

AD n°2 : Modéliser la lumière par des photons

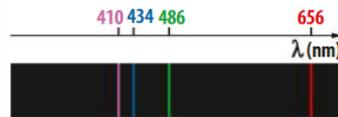
A la fin du XIX<sup>e</sup> siècle, il semble acquis que la lumière est une onde. Cependant, certains résultats expérimentaux nécessitent d'avoir recours à un autre modèle de la lumière.

Les scientifiques de cette époque s'y sont alors intéressés.

→ Comment expliquer la présence de quatre raies dans le spectre de raies de l'atome d'hydrogène ?

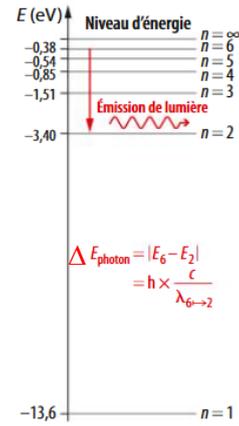
**Doc. 1** L'expérience d'Angström (1862)

« Lorsqu'un tube contenant de l'hydrogène à faible pression est soumis à une haute tension, celui-ci émet une lumière bleue. À la traversée d'un prisme, cette lumière bleue donne quatre raies étroites et lumineuses dans le visible. »



**Doc. 3** Diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène

L'atome d'hydrogène étant le plus simple de tous avec un électron et un proton, Bohr propose en 1913 de quantifier son énergie par la relation :  $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$  ( $n$  est un entier strictement positif).  
Le niveau  $n = 1$  correspond à l'état fondamental (le plus stable) de l'atome d'hydrogène, les niveaux supérieurs correspondent à des états excités. Un atome dans un état excité peut se désexciter vers un niveau d'énergie inférieure en émettant un photon d'énergie déterminée.  
L'électronvolt est une unité d'énergie notée eV avec  $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$ .



**Doc. 2** Le photon

Pour  $n = \infty$ , on parle d'état ionisé de l'atome, qui a perdu des électrons.

En 1900, Max Planck suggère que les échanges d'énergie entre une onde de fréquence  $\nu$  (lettre grecque nu) et la matière sont quantifiés : les transferts ne se font que par « paquets » d'énergie,

appelés *quanta*, de valeur :

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

Constante de Planck    Vitesse de la lumière

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

Variation d'Énergie (J)    Fréquence (Hz)    Longueur d'onde (m)

Si l'onde n'apporte pas de paquets entiers, le transfert ne peut avoir lieu. En 1905, Einstein introduit le concept de corpuscule de lumière qui sera plus tard appelé photon. Ce photon possède l'énergie d'un « paquet » défini par Planck.

Entre 2 niveaux existants pour l'atome : Exemple entre le niveau  $n = 2$  et le niveau  $n = 6$  (flèche rouge sur Doc 3), la variation d'énergie est  $E_2 - E_6 = -0,38 - (-3,4) = 3,02 \text{ eV}$

1. Calculer les énergies des photons émis par les rayonnements présents dans le Doc.1 en joules puis en électronvolts.
2. Vérifier que la raie de longueur d'onde de 410 nm correspond à la transition du niveau 6 vers le niveau 2.
3. Identifier les transitions correspondant aux autres raies visibles du spectre de l'atome d'hydrogène en prenant toujours le niveau 2 comme niveau d'arrivée.
4. Justifier que les niveaux d'énergie d'un atome sont quantifiés.
5. Expliquer en quoi le modèle du photon permet d'interpréter les spectres d'émission de atomes.