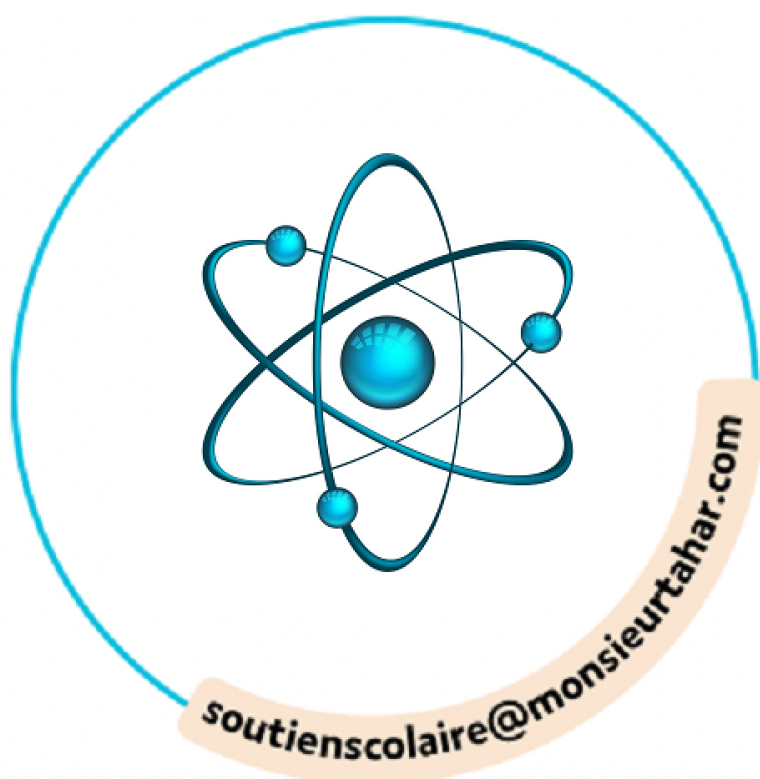


Modèle de la lumière



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 ν (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 λ , d'un rayonnement monochromatique, est reliée à la période T , ou à la fréquence ν , par les relations :

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

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

1.2. Le quantum d'énergie

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

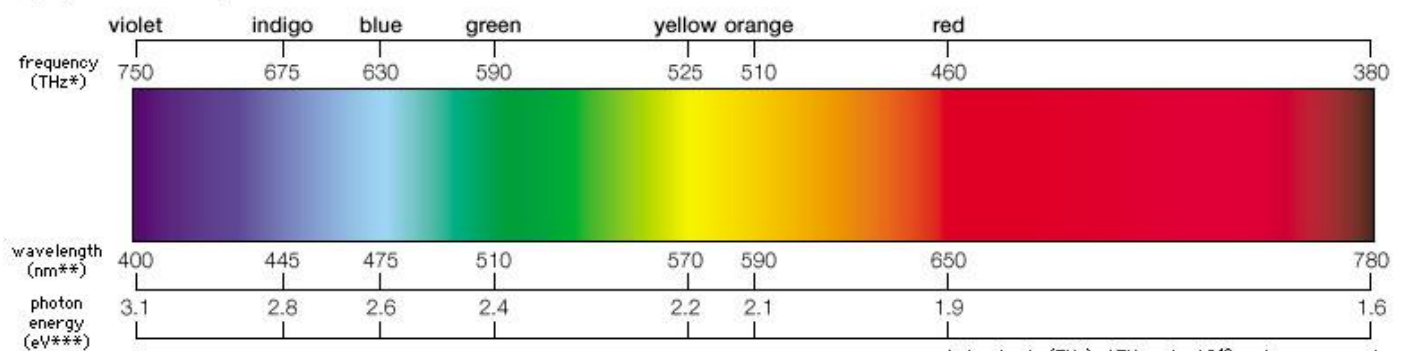
$$\boxed{E = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}}$$

- E = énergie (en J)
- ν = fréquence (en Hz)
- λ = longueur d'onde (en m)
- h = constante de Planck ($h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s)

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.

* In terahertz (THz); 1 THz = 1×10^{12} cycles per second.
** In nanometres (nm); 1 nm = 1×10^{-9} metre.
*** In electron volts (eV).

- 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.

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.

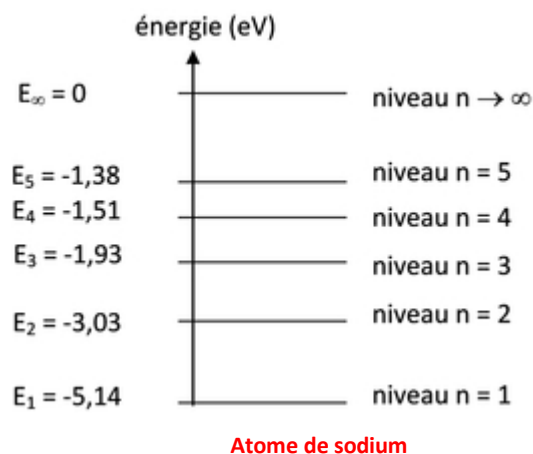
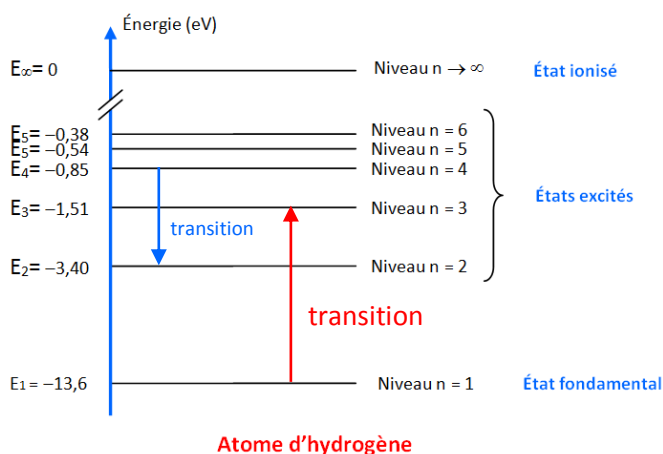
Définitions :

- ❑ 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 $E_{\infty} = 0 \text{ eV}$ 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 :

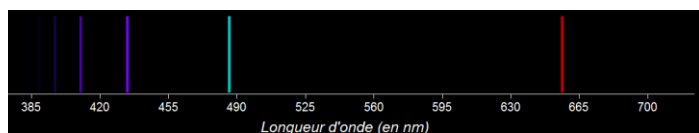


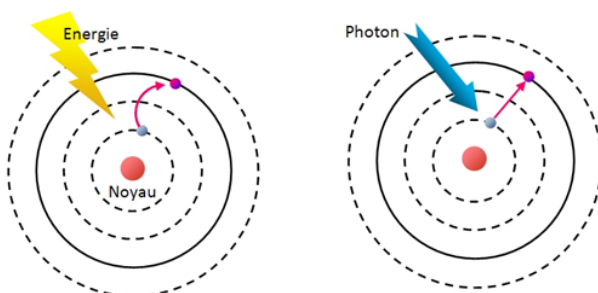
Fig. 1 : Spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène



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

2.1. Absorption de lumière

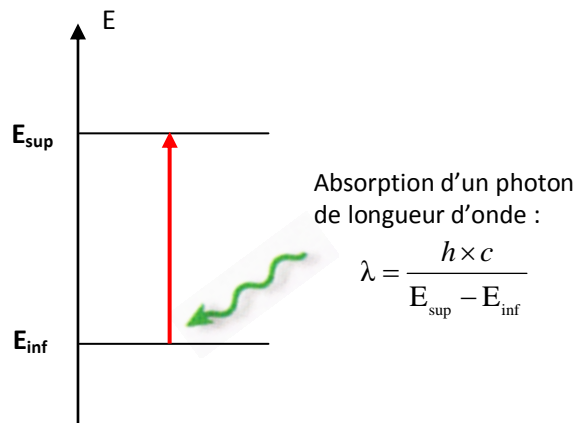
Un atome excité (par décharge électrique, par chauffage, absorption de lumière, etc.) retourne spontanément à son état fondamental ou à un état excité d'énergie plus faible en émettant un photon qui emporte l'énergie cédée par l'atome lors de la transition.



A RETENIR :

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

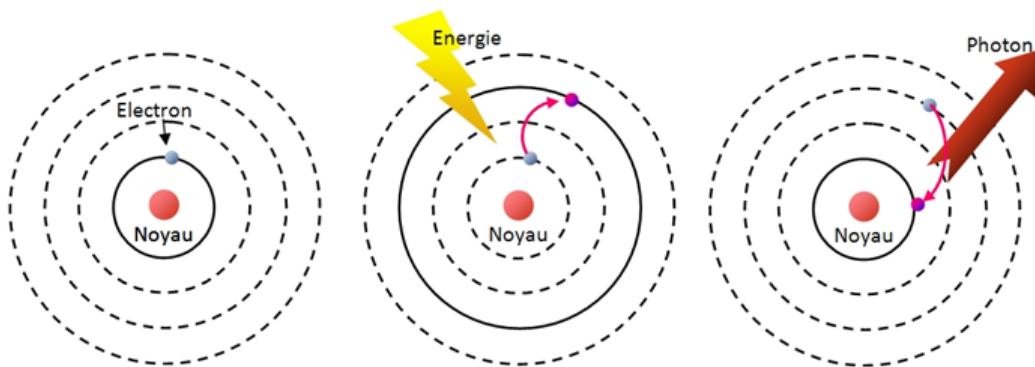
$$E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}} = E$$



- 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

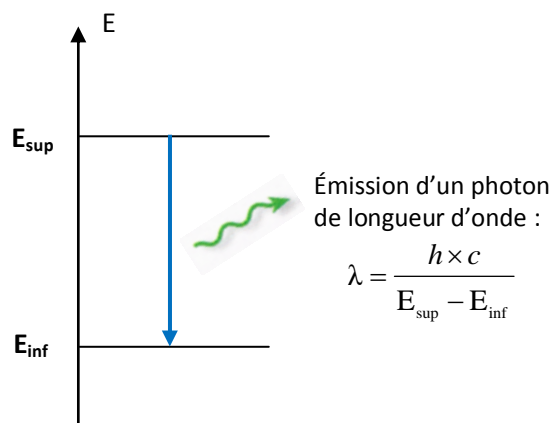


Un atome excité (par décharge électrique, par chauffage, absorption de lumière, etc.) retourne spontanément à son état fondamental ou à un état excité d'énergie plus faible en émettant un photon qui emporte l'énergie cédée par l'atome lors de la transition.

A RETENIR :

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

$$E = E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}}$$



- 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

