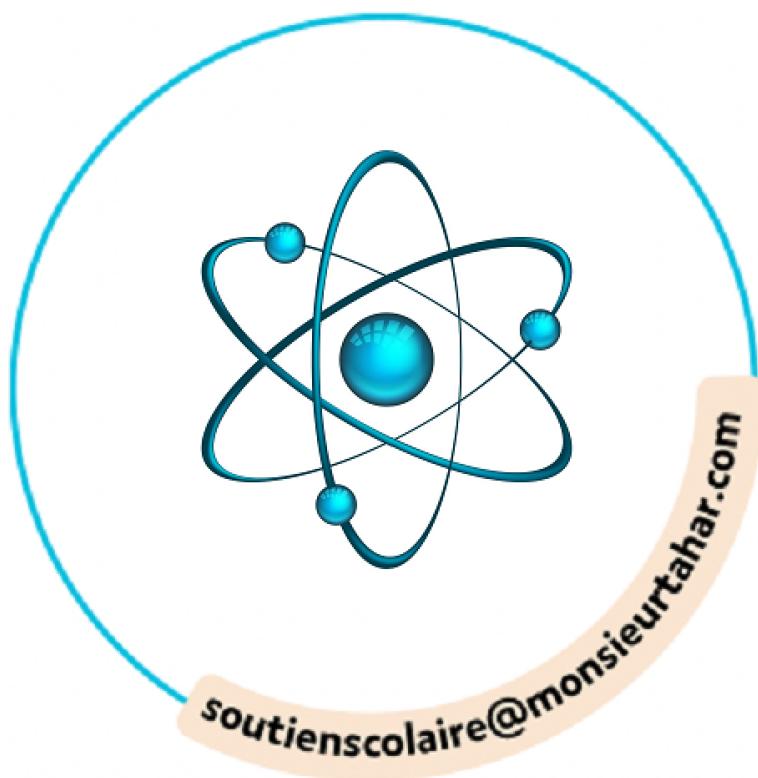


# Modèle de la lumière



soutienscolaire@monsieurtahar.com

## CHAPITRE 9

# Chapitre 15

# Modèle de la lumière

## 1. Lumière et énergie

### 1.1. Le modèle corpusculaire de la lumière

En 1900, **Max Planck** (prix Nobel 1918), émet l'hypothèse que les ondes électromagnétiques transportent l'énergie par paquets, appelés quanta d'énergie. C'est la naissance de la physique quantique (physique des « quanta »).

En 1905, **Albert Einstein** assimile ces quanta à des particules, de masse nulle et non chargées, appelées « photons », qui se propagent à la vitesse de la lumière.

#### Définition :

- Tout rayonnement monochromatique de fréquence  $\nu$  (en Hz) peut être considéré comme un ensemble de corpuscules, appelés « photons », transportant chacun un **quantum d'énergie**  $h \times \nu$  ( $h$  = constante de Planck).

#### Remarque :

- Dans le modèle ondulatoire, la longueur d'onde  $\lambda$ , d'un rayonnement monochromatique, est reliée à la période  $T$ , ou à la fréquence  $\nu$ , par les relations :

$$\lambda = c \times T = \frac{c}{\nu} \quad (\nu = \frac{1}{T})$$

$\left. \begin{array}{l} \lambda = \text{longueur d'onde (en m)} \\ c = \text{vitesse de la lumière dans le vide} (= 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}) \\ T = \text{période (en s)} \\ \nu = \text{fréquence (en Hz)} \end{array} \right\}$

voir cours Chap 15  
qu'on traitera le 15/06

### 1.2. Le quantum d'énergie

Une onde électromagnétique monochromatique de fréquence  $\nu$  peut être décrite par des photons qui transportent chacun une énergie  $E$  appelée quantum d'énergie et donnée par la relation :

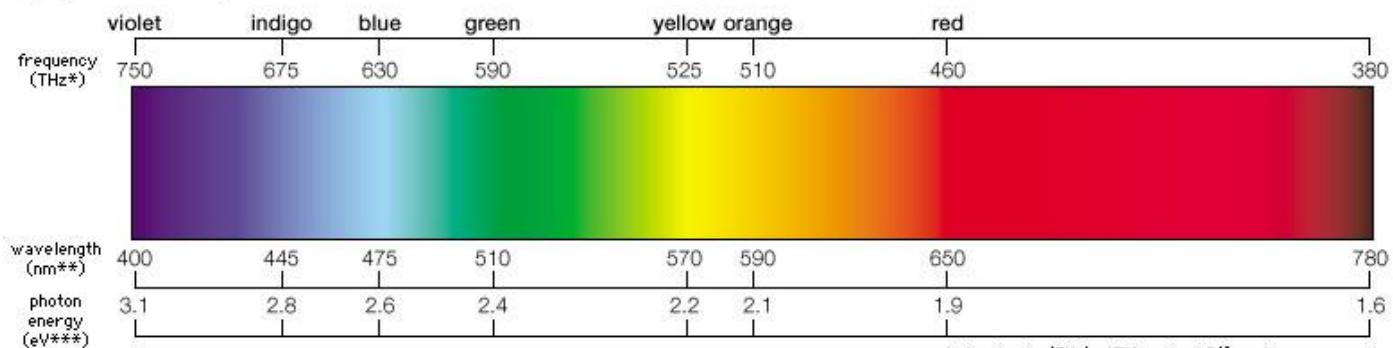
$$E = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}$$

$\left. \begin{array}{l} E = \text{énergie (en J)} \\ \nu = \text{fréquence (en Hz)} \\ \lambda = \text{longueur d'onde (en m)} \\ h = \text{constante de Planck} \quad (h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}) \end{array} \right\}$

#### Remarques :

- L'énergie d'un photon est d'autant plus grande que la fréquence de l'onde électromagnétique est grande ou que sa longueur d'onde est petite :

Light, the visible spectrum



© 2006 Encyclopædia Britannica, Inc.

- Le joule étant une unité très grande par rapport à l'énergie des photons, on utilise une unité plus appropriée, l'**électronvolt** (symbole : eV), dont la valeur en joule est :

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

Exercice : calculez l'énergie transporté par chaque photon d'une onde électromagnétique de fréquence  $\nu = 6,00 \cdot 10^{14}$  Hz.

$$\text{Réponse : } E = 6,63 \cdot 10^{-34} \times 6,00 \times 10^{14} = 3,98 \times 10^{-19} \text{ J} = 2,49 \text{ eV.}$$

### 1.3. Les niveaux d'énergie de la matière

En 1913, Niels Bohr introduit l'idée qu'un atome ne peut exister que dans certains états d'énergie bien définis, caractérisés par un niveau d'énergie.

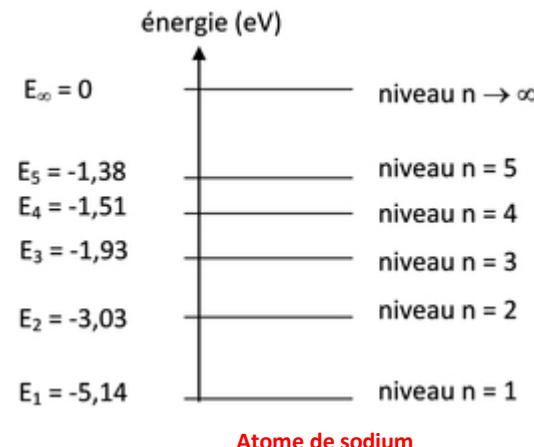
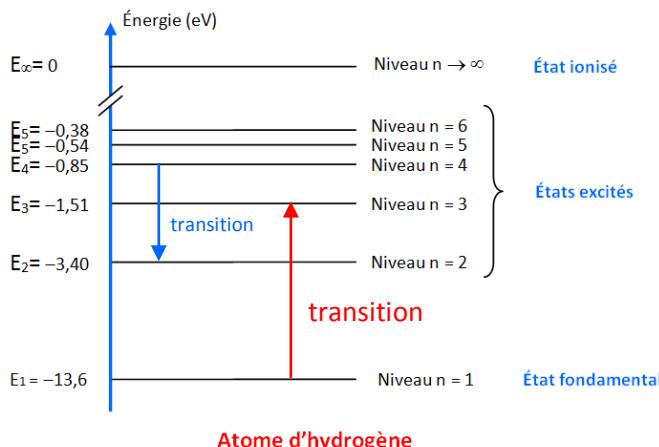
#### Définitions :

- Lorsque les électrons de l'atome sont sur les niveaux d'énergie les plus bas, on dit que l'atome est dans son **état fondamental** ;
- Lorsque les électrons sont sur des niveaux supérieurs, on dit que l'atome est dans un **état excité**.

#### A RETENIR :

- À chaque répartition des électrons sur les couches électroniques, correspond un **niveau d'énergie de l'atome** : **les niveaux d'énergie de l'atome sont quantifiés** ;
- Lorsqu'un électron change de niveau d'énergie, on dit qu'il réalise une **transition**.

Exemples : diagrammes des niveaux d'énergie des atomes d'hydrogène et de sodium



Remarque : Le niveau d'énergie  $E_{\infty} = 0$  eV correspond à l'état ionisé, l'électron n'est plus attiré par le noyau, il est libéré.

### 2. Diagrammes de niveaux d'énergie et spectres

Le caractère discontinu des spectres d'absorption ou d'émission s'explique par la quantification des niveaux d'énergie :



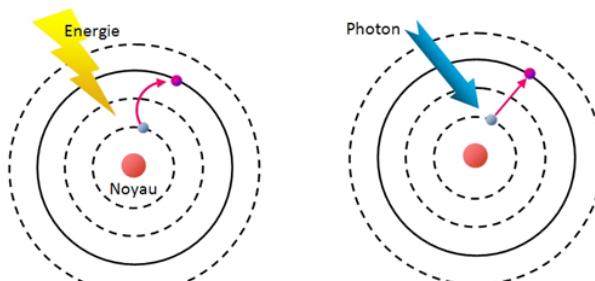
Fig. 1 : Spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène



Fig. 2 : Spectre de raies d'absorption de l'atome d'hydrogène

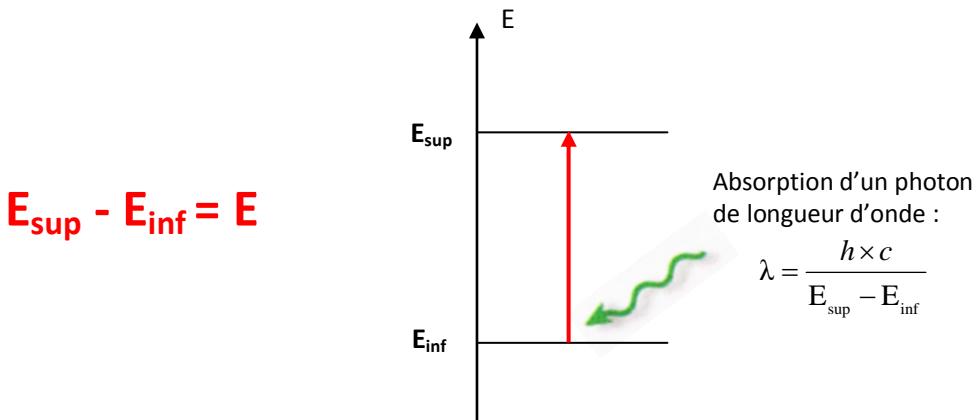
#### 2.1. Absorption de lumière

Un atome excité (par décharge électrique, par chauffage, absorption de lumière, etc.) retourne spontanément à son état fondamental ou à un état excité d'énergie plus faible en émettant un photon qui emporte l'énergie cédée par l'atome lors de la transition.



### A RETENIR :

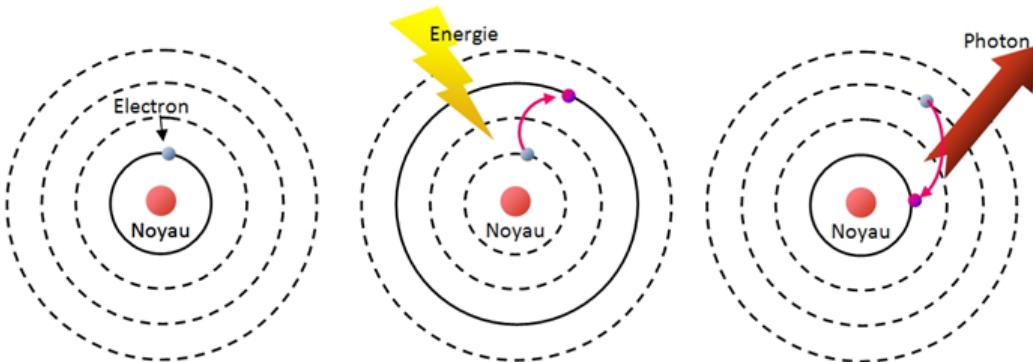
- Un atome dans un état d'énergie  $E_{\text{inf}}$  peut absorber un photon d'énergie  $E$  s'il possède un niveau d'énergie supérieur  $E_{\text{sup}}$  tel que :



- Dans le **spectre d'absorption** de cet atome, on pourra observer une raie sombre de longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{h \times c}{E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}}}$$

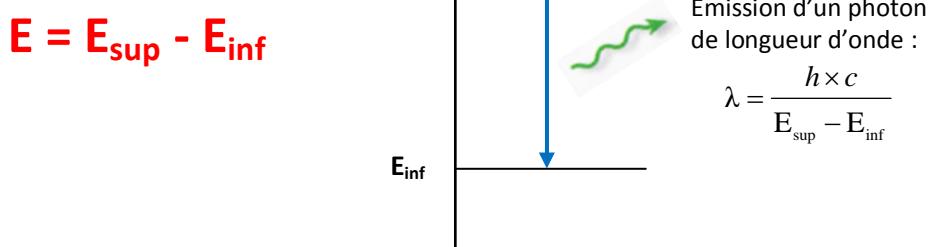
### 2.2. Émission de lumière



Un atome excité (par décharge électrique, par chauffage, absorption de lumière, etc.) retourne spontanément à son état fondamental ou à un état excité d'énergie plus faible en émettant un photon qui emporte l'énergie cédée par l'atome lors de la transition.

### A RETENIR :

- En passant d'un état excité d'énergie  $E_{\text{sup}}$  à un état d'énergie plus faible  $E_{\text{inf}}$ , un atome émet un photon d'énergie :



- Dans le **spectre d'émission** de l'atome, on pourra observer une raie de longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{h \times c}{E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}}}$$

Exemple : l'atome d'hydrogène

