spectres d'absorption et d'émission de l'atome d'hydrogène.

A) Spectre d'absorption de l'atome d'hydrogène.

B) Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.

1 Modèle ondulatoire de la lumière

Il existe différents domaines d'**ondes électromagnétiques** définies par leurs **fréquences** ou leurs **longueurs d'onde dans le vide**.



La fréquence ν et la longueur d'onde dans le vide λ sont liées par la relation suivante :

$$c = \lambda \cdot \nu$$

où c est la célérité de la lumière dans le vide ($3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$), λ est la longueur d'onde (en m) et ν est la fréquence (en Hz).

La lumière est une onde électromagnétique appartenant au **domaine du visible** pour lequel longueur d'onde et fréquence sont comprises dans les intervalles suivants :

$$\lambda : [400 \text{ nm} ; 800 \text{ nm}] \text{ et } \nu : [4 \times 10^{14} \text{ Hz} ; 8 \times 10^{14} \text{ Hz}]$$

2 Modèle particulaire de la lumière

La lumière se définit aussi comme étant un déplacement de **particules** appelées **photons**.

Une **radiation** lumineuse de fréquence ν et de longueur d'onde dans le vide λ est un ensemble de photons transportant chacun l'énergie donnée par la relation :

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

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

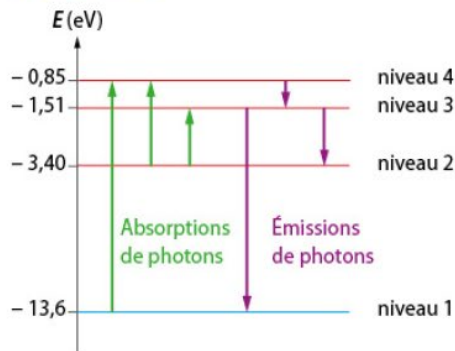
où E est l'énergie du photon (en J), ν est la fréquence (en Hz), λ est la longueur d'onde (en m) et c est la célérité de la lumière dans le vide ($3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$).

La lumière est à la fois onde et particule. Son aspect ondulatoire ou particulaire se manifeste selon l'expérience réalisée : c'est la **dualité onde-particule**.

3 Interaction lumière-matière

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

Le **diagramme d'énergie** d'un atome indique les valeurs d'énergie que peut prendre un atome. Dans son **état fondamental**, l'atome est à son niveau d'énergie le plus bas. Aux autres niveaux, l'atome est dans un **état excité**.



Un atome peut **absorber** un photon si l'énergie du photon correspond au passage d'un niveau d'énergie E_i à un autre E_f , tel que :

$$\Delta E = |E_f - E_i| = E_{\text{photon}} = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

On observe alors une raie sombre de longueur d'onde $\lambda = \frac{hc}{|E_f - E_i|}$ sur le spectre d'absorption de l'atome.



Un atome dans un état excité E_i retourne dans l'état fondamental ou dans un état excité inférieur E_f en **émettant** un photon d'énergie :

$$\Delta E = |E_f - E_i| = E_{\text{photon}} = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

On observe alors une raie colorée de longueur d'onde $\lambda = \frac{hc}{|E_f - E_i|}$ sur le spectre d'émission de l'atome.

