

Introduction au monde quantique.

Introduction : l'état de la physique à la fin du XIX^e siècle.

A la fin du XIX^e siècle, la physique classique était basée sur deux grandes théories : la mécanique Newtonienne (1687) qui explique le comportement de la matière, et la théorie de Maxwell (1885) qui explique les phénomènes électromagnétiques et l'optique.

Les deux théories étaient reliées à l'aide de la force de Lorentz, qui permet de comprendre comment la matière chargée émet un rayonnement électromagnétique, et comment un rayonnement peut exercer une force sur des particules chargées.

L'atome était décrit par un modèle planétaire, dans lequel des électrons tournent autour de leur noyau comme les satellites tournent autour d'un astre.

A ce moment, la physique semble être sur le point de pouvoir expliquer l'ensemble des phénomènes observables, seuls quelques phénomènes isolés résistent encore aux physiciens :

- Le modèle de l'atome ne permet pas d'expliquer que les atomes émettent un spectre de raies.
- En rayonnant un champ électromagnétique, les électrons devraient très rapidement perdre leur énergie et s'effondrer sur leur noyau.
- Un corps chauffé, d'après les calculs classiques, devrait émettre beaucoup d'énergie dans les ultraviolets, ce que l'on n'observe pas expérimentalement.

I) Idée de quantification.

En 1900, Planck émet l'hypothèse que la lumière transporte l'énergie par « paquets », qu'il appelle « _____ ».

En 1905, Einstein suggère que ces quantas d'énergie sont en fait des particules : _____.

Une onde électromagnétique, de fréquence ν et de longueur d'onde λ est constituée de photons. L'énergie E de chaque photon est donnée par la relation :

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Où c est la célérité de la lumière dans le vide $c = 3,00 \cdot 10^8$ m/s.

h est une constante appelée _____ : $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s

E en J, ν en Hz, et λ en m.

Remarque : les énergies obtenues étant assez faibles, le Joule est une unité peu adaptée. On utilise couramment une unité appelée l'**électronvolt** (eV)

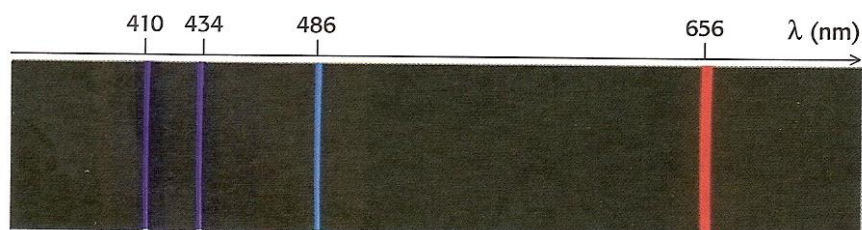
$$1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Exemples : remplir le tableau suivant :

| Onde électromagnétique | Longueur d'onde λ (m) | Fréquence ν (Hz) | Energie (J) | Energie (eV) |
|------------------------------------|-------------------------------|----------------------|-------------|--------------|
| Rayonnement γ | | | | 1 MeV |
| Rayon X | 0,1 nm | | | |
| Raie principale (orange) du sodium | 589,0 nm | | | |
| Ultraviolet proche | 200 nm | | | |
| Infrarouge proche | 10 μm | | | |
| Onde radio | | 100 MHz | | |

II) Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.

La décomposition de la lumière émise par une lampe à hydrogène donne le spectre suivant :



On remarque que seules quelques radiations de longueurs d'ondes bien particulières sont émises.

Interprétation : La lampe fournit de l'énergie aux atomes d'hydrogène en les excitant. Cet **état excité** est instable, et les atomes vont perdre ce surplus d'énergie sous forme de lumière.

L'obtention d'un spectre discontinu et non continu nous montre que les fréquences des radiations ne peuvent prendre que des valeurs discrètes : on dit que les fréquences sont _____.

III) Les postulats de Bohr.

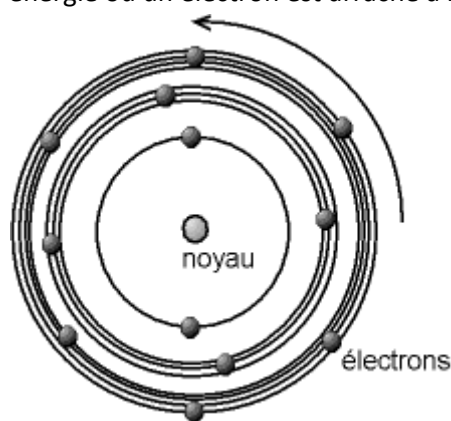
Afin d'expliquer ces spectres, Niels Bohr postule en 1913 que l'énergie d'un élément chimique est elle-même quantifiée : elle ne peut prendre que quelques valeurs caractéristiques de l'élément.

Pour chaque élément, il y a un état d'énergie minimale accessible, appelé _____. Il s'agit de l'état stable de l'atome, qui y reste tant qu'il n'est pas perturbé.

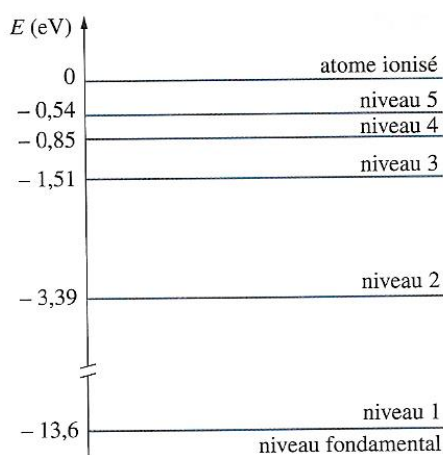
Les états d'énergies supérieures sont appelées _____. Un atome ne peut rester très longtemps excité, et retombe assez rapidement dans l'état fondamental (typiquement au bout de 10^{-9} à 10^{-8} s, parfois plus, mais c'est rare.).

Tant qu'un atome reste dans un même état, il ne rayonne pas d'énergie.

Par convention, le niveau d'énergie nulle correspond à _____ de l'élément (c'est-à-dire le niveau d'énergie où un électron est arraché à l'atome).



Couches électroniques.



Exemple : niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.

IV) Interprétation des spectres atomiques.

Le passage d'un état d'énergie de l'atome à un autre est appelé _____.

Ce passage s'accompagne toujours d'un transfert d'énergie entre l'atome et le milieu extérieur.

a) Spectre d'émission.

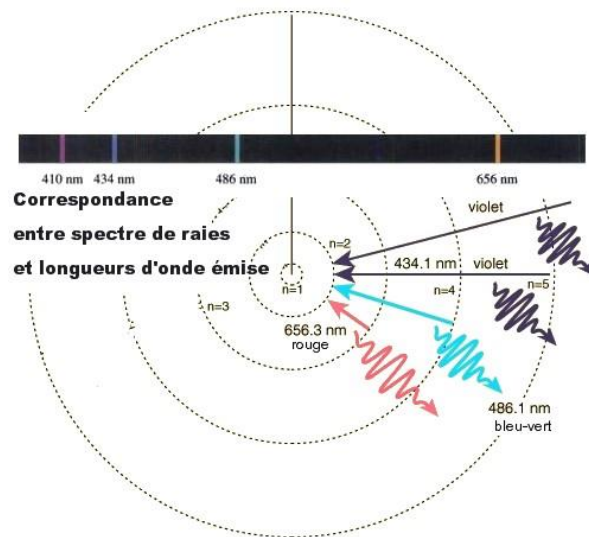
Quand un atome se désexcite, il perd de l'énergie. Cette énergie est émise sous forme d'un photon.

Dans le cas où l'atome passe d'un niveau d'énergie E_p vers un niveau E_n , la fréquence ν et la longueur d'onde λ du photon émis sont donc données par la relation :

$$E_p - E_n = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Le postulat de Bohr permet donc d'expliquer que seules quelques longueurs d'ondes peuvent être émises par un atome : les longueurs d'onde correspondant à la différence d'énergie entre deux niveaux de l'atome.

Exemple : spectre de l'atome d'hydrogène



Sachant que les niveaux d'énergie E_n de l'hydrogène sont bien approchés par la relation :

$$E_n = \frac{13,6}{n^2} \quad (\text{en eV})$$

Retrouver les valeurs des longueurs d'onde des raies visibles de l'hydrogène.

Raie rouge :

Raie bleu-vert :

Première raie violette :

Seconde raie violette :

b) Absorption.

Inversement, un atome dans un état d'énergie E_n peut absorber un photon de fréquence ν à condition que l'énergie absorbée lui permette de passer exactement à un niveau d'énergie supérieur E_p :

$$E_p - E_n = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Les photons dont l'énergie ne permet pas à un atome de passer d'un niveau d'énergie à un autre ne peuvent être absorbés par l'atome.

V) Généralisation :

Les notions de niveaux d'énergie se généralisent à un grand nombre de systèmes microscopiques :

- Niveaux d'énergie moléculaires (excitation des liaisons covalentes) : les énergies mises en jeu sont de l'ordre de 10^{-3} eV.

→ Déterminer les longueurs d'ondes concernées, et le type d'onde correspondant.

- Niveaux d'énergie nucléaires (excitation des noyaux atomiques) : les énergies sont alors typiquement de quelques MeV.

→ Déterminer les longueurs d'ondes concernées, et le type d'onde correspondant.