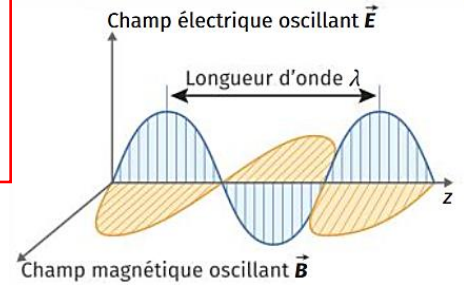


## I Le modèle ondulatoire de la lumière

### 1) La lumière, une onde électromagnétique

Initiée par **Christian Huygens** en 1678, la théorie ondulatoire n'a cessé d'être améliorée. En 1865, **James Maxwell** finalise le modèle et prédit l'existence des ondes électromagnétiques.

Une onde électromagnétique est constituée d'un champ électrique et d'un champ magnétique oscillants. Ces ondes peuvent se propager dans un milieu matériel ou dans le vide (contrairement aux ondes mécaniques).



La célérité (la vitesse de propagation) dans le vide des ondes électromagnétiques est  $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ .

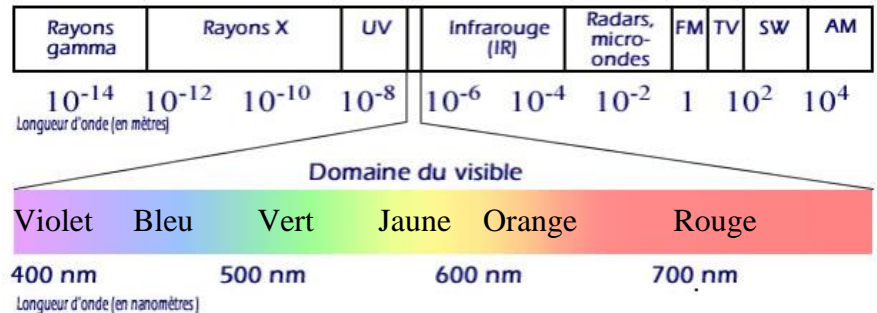
Une onde électromagnétique est caractérisée par sa longueur d'onde et sa fréquence.

### 2) Longueur d'onde d'une onde électromagnétique

La longueur d'onde est la longueur séparant deux sommets successifs d'une onde. Elle se note  $\lambda$  (« lambda » dans l'alphabet grec) et s'exprime en mètre. Le plus souvent, on utilise le nanomètre ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ) ou le micromètre ( $1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$ ).

Selon leur longueur d'onde, les ondes électromagnétiques se répartissent en divers domaines, rassemblés sur le **spectre électromagnétique**.

La lumière, visible par l'œil humain, occupe une toute petite partie des ondes électromagnétiques :



L'œil humain n'est sensible qu'à des ondes électromagnétiques dont la longueur d'onde est comprise entre **400 nm** (violet) et **800 nm** (rouge). Il s'agit du domaine visible des ondes électromagnétiques. La couleur d'une lumière est liée à sa longueur d'onde  $\lambda$ .

### 3) Fréquence d'une onde électromagnétique

Il existe une relation entre la longueur d'onde et la fréquence pour les ondes électromagnétiques. En revanche, la notation de la fréquence n'est pas «  $f$  » comme en électricité (ou comme pour les ondes mécaniques).

La fréquence traduit le nombre d'oscillations par seconde. Pour les ondes électromagnétiques, elle se note  $\nu$  (« nu » dans l'alphabet grec) et s'exprime en hertz (symbole : Hz).

La longueur d'onde  $\lambda$  d'une onde électromagnétique, de célérité  $c$ , est la distance qu'elle parcourt pendant une période  $T$ . Sur le modèle de « vitesse =  $\frac{d}{\Delta t}$  », on a :  $c = \frac{\lambda}{T}$  c'est-à-dire :  $\lambda = c \times T$   
 En électricité, il y a une relation entre période et fréquence :  $T = \frac{1}{f}$ . On a donc ici :  $T = \frac{1}{\nu}$ , d'où :  $\lambda = c \times \frac{1}{\nu}$

**Longueur d'onde  $\lambda$  et fréquence  $\nu$  sont inversement proportionnelles et unies par la relation suivante :**

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

$\nu$  : fréquence de l'onde électromagnétique en hertz (symbole : Hz)  
 $\lambda$  : longueur d'onde de l'onde électromagnétique en mètre (symbole : m)  
 $c$  : célérité de la lumière :  $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Remarque : plus la fréquence est élevée, plus la longueur d'onde est petite et réciproquement.

Exercice :

1) Certaines ondes du réseau 4G ont une fréquence de 2,60 GHz. Calculer la longueur d'onde associée.

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3,00 \times 10^8}{2,60 \times 10^9} = 0,115 \text{ m}$$

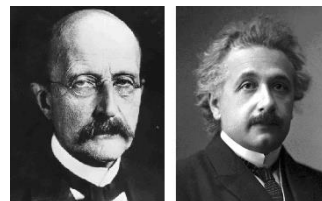
2) Un rayonnement possède une longueur d'onde dans le vide égale à 700 nm. Calculer sa fréquence  $\nu$ .

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \times 10^8}{700 \times 10^{-9}} = 4,29 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

## II Le modèle particulaire de la lumière : le photon

Bien que le modèle ondulatoire de la lumière et les lois de l'électromagnétisme formulées par Maxwell expliquent de nombreuses observations expérimentales, elles ne permettent pas d'interpréter certains phénomènes comme « la catastrophe ultraviolette » ou l'effet photoélectrique (arrachement d'électrons à un métal sous l'action d'un rayonnement de longueur d'onde suffisamment courte).

- En 1900, **Max Planck** émet l'hypothèse que l'énergie ne peut s'échanger entre la matière et la lumière que par « paquet ». Ces échanges sont dits quantifiés. La notion de quantum était née (au pluriel : des quanta).
- En 1905, pour expliquer l'effet photoélectrique, **Albert Einstein** reprend les idées de Planck et associe cette idée de quantum à une structure particulaire de la lumière, le **photon**. Cette explication lui valut le prix Nobel de Physique en 1921.



M. Planck A. Einstein

**Chaque rayonnement est constitué d'un nombre entier de photons possédant chacun une énergie égale au quantum d'énergie.**

**L'énergie  $E$  d'un photon est liée à la fréquence  $\nu$  de l'onde électromagnétique associée par la relation :**

$$E = h \nu$$

$E$  : énergie en joule (symbole : J)  
 $\nu$  : fréquence de l'onde en hertz (symbole : Hz)  
 $h$  : constante de Planck  $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s}$

Relation de  
Planck-Einstein

Comme  $\lambda = \frac{c}{\nu}$ , on en déduit que  $\nu = \frac{c}{\lambda}$  Donc :

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

Le joule est une unité beaucoup trop grande pour les énergies concernant les photons. On utilise l'**électron-volt** de symbole **eV**.  $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

Exercices :

1) Calculer, en J puis en eV, l'énergie des photons de fréquence  $\nu = 6,00 \times 10^{14} \text{ Hz}$  (lumière bleue).

$$E = h \nu = 6,63 \times 10^{-34} \times 6,00 \times 10^{14} = 3,98 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = \frac{3,98 \times 10^{-19}}{1,60 \times 10^{-19}} = 2,49 \text{ eV}$$

2) Calculer la longueur d'onde d'un photon d'énergie  $E = 1,91 \text{ eV}$ .

**Conversion de E en J :**  $E = 1,91 \times 1,60 \times 10^{-19} = 3,06 \times 10^{-19} \text{ J}$

**Calcul de la longueur d'onde :**  $\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{3,06 \times 10^{-19}} = \underline{6,50 \times 10^{-7} \text{ m}} = \underline{650 \text{ nm}}$

*Remarque n°1 :* La lumière présente simultanément un caractère ondulatoire (onde électromagnétique) et un caractère particulaire (composée de photons, particules d'énergie). On parle de la **dualité onde-particule**.

*Remarque n°2 :* plus la longueur d'onde d'un photon est petite, plus sa fréquence est grande, plus son énergie est grande.

### III Interaction entre la lumière et la matière

#### 1) Les niveaux d'énergie dans l'atome

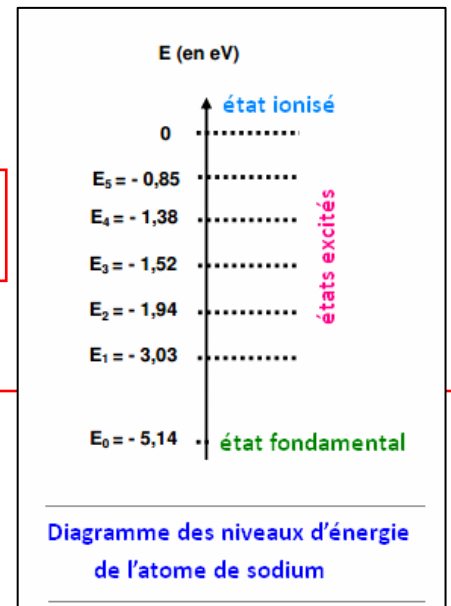
En 1913, pour expliquer la présence des raies d'émission de l'atome d'hydrogène, **Niels Bohr** émet l'hypothèse qu'un même atome possède plusieurs niveaux d'énergie, liés aux différentes configurations électroniques qu'il peut adopter.

Les niveaux d'énergie d'un atome sont **quantifiés** : ils ne peuvent prendre que **certaines valeurs** qui dépendent de l'atome considéré.

On a choisi par convention des valeurs d'énergie négatives, pour signifier que le système noyau-électron est lié.

Le **diagramme de niveaux d'énergie** est composé d'un axe vertical orienté vers le haut avec un trait pour chaque valeur d'énergie. Il est souvent gradué en électron-volt (eV).

- Le niveau de plus basse énergie est appelé « **état fondamental** ». C'est un état stable. Il est noté  $E_0$  ou  $E_1$  (suivant la consigne de l'exercice).
- Les niveaux d'énergie supérieurs sont qualifiés « **d'états excités** ».
- L'énergie la plus élevée possible est égale à  $0 \text{ eV}$ , elle correspond à un électron libéré. L'atome est alors transformé en ion : il est **ionisé**.



Ces diagrammes ont permis aux physiciens de comprendre les échanges d'énergie qui peuvent avoir lieu entre la lumière et la matière, à l'échelle de l'atome.

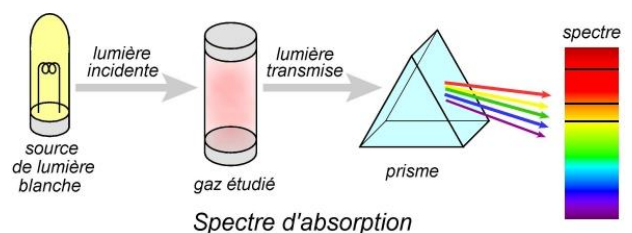
Un atome peut passer d'un niveau d'énergie à un autre par **absorption** ou **émission** d'un photon d'énergie

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

#### 2) Absorption de la lumière par un atome

Quand on éclaire un gaz atomique (constitué d'atomes identiques) avec de la lumière blanche, les atomes constituant le gaz absorbent certaines longueurs d'onde (couleur).

Le spectre obtenu contient le fond coloré de la lumière blanche et quelques raies noires correspondant aux longueurs d'onde absorbées. Il s'agit du **spectre de raies d'absorption**.



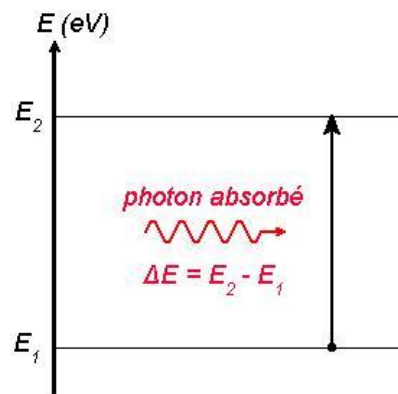
Un atome, sur un niveau d'énergie fixé noté  $E_1$ , peut **gagner** de l'énergie et passer sur un niveau d'énergie supérieur noté  $E_2$ . On dit qu'il effectue une transition énergétique. Cette énergie peut être fournie sous forme lumineuse (photons).

Si un atome reçoit des photons dont l'énergie est **exactement** égale à la différence d'énergie entre son niveau de départ et le niveau supérieur, alors l'atome absorbe ces photons et passe sur le niveau d'énergie supérieur.

$$E_{\text{photon}} = \Delta E_{1 \rightarrow 2} = E_2 - E_1 = \frac{h c}{\lambda}$$

La longueur d'onde du photon absorbé vaut alors :

$$\lambda = \frac{h c}{\Delta E_{1 \rightarrow 2}} = \frac{h c}{E_2 - E_1}$$



On représente cette transition énergétique par une **flèche verticale vers le haut**, qui va du niveau initial au niveau final.

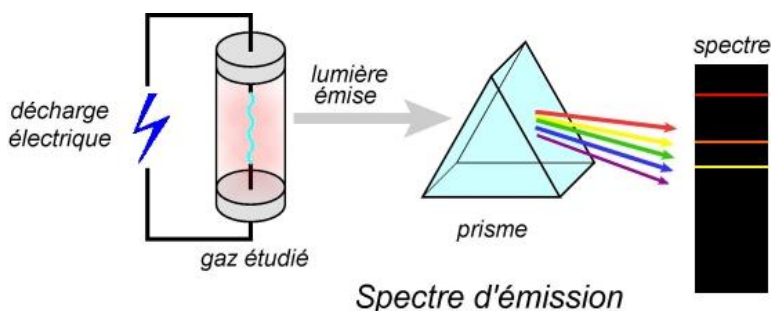
Comme l'atome possède des niveaux d'énergie bien définis, il ne peut absorber que certains photons de longueur d'onde bien précise. Ceci explique l'observation des raies noires dans le spectre de raies d'absorption.

Remarque : si l'énergie des photons ne correspond pas à  $\Delta E_{1 \rightarrow 2}$ , alors le photon ne sera pas absorbé.

### 3) Emission de la lumière par un atome

Une décharge électrique permet d'exciter un gaz atomique. Le spectre obtenu ne contient qu'un nombre limité de raies colorées sur un fond noir. Il s'agit du **spectre de raies d'émission**.

Un atome peut se retrouver dans un état excité, noté  $E_2$ , après une décharge électrique, un chauffage, une absorption de lumière, etc.



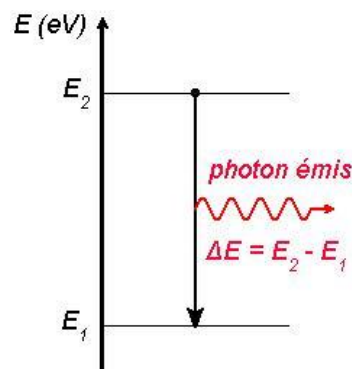
Il peut **perdre** cette énergie excédentaire et redescendre sur un niveau de plus basse énergie, noté  $E_1$  en émettant un photon.

L'énergie du photon émis est **exactement** égale à la différence d'énergie entre son niveau de départ et le niveau inférieur.

$$E_{\text{photon}} = \Delta E_{2 \rightarrow 1} = E_2 - E_1 = \frac{h c}{\lambda}$$

La longueur d'onde du photon émis vaut alors :

$$\lambda = \frac{h c}{\Delta E_{2 \rightarrow 1}} = \frac{h c}{E_2 - E_1}$$



On représente cette transition énergétique par une **flèche verticale vers le bas**, qui va du niveau initial au niveau final.

Comme l'atome possède des niveaux d'énergie bien définis, il ne peut émettre que certains photons de longueur d'onde bien précise correspondant à une transition énergétique possible. Ceci explique l'observation des raies de couleurs dans le spectre de raies d'émission.

Les longueurs d'onde des raies d'absorption correspondent exactement aux longueurs d'onde des raies d'émission.

**Ces longueurs d'onde émises ou absorbées sont caractéristiques de chaque atome car elles dépendent des niveaux d'énergie de cet atome. C'est pourquoi il est possible d'identifier un atome à partir de son spectre d'émission ou d'absorption.**

*Remarque* : La longueur d'onde ainsi que les constantes  $c$  et  $h$  sont toujours positives. La différence d'énergie doit donc toujours être positive, que l'on étudie l'émission ou l'absorption d'un photon par un atome.

*Exercice* : l'atome d'hydrogène

Les niveaux d'énergie (en eV) de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation :

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2}$$

- 1) Calculer les valeurs correspondant aux quatre niveaux d'énergie les plus bas (pour  $n = 1, 2, 3$  et  $4$ ).

Pour  $n = 1$  :  $E_1 = \frac{-13,6}{1^2} = \underline{-13,6 \text{ eV}}$       Pour  $n = 2$  :  $E_2 = \frac{-13,6}{2^2} = \underline{-3,40 \text{ eV}}$

Pour  $n = 3$  :  $E_3 = \frac{-13,6}{3^2} = \underline{-1,51 \text{ eV}}$       Pour  $n = 4$  :  $E_4 = \frac{-13,6}{4^2} = \underline{-0,85 \text{ eV}}$

- 2) Placer les niveaux sur le diagramme ci-contre.  
3) Quel niveau correspond à l'état fondamental ?

**L'état fondamental correspond au niveau de plus basse énergie, c'est-à-dire au niveau E<sub>1</sub>.**

- 4) On considère la transition énergétique du niveau 3 vers le niveau 2.  
a) Représenter cette transition sur le diagramme. S'agit-il d'un photon émis ou absorbé ? Expliquer.

**L'atome perd de l'énergie en passant d'un niveau d'énergie à un autre de plus faible énergie. Il perd cette énergie en émettant un photon. Il s'agit donc d'un photon émis.**

- b) Calculer la longueur d'onde du photon correspondant à cette transition.

**Il faut convertir les énergies en joule.**

$$E_2 = -3,40 \times 1,60 \times 10^{-19} = -5,44 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_3 = -1,51 \times 1,60 \times 10^{-19} = -2,42 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{E_3 - E_2} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{-2,42 \times 10^{-19} - (-5,44 \times 10^{-19})} = 6,59 \times 10^{-7} \text{ m} = \underline{659 \text{ nm}}$$

- c) A quel domaine de la lumière appartient la radiation correspondante ?

**Il s'agit d'une radiation rouge dans le domaine du visible.**

- 5) L'atome absorbe un photon de longueur d'onde  $\lambda = 121,7 \text{ nm}$ .

- a) Quelle transition entraîne cette absorption ?

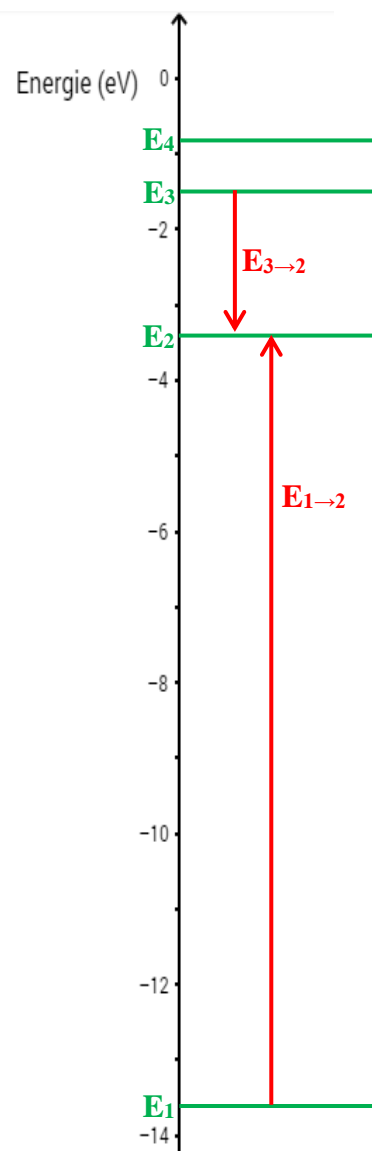
**Calcul de l'énergie correspondante :**  $\Delta E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{121,7 \times 10^{-9}} = 1,63 \times 10^{-18} \text{ J}$

**Conversion en eV :**  $\Delta E = \frac{1,63 \times 10^{-18}}{1,60 \times 10^{-19}} = 10,2 \text{ eV}$

**La seule transition possible donnant cette énergie est celle du niveau 1 vers le niveau 2 :**

**En effet,  $\Delta E_{1 \rightarrow 2} = E_2 - E_1 = -3,40 - (-13,6) = 10,2 \text{ eV}$**

- b) Représenter cette transition sur le diagramme.



*Données :*  
 $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s}$   
 $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$   
 $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$