

## La structure atomique : aspect énergétique, nombre quantiques et configuration électronique

### I- Structure de l'atome d'hydrogène

#### I.1-La lumière

Le rayonnement électromagnétique, dont la lumière est un exemple, est l'une des formes de l'énergie. C'est une onde, c'est-à-dire un phénomène ondulatoire, caractérisée par :

- Une vitesse de propagation  $c$  ;
- Une fréquence  $\nu$
- Une longueur d'onde  $\lambda$  (distance parcourue pendant le temps d'oscillation)

La lumière est composée de **photons**, qui sont des paquets d'énergies. L'énergie d'un photon peut être décrite par la formule suivante :  $E = h \nu = h c / \lambda$  où  $h$  est la constante de Planck =  $6,63 \times 10^{-34} \text{ J.Hz}^{-1}$ .

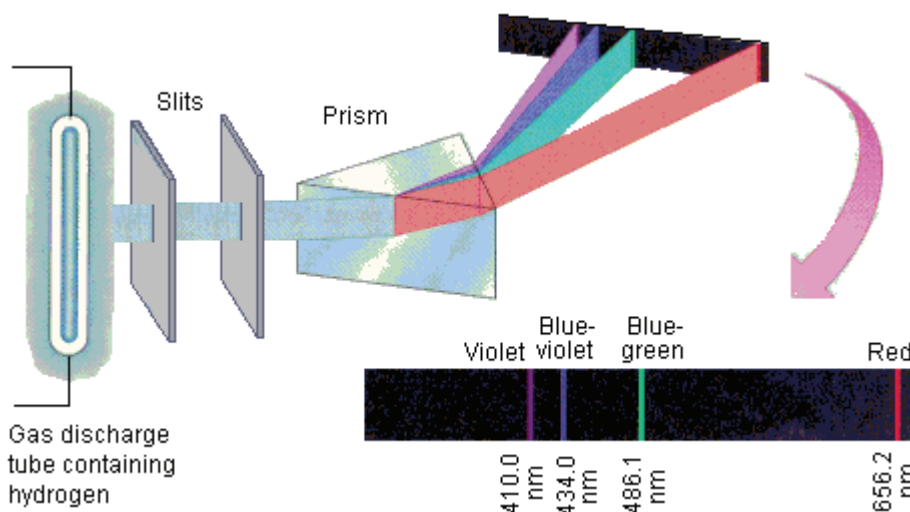
Toute radiation, qu'elle soit lumineuse ou non, peut être décrite par sa longueur d'onde et sa fréquence.

**Longueur d'onde** : Elle correspond à la distance entre deux crêtes de deux vagues successives. Son symbole est  $\lambda$ .  $\lambda = c / \nu$ .

**Fréquence** : Nombre d'oscillations par unité de temps. Son symbole est  $\nu$ . Elle s'exprime en  $s^{-1}$  ou en **Hertz (Hz)**.

#### I.2- Spectre de l'atome d'hydrogène

L'atome d'H est le plus simple. On a pu déterminer sa structure par **spectroscopie**. Il s'agit d'un passage à travers un prisme de la lumière émise par des atomes d'hydrogène excités.



Spectre discontinu dit spectre de raies

Les fréquences de radiations émises par les atomes hydrogènes préalablement excités ne peuvent prendre que certaines valeurs

Elles sont quantifiées

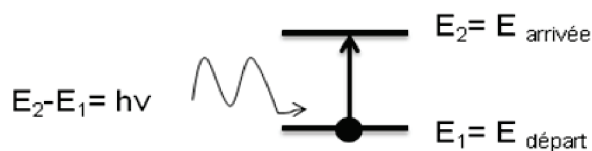
Les raies du spectre de l'hydrogène sont séparées par des énergies de transition précises décrites par la **formule de Rydberg** :

$$\nu = R \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

où la constante de Rydberg  $R = 3,29 \times 10^{15}$  Hz.

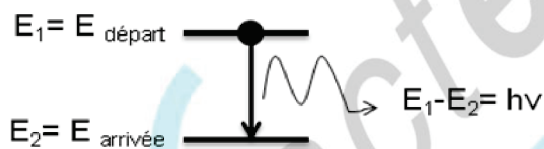
### I.3 Phénomène d'absorption et d'émission d'une radiation monochromatique

Absorption d'une radiation monochromatique de fréquence  $\nu$  = absorption d'un photon d'énergie  $h\nu$



L'énergie de l'électron augmente par absorption d'un photon

Emission d'une radiation monochromatique de fréquence  $\nu$  = émission d'un photon d'énergie  $h\nu$

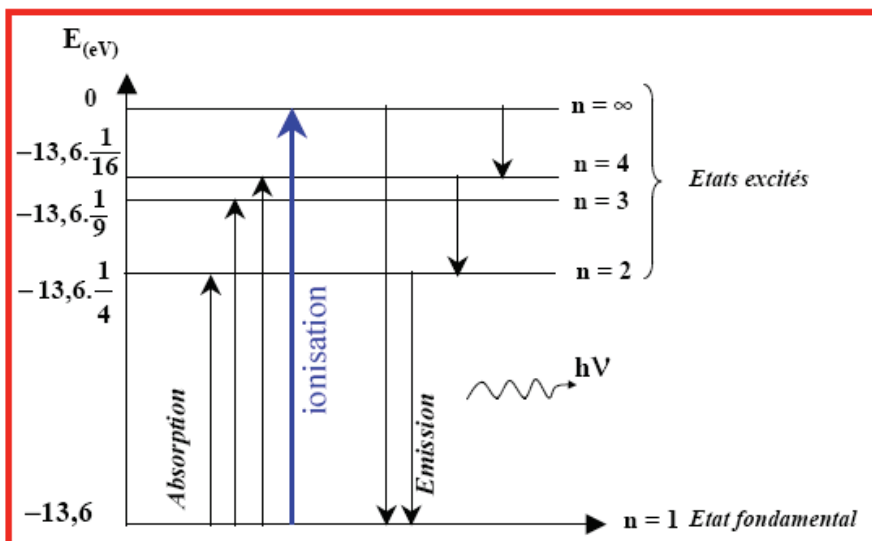


L'énergie de l'électron diminue par émission d'un photon

### I.4 Diagramme d'énergie de l'atome hydrogène

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

$\nu$  : fréquence de la radiation;  $\lambda$  : longueur d'onde;  $c$  : vitesse de la lumière :  $c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$ ;  $h$  : constante de Planck :  $h = 6,626.10^{-34} \text{ J.s}$



Toute matière possède un caractère double matériel et ondulatoire.

- Cette dualité onde-particule est décrite par la **relation de Broglie** :  $\lambda = h / (mv)$

### I.5 Modèle de Bohr

Bohr a mis au point un modèle pour l'atome d'hydrogène.

Selon Bohr, l'électron décrit des orbites circulaires de rayons bien définis autour du noyau avec une énergie bien définie (à une orbite correspond une énergie)

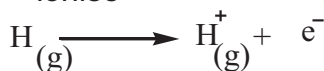
Lorsque l'électron absorbe ou émet de l'énergie, il change d'orbite ou de niveau d'énergie.

Le niveau d'énergie de l'atome d'hydrogène :  $E_n = - h^2 R / n^2 = - 13,6 / n^2$  (n est le nombre quantique principale)

D'après Bohr, un électron :

- s'éloigne du noyau si l'énergie est absorbée (son énergie augmente)
- se rapproche du noyau si l'énergie est émise (son énergie diminue)

Cas extrême :  $n \longrightarrow \infty$ ,  $E \longrightarrow 0$ , l'électron a quitté l'atome. L'atome est dit « ionisé »



Le modèle de Bohr permet d'expliquer les résultats expérimentaux sur l'atome d'hydrogène. On a une limite pour ce modèle, une limite pour les spectres d'émission des atomes polyélectroniques.

## II. Le principe d'incertitude

Un électron a un **caractère ondulatoire**. On ne peut donc pas le **localiser** précisément. Plus on pourra décrire la **localisation** d'un électron avec précision, plus il sera difficile de calculer sa **vitesse**, et réciproquement. (Un électron dont on connaît précisément la vitesse sera difficile à