

18. Modèle ondulatoire et particulaire de la lumière

Mise en situation

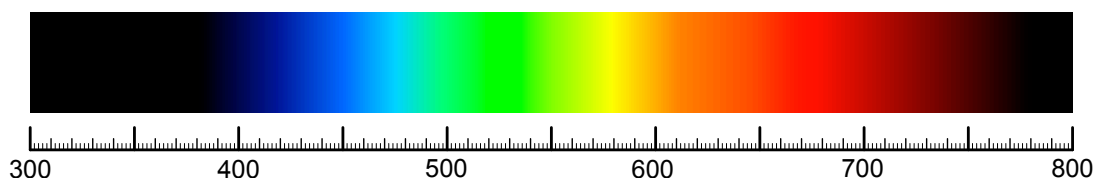
Quel est le rapport entre l'étude des étoiles en astrophysique et les caméras thermiques qui traquent les fuites d'énergies dans les maisons ? Il s'agit de comprendre les informations transportées par la lumière. Mais d'où vient cette lumière concrètement ? Comment se fait-il que cette lumière se propage avec des longueurs d'ondes et donc des couleurs différentes ? D'où viennent ces couleurs ?

Pour le comprendre, nous devons revenir sur les découvertes de la physique du début du XXe siècle et voir comment se comportent les électrons dans un atome.

Spectre de la lumière

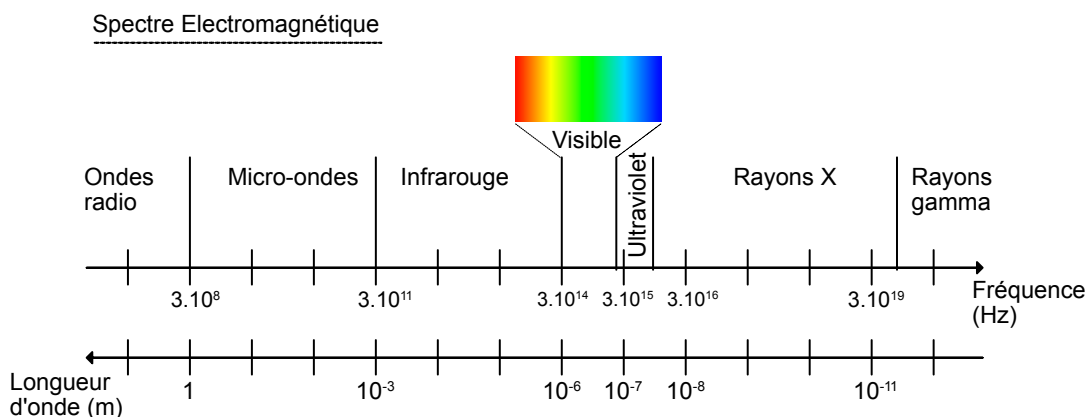
Nous avons vu en seconde que nos **yeux ne perçoivent que la partie du spectre électromagnétique dont la longueur d'onde est comprise entre 400 nm (nanomètres) et environ 800 nm :**

Longueurs d'onde de la lumière blanche (en nm)



La représentation ci-dessus correspond au spectre d'émission de la lumière blanche, qui contient toutes les couleurs.

Mais le spectre électromagnétique s'étend bien au-delà et en-deçà de ces longueurs d'ondes :



Attention : ce spectre est représenté selon la fréquence croissante, et donc la longueur d'onde décroissante (donc inverse de celui de la lumière blanche ci-dessus).

Donc **les longueurs d'ondes supérieures à 800 nm correspondent au domaine de l'infra-rouge et celles inférieures à 400 nm au domaine de l'ultraviolet, pour les domaines proches du visible.**

La longueur d'onde λ (lambda), dans le vide, est liée à sa fréquence ν (nu) par la relation suivante :

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

Unités :

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

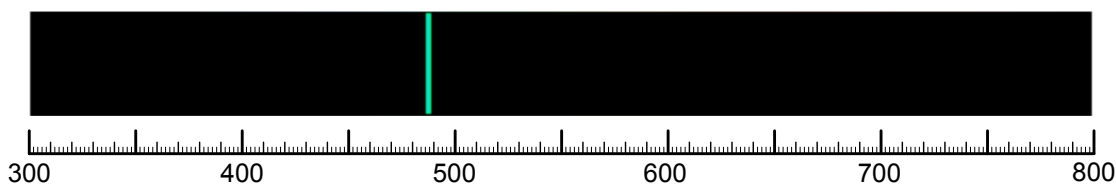
Lumière monochromatique

Certaines sources de **lumière froide**, comme les lasers, **émettent une lumière dans une seule longueur d'onde**. On parle alors de lumière monochromatique. Par exemple un laser vert va émettre une lumière dont la longueur d'onde sera de 520 nm (il existe plusieurs variétés de lasers de chaque couleur), qui correspond au vert si l'on regarde le spectre de la lumière blanche ci-dessus.

La couleur de la source de lumière monochromatique est donc définie par sa longueur d'onde.

Exemple : Laser Vert

Spectre d'émission d'un laser vert (en nm)

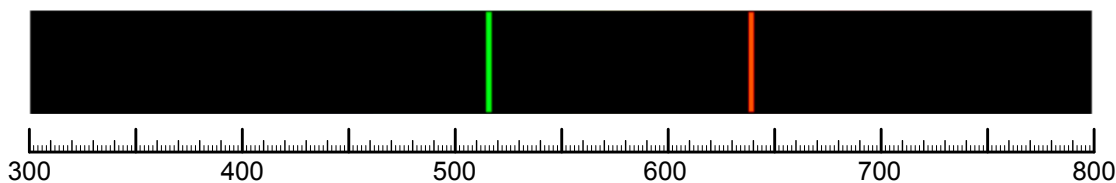


Lumière polychromatique

Une source de lumière polychromatique émet plusieurs radiations qui seront visibles sur son spectre d'émission mais mélangées par notre œil. **Ces sources de lumières sont également des sources froides puisque les sources chaudes émettent un spectre continu !**

Ainsi, le spectre d'une lumière polychromatique jaune pourrait ressembler à ceci :

Spectre d'émission d'une source polychromatique jaune (en nm)



On voit ici deux raies, une verte et une rouge. Notre **œil va mélanger ces deux couleurs par synthèse additive, ce qui va donner du jaune.**

Spectre de raie

Un atome, ou un ion, à qui l'on transmet de l'énergie par chauffage ou décharge électrique, va restituer cette énergie sous la forme de rayonnements électromagnétiques dont certains sont situés dans le domaine visible. **Cela est dû au fait que les électrons de cet élément vont temporairement changer de couche et**

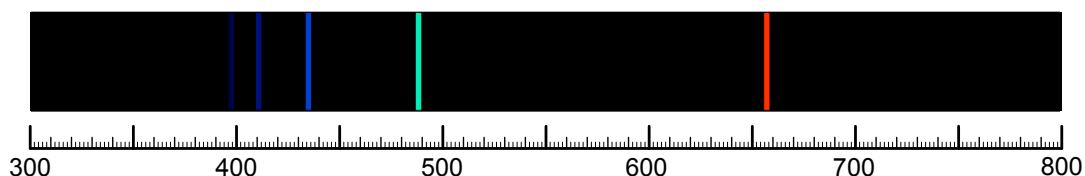
ensuite émettre un photon avec une certaine énergie en revenant à leur couche de départ.

Comme chaque élément chimique a une répartition électronique différente, **chaque élément va avoir un spectre d'émission différent et caractéristique.** Une analyse du spectre d'émission d'une lampe à décharge ou à vapeur métallique permet de savoir quelle est sa composition.

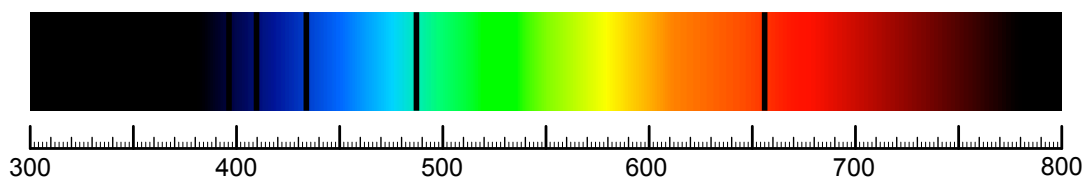
Inversement, lorsque la lumière d'une étoile lointaine traverse un nuage de gaz froid dans l'espace, **ce gaz va absorber certaines radiations de la lumière, laissant autant de bandes noires dans son spectre.** Le résultat est un spectre d'absorption par l'élément (ou les éléments) présentes dans le nuage de gaz. Ces raies d'absorption sont complémentaires des raies d'émission et caractéristiques d'un élément chimique donné.

Par exemple pour l'hydrogène on obtient les spectres suivants :

Spectre d'émission de l'Hydrogène (en nm)



Spectre d'absorption de l'Hydrogène (en nm)



L'hydrogène présente donc cinq raies caractéristiques à des longueurs d'ondes différentes. A quoi sont-elles dues ?

Lumière d'un atome

C'est le physicien allemand **Max Planck** qui eut l'idée, en 1900, que les échanges d'énergie entre rayonnements lumineux et matières ne pouvaient se faire que par paquets, qu'il nomme **quanta** d'énergie. Il a du mal à accepter sa propre hypothèse et c'est le célèbre physicien d'origine allemande, **Albert Einstein** qui reprend les travaux de Planck pour étudier l'effet photoélectrique.

Albert Einstein va publier ces travaux en mars 1905, ce sera le premier article qui le rendra célèbre et il y affirme que **la lumière se comporte à la fois comme une onde et un flux de particules, appelés photons** (en 1920). Chaque photon porte une énergie dépendant de sa fréquence de vibration, et donc de la longueur d'onde de ce photon :

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

Unités :

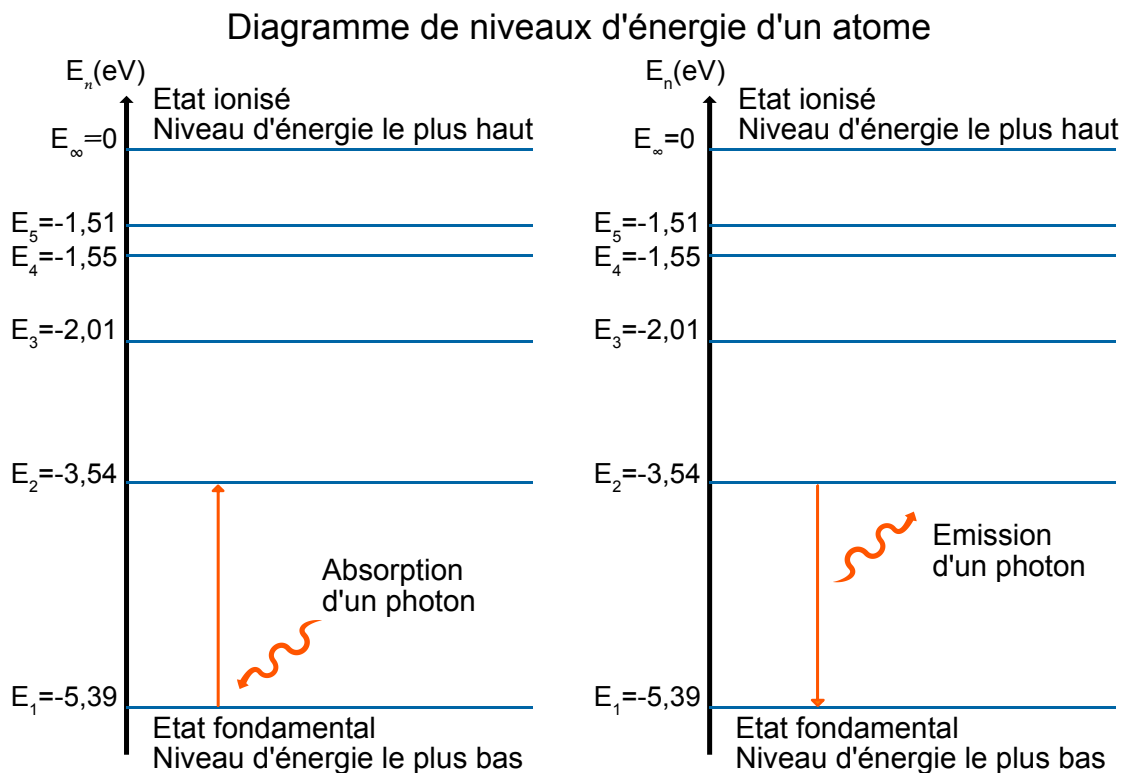
- E : Énergie du photon en Joule (J)

- h : Constante de Planck = $6,63 \times 10^{-34}$ Joule seconde (J.s)
- ν : (nu) fréquence de la lumière en Hertz (Hz)
- λ : (lambda) longueur d'onde de la lumière dans le vide en mètre (m)
- c : célérité de la lumière dans le vide = $3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Diagrammes de niveaux d'énergie d'un atome

En 1913, le physicien danois **Niels Bohr** propose un modèle dans lequel les électrons d'un atome possèdent des niveaux d'énergie définis qui permettent de connaître l'état dans lequel ils se trouvent. On peut représenter ces états dans un **diagramme de niveau d'énergie de l'atome**, différent pour chaque élément chimique.

Dans ce diagramme, le niveau d'énergie de l'atome est représenté de façon croissante, avec des paliers qui représentent les états « autorisés » par la théorie des quantas : les électrons ne peuvent avoir que ces énergies précises (différentes pour chaque élément chimique) et peuvent **passer d'un état à un autre en recevant des photons pour augmenter leur énergie** (qui va 'monter') **ou en libérant des photons pour diminuer leur niveau d'énergie** (qui va 'descendre') : **On dit que l'énergie des atomes est quantifiée.**



Le diagramme ci-dessus représente les états d'énergie de l'atome de lithium (Li).

Dans un tel diagramme de niveaux d'énergie, les énergies sont exprimées en **électronvolt (eV)**, une unité adaptée aux très petits échanges d'énergie au sein des atomes.

$$1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Dans un diagramme de niveaux d'énergie, **le niveau le plus bas correspond à l'état stable** de l'atome où l'électron n'est pas excité. On parle d'**état fondamental** d'énergie.

Chaque ligne supplémentaire indique un état excité et l'énergie est de plus en plus forte à mesure que l'on monte dans le diagramme. Notez que **les énergies sont notées en valeurs négatives** et donc qu'une valeur plus forte est une valeur négative qui se rapproche de zéro !

L'état d'énergie maximum correspond au moment où l'électron quitte l'atome, qui va alors devenir un ion. On parle d'**état ionisé** et d'énergie d'ionisation. Par convention, cet état d'énergie est noté E_∞ et a une énergie nulle.

Il est possible de passer plusieurs niveaux d'énergies en recevant la bonne énergie. Un atome pourrait, par exemple, passer de l'état d'énergie 1 à l'état d'énergie 4 en absorbant un photon de la bonne longueur d'onde (possédant la bonne énergie correspondant exactement à l'écart d'énergie entre ces deux niveaux).

Emission et absorption de lumière par un atome

La relation d'Albert Einstein permet de relier la longueur d'onde de la lumière (du photon) absorbée ou émise par un atome à la variation entre les deux niveaux d'énergie, de départ et d'arrivée.

Exemple du schéma ci-dessus :

E_P : Niveau d'énergie supérieur. Ici $E_P = -3,54 \text{ eV}$

E_m : Niveau d'énergie inférieur. Ici $E_m = -5,39 \text{ eV}$

D'après Albert Einstein :

$$E = E_P - E_m = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}$$

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

c : Célérité de la lumière dans le vide $= 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

$$E_P - E_m = -3,54 - (-5,39) = 1,85 \text{ eV} = 1,85 \times 1,60 \cdot 10^{-19} = 2,96 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

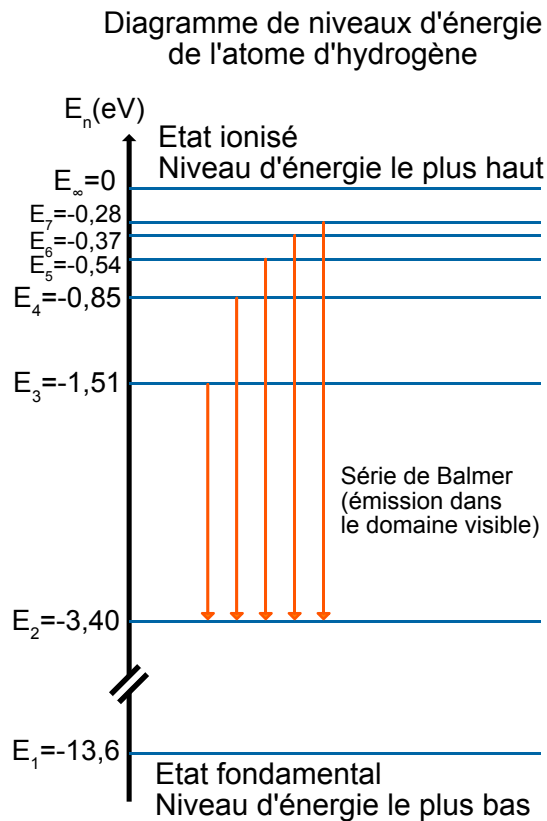
$$\text{Donc } \lambda = h \times \frac{c}{(E_P - E_m)} = 6,63 \cdot 10^{-34} \times \frac{3,00 \cdot 10^8}{2,96 \cdot 10^{-19}} = 6,72 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 672 \text{ nm}$$

Cette transition de l'atome de lithium du niveau d'énergie 2 au niveau 1 va se traduire par l'émission d'une radiation (lumière due à l'émission de photons) avec une longueur d'onde de 672 nm, correspondant à une raie dans le rouge profond.

On notera que **le même calcul nous donne également la raie d'absorption** noir qui serait visible dans la lumière d'une étoile dont l'atmosphère contiendrait du lithium. Le lithium absorberait alors des photons de longueur d'onde 672 nm pour passer de son niveau d'énergie 1 au niveau 2.

Il est tout à fait possible que les longueurs d'ondes des photons émis ou reçus soient en dehors du spectre visible de la lumière, dans l'infrarouge ou dans l'ultraviolet.

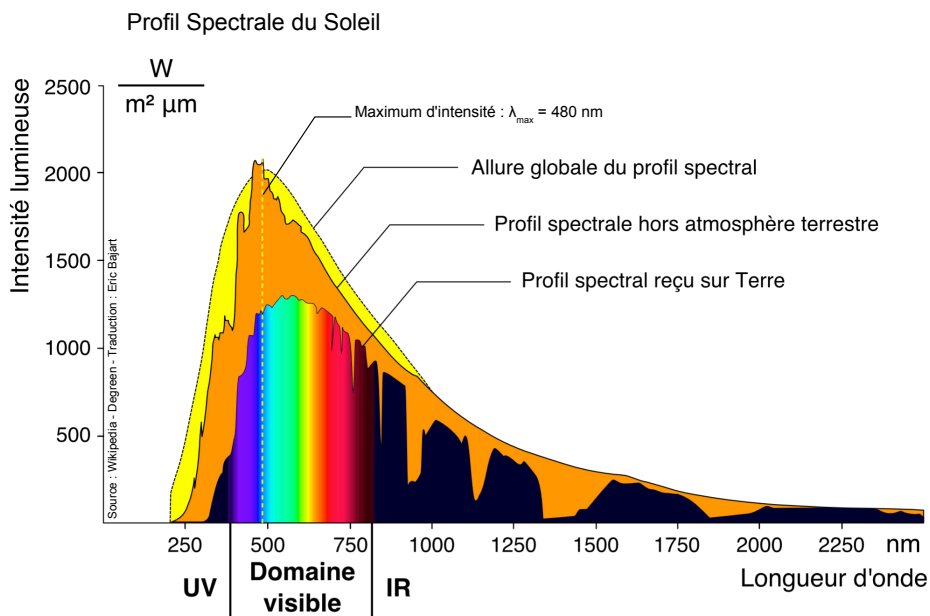
Pour l'atome d'hydrogène par exemple, élément le plus abondant de l'Univers, seules cinq raies se trouvent dans le domaine visible (schéma ci-dessus). Elles correspondent à la série de Balmer où les transitions se font des niveaux d'énergies 3, 4, 5, 6 et 7 vers le niveau 2 :



Spectre du Soleil

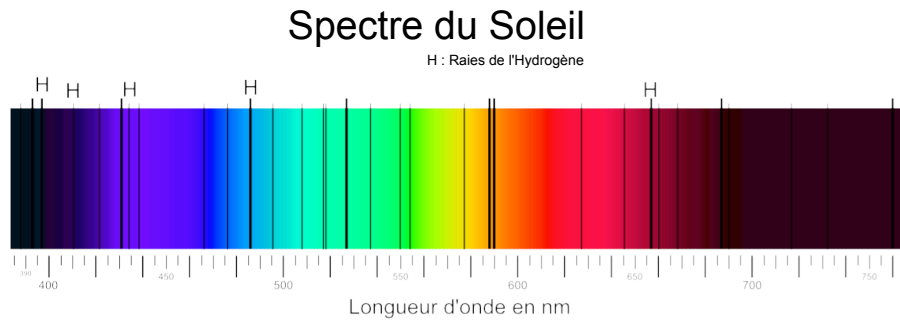
En combinant la mesure de l'intensité lumineuse d'une étoile, qui nous donne une indication de sa température, comme vu précédemment, et l'analyse de son spectre d'émission, nous pouvons déterminer un grand nombre d'informations sur celle-ci.

Par exemple avec le Soleil : son profil spectral nous donne un maximum d'intensité $\lambda_{\text{max}} = 480 \text{ nm}$ qui correspond à une température de surface de $5750 \text{ }^\circ\text{C}$:



D'autre part, la lumière de l'étoile traverse son atmosphère, la chromosphère, que l'on peut considérer comme « froide » par rapport à l'étoile et les raies d'absorption du

spectre recueillies nous indique quels éléments se trouvent dans cette chromosphère.
Voici le spectre du Soleil :



Chaque raie noire du spectre correspond à l'absorption d'une entité chimique. Ces raies sont caractéristiques de chaque élément et permettent donc de les identifier.

Nous savons ainsi que notre Soleil est constitué essentiellement d'hydrogène car nous y voyons les raies d'absorption caractéristiques de cet élément à 397 nm, 410 nm, 434 nm, 486 nm, 656 nm.

Les autres raies sont caractéristiques d'autres éléments chimiques, comme l'hélium.

Enfin, n'oublions pas que la lumière du Soleil traverse aussi notre atmosphère et que les éléments qui s'y trouvent peuvent absorber la lumière. Pour analyser une étoile sans être perturbé par l'atmosphère terrestre il faut donc faire les mesures hors de cette atmosphère !