

## Chimie - Chapitre 1 : L'atome

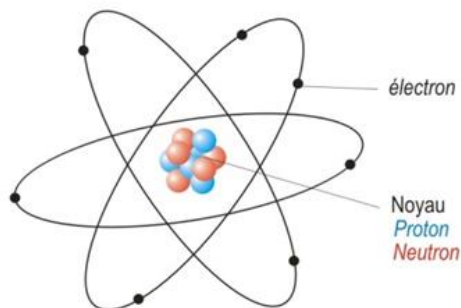
### Ce qu'il faut retenir...

#### Unités :

- 1 mol =  $N_A$  entités =  $6,022 \cdot 10^{23}$  entités (ions, atomes, molécules...) = nombre d'atomes dans 12 g de carbone 12.  $N_A$  : nombre d'Avogadro
- 1 uma =  $1/N_A$  g, = 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12.

#### MODELE PLANETAIRE DE RUTHERFORD :

Un atome est constitué d'un noyau chargé positivement, contenant l'essentiel de la masse de l'atome, et d'électrons chargés négativement gravitant autour du noyau.



Notation :  ${}^A_Z X$  (exemple : atome de carbone 12,  ${}^{12}_6 C$ )

Isotopes = atomes ayant même nombre de protons (même Z)

Exemple :  ${}^{12}_6 C$  et  ${}^{14}_6 C$

	Noyau Rayon $\approx 10^{-15}$ m		Autour du noyau Rayon atomique $\approx 10^{-10}$ m
Particules	Nucléons		Electrons
	Protons	Neutrons	
<b>Masse</b>	$\approx 10^{-27}$ kg $\approx 1$ uma	$\approx 10^{-27}$ kg $\approx 1$ uma	$\approx 10^{-30}$ kg
<b>Charge</b>	$e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ C	0 C	$-e = -1,602 \cdot 10^{-19}$ C
Nombre	A : Nombre de masse A $\approx$ masse d'un atome en uma A $\approx$ masse molaire en g.mol <sup>-1</sup>		Z si l'atome est neutre
	<b>Z : Numéro atomique</b> Il caractérise l'élément chimique auquel appartient l'atome.	A - Z	Z - charge de l'atome si l'atome est chargé
<b>Forces mises en jeu</b>	La cohésion du noyau est assurée par l'interaction forte		Force électrostatique s'exerçant entre particules chargées

#### MODELE QUANTIQUE :

Il faut abandonner la notion de trajectoire et raisonner en probabilité de présence.

Les électrons occupent de manière probabiliste certaines régions de l'espace autour du noyau.

On appelle **orbitale atomique** une zone de l'espace où la probabilité de trouver un électron autour du noyau est forte.

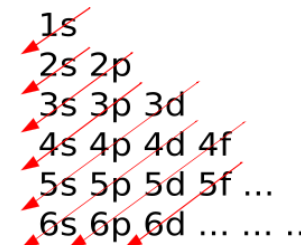
Les nombres quantiques : Pour décrire un électron il faut 4 nombres quantiques.

	<b>n</b>	<b>l</b>	<b>m<sub>l</sub></b>	<b>m<sub>s</sub></b>
<b>Nom</b>	Nombre quantique principal	Nombre quantique secondaire	Nombre quantique magnétique	Nombre quantique de spin
<b>Valeurs</b>	$n \in \mathbb{N}^*$	$l \in \mathbb{N}$ Pour une valeur de n : $0 \leq l \leq n-1$ (n valeurs)	$m_l \in \mathbb{Z}$ Pour une valeur de l : $-l \leq m_l \leq l$ (2l+1 valeurs)	$+\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$
	Définit une couche  Traduit l'éloignement de l'électron par rapport au noyau.	Définit une sous couche  $0 \leftrightarrow s$ $1 \leftrightarrow p$ $2 \leftrightarrow d$ $3 \leftrightarrow f$  Chaque couche n contient n sous-couches.  Définit la forme et la symétrie de l'orbitale.	Le nombre de valeurs prises détermine le nombre d'orbitales dans la sous couche correspondante.	Propriété intrinsèque de l'électron liée à « sa rotation sur lui-même ».
	<b>Un triplet (n, l, m<sub>l</sub>) définit une orbitale atomique.</b>			

Règles de remplissage : pour établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental.

**Principe de stabilité** : On remplit les sous-couches par ordre d'énergie croissante selon la règle de Klechkowski.

Energie des orbitales atomiques : règle de Klechkowski



En l'absence de perturbations extérieures, **l'énergie d'une sous couche (n,l) est une fonction croissante de n+l, pour 2 valeurs identiques de n+l, elle est une fonction croissant de n.**

Pour chaque sous couche (n,l) : il y a 2l+1 orbitales de même énergie : les orbitales sont dites **dégénérées**.

**Principe d'exclusion de Pauli** : 2 électrons ne peuvent pas être dans le même état quantique.

**Conséquence** : une orbitale atomique (n,l,m<sub>l</sub>) ne peut contenir que 2 électrons de nombre quantique de spins opposés.

- l = 0 : 1 seule orbitale de type s. Elle contient au maximum 2 électrons.
- l = 1 : 3 orbitales de type p. Elle contient au maximum 6 électrons.
- l = 2 : 5 orbitales de type d. Elle contient au maximum 10 électrons.
- l = 3 : 7 orbitales de type f. Elle contient au maximum 14 électrons.

**Règle de Hund** : Lorsque plusieurs électrons occupent des orbitales atomiques dégénérées d'une même sous-couche, la configuration la plus stable est obtenue lorsque le nombre d'électrons ayant des spins parallèles est maximal.

$\uparrow \uparrow \uparrow$  plus stable que  $\uparrow \downarrow \uparrow$  et que  $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

**Exemple** : Iridium  ${}_{77}\text{Ir}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^7$

$5d^7$  :  $\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$

Electrons de valence = électrons de la couche de n le plus grand, on rajoute ceux d'une sous couche d'1 couche inférieure si elle est partiellement remplie. (cas de l'iridium :  $6s^2 5d^7$ , 9 électrons de valence)

**Ils sont responsables des propriétés chimiques de l'atome.**

Configuration d'un ion : pour établir la configuration d'un anion, on respecte les règles énoncées ci-dessus, pour un cation on écrit celle de l'atome neutre puis on élève les électrons de la couche de n le plus grand.