PHYSIQUE-CHIMIE · PREMIÈRE / COURS

La lumière, onde et photon, et les niveaux d'énergie de l'atome

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

01 Le problème

Une lampe au sodium des vieux lampadaires éclaire en orange, et seulement en orange. Passée à travers un prisme, sa lumière ne donne pas un arc-en-ciel, mais une seule raie fine. Pourquoi un atome n'émet-il que certaines couleurs, toujours les mêmes ? La réponse a fondé la physique quantique.

01 L'idée : l'escalier

Imagine l'électron d'un atome sur un **escalier**. Il peut se tenir sur une marche, jamais entre deux marches. Chaque marche correspond à une énergie précise.

- Pour monter d'une marche, il doit recevoir **exactement** la bonne quantité d'énergie : ni plus, ni moins.
- Quand il redescend, il rend l'énergie de la hauteur de marche, d'un seul coup, sous forme d'un **grain de lumière**, le photon.

Chaque atome a son propre escalier. Les hauteurs de marches donnent les couleurs qu'il peut émettre : le spectre est la signature de l'atome.

01 La lumière, une onde électromagnétique

La lumière est une onde électromagnétique. Contrairement au son, elle se propage aussi dans le vide, à la célérité $c = 3{,}00 \times 10^{8}\ \mathrm{m \cdot s^{-1}}$.

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

λ la longueur d'onde dans le vide (en m), ν la fréquence (en Hz).

Domaine	Longueur d'onde dans le vide
rayons gamma, X	moins de 10 nm
ultraviolet	10 nm à 400 nm
visible	**400 nm (violet) à 800 nm (rouge)**
infrarouge	800 nm à 1 mm
micro-ondes, ondes radio	au-delà de 1 mm

La lumière, un flux de photons

La lumière a aussi un aspect **particulaire** : elle est faite de photons, grains d'énergie sans masse qui se

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/photons-et-spectres/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

déplacent à la vitesse c.

Énergie d'un photon :

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

avec $h = 6{,}63 \times 10^{-34}\ \mathrm{J \cdot s}$, la constante de Planck.

Ces énergies sont minuscules en joules. On utilise souvent l'**électronvolt** : $1\ \mathrm{eV} = 1{,}60 \times 10^{-19}\ \mathrm{J}$. Un photon visible porte entre 1,6 et 3,1 eV.

Les niveaux d'énergie de l'atome

L'énergie d'un atome est **quantifiée** : elle ne peut prendre que certaines valeurs, les **niveaux d'énergie**, notés $E_1, E_2, E_3, \ldots$ Le niveau le plus bas est l'**état fondamental**, les autres sont des **états excités**. Ce sont les marches de l'escalier.

Pour l'hydrogène : $E_1 = -13{,}6\ \mathrm{eV}$, $E_2 = -3{,}40\ \mathrm{eV}$, $E_3 = -1{,}51\ \mathrm{eV}$… Le niveau 0 correspond à l'atome ionisé, l'électron arraché.

Émission. Quand l'atome passe d'un niveau E_p à un niveau inférieur E_n, il émet un photon d'énergie

$$h\,\nu = E_p - E_n$$

Absorption. Un atome au niveau E_n ne peut absorber un photon que si son énergie vaut **exactement** $E_p - E_n$ pour un niveau E_p supérieur.

Spectres d'émission et d'absorption

- Un gaz chaud émet un **spectre de raies d'émission** : des raies colorées sur fond noir, aux longueurs d'onde des transitions vers le bas.
- Une lumière blanche traversant un gaz froid donne un **spectre de raies d'absorption** : un fond coloré barré de raies noires, **aux mêmes longueurs d'onde**.

C'est ainsi qu'on sait de quoi sont faites les étoiles : leur lumière traverse leur atmosphère, et les raies noires du spectre disent quels atomes s'y trouvent.

Exemple guidé

La lampe au sodium émet une raie à $\lambda = 589\ \mathrm{nm}$. Calcule l'énergie d'un photon, en joules puis en électronvolts. Données : $h = 6{,}63 \times 10^{-34}\ \mathrm{J \cdot s}$, $c = 3{,}00 \times 10^{8}\ \mathrm{m/s}$, $1\ \mathrm{eV} = 1{,}60 \times 10^{-19}\ \mathrm{J}$.

1. **La formule** : $E = \dfrac{hc}{\lambda}$, avec λ en mètres, $589 \times 10^{-9}\ \mathrm{m}$.
2. **Le calcul** : $E = \dfrac{6{,}63 \times 10^{-34} \times 3{,}00 \times 10^{8}}{589 \times 10^{-9}} \approx 3{,}38 \times 10^{-19}\ \mathrm{J}$.
3. **En électronvolts** : $\dfrac{3{,}38 \times 10^{-19}}{1{,}60 \times 10^{-19}} \approx 2{,}11\ \mathrm{eV}$.
4. **La transition** : dans l'atome de sodium, le niveau fondamental est à $-5{,}14\ \mathrm{eV}$ et le premier niveau excité à $-3{,}03\ \mathrm{eV}$. L'écart vaut exactement $2{,}11\ \mathrm{eV}$.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/photons-et-spectres/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Retour au problème

L'électron ne peut descendre que d'une marche précise de l'escalier : le photon émis a toujours la même énergie, donc la même couleur. Chaque élément a son propre escalier, et donc ses propres raies : un spectre est la signature d'un atome.

Les pièges

- λ en **mètres** dans $E = hc/\lambda$: $500\ \text{nm} = 5{,}00 \times 10^{-7}\ \text{m}$.
- Convertir les eV en joules avant d'utiliser h, ou l'inverse à la fin.
- L'énergie du photon est la **différence** de deux niveaux, pas la valeur d'un niveau.
- Les niveaux sont négatifs, mais une différence $E_p - E_n$ avec $p > n$ est positive.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/photons-et-spectres/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits