



COURS

Chapitre 16 « Modèles ondulatoire et particulaire de la lumière »

Les compétences à acquérir...

- Domaines des ondes électromagnétiques.
- Utiliser une échelle de fréquences ou de longueurs d'onde pour identifier un domaine spectral.
- Citer l'ordre de grandeur des fréquences ou des longueurs d'onde des ondes électromagnétiques utilisées dans divers domaines d'application (imagerie médicale, optique visible, signaux wifi, micro-ondes, etc.).
- Relation entre longueur d'onde, célérité de la lumière et fréquence.
- Utiliser l'expression donnant l'énergie d'un photon.
- Exploiter un diagramme de niveaux d'énergie en utilisant les relations $\lambda = c / \nu$ et $\Delta E = h\nu$.
- Description qualitative de l'interaction lumière-matière : absorption et émission.
- Quantification des niveaux d'énergie des atomes



Que sont les aurores boréales ou australes ?

Une aurore polaire est le signe d'une perturbation imprévisible du champ magnétique terrestre par les vents solaires. Les atomes d'oxygène ou d'azote contenus dans la haute atmosphère sont excités puis retournent à leur état fondamental en libérant de lumière visible (photons) dans le vert jaune.

KEZAKO <https://youtu.be/DsrckpeUx4Y>

I- Le double caractère de la lumière ! Onde et photon :

Dualité onde – particule la lumière

La lumière se comporte comme une onde ...

Ce que nous savons déjà :

La lumière a une nature *... ondulatoire ...*
 C'est une onde *... électromagnétique ...*
 La fréquence ν (nu) et la longueur d'onde λ dans le vide d'une radiation lumineuse sont liées par la relation

| | |
|--|--|
| $c = \frac{\lambda}{T} = \lambda \times \nu$ | λ : exprimée en m $c \approx 3,00 \cdot 10^8$ m/s ν : exprimée en Hz |
|--|--|

ou $\nu = \frac{1}{T}$ *Ici ν est la fréquence*
 $c = \lambda \times \frac{1}{T} = \lambda \times \nu$

Calculez la fréquence ν_1 d'une onde de longueur d'onde $\lambda_1 = 0,500 \mu\text{m}$

$c = \lambda_1 \times \nu_1$
 $\Rightarrow \nu_1 = \frac{c}{\lambda_1} = \frac{3,00 \cdot 10^8}{0,500 \cdot 10^{-6}} = 6,00 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$

On classe les ondes électromagnétiques en domaines selon leur fréquence notée ν ou leur longueur d'onde dans le vide notée λ



La lumière se comporte comme une particule ...

Le **photon** (Einstein 1905) est la particule associée à la propagation des ondes électromagnétiques.

Sa masse est *... nulle ...*, sa vitesse est celle de l'onde (**célérité de la ... lumière ...**) mais ce photon possède **une ... énergie ...**

Un faisceau lumineux se décrit donc comme un flux de photons.

Chaque photon représente une quantité élémentaire d'énergie appelée *... quanta d'énergie ...*

A une onde électromagnétique de fréquence ν sont associés ainsi des quanta d'énergie de valeur :

| | |
|--|--|
| $E_{\text{photon}} = h \times \nu$ <i>avec $c = \lambda \times \nu$</i> ou $E_{\text{photon}} = h \times \frac{c}{\lambda}$ | E_{photon} exprimée en J ν : exprimée en Hz et $h = 6,62618 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ c'est la constante de Planck |
|--|--|

Calculez l'énergie E_1 d'un photon associé à l'onde électromagnétique de longueur d'onde $\lambda_1 = 0,500 \mu\text{m}$

$E_{\text{photon}} = h \nu_1 = h \times \frac{c}{\lambda_1}$
 $= 6,62618 \cdot 10^{-34} \times \frac{3,00 \cdot 10^8}{0,500 \cdot 10^{-6}}$
 $= 3,98 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

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

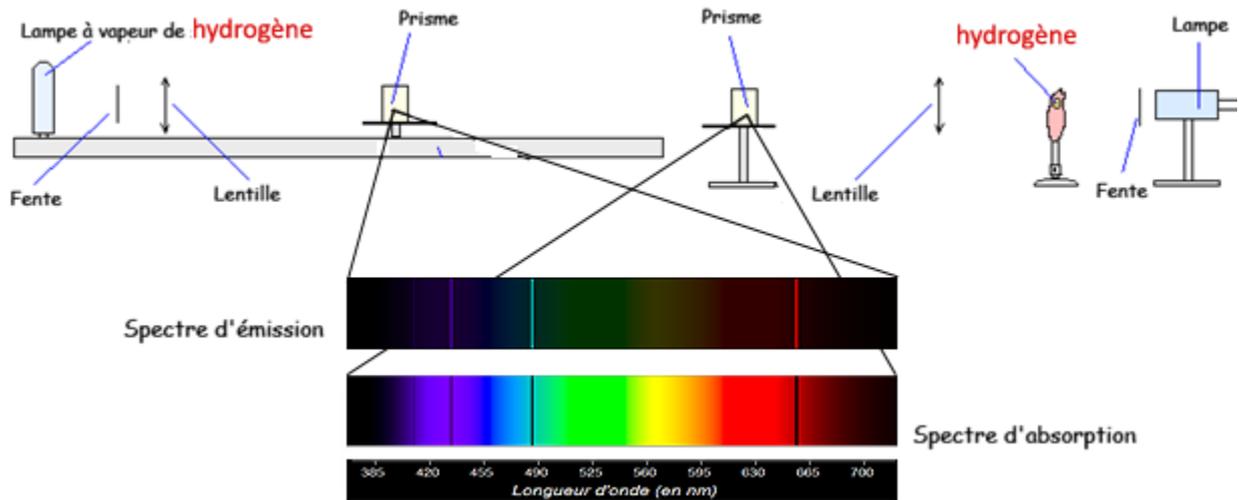
$E_{\text{photon}} = 3,98 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
 $= \frac{1 \times 3,98 \cdot 10^{-19}}{1,60 \cdot 10^{-19}} = 2,48 \text{ eV}$

Plus l'énergie lumineuse E est élevée et plus la longueur d'onde λ est *faible*... ou plus la fréquence ν est *élevée*.

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

II- Interaction de la lumière avec la matière : Une question d'énergie !

1- Emission-Absorption d'un élément :



a- Spectre d'émission :

Une lampe à vapeur d'**hydrogène** 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.

Le spectre constitué de raies « colorées » est appelé spectre d'**émission**... de l'atome d'hydrogène.

Cet atome est capable d'émettre une radiation de longueur d'onde $\lambda = 486,56 \text{ nm}$ par exemple
Calculez l'énergie E_{photon} correspondant

$$E_{\text{photon}} = h\nu = \frac{h \times c}{\lambda} = \frac{6,62618 \cdot 10^{-34} \times \frac{3,00 \cdot 10^8}{486,56 \cdot 10^{-9}}}{1,60 \cdot 10^{-19}} = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,55 \text{ eV}$$

L'atome d'hydrogène a pu émettre un photon d'énergie $E_{\text{photon}} = 2,55 \text{ eV}$

b- Spectre d'absorption :

A l'inverse, l'atome d'hydrogène à l'état gazeux va **absorber**... certaines radiations de la lumière, laissant autant de **raies noires** dans son spectre.

Le spectre constitué de raies noires est appelé spectre d'**absorption**... de l'atome d'hydrogène.

On retrouve la radiation de longueur d'onde $\lambda = 486,56 \text{ nm}$ sur le spectre d'absorption.

L'atome a absorbé une énergie $E_{\text{photon}} = \frac{h \times c}{\lambda} = \frac{6,62618 \cdot 10^{-34} \times \frac{3,00 \cdot 10^8}{486,56 \cdot 10^{-9}}}{1,60 \cdot 10^{-19}} = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
 $\Rightarrow E_{\text{photon}} = 2,55 \text{ eV}$ C'est bien sur la même valeur

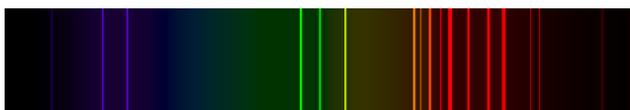
c- Complémentarité du spectre d'émission et d'absorption :

Les raies d'absorption sont **complémentaires** des raies d'émission et elles sont caractéristiques de l'élément.

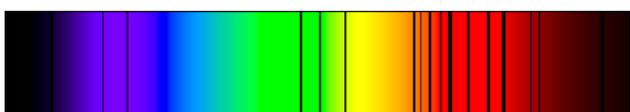
L'atome d'hydrogène est capable d'**absorber**... les radiations qu'il est capable d'**émettre**.....

Les spectres d'émission ou d'absorption sont les « **cartes d'identité** » des éléments
signatures

Autre exemple : l'élément oxygène



Spectre d'émission.....



Spectre d'absorption.....

II- Comment expliquer un tel phénomène ?

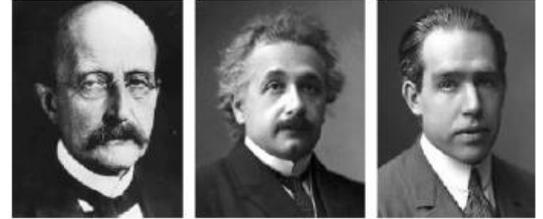
1- Un peu d'histoire des sciences ...

• En 1900, les calculs de *Max Planck*, physicien qui ne croyait pas à l'existence de l'atome, laissent entendre que l'énergie ne peut s'échanger entre la matière et la lumière que par **paquet**.

• En 1905, *Albert Einstein* reprend les idées de Planck et affirme que non seulement les échanges d'énergie entre la lumière et la matière sont quantifiés, mais aussi que **toute lumière est structurée en quanta d'énergie** qu'on appellera plus tard les **photons**.

• En 1913, *Niels Bohr* comprend que les lois physiques dans l'atome sont complètement différentes des lois de la physique alors connues. Il comprend que les électrons **ne peuvent "tourner" autour du noyau d'un atome que sur certaines trajectoires autorisées** et que ces électrons peuvent aussi "sauter" d'une trajectoire autorisée à une autre en émettant ou en capturant un quantum d'énergie (photon).

M. Planck - A. Einstein - N. Bohr



2- Les niveaux d'énergie des atomes constituant la matière :

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 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**. L'état **ionisé** correspond à l'énergie $E_{\infty} = 0$ eV

3- Revenons sur l'atome d'hydrogène :

Absorption d'énergie

Supposons que l'atome d'hydrogène soit à un niveau excité d'énergie $E_2 = -3,40$ eV. En absorbant l'énergie d'un photon E_{photon} , le niveau d'énergie de l'atome **augmente** et passe au niveau $E_4 = -0,85$ eV. Quelle est la variation d'énergie $|\Delta E|$ de l'atome ?

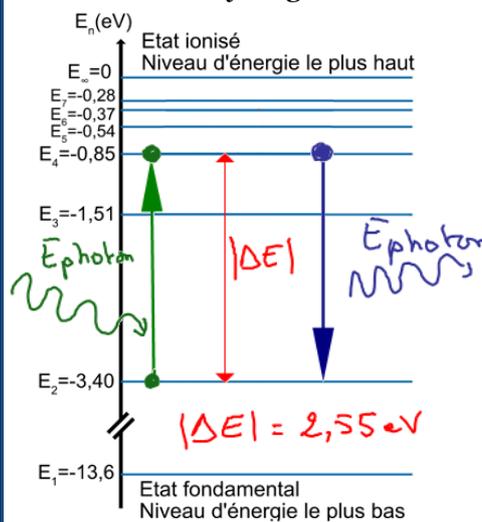
$$|\Delta E| = |E_{\text{finale}} - E_{\text{initiale}}|$$

$$|\Delta E| = |E_4 - E_2|$$

$$= |-0,85 - (-3,40)| = 2,55 \text{ eV}$$

Cela correspond

Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène



Emission d'énergie

Supposons maintenant que l'atome d'hydrogène est au niveau d'énergie $E_4 = -0,85$ eV. En libérant de l'énergie sous forme d'un photon E_{photon} , le niveau d'énergie de l'atome **diminue** et passe au niveau $E_2 = -3,40$ eV. Quelle est la variation d'énergie $|\Delta E|$ de l'atome ?

$$|\Delta E| = |E_{\text{finale}} - E_{\text{initiale}}|$$

$$|\Delta E| = |E_2 - E_4|$$

$$= |-3,40 - (-0,85)| = 2,55 \text{ eV}$$

Cela correspond

$$E_{\text{photon-absorbé}} = |\Delta E| = |E_{\text{finale}} - E_{\text{initiale}}| = E_{\text{photon-émis}}$$

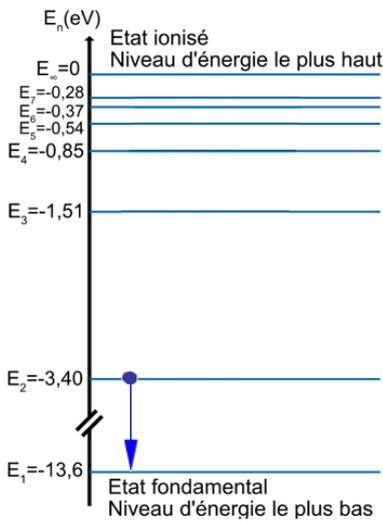
- L'atome ne peut **absorber** un photon d'énergie $E_{\text{photon-absorbé}}$ égale à une variation d'énergie permise $|\Delta E|$
- L'atome ne peut **émettre** un photon d'énergie $E_{\text{photon-émis}}$ égale à une variation d'énergie permise $|\Delta E|$
- A chaque **Transition**, passage d'un niveau d'énergie à un autre, un photon est absorbé ou émis

Exercice :

a- L'atome d'hydrogène est au niveau d'énergie E_2 et passe à son état fondamental. Calculez la longueur d'onde λ' de l'onde émise.

b- L'atome, initialement dans son état fondamental, absorbe un photon de fréquence $\nu'' = 2,91 \cdot 10^{15}$ Hz. Déterminez le niveau d'énergie dans lequel se trouve l'atome après l'absorption du photon.

c- L'atome se trouve au niveau d'énergie E_4 . L'atome peut alors se désexciter par émission spontanée. Quelles sont les différentes transitions possibles ? Refaire un schéma



a- Calcul de la variation d'énergie $|\Delta E|$ qui est égale à l'énergie du photon émis E_{photon}

$$|\Delta E| = |E_{\text{final}} - E_{\text{initial}}| = |E_1 - E_2|$$

$$= |-13,6 - (-3,40)| = 10,2 \text{ eV}$$

$$= 10,2 \times 1,60 \cdot 10^{-19}$$

$$= 1,63 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Attention, l'énergie doit être convertie en joule pour la suite.

Calcul de la longueur d'onde λ' du photon émis

$$E_{\text{photon}} = h \times \frac{c}{\lambda'} = |\Delta E|$$

$$\Rightarrow \lambda' = \frac{h c}{|\Delta E|} = \frac{6,62618 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{1,63 \cdot 10^{-18}}$$

$$\Rightarrow \lambda' = 1,22 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$= 1,22 \cdot 10^{-7} \times 10^9 \text{ mm}$$

$$= 122 \text{ nm}$$

+ grand λ' est $< 380 \text{ nm}$. Le photon émis n'est pas dans le visible mais dans les UV

b. Calcul de l'énergie du photon absorbé

$$E_{\text{photon}}'' = h \nu'' = 6,62618 \cdot 10^{-34} \times 2,91 \cdot 10^{15} = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$= \frac{1,93 \cdot 10^{-18}}{1,60 \cdot 10^{-19}} \text{ J} = 12,1 \text{ eV}$$

mais $E_{\text{photon}}'' = |\Delta E|$

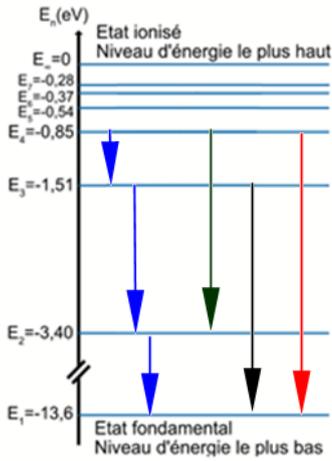
$$= |E_{\text{final}} - E_1| = 12,1 \text{ eV}$$

$$\Rightarrow |E_{\text{final}} - (-13,6)| = |E_{\text{final}} + 13,6| = 12,1 \text{ eV}$$

$$\Rightarrow E_{\text{final}} = -1,51 \text{ eV}$$

Le niveau atteint est le niveau E_3

C -



Transition du niveau E_4 vers E_3

$$|\Delta E_{4 \rightarrow 3}| = h \times \frac{c}{\lambda_{4 \rightarrow 3}} = |E_3 - E_4| = |-1,51 - (-0,85)| = 0,66 \text{ eV}$$

$$\begin{aligned} \Rightarrow \lambda_{4 \rightarrow 3} &= h \times \frac{c}{|\Delta E_{4 \rightarrow 3}|} \leftarrow \Delta \text{ en joule} \\ &= 6,62618 \cdot 10^{-34} \times \frac{3,00 \cdot 10^8}{0,66 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} \\ &= 1,89 \cdot 10^{-6} \text{ m} \\ &= 1,89 \cdot 10^3 \text{ nm} \rightarrow \text{IR} \end{aligned}$$

Transition du niveau E_4 vers E_2

$$|\Delta E_{4 \rightarrow 2}| = h \times \frac{c}{\lambda_{4 \rightarrow 2}} = |E_2 - E_4| = |-3,40 - (-0,85)| = 2,55 \text{ eV}$$

$$\begin{aligned} \Rightarrow \lambda_{4 \rightarrow 2} &= h \times \frac{c}{|\Delta E_{4 \rightarrow 2}|} \\ &= 6,62618 \cdot 10^{-34} \times \frac{3,00 \cdot 10^8}{2,55 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} \\ &= 4,87 \cdot 10^{-7} \text{ m} \\ &= 487 \text{ nm} \rightarrow \text{Domaine du visible (violet-bleu)} \end{aligned}$$