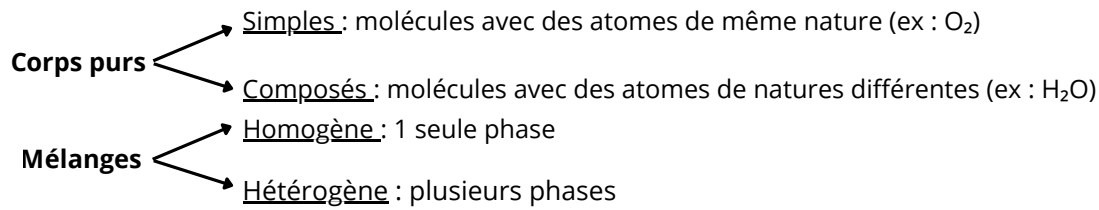


Atomistique



Nucléides
= ensemble des atomes (définis par Z et A)

Structure de l'atome

- Majoritairement composé de vide
- Présence d'un noyau central
- Des électrons en nuage
- Z = numéro atomique (nombre de protons)
- A = nombre de masse (nombre de particules du noyau)

Isotopes
= nucléides ayant des nombres A différents mais un Z identique



Neutralité électrique

Les charges positives des protons et négatives des électrons s'annulent pour assurer la neutralité électrique de l'atome.

A savoir expliquer

- **Modèle de Rutherford**: nuage d'électrons négatifs autour d'un noyau central positif.
- **Modèle de Bohr**: les électrons sont sur des orbites fixes et quantifiées avec des niveaux d'énergie définis.
- **Modèle ondulatoire = quantique**: permet d'expliquer...

$$|E_2 - E_1| = h \cdot \nu = h \cdot (c/\lambda)$$

- la stabilité de l'atome dans son état fondamental
- la forme des molécules (orientation des nuages électroniques)
- les effets spectroscopiques


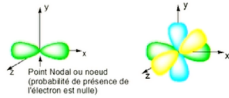
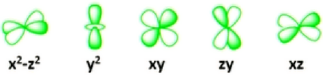
Electrons

Il est impossible de connaître à la fois la position et le mouvement (= la trajectoire) d'un électron.

Les nombres quantiques

- **n** : nombre quantique **principal** ($n > 0$)
=> définit la couche électronique et le grand volume à l'intérieur duquel se situe l'orbitale
- **l** : nombre quantique **azimutal** ($n-1 \geq l \geq 0$)
=> définit la sous-couche et la forme/géométrie
- **m** : nombre quantique **magnétique** ($+l \geq m \geq -l$)
=> définit l'orientation de l'orbitale
- **s** : nombre quantique de **spin** ($+1/2$ ou $-1/2$)
=> définit la rotation de l'électron sur lui même

Géométrie des orbitales

- **Orbitales s** : sphérique, noyau à l'origine du repère 
- **Orbitales p** : bilobée, point nodal au centre 
- **Orbitales d** : de + en plus complexe, 5 orientations possibles 
- **Orbitales f** : en 7 orbitales distinctes, 3 orientations possibles, représentation quasiment impossible

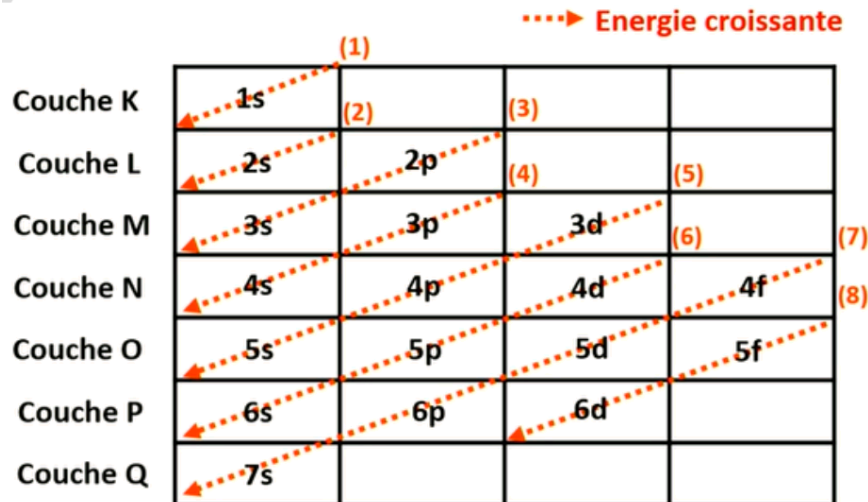
<p align="center">Principe de Pauli</p>	<p>Deux électrons d'une configuration se distinguent par au moins un nombre quantique.</p>
<p align="center">Règle de Hund</p>	<p>On ne met pas deux électrons dans la même orbitale si les autres cases de l'orbitale ne possèdent pas d'électrons.</p>
<p align="center">Règle de Klechkowski</p>	<p>Pour que les atomes soient stables, on empile les électrons un par un par niveau d'énergie croissante.</p>



Exceptions à la règle de Klechkowski

- Couche d à moitié remplie : Cr, Mo, W
- Couche d totalement remplie : Cu, Ag, Au

Remplissage



Caractéristiques du tableau périodique

- 1 ligne = 1 période
- 1 colonne = une famille avec les mêmes propriétés chimiques

Potentiel d'ionisation	Quantité d'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome.
Electropositivité	Plus le potentiel d'ionisation est faible, plus l'élément est électropositif.
Affinité électronique (Ae)	Energie qui se dégage lorsqu'un électron est ajouté à l'atome. <u>+ Ae est élevée, + il est facile de gagner un électron et + l'élément est électronégatif.</u>
Electronégativité	Mesure la tendance des atomes, au sein des molécules, à attirer les électrons.



Electropositivité et électronégativité

Le caractère électronégatif varie en sens inverse de l'électropositivité.