

**A** Unités du Système International, multiples et sous multiples

- La longueur d'onde  $\lambda$  (lambda) s'exprime souvent en nanomètre (nm) :  
 $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$ .
- La fréquence  $\nu$  (nu) peut s'exprimer en térahertz (THz) :  
 $1 \text{ THz} = 1 \times 10^{12} \text{ Hz}$ .

**RAPPEL**

La vitesse de propagation de la lumière, ou célérité est, dans le vide, et avec trois chiffres significatifs :  
 $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .  
 Cette valeur arrondie est à connaître depuis la classe de Seconde.

# 1 La lumière et la dualité onde-particule

## a. Modèle ondulatoire

- Une **onde électromagnétique** est caractérisée par sa **fréquence  $\nu$**  (en Hz) ou par sa **longueur d'onde  $\lambda$**  (en m) (encadré **A**).  
 Comme toutes les ondes, elle transporte de l'**énergie** mais pas de matière.  
 À la différence des ondes mécaniques, une **onde électromagnétique** peut se propager dans le vide.
- La lumière peut être décrite par une onde électromagnétique, on parle de modèle **ondulatoire**.  
 Dans ce modèle, le rayon lumineux est la direction de propagation de l'énergie électromagnétique transportée par l'onde.

La **longueur d'onde  $\lambda$**  et la **fréquence  $\nu$**  d'une radiation lumineuse sont liées par :

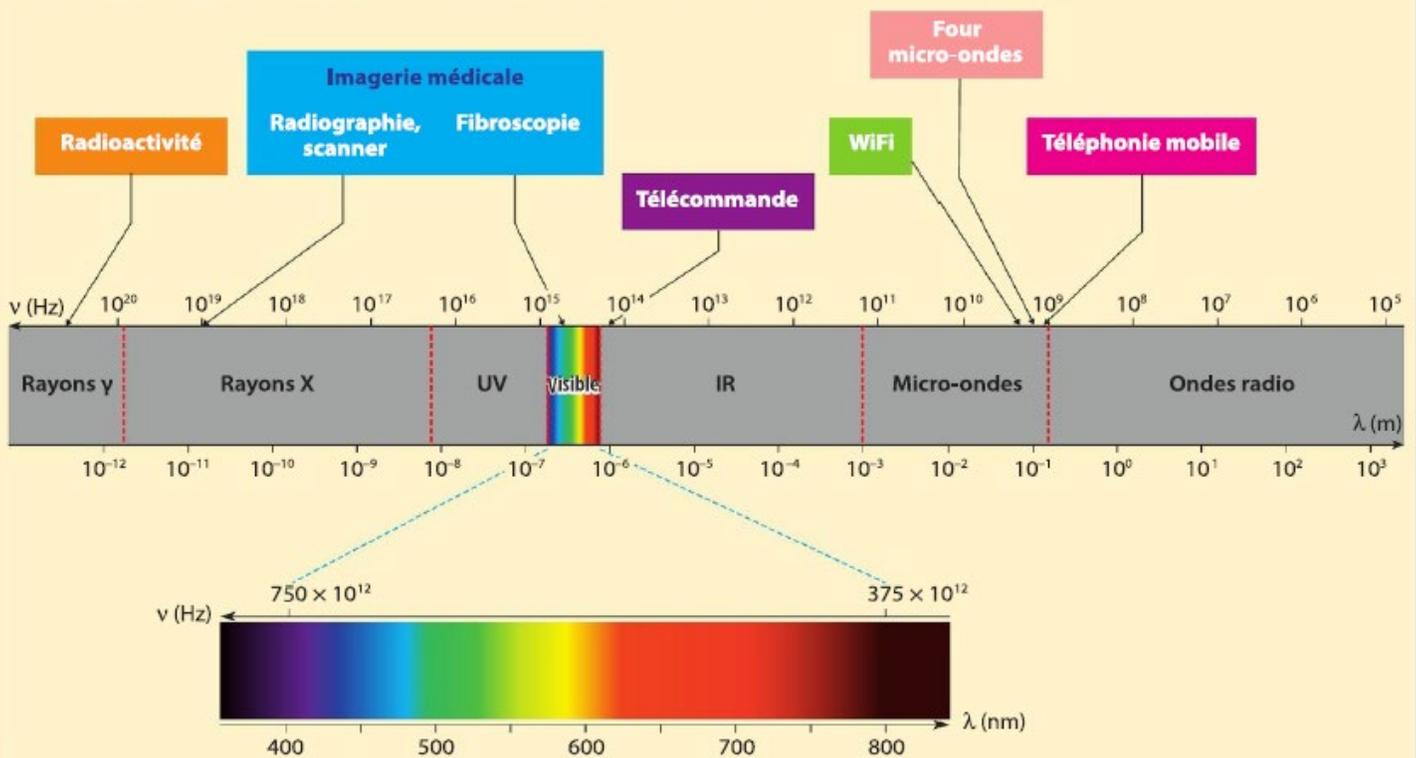
$$\lambda \text{ en m} \longrightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} \begin{matrix} \longleftarrow c \text{ en } \text{m} \cdot \text{s}^{-1} \\ \longleftarrow \nu \text{ en Hz} \end{matrix}$$

Remarques :

- La fréquence d'une radiation est indépendante du milieu de propagation
- La longueur d'onde, quant à elle, dépend du milieu.
- On ne s'intéressera qu'à la propagation des ondes dans le vide.
- Le spectre électromagnétique permet de décrire l'ensemble des rayonnements électromagnétiques, classés par longueur d'onde ou fréquence
- Le spectre des ondes électromagnétiques est divisé en différents domaines qui s'étendent des rayons gamma aux ondes radio.

Les **domaines d'application des ondes électromagnétiques** sont très variés et dépendent des longueurs d'onde ou des fréquences : santé, communication, astronomie, physique des particules, radioactivité...

- Le domaine de la **lumière visible** s'étend de 400 à 800 nm.



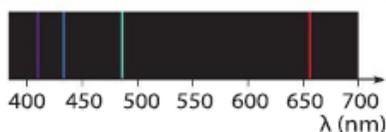
### Donnée

- La constante de PLANCK est, avec trois chiffres significatifs :  
 $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ .

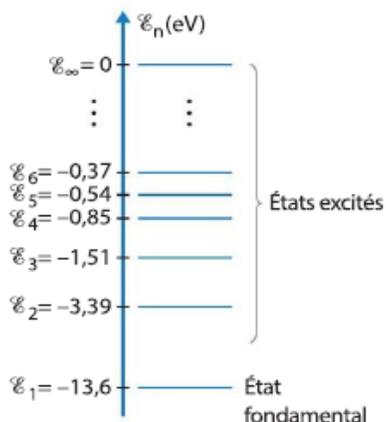
lycee.hachette-education.com/pc/1re



### B Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène



### C Diagramme de niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène



### UNITÉ

L'écart entre les niveaux d'énergie étant faible, on utilise une autre unité d'énergie que le joule : l'électronvolt noté eV.  
 $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$ .

## b. Modèle particulaire

Depuis les travaux d'Albert EINSTEIN publiés en 1905, on sait que la lumière est constituée de particules de masse nulle : les photons. On parle de modèle **particulaire** de la lumière.

Dans ce modèle, le rayon lumineux est la direction de propagation des photons qui se déplacent à la vitesse  $c$ .

Une onde électromagnétique, de fréquence  $\nu$  ou de longueur d'onde  $\lambda$ , peut être décrite par des photons qui transportent chacun un quantum d'énergie  $\mathcal{E}_{\text{photon}}$  donnée par la relation :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu = \frac{h \times c}{\lambda}$$

h en J·s, c en m·s<sup>-1</sup>,  $\mathcal{E}_{\text{photon}}$  en J,  $\nu$  en Hz,  $\lambda$  en m

$h$  est la constante de PLANCK.

Cette relation, appelée relation de PLANCK-EINSTEIN montre la nature à la fois **particulaire** (particule de masse nulle et d'énergie  $\mathcal{E}_{\text{photon}}$ ) et **ondulatoire** (fréquence  $\nu$  et longueur d'onde  $\lambda$ ) de la lumière. On parle alors de **dualité onde-particule**.

## 2 L'interaction lumière-matière

### a. Quantification de l'énergie des atomes

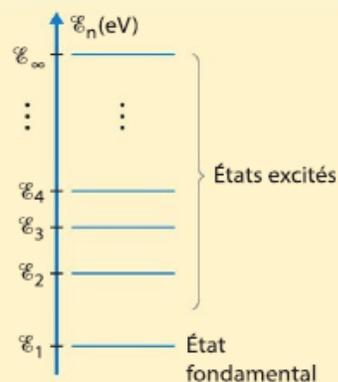
En 1913, pour expliquer la présence des raies d'émission de l'atome d'hydrogène (spectre B), Niels BOHR propose un modèle de la structure de cet atome en introduisant la notion de niveaux d'énergie.

Les niveaux d'énergie d'un atome sont **quantifiés** : leur énergie ne peut prendre que **certaines** valeurs.

Sur un diagramme de niveaux d'énergie :

→ le niveau d'énergie le **plus bas** correspond à l'état stable de l'atome, appelé **état fondamental** ;

→ les **autres** niveaux correspondent à des états moins stables, appelés **états excités** de l'atome.



### Remarques :

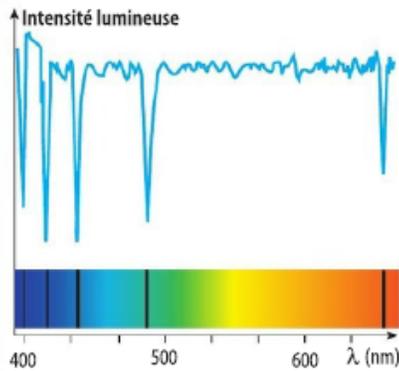
Dans un diagramme de niveaux d'énergie :

- l'état de plus haute énergie correspond à la perte d'un électron ; l'atome est dit **ionisé**. Par convention son énergie notée  $E_{\infty}$  est égale à 0 eV ;
- les énergies des autres états sont négatives.

**Exemple :** Le diagramme C de niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène représente les niveaux d'énergie possibles de cet atome. L'état fondamental a une énergie  $E_1 = -13,6 \text{ eV}$ , les états excités ont des énergies supérieures.

• Ce modèle a été proposé par Niels BOHR pour l'atome le plus simple, celui d'hydrogène. Il peut être étendu pour les autres atomes mais la représentation des niveaux et le calcul de leurs énergies deviennent plus complexes.

## D Spectre de l'étoile Véga



## b. Émission et absorption de la lumière par un atome

L'étude des spectres de raies d'émission et d'absorption (spectre **D**) a permis aux physiciens de comprendre l'interaction lumière-matière.

Au cours d'une transition entre deux états d'énergie  $\mathcal{E}_{\text{initial}}$  et  $\mathcal{E}_{\text{final}}$ , le photon absorbé ou émis par un atome possède une énergie telle que :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} \text{ en J} \begin{cases} \xrightarrow{\nu \text{ en Hz}} \mathcal{E}_{\text{photon}} = \Delta\mathcal{E} = h \times \nu \\ \xrightarrow{h \text{ en J}\cdot\text{s}} \mathcal{E}_{\text{photon}} = \Delta\mathcal{E} = h \times \nu \\ \xrightarrow{c \text{ en m}\cdot\text{s}^{-1}} \mathcal{E}_{\text{photon}} = \Delta\mathcal{E} = \frac{h \times c}{\lambda} \\ \xrightarrow{\lambda \text{ en m}} \mathcal{E}_{\text{photon}} = \Delta\mathcal{E} = \frac{h \times c}{\lambda} \end{cases}$$

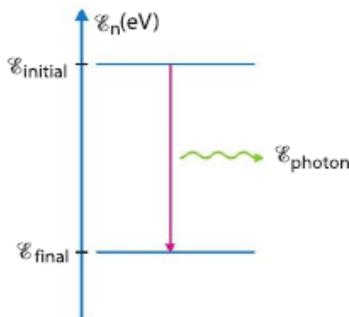
avec  $\Delta\mathcal{E} = |\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}|$

$\mathcal{E}$  en J

### Émission de la lumière par un atome

$\mathcal{E}_{\text{final}} < \mathcal{E}_{\text{initial}}$ , l'atome **perd** de l'énergie en émettant un photon.

- Sur un diagramme d'énergie, on représente cette transition par une **flèche** verticale, dirigée vers le bas :



- L'énergie libérée est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux :

$$\Delta\mathcal{E} = |\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}|$$

- Cette énergie libérée est transportée par un photon dont l'énergie est  $\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu$

- Il y a donc émission d'une radiation monochromatique. La fréquence  $\nu$  de cette radiation est telle que :

$$h \times \nu = \Delta\mathcal{E} = |\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}|$$

Si cette fréquence appartient au domaine du visible, cette radiation correspond à une raie colorée dans le spectre d'émission de l'atome.

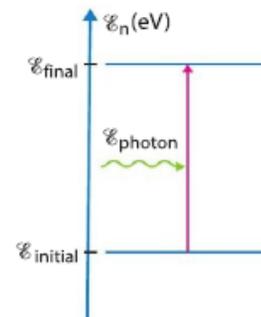
**Exemple :** Spectre d'émission de l'atome de sodium



### Absorption de lumière par un atome

$\mathcal{E}_{\text{final}} > \mathcal{E}_{\text{initial}}$ , l'atome **gagne** de l'énergie en absorbant un photon.

- Sur un diagramme d'énergie, on représente cette transition par une **flèche** verticale, dirigée vers le haut :



- L'énergie absorbée est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux :

$$\Delta\mathcal{E} = |\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}|$$

- Cette énergie apportée est transportée par un photon dont l'énergie est  $\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu$

- Il y a donc absorption d'une radiation monochromatique. La fréquence  $\nu$  de cette radiation est telle que :

$$h \times \nu = \Delta\mathcal{E} = |\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}|$$

Si cette fréquence appartient au domaine du visible, cette radiation correspond à une raie noire dans le spectre de la lumière blanche.

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



Chaque entité chimique a son **propre** diagramme énergétique.

Cela explique pourquoi il est possible d'**identifier** une entité chimique à partir d'un spectre lumineux d'émission ou d'absorption.

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

# 1 La lumière et la dualité onde-particule

## La lumière

### Une onde électromagnétique

- Sa célérité dans le vide et dans l'air :

$$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

- Sa fréquence  $\nu$  et sa longueur d'onde  $\lambda$  sont liées par :

$$\lambda \text{ en m} \longrightarrow \lambda = \frac{c}{\nu}$$

$\swarrow$   $c \text{ en m} \cdot \text{s}^{-1}$   $\searrow$   
 $\swarrow$   $\nu \text{ en Hz}$   $\searrow$

### Des photons

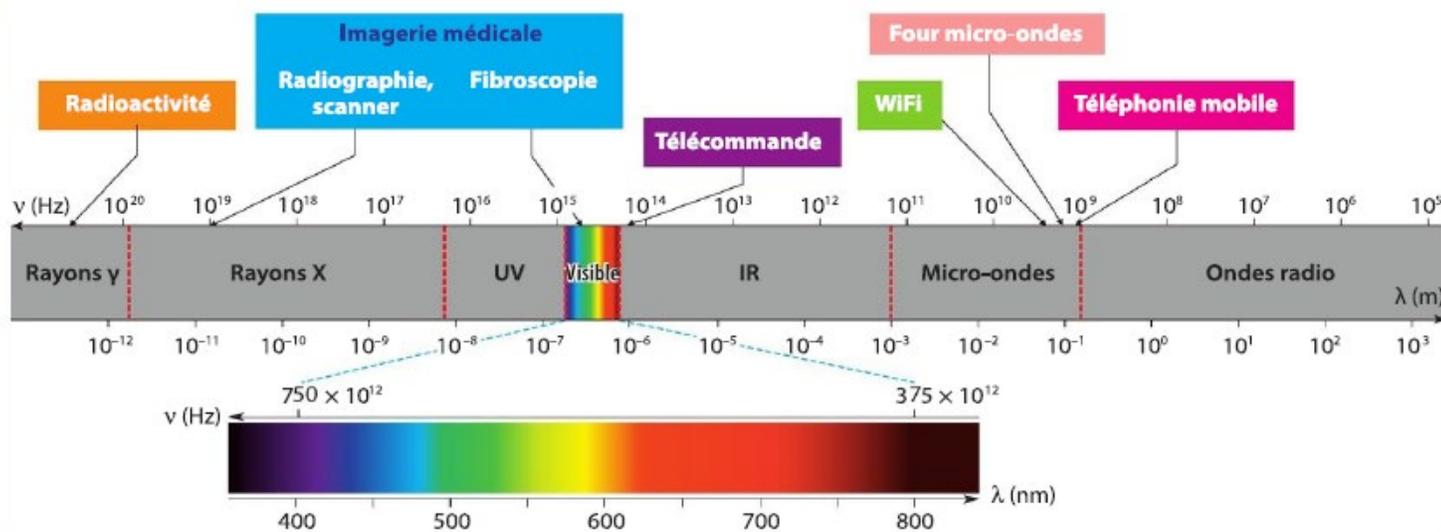
Son quantum d'énergie :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} \text{ en J} \longleftarrow \mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu$$

$\swarrow$   $\nu \text{ en Hz}$   $\searrow$   
 $\swarrow$   $h \text{ en J} \cdot \text{s}$   $\searrow$

Le photon se déplace dans le vide à la célérité  $c$ .

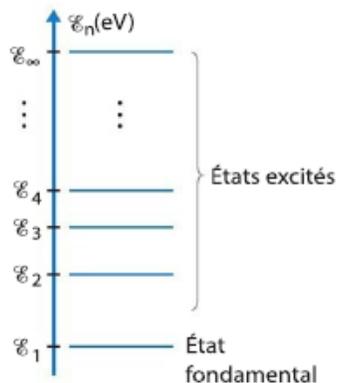
## Domaine des ondes électromagnétiques



# 2 L'interaction lumière-matière

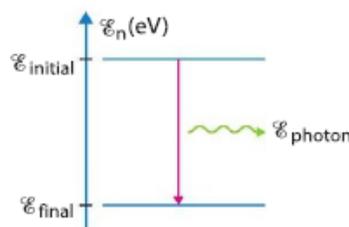
- Les niveaux d'énergie d'un atome sont **quantifiés**.

- Ils se représentent sur un diagramme de niveaux d'énergie :



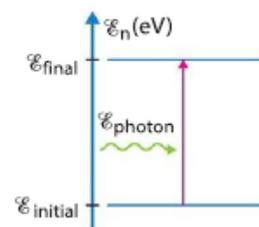
- Au cours d'une transition entre deux niveaux d'énergie :

### Émission de lumière par un atome



Perte d'énergie sous forme d'un photon émis

### Absorption de lumière par un atome



Gain d'énergie sous forme d'un photon absorbé

$$\Delta \mathcal{E} = |\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}| = \mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}$$

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