

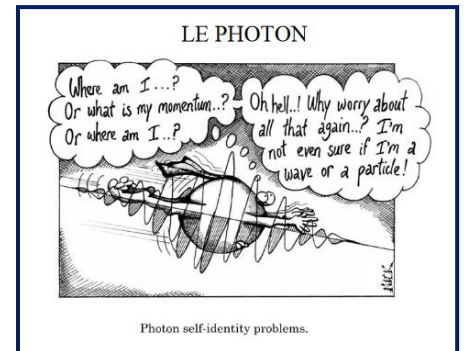
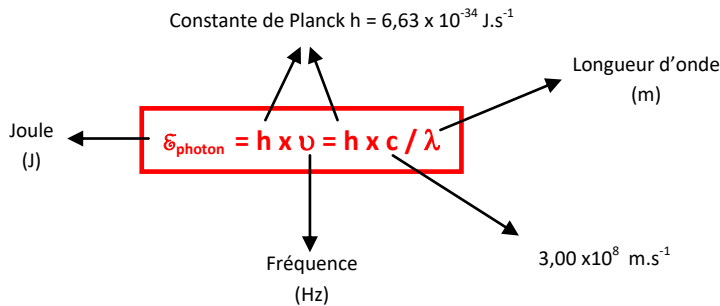
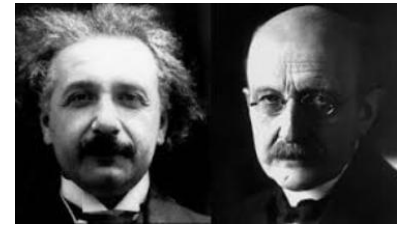
2- Modèle particulaire de la lumière

Depuis les travaux d'Albert Einstein en 1905 on sait que la lumière est constituée de **particules** de masse **nulle** appelés les **photons**.

On parle alors de modèle **particulaire** de la lumière.

Dans ce modèle le rayon lumineux est la direction de propagation des photons qui se déplacent à la vitesse c .

Une onde électromagnétique de longueur d'onde λ et de fréquence ν peut donc être décrite par des photons qui transportent un **quantum** d'énergie E_{photon} :



Remarque

Cette formule appelée relation de Planck-Einstein permet de montrer la nature à la fois **particulaire** (particule de masse non nulle et d'énergie E_{photon}) et **ondulatoire** (fréquence ν et longueur d'onde λ) de la lumière :

→ on parle de **dualité onde-particule**.

LA LUMIERE et son INTERACTION avec la MATIERE

1- Un peu d'histoire des sciences

La composition d'un atome, la répartition des charges négatives autour d'un noyau positif ont été découverts aux horizons de 1912.

Ce n'est qu'en 1932 que **Rutherford** assisté de **Chadwick** mettra en évidence la présence de particules neutres de masse comparable à celle d'un proton au sein du noyau.

Un défi de taille reste encore à expliquer à cette époque : l'émission de lumière par des atomes.

Or, à cette époque, il est connu que l'émission de photons (de lumière) correspond à une énergie. Autrement dit, si l'atome émet de la lumière, c'est qu'il perd de l'énergie ! Or, les électrons ne semblent pas s'écraser sur le noyau ou les atomes subitement disparaître et devenir instables !

Afin de rendre compte de cette stabilité atomique, Niels **Bohr** crée en 1913 un nouveau modèle d'atome:

les orbites des électrons ne sont pas quelconques mais "quantifiées"



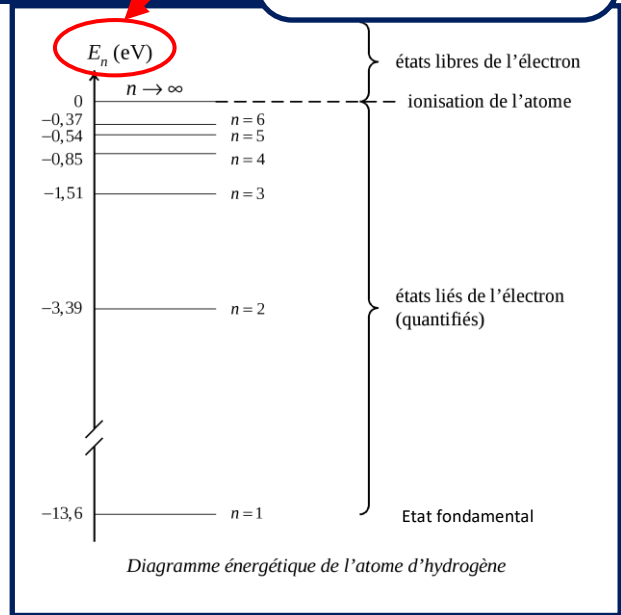
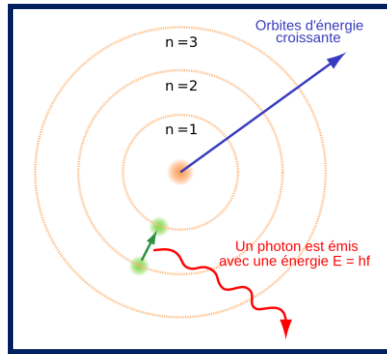
2- Quantification de l'énergie de l'atome

Les niveaux d'énergie d'un atome sont **quantifiés** c'est-à-dire que leur énergie ne peut prendre que certaines **valeurs**. Le niveau d'énergie le plus bas correspond à l'état **stable** de l'atome.

Ce niveau est appelé **état fondamental**. ($n=1$)

Les autres niveaux d'énergie supérieure correspondent aux états **excités**.

L'état de plus haute énergie correspond à la perte de l'électron, l'atome est dit **ionisé**.



L'écart entre les niveaux d'énergie étant faible, on utilise une autre unité d'énergie que le Joule : **l'électron-volt**

3- Emission et absorption de lumière par un atome

L'étude des spectres de raies d'émission et d'absorption a permis aux physiciens de comprendre d'interaction lumière - matière.

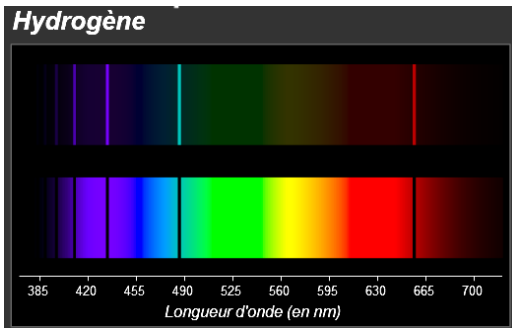
En effet, au cours d'une transition entre 2 états d'énergie notés E_{Initial} et E_{final} , le photon absorbé ou émis par l'atome possède une énergie



$$\epsilon_{\text{photon}} = |\Delta\epsilon| = h \times \nu = h \times c / \lambda$$

Joule (J)

$$\Delta\epsilon = \epsilon_{\text{final}} - \epsilon_{\text{Initial}}$$



$\Delta\epsilon > 0$ si Absorption = gain d'énergie
 $\Delta\epsilon < 0$ si Emission = perte d'énergie

	Absorption de lumière par un atome	Emission de lumière par un atome
Schéma niveau d'énergie	<p>Absorption</p> <p>absorption d'un photon par l'atome</p> <p>noyau</p> <p>état excité</p> <p>niveau d'énergie moyenne</p> <p>niveau d'énergie minimale</p> <p>électron</p> <p>absorption d'un photon par l'atome</p>	<p>Émission</p> <p>émission d'un photon de grande énergie</p> <p>électron</p> <p>noyau</p> <p>émission d'un photon d'énergie moyenne</p>
Diagramme d'énergie	<p>$\epsilon_n(\text{eV})$</p> <p>ϵ_{final}</p> <p>$\epsilon_{\text{initial}}$</p> <p>$\epsilon_{\text{photon}}$</p>	<p>$\epsilon_n(\text{eV})$</p> <p>$\epsilon_{\text{initial}}$</p> <p>$\epsilon_{\text{final}}$</p> <p>$\epsilon_{\text{photon}}$</p>
Gain ou perte d'énergie	Absorption = gain d'énergie pour l'atome $E_{\text{final}} > E_{\text{initial}}$ $E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} > 0$ donc $\Delta E > 0$	Emission = perte d'énergie pour l'atome $E_{\text{final}} < E_{\text{initial}}$ $E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} < 0$ donc $\Delta E < 0$
Calcul de l'énergie transportée par le photon	L'énergie absorbée est transportée par un photon dont l'énergie est : $E_{\text{photon}} = h \times \nu = \Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} $	L'énergie libérée est transportée par un photon dont l'énergie est : $E_{\text{photon}} = h \times \nu = \Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} $
Emission ou absorption d'onde électromagnétique	Si la fréquence ν (ou la longueur d'onde λ) de la radiation absorbée appartient au domaine visible, on obtient une raie noire sur le spectre d'absorption	Si la fréquence ν (ou la longueur d'onde λ) de la radiation émise appartient au domaine visible, on obtient une raie colorée dans le spectre d'émission
Si domaine visible spectre obtenu	<p>source de lumière blanche</p> <p>lumière incidente</p> <p>gaz étudié</p> <p>lumière transmise</p> <p>prisme</p> <p>spectre</p> <p>Spectre d'absorption</p>	<p>décharge électrique</p> <p>gaz étudié</p> <p>lumière émise</p> <p>prisme</p> <p>spectre</p> <p>Spectre d'émission</p>

4- Application : lampe à vapeur d'hydrogène

La lumière émise par une lampe à vapeur d'hydrogène permet d'obtenir différentes raies dont celles de Balmer (voir schéma ci-contre) dans le domaine visible.

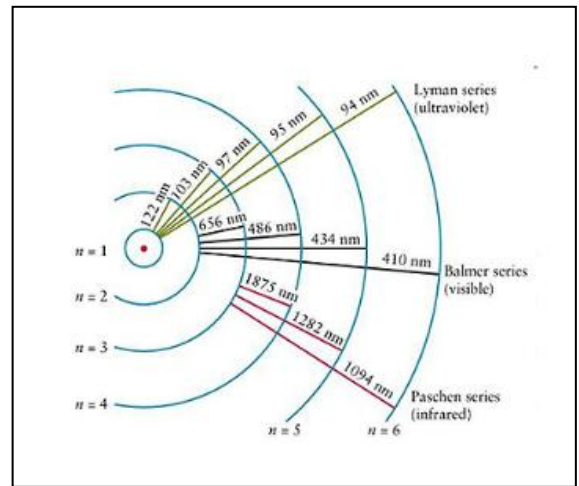
Pour obtenir ces émissions, du gaz hydrogène est traversé par un courant électrique afin d'exciter les électrons qui en se désexcitant émettent les différentes radiations.

Le but est de retrouver les valeurs des différents niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.

Données

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

$$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$



- 1- Relever la longueur d'onde de la radiation émise lors de la transition du niveau 6 vers le niveau 2.
 $\lambda = 410 \text{ nm}$

- 2- Calculer l'énergie en eV du photon associé à cette transition notée E_{photon}

$$E_{\text{photon}} = h \times c / \lambda = 6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8 / (410 \times 10^{-9}) = 4,84 \times 10^{-19} \text{ J} = 3,03 \text{ eV}$$

- 3- S'agit-il d'une émission ou d'une absorption de photon ?

Emission avec perte d'énergie pour l'atome

- 4- En déduire si $\Delta E_{6 \rightarrow 2}$ est comptée positivement ou négativement.

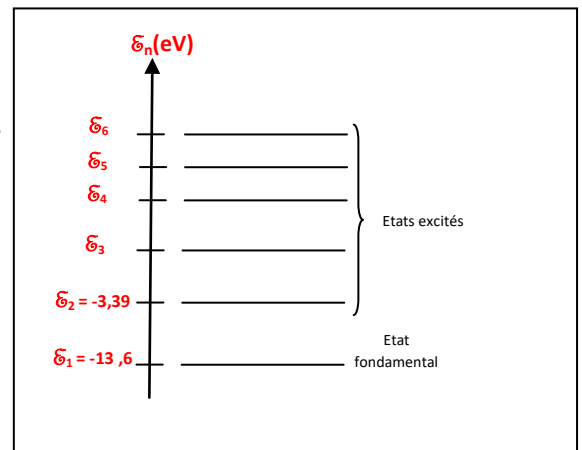
Négativement

- 5- Donner la valeur de $\Delta E_{6 \rightarrow 2}$ **$\Delta E_{6 \rightarrow 2} = -3,03 \text{ eV}$**

- 6- En déduire la valeur de l'énergie du niveau 6 du diagramme d'énergie.

$$\Delta E_{6 \rightarrow 2} = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} = E_2 - E_6$$

$$\text{Donc } E_6 = E_2 - \Delta E_{6 \rightarrow 2} = -3,39 - (-3,03) = -0,37 \text{ eV}$$



Faire de même afin de déterminer les valeurs des autres niveaux d'énergie.

NIVEAU 5

$$E_{\text{photon}} = h \times c / \lambda = 6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8 / (434 \times 10^{-9}) = 4,58 \times 10^{-19} \text{ J} = 2,86 \text{ eV}$$

$$\Delta E_{5 \rightarrow 2} = E_2 - E_5$$

$\Delta E_{5 \rightarrow 2} < 0$ car l'atome perd de l'énergie au cours d'une émission de photons

$$\text{Donc } E_5 = E_2 - \Delta E_{5 \rightarrow 2} = -3,39 - (-2,86) = -0,53 \text{ eV}$$

NIVEAU 4

$$E_{\text{photon}} = h \times c / \lambda = 6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8 / (486 \times 10^{-9}) = 4,09 \times 10^{-19} \text{ J} = 2,55 \text{ eV}$$

$$\Delta E_{4 \rightarrow 2} = E_2 - E_4$$

$\Delta E_{4 \rightarrow 2} < 0$ car l'atome perd de l'énergie au cours d'une émission de photons

$$\text{Donc } E_4 = E_2 - \Delta E_{4 \rightarrow 2} = -3,39 - (-2,55) = -0,84 \text{ eV}$$

NIVEAU 3

$$E_{\text{photon}} = h \times c / \lambda = 6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8 / (656 \times 10^{-9}) = 3,03 \times 10^{-19} \text{ J} = 1,89 \text{ eV}$$

$$\Delta E_{3 \rightarrow 2} = E_2 - E_3$$

$\Delta E_{3 \rightarrow 2} < 0$ car l'atome perd de l'énergie au cours d'une émission de photons

$$\text{Donc } E_3 = E_2 - \Delta E_{3 \rightarrow 2} = -3,39 - (-1,89) = -1,50 \text{ eV}$$