

La structure atomique

Chimie 11



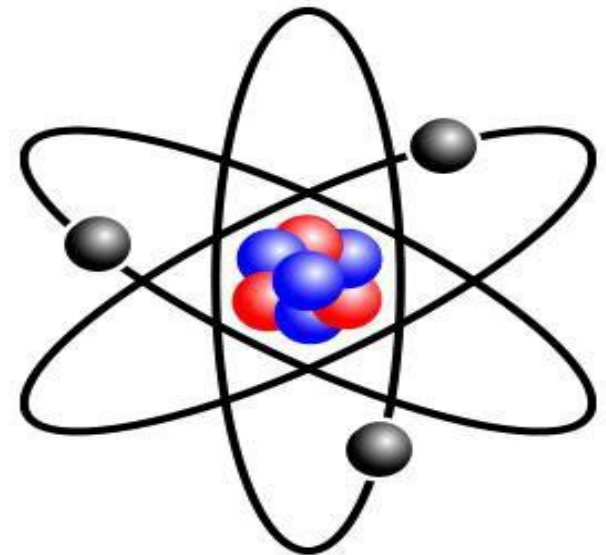
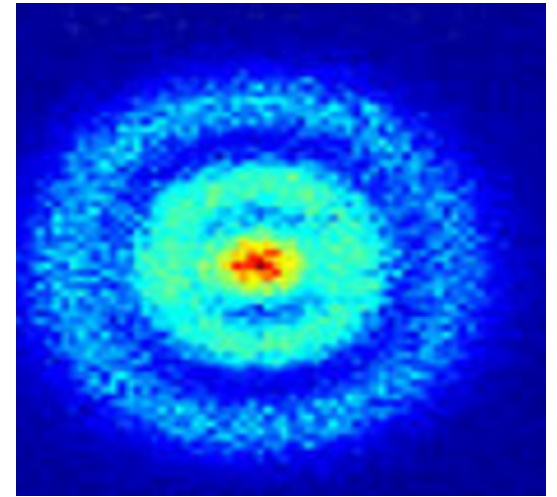
L'atome

- Un atome est constitué d'électrons qui gravitent autour d'un noyau.
- Le noyau est composé de protons et de neutrons (nucléons).
- Stabilité : nombre de protons = nombre d'électrons

Rayon = 10^{-10} m

Masse = $1,673 \times 10^{-24}$ g (proton)

Masse électron = $1/2000^e$



Le numéro atomique (Z)

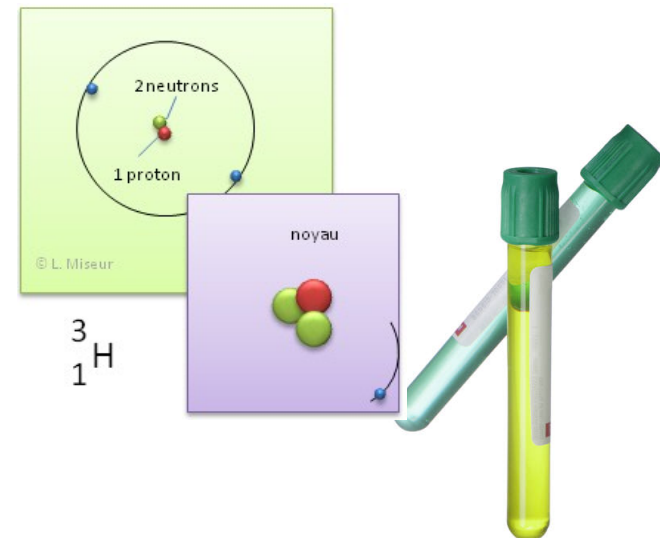
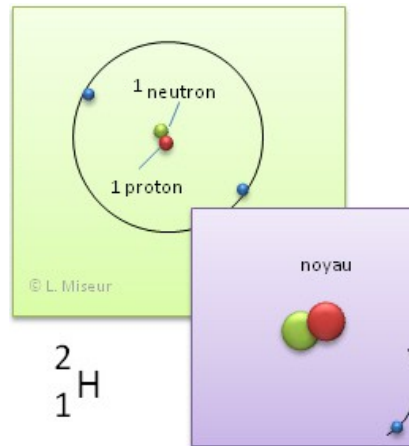
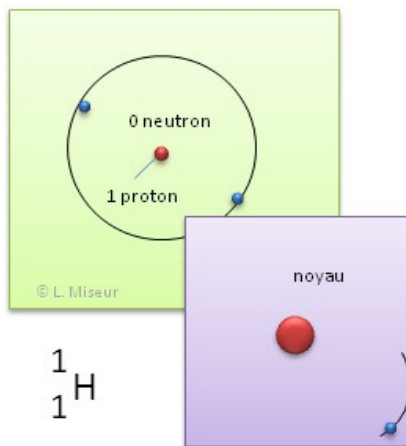
- Le **numéro atomique** est le **nombre de protons** de l'atome.
 - Il définit la nature de l'atome.
 - Si l'atome est neutre, c'est aussi le nombre d'électrons
- Si le nombre de protons est différent du nombre d'électrons, l'atome est chargé positivement ou négativement. On l'appelle un ion :
 - **un cation (+) ou un anion (-)**



Les isotopes

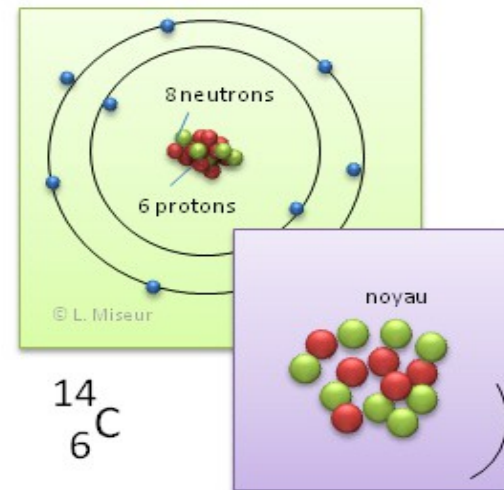
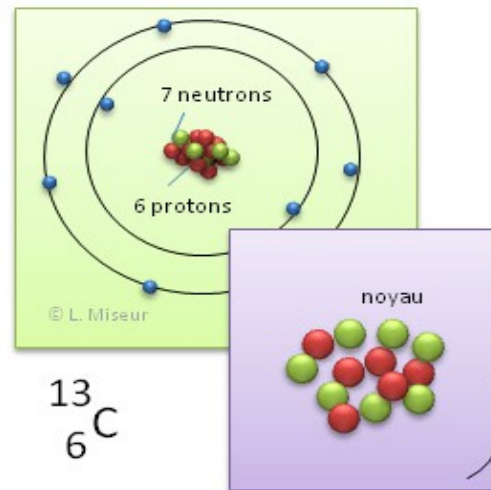
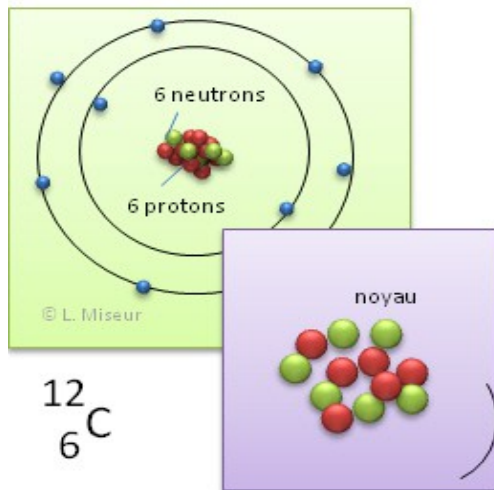
Le nombre de neutrons peut être variable : **isotope**

- Propriétés **chimiques** sont liées au nombre d'électrons donc elles sont semblables
- Propriétés **physiques** sont liées à la masse donc elles sont différentes



Le nombre de masse (A)

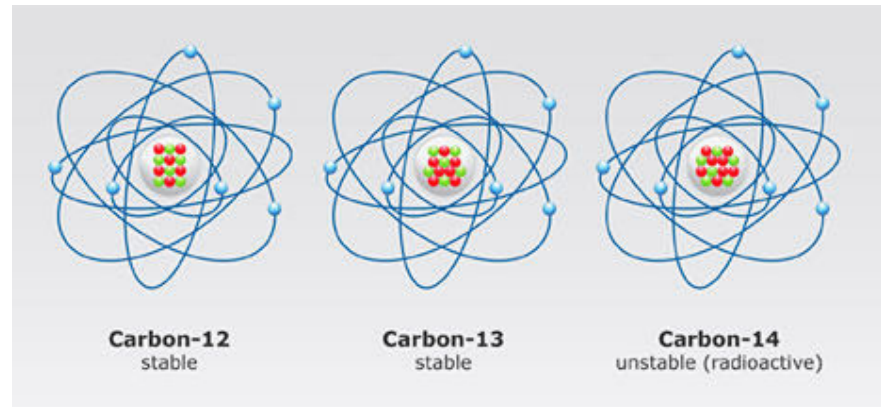
- Le **nombre de masse** est le **nombre de nucléons** de l'atome.
 - Nucléons = composants du noyau
 - Nucléons = protons + neutrons
- Le nombre de masse permet de différencier les isotopes :



La masse atomique relative

Dans la nature, un élément apparaît comme un mélange de ses isotopes selon des proportions constantes.

Exemple : le carbone
99 % de Carbone-12
1 % de Carbone-13



$$\begin{aligned}\text{Masse atomique relative} &= 0,99 \times 12 + 0,01 \times 13 \\ &= 12,01\end{aligned}$$

$$\text{Masse molaire} = 12,01 \text{ g.mol}^{-1}$$

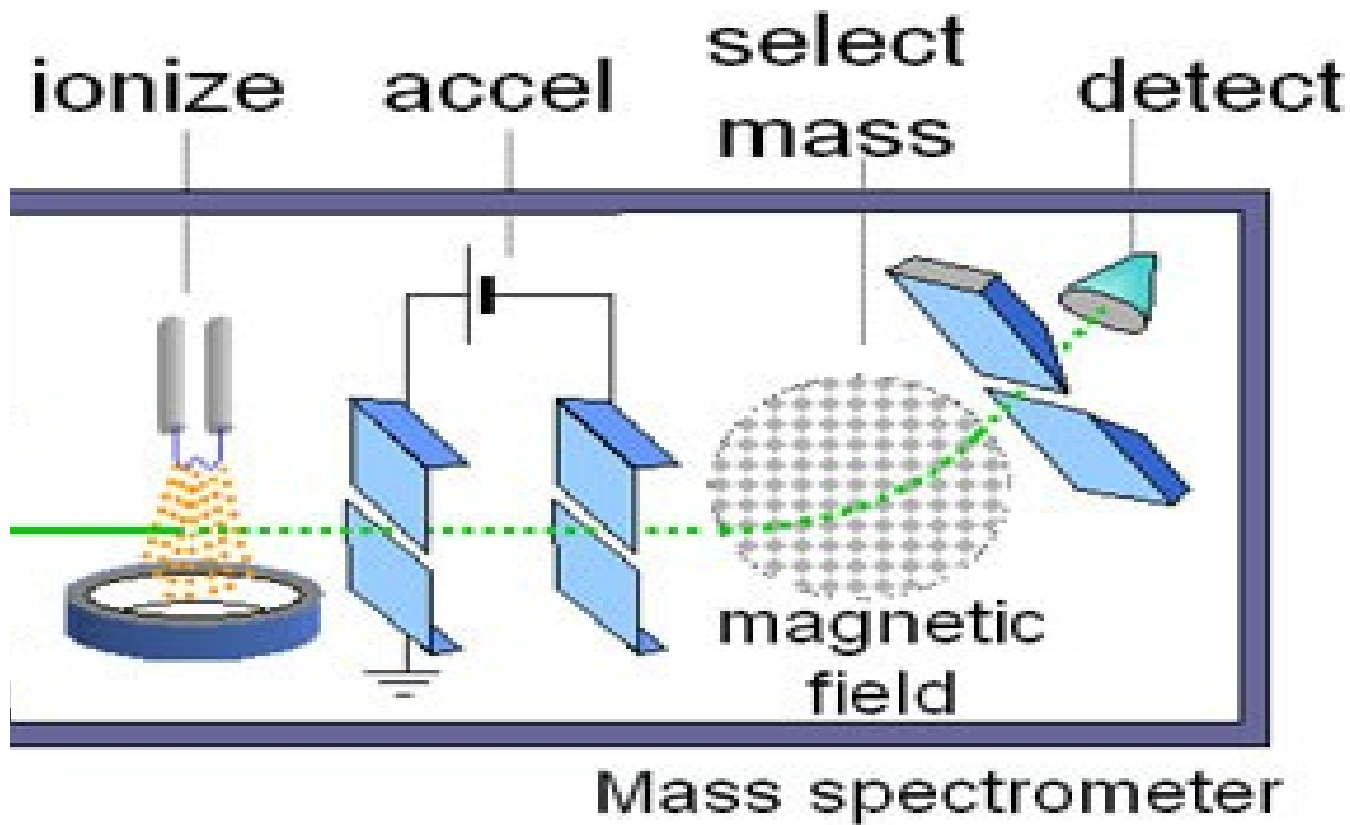


la masse atomique

- La masse d'un atome est extrêmement faible :
 - Protons, neutrons $\sim 10^{-24}$ kg
 - Électrons $\sim 10^{-27}$ kg
- Il n'est pas vraiment possible de les peser ; on va donc utiliser une technique appelée la **spectrométrie de masse**



Spectrométrie de masse



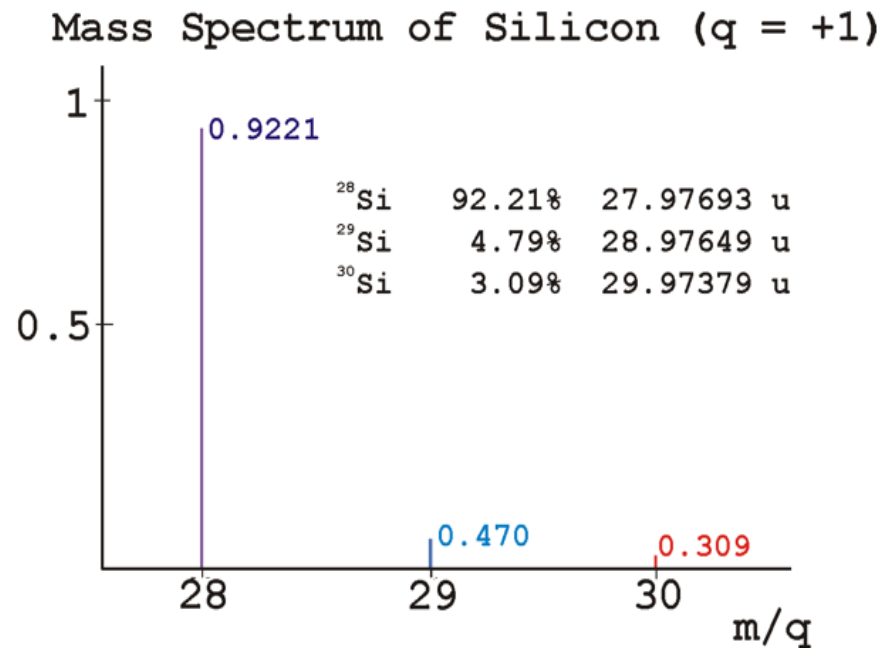
Principe

- Vaporisation : on transforme l'échantillon en gaz plus facile à manipuler et on l'injecte dans l'appareil
- Ionisation : on ionise les particules grâce à des bombardements d'électrons afin de pouvoir leur faire subir des forces électriques. On produit des cations.
- Accélération : on accélère les particules grâce à un champ électrique afin que la déviation soit plus nette.
- Déviation : les cations sont déviés par un champ magnétique ; la déviation dépend de la charge et de la masse
- Détection : on enregistre la déviation et on la compare à celle des autres particules.



Résultat

- Plus la particule est légère, plus la déviation est grande
- On obtient un spectre de masse où apparaissent les différents isotopes
- On peut *comparer* les masses des atomes
- On peut en déduire la masse atomique *relative* des atomes



Le rayonnement électromagnétique

- Lorsqu'on apporte de l'énergie à une substance, celle-ci en absorbe une partie et en renvoie le reste sous forme de **rayonnement électromagnétique**.
- Dépendamment de la longueur d'onde de ce rayonnement, il peut être **visible**.



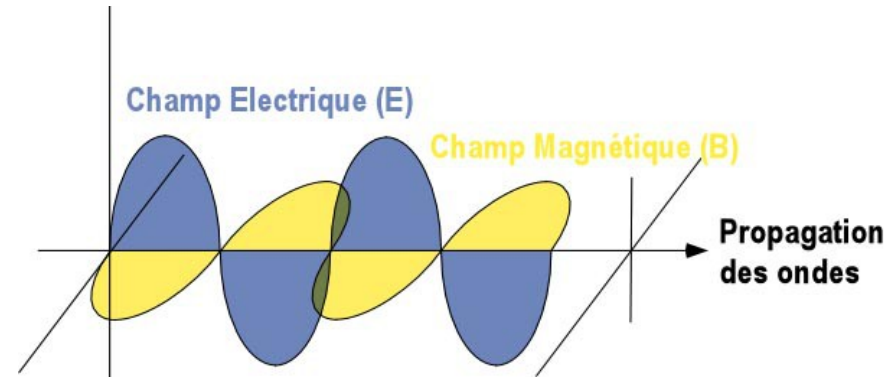
Exemple : fer chauffé au rouge ou à blanc



Le modèle ondulatoire

Maxwell propose en 1873 une théorie selon laquelle la lumière serait constituée **d'ondes électromagnétiques**.

Ces ondes vibrent suivant deux composantes : une composante électrique et une composante magnétique. Celles-ci possèdent la même longueur d'onde et la même fréquence mais elle vibrent dans des plans perpendiculaires



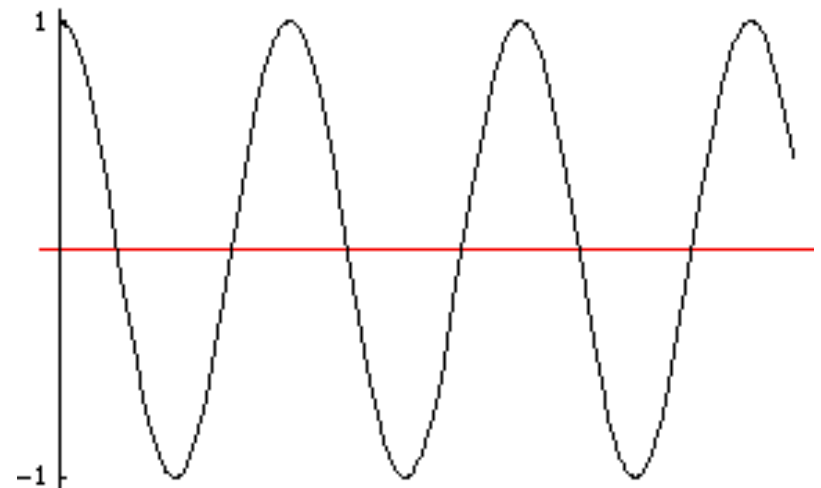
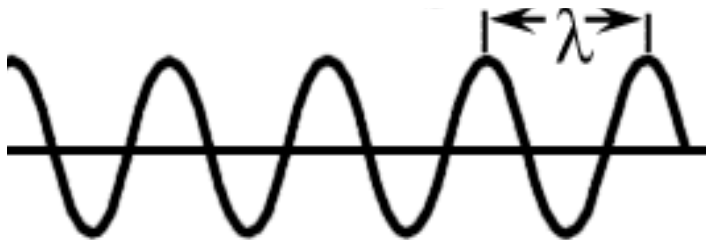
Fréquence et longueur d'onde

Une onde est caractérisé par sa longueur d'onde et sa fréquence.

La longueur d'onde notée λ est la distance entre deux pics. Elle est mesurée en mètre (m).

La fréquence, notée f ou ν , est le nombre de pics qui se répètent en 1 seconde.

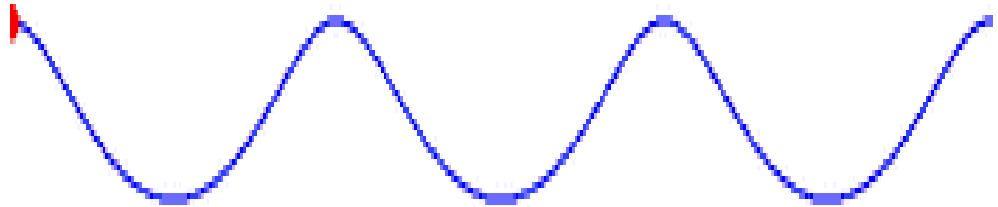
Elle est mesurée en hertz (Hz).



Vitesse de la lumière

La vitesse de l'onde est liée à sa fréquence et à sa longueur d'onde. Elle est souvent notée c (pour célérité) :

$$c = \lambda \times f$$

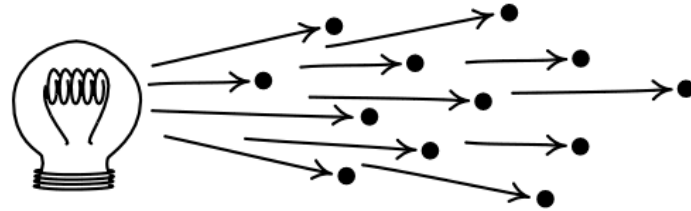
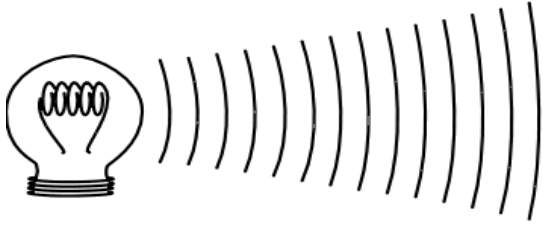


Pour la lumière : $c = 3 \times 10^8$ m/s ou 300 000 km/s



Modèle particulaire

La lumière peut également être représentée par un faisceau de photons.



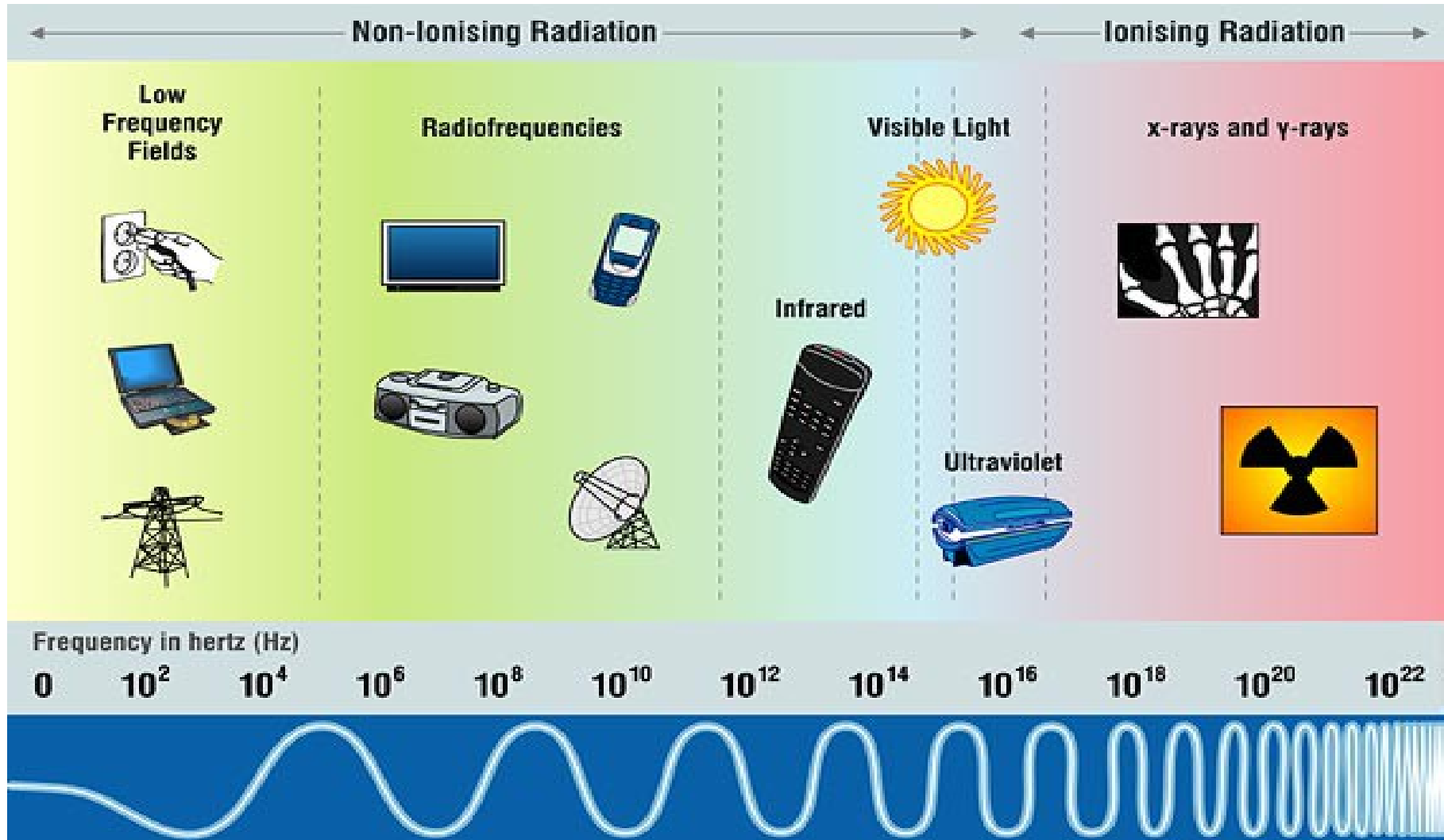
L'énergie de l'onde est alors liée à sa fréquence et à une constante, notée h et appelée la constante de Planck :

$$E = h \times f$$

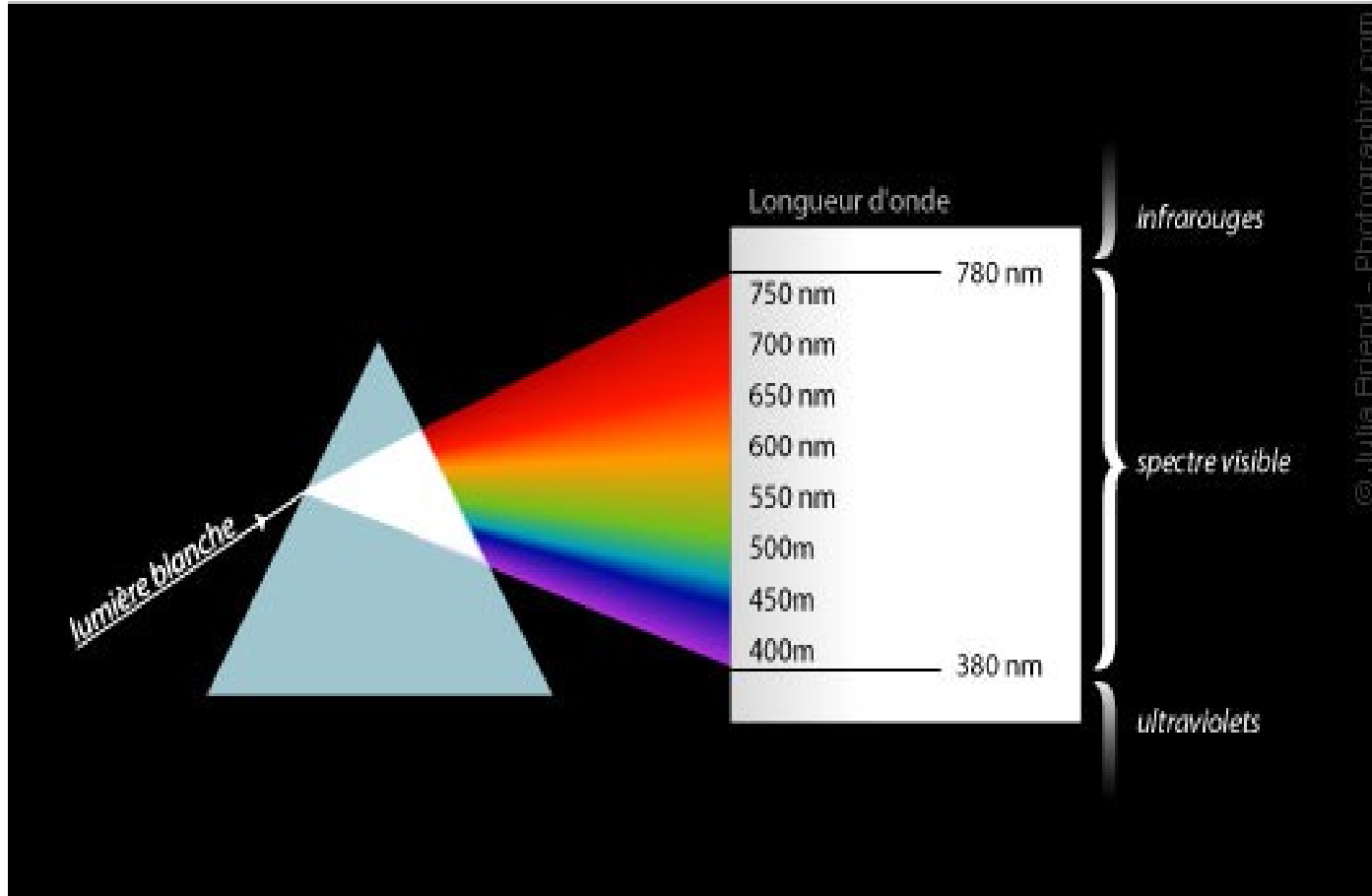
où $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s}$



Le spectre électromagnétique



Le spectre visible

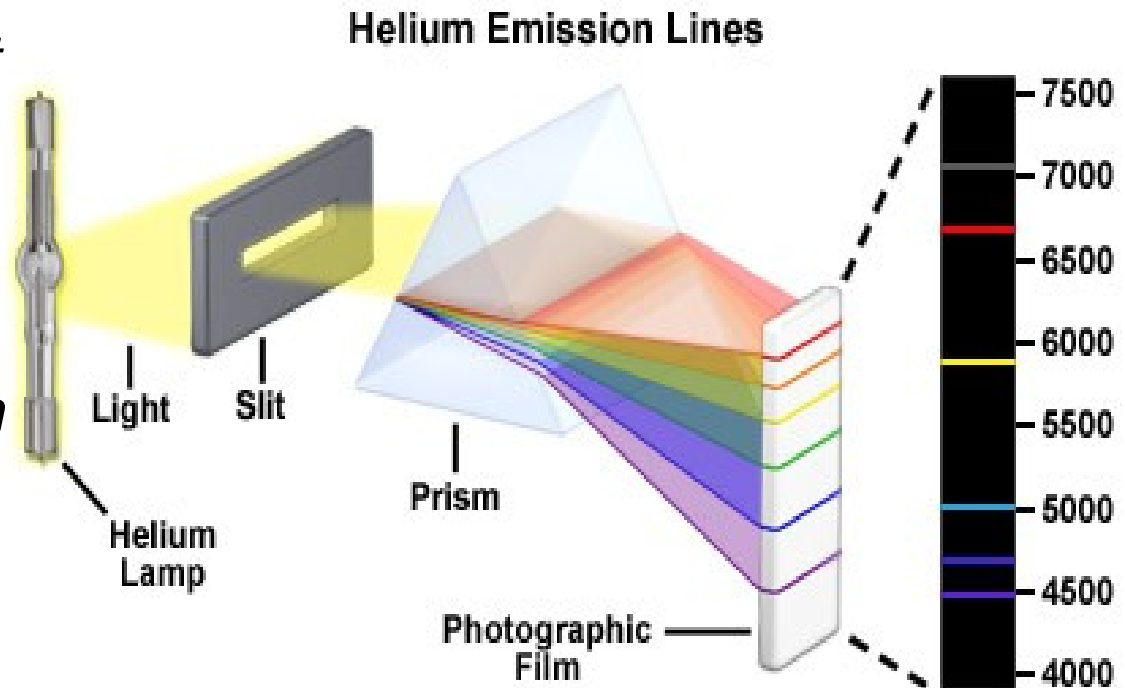


Spectres d'émission de l'atome

Lorsqu'un atome est soumis à une source d'énergie, il absorbe cette énergie puis la renvoie sous forme d'ondes lumineuses.

Le spectre d'un atome est discontinu : lignes séparées et colorées si elles font partie du spectre visible.

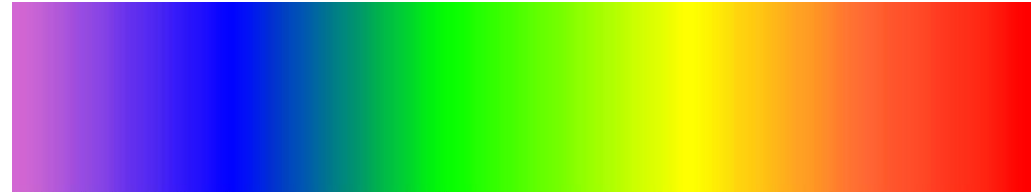
Les lignes sont de plus en plus proches lorsque la fréquence augmente.



Spectres d'émission

Les spectres d'émission peuvent être **continus** : toutes les longueurs d'ondes sont présentes

Ils peuvent être aussi **discontinus** : spectres de raies.



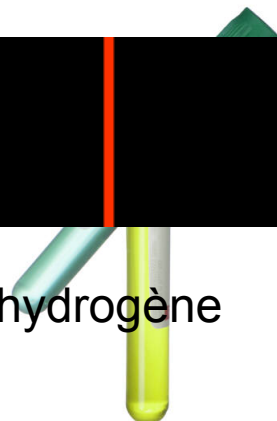
Spectre de la lumière visible



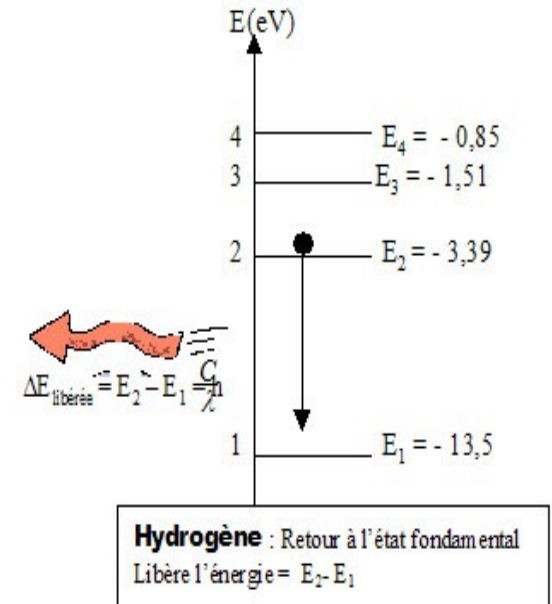
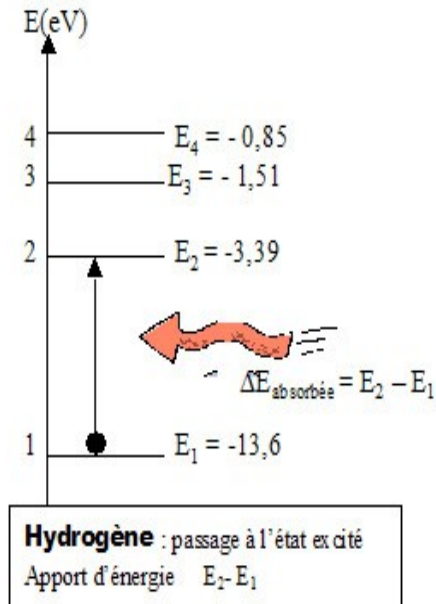
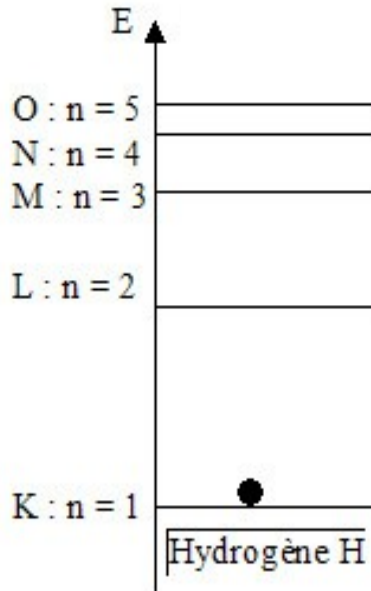
Spectre du mercure



Spectre de l'hydrogène



Niveaux d'énergie

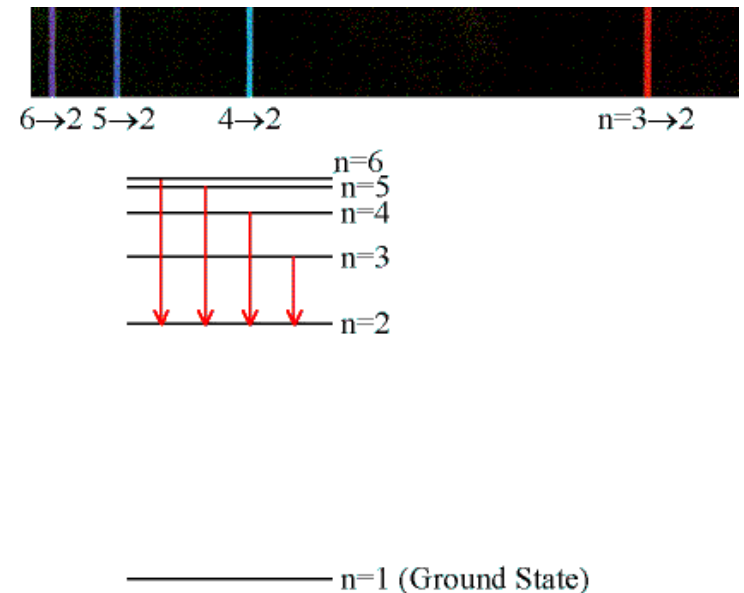
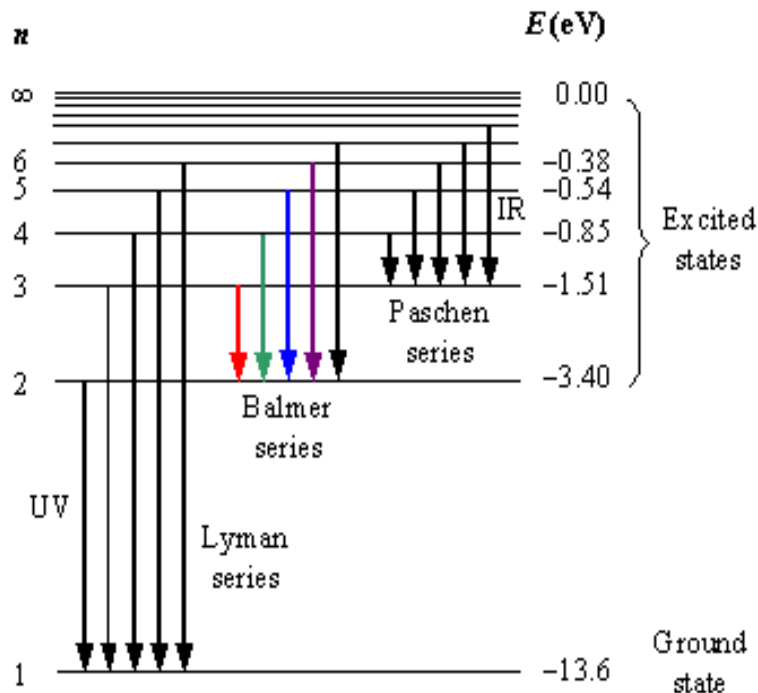


L'électron absorbe l'énergie nécessaire pour sauter sur une nouvelle orbite
lorsqu'il revient à son orbite initiale, il renvoie cette énergie

La théorie quantique

Les atomes et les molécules ne peuvent émettre que des paquets d'énergie appelé **quanta**

un quantum = la plus petite quantité d'énergie qu'un atome ou une molécule peut émettre.



La théorie quantique

- l'incertitude d'Heisenberg

Il est impossible de déterminer simultanément et précisément la quantité de mouvement et la position d'une particule.

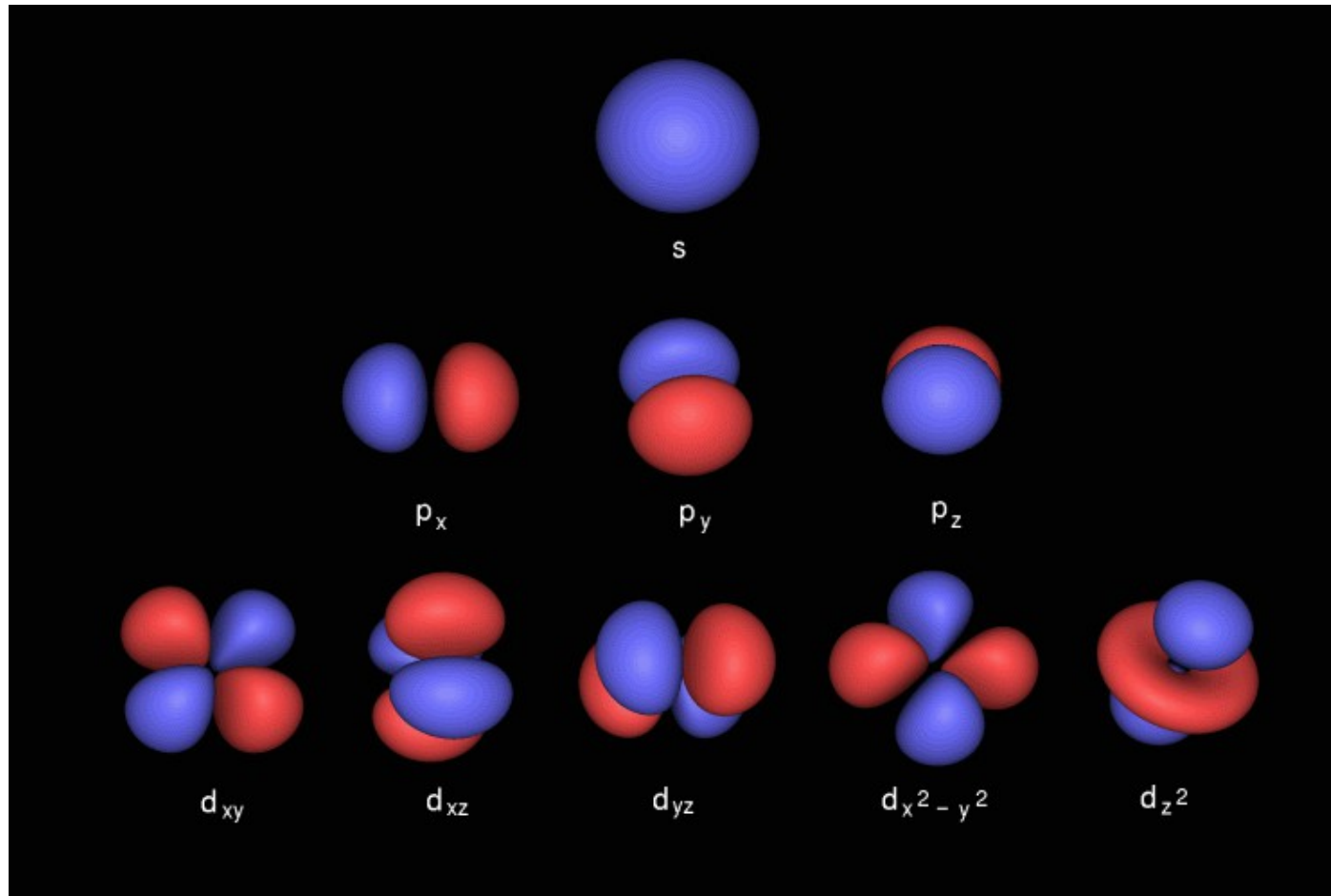
L'électron en orbite ne suit pas un chemin précis

- les équations de Shrödinger

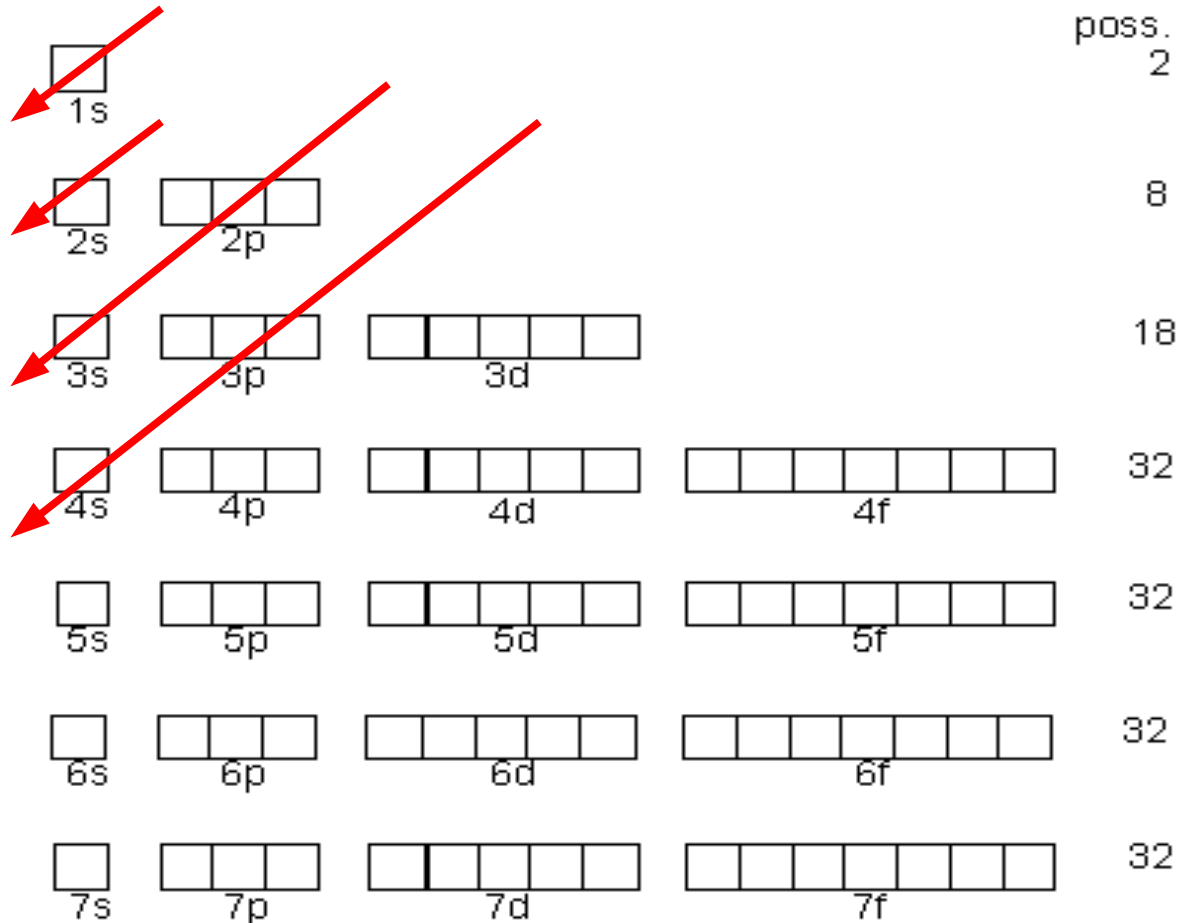
introduit le concept de densité électronique, ie la probabilité qu'un électron se trouve dans une certaine région de l'atome.



Les orbitales : s, p, d, f et g



La configuration électronique



Deux électrons de spins opposés par orbitale.

On commence par les orbitales de plus faible énergie.

Exemple : Fe $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$