

# Thème 4 : Ondes et Signaux

## Chapitre 6 : Lumière : Onde et particule.

### Rappel :

- ⊕ Célérité (vitesse) de la lumière :  $c = 3,00.10^8 m.s^{-1}$  ( $300\,000\, km.s^{-1}$ )
- ⊕ La lumière blanche peut être décomposée par un prisme ou un réseau .  
On obtient un spectre **continu**.
- ⊕ Chaque couleur correspond à une **radiation** caractérisée par sa **longueur d'onde**  $\lambda$  (souvent en nm).

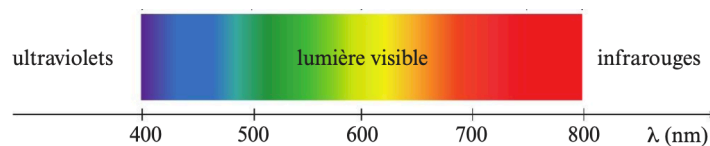


Fig 1 : Spectre de la lumière blanche

- ⊕ Une espèce chimique excitée peut émettre de la lumière et on a un spectre de raie. Les radiations ( $\lambda$ ) émises sont caractéristiques de l'espèce.

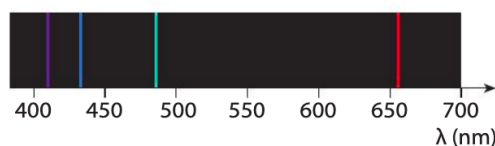


Fig 2 : Spectre d'émission de l'Hydrogène

## I. Dualité onde-corpuscule (particule)

La lumière peut se comporter comme une onde mais également comme un corps (objet, particule). On dit qu'il y a une dualité onde-corpuscule.

### 1. Modèle ondulatoire

⊞ Une onde électromagnétique (OEM) est une vibration électrique et magnétique qui se propage de proche en proche. Elle transporte de l'énergie, mais pas de matière.

⊞ Dans le vide (et dans l'air) :  $c = 3,00.10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  (c dépend du milieu)

⊞ Une OEM est périodique à la fois dans le temps et dans l'espace. Elle est caractérisée par :

\* Période temporelle  $T$  en s.

\* Période spatiale : Longueur d'onde  $\lambda$  en m. C'est la longueur parcourue par l'onde en une période soit :

$$\lambda = c \times T$$

Pour les OEMs au lieu de noter  $f$  pour la fréquence on note  $\nu$  (« nu »)

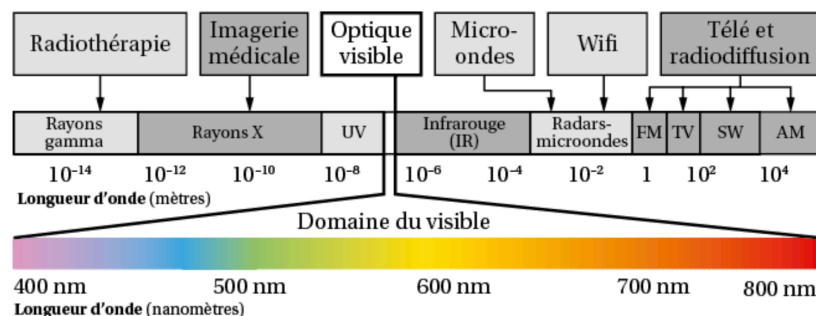
⊞ La fréquence  $\nu$  et la période  $T$  sont reliées par la relation :  $\nu = \frac{1}{T}$

⊞ On a donc :

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

$\begin{array}{c} | \\ m \end{array} \quad \begin{array}{c} | \\ m \cdot s^{-1} \end{array} \quad \begin{array}{c} | \\ s \end{array} \quad \begin{array}{c} s^{-1}(Hz) \end{array}$

⊞ En fonction de  $\lambda$ , une OEM appartient à un domaine spécifique et correspond à un usage spécifique.



## 2. Modèle particulaire

⊞ En **1905**, le physicien allemand Albert **Einstein** émet l'**hypothèse** que la lumière peut être décrite non pas comme une onde, mais comme constituée de petites particules de lumière appelées **photons**.



⊞ Les **photons** sont les particules constitutives de la lumière. Ils ont une **masse nulle** et se déplacent à la **vitesse** de la **lumière**. Chaque photon porte (véhicule, transporte) une énergie  $E$  qui dépend de la fréquence  $\nu$  de la radiation lumineuse ou de la longueur d'onde  $\lambda$  de la radiation :

Relation de Planck-Einstein

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

Annotations :  $h$  (J.s),  $\nu$  (Hz),  $hc$  ( $m \cdot s^{-1}$ ),  $\lambda$  (m)

$h$  est la constante de Planck :  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$  CS différents

Cette relation, appelée relation de Planck-Einstein, montre la nature à la fois **particulaire** (particule de masse nulle et d'énergie  $E$ ) et **ondulatoire** (fréquence et longueur d'onde) de la lumière. On parle alors de **dualité onde-particule**.

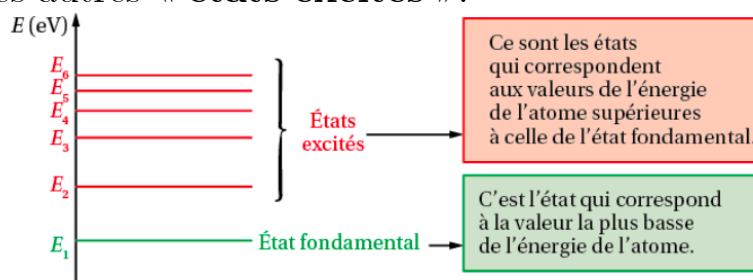
## II. Interaction lumière-matière



### 1. La quantification de l'énergie des atomes

⊞ En **1913**, le physicien Danois Niels **Bohr** affirme : « L'atome ne peut exister que dans **certains états d'énergie** bien définis. » Ces niveaux d'énergie correspondent aux répartitions des électrons sur les couches électroniques. Ils sont bien déterminés et **caractéristiques** d'un atome donné. On dit que les niveaux d'énergie sont **quantifiés**.

⊞ Le niveau d'énergie le plus bas d'un atome est appelé « **état fondamental** », les autres « **états excités** ».



⊞ L'électronvolt (eV) est une autre unité d'énergie adaptée à la mécanique quantique. On a :  $1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

C'est l'énergie cinétique d'un électron acquise sous un potentiel de 1V.

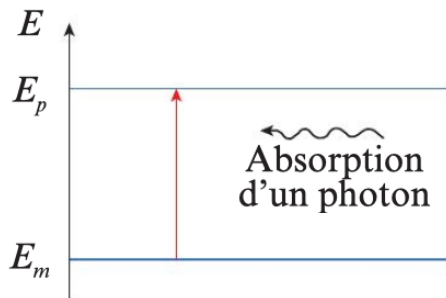
## 2. Émission et absorption de lumière par un atome

⚡ Quand un atome passe d'un niveau d'énergie à un autre c'est une transition.

⚡ On peut alors exprimer la variation de l'énergie de l'atome  $\Delta E$  de la façon suivante :  $\Delta E = E_{\text{finale}} - E_{\text{initiale}}$ .

⚡ **Absorption** : Si  $\Delta E > 0$  : l'atome **reçoit** de l'énergie de l'extérieur. L'atome gagne en énergie.

Cette transition peut-être provoquée par l'**absorption** d'un **photon** d'énergie  $\Delta E$ .



Le photon doit transporter la « bonne » quantité d'énergie ( $|\Delta E|$ ).

Grâce à la relation de Planck-Einstein on peut déterminer sa fréquence (ou sa longueur d'onde)

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \qquad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

Si on connaît  $\Delta E$  (diagramme), on peut donc calculer  $\lambda$  :

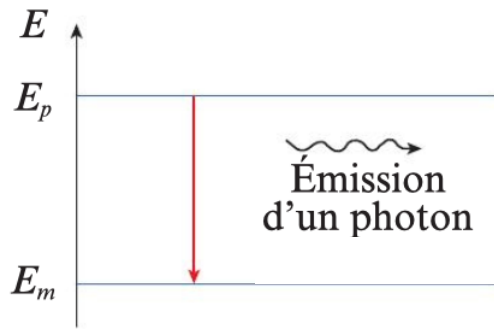
$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

Si la longueur d'onde du photon absorbé appartient au domaine du visible ( $400 \text{ nm} < \lambda < 800 \text{ nm}$ ), alors une raie noire sera présente dans le spectre.

**Exemple** : Spectre d'absorption de l'atome de sodium



⚡ **Émission** : Si  $\Delta E < 0$ , l'atome **cède** (perd) de l'énergie. Cette perte d'énergie provoque l'**émission** d'un **photon** d'énergie  $|\Delta E|$ .



$$|\Delta E| = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$
$$\Leftrightarrow \lambda = \frac{hc}{|\Delta E|}$$

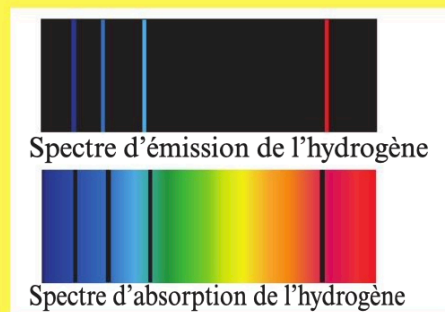
Si  $400 \text{ nm} < \lambda < 800 \text{ nm}$ , cette radiation correspond à une raie colorée dans le spectre d'émission de l'atome.

**Exemple :** Spectre d'émission de l'atome de sodium



⚡ Les radiations émises ou absorbées sont **caractéristiques** d'un atome car elles dépendent des niveaux d'énergie de cet atome.

👍 **À noter**



Les spectres d'émission et d'absorption d'un même atome sont **complémentaires** : si on les superpose, on obtient le spectre complet de la lumière blanche.