

Photons, niveaux d'énergie

Cours de sciences physiques - niveau 1re

*Pourquoi une lampe à vapeur de sodium est-elle jaune, un néon rouge-orangé, une LED bleue plus « énergétique » qu'une LED rouge ? Parce que la lumière échange son énergie avec la matière par paquets : les **photons**. Et parce que les atomes ne peuvent se trouver que dans des états d'énergie bien précis : les **niveaux d'énergie**. Ces deux idées expliquent les spectres de raies et ouvrent la voie à la physique quantique.*

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Le photon : un quantum d'énergie lumineuse

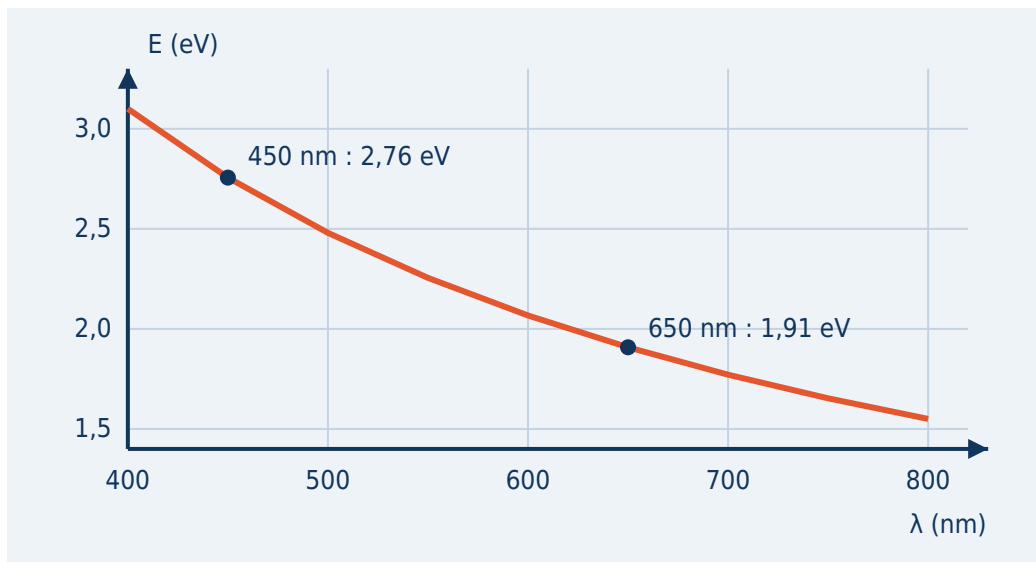
Dans le modèle **corpusculaire** de la lumière, un rayonnement lumineux est constitué de particules sans masse et sans charge : les **photons**. Chaque photon transporte une énergie bien définie, qui dépend de la fréquence ν (ou de la longueur d'onde λ) du rayonnement. Ce modèle complète le modèle ondulatoire du chapitre précédent : selon l'expérience, la lumière se manifeste comme une onde (diffraction, interférences) ou comme un flux de photons (échanges d'énergie avec la matière).

FORMULE À RETENIR

$$E = h \times \nu = h \times c \div \lambda$$

E : énergie du photon (J) ; $h = 6,626 \times 10^{-34}$ J·s (constante de Planck) ; $c = 3,00 \times 10^8$ m/s (célérité de la lumière dans le vide) ; ν : fréquence (Hz) ; λ : longueur d'onde dans le vide (m).

Plus la longueur d'onde est petite, plus le photon est énergétique : un photon violet transporte presque deux fois plus d'énergie qu'un photon rouge. Un rayonnement intense contient simplement **plus de photons**, sans que chaque photon soit plus énergétique.



L'énergie d'un photon est inversement proportionnelle à sa longueur d'onde : $E \times \lambda \approx 1\,240 \text{ eV}\cdot\text{nm}$.

L'électronvolt, unité adaptée à l'échelle de l'atome

Le joule est trop grand pour décrire l'énergie d'un photon. On utilise l'**électronvolt** (eV) : c'est l'énergie gagnée par un électron accéléré par une tension de 1 V.

DÉFINITION

1 eV = $1,602 \times 10^{-19}$ J. Avec cette unité et la longueur d'onde en nanomètres, on retient : **$E \text{ (eV)} = 1\,240 \div \lambda \text{ (nm)}$** (car $h \times c \div e \approx 1\,240 \text{ eV}\cdot\text{nm}$).

APPLICATION NUMÉRIQUE

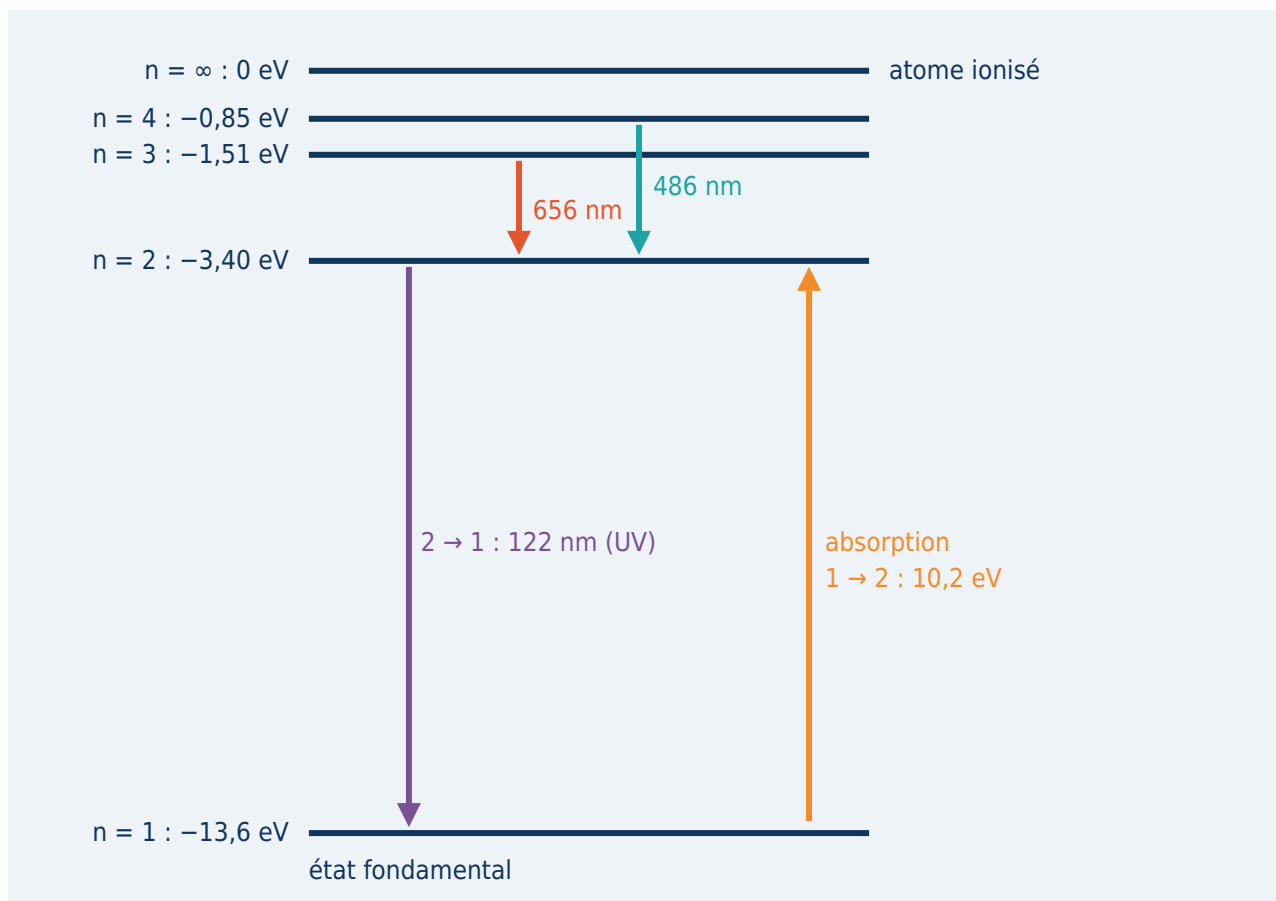
Photon d'un laser vert, $\lambda = 532 \text{ nm}$: $E = h c \div \lambda = 6,626 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8 \div 5,32 \times 10^{-7} \approx \mathbf{3,74 \times 10^{-19} \text{ J}}$. En électronvolts : $3,74 \times 10^{-19} \div 1,602 \times 10^{-19} \approx \mathbf{2,33 \text{ eV}}$ (et $1\,240 \div 532 \approx 2,33 \text{ eV}$).

Photons et niveaux d'énergie de l'atome

L'énergie d'un atome isolé ne peut pas prendre n'importe quelle valeur : elle est **quantifiée**. Seules certaines valeurs $E_1, E_2, E_3, \dots$ sont possibles : ce sont les **niveaux d'énergie**. L'état de plus basse énergie est l'**état fondamental** ; les autres sont des **états excités**. L'énergie zéro correspond à l'atome ionisé (électron arraché au repos), donc les niveaux d'un atome lié sont négatifs.

Pour l'atome d'hydrogène, les niveaux sont donnés par :

$$E_n = - 13,6 \div n^2 \text{ (en eV), } n = 1, 2, 3, \dots$$



Niveaux de l'atome d'hydrogène (échelle verticale proportionnelle aux énergies). Les flèches descendantes sont des émissions de photons, la flèche montante une absorption.

Émission et absorption d'un photon

Un atome ne peut échanger de l'énergie avec la lumière qu'en passant d'un niveau à un autre, en émettant ou en absorbant **un photon dont l'énergie est exactement égale à l'écart entre les deux niveaux**.

LOI

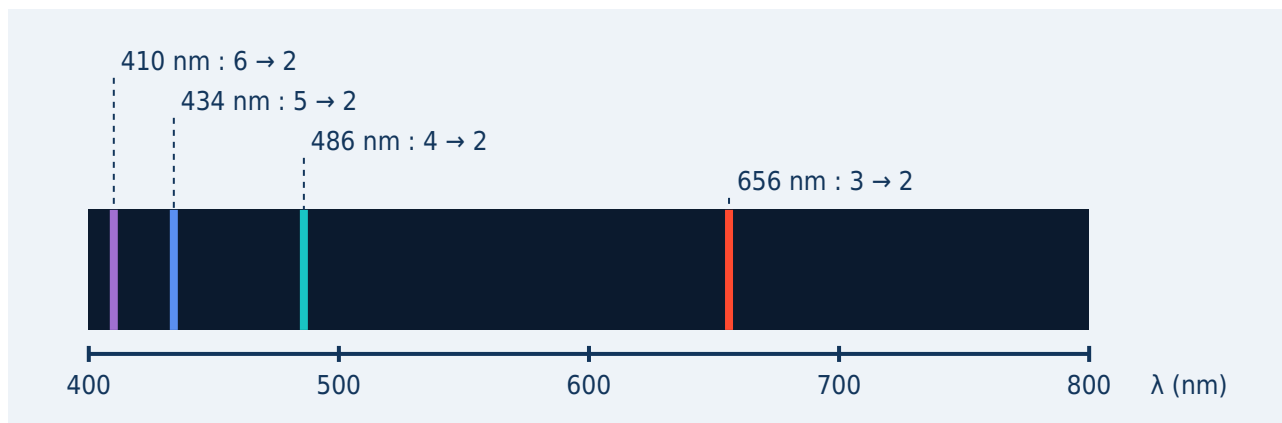
Émission : l'atome passe d'un niveau haut E_i à un niveau plus bas E_f et émet un photon d'énergie $E_{\text{photon}} = E_i - E_f = h c \div \lambda$. **Absorption** : l'atome passe de E_f à E_i en absorbant un photon de même énergie. Un photon d'énergie différente de tout écart entre niveaux n'est pas absorbé.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Transition $n = 3 \rightarrow n = 2$ de l'hydrogène : $\Delta E = E_3 - E_2 = -1,51 - (-3,40) = \mathbf{1,89 \text{ eV}}$. Longueur d'onde : $\lambda = 1\,240 \div 1,89 \approx \mathbf{656 \text{ nm}}$: lumière rouge. Transition $4 \rightarrow 2$: $\Delta E = -0,85 + 3,40 = 2,55 \text{ eV}$, soit $\lambda = 1\,240 \div 2,55 \approx \mathbf{486 \text{ nm}}$ (bleu-vert). Transition $2 \rightarrow 1$: $\Delta E = 10,2 \text{ eV}$, soit $\lambda \approx 122 \text{ nm}$ (ultraviolet, invisible).

Spectres de raies : la carte d'identité des atomes

Chaque transition donne un photon de longueur d'onde précise, donc une **raie** du spectre. Un gaz excité émet un **spectre de raies d'émission** ; les mêmes longueurs d'onde sont absorbées si l'on éclaire ce gaz avec de la lumière blanche, d'où le spectre de raies d'absorption. Comme les niveaux d'énergie sont propres à chaque élément chimique, les raies permettent d'identifier les éléments dans une lampe, une flamme ou une étoile. Pour l'hydrogène, les raies visibles correspondent aux transitions qui aboutissent au niveau $n = 2$.



Raies visibles de l'hydrogène : chacune correspond à une transition vers le niveau $n = 2$.

Des applications : LED et rayonnement ultraviolet

Dans une **diode électroluminescente**, des électrons passent d'un niveau d'énergie à un niveau plus bas dans le matériau semi-conducteur et émettent des photons d'énergie égale à l'écart ΔE . Une LED rouge de longueur d'onde 630 nm émet des photons de $1\,240 \div 630 \approx 1,97$ eV ; une LED bleue de 470 nm, des photons de 2,64 eV : la couleur est directement liée à l'écart d'énergie. Les photons ultraviolets ($\lambda < 400$ nm, $E > 3,1$ eV) sont assez énergétiques pour rompre certaines liaisons chimiques dans la peau : d'où l'intérêt des crèmes solaires.

ERREUR FRÉQUENTE

L'électronvolt est une unité d'**énergie**, pas de tension ni de puissance. Ne confonds pas l'énergie d'**un** photon (qui dépend de λ) avec l'énergie transportée par un faisceau (qui dépend du nombre de photons). Et n'oublie pas : un niveau d'énergie d'un atome lié est négatif, l'écart ΔE (toujours positif) est ce qui compte.

L'essentiel à retenir

- Un photon est un quantum d'énergie lumineuse : $E = h \nu = h c \div \lambda$ (J).
- $1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$; $E \text{ (eV)} = 1\,240 \div \lambda \text{ (nm)}$.
- L'énergie d'un atome est quantifiée : niveaux E_n ; pour l'hydrogène $E_n = -13,6 \div n^2$ (eV).

- Émission ou absorption d'un photon : $E_{\text{photon}} = |E_i - E_f| = h c \div \lambda$.
- Les spectres de raies sont la signature de chaque élément chimique.
- La couleur d'une LED dépend de l'écart d'énergie entre ses niveaux.