

Le premier cours :

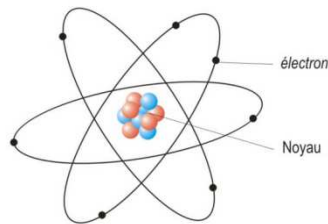
Rappels de quelques définitions importantes

La chimie minérale est une branche de la chimie qui étudie tous les éléments chimiques et les composés qu'ils forment à l'exception des hydrocarbures, ces derniers, relevant de la chimie organique.

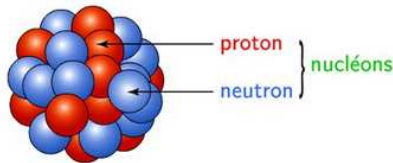
I. Rappels :

➤ **Composition d'un atome :**

Un atome est constitué d'un **noyau** autour duquel se déplacent des **électrons**.



Le noyau est lui-même constitué de deux sortes de particules : les **protons** et les **neutrons** qu'on appelle aussi **nucléons**.



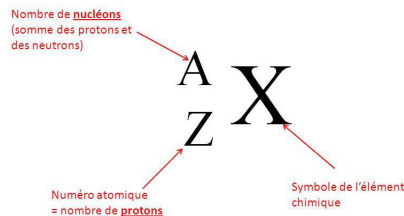
Les protons sont chargés positivement : $q_p = +e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

- La masse du proton : $m_p = 1,673 \times 10^{-27} \text{ kg} \approx 1836 m_e$
- Les neutrons sont de charge nulle, leur masse est : $m_n = 1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

Toute la masse de l'atome est concentrée dans le noyau.

➤ **Représentation**

A chaque élément chimique, on a associé un symbole. Il s'écrit toujours avec une majuscule, éventuellement suivie d'une minuscule :



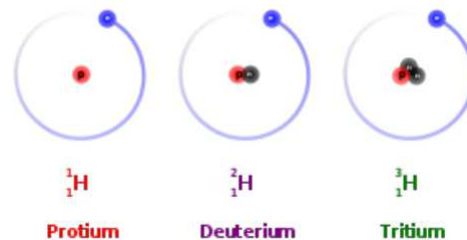
Z est son **numéro atomique** ou **nombre de charge**, il désigne le **nombre de protons** (c'est aussi le nombre d'électrons pour un atome neutre);
et **A** est son **nombre de masse**, il désigne le nombre de **nucléons** (**protons** + **neutrons**).

Au dessous du symbole chimique sont indiqués le nom de l'élément ainsi que sa masse molaire atomique exprimée en gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

➤ Isotopes

Ce sont des atomes de même numéro atomique Z et de nombre de masse A différent.

Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes.



➤ Les couches électroniques

Les électrons se déplacent sur des *couches électroniques*, caractérisées par leur *nombre quantique principal* n .

$n =$ nombre entier positif non nul : $n = 1, 2, 3$, etc.

Un atome possède donc une première couche $n = 1$ (à partir du noyau), une deuxième $n = 2$ etc..

Traditionnellement, les couches peuvent encore être désignées par les lettres majuscules suivantes:

$n =$	1	2	3	4
couche	K	L	M	N

Dans une couche électronique, un nombre déterminé d'électrons peut venir se placer. Le nombre de places dans la couche de rang n est $(2n^2)$.

Le remplissage des couches se fait selon le l'ordre suivant : les électrons se placent d'abord dans la couche K (2 électrons), puis lorsqu'elle est saturée, ils se placent dans la couche L (8 électrons) et quand celle-ci est à son tour saturée ; ils vont progressivement remplir la couche M (16 électrons).

Exemple

Pour le chlore $Z = 17$. La structure électronique est : $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^7$

➤ Sous-couches électroniques

Chaque couche se subdivise en une ou plusieurs sous-couches couches, dont la forme est caractérisée par le *nombre quantique secondaire* l .

$l =$ nombre entier tel que : $0 \leq l \leq n - 1$

Sur la première couche $n = 1$, il y a donc une sous-couche $l = 0$, sur la deuxième $n = 2$ deux sous-couches, à savoir $l = 1$ et $l = 0$, sur la troisième $n = 3$ trois sous-couches, à savoir $l = 2$, $l = 1$ et $l = 0$.

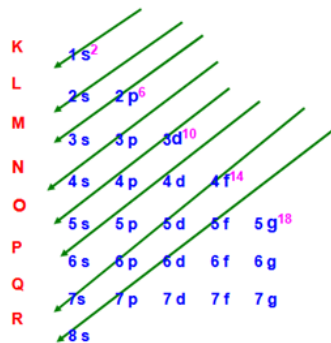
Traditionnellement, les sous-couches peuvent encore être désignées par les lettres minuscules suivantes :

$l =$	0	1	2	3	...
	s	p	d	f	...

➤ Configuration électronique

La configuration électronique d'un atome est la manière dont sont **répartis les électrons** autour du noyau sur les **sous-couches électroniques**.

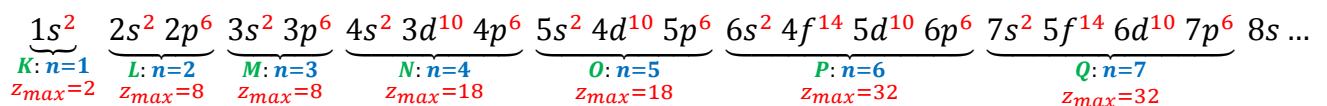
Le diagramme de Klechkowski permet de retrouver facilement l'ordre dans lequel se remplissent les niveaux d'énergie électroniques. Sa construction est relativement simple : toutes les sous-couches s sont mises en premiers, puis on rajoute les sous-couches suivantes (p, d, f, etc.). L'ordre de leur remplissage est celui qu'indiquent les flèches, on trouve donc l'ordre de remplissage suivant les niveaux énergétiques correspondants.



Selon la forme de la sous-couche il y a un nombre limité d'électrons :

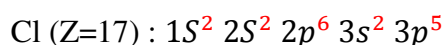
Une sous-couche de type s ($l = 0$) peut contenir deux électrons ($2 e^-$), une sous-couche de type p ($l = 1$) peut contenir six électrons ($6 e^-$) et une sous-couche de type d ($l = 2$) peut contenir jusqu'à dix électrons ($10 e^-$).

L'ordre de remplissage des sous couches électroniques est alors :



Exemple

La configuration électronique du chlore avec les sous-couches est:



Exceptions

On note deux exceptions, à la règle de Klechkowski :

$(n - 1)d^4 ns^2$ remplacé par $(n - 1)d^5 ns^1$

$(n - 1)d^9 ns^2$ remplacé par $(n - 1)d^{10} ns^1$

Exemple

Le chrome Cr (Z=24) a une configuration électronique: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ et non $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

De la même façon, le cuivre Cu (Z=29) a une configuration électronique: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ et non $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$, ce qui permet d'avoir la couche 3d pleine et la couche 4s à demi-pleine.

➤ Couche de valence

La couche de valence représente la couche au n le plus grand, sauf pour les éléments de transition qui ont leur sous-couche d en cours de remplissage. Dans ce cas, le nombre d'électrons de valence inclut les e^- d et les e^- s de la couche supérieure.

Exemple

C (Z=6) : $1s^2 2s^2 2p^2$	Couche de valence : <u>$2s^2 2p^2$</u> (4 e^- de valence)
Cl (Z=17) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Couche de valence : <u>$3s^2 3p^5$</u> (7 e^- de valence)
Cr (Z=24) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ Éléments de transition (sous-couche d en cours de remplissage)	Couche de valence : <u>$4s^1 3d^5$</u> (6 e^- de valence)

➤ Orbitale périphérique

L'orbitale périphérique d'un atome est l'orbitale non vide la plus haute en énergie. Elle est occupée par les électrons de valence.

Exemple

Cl (Z=17) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Orbitale périphérique: $3p^5$
Cr (Z=24) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ <u>$4s^2$</u> $3d^4$ le plus haute en énergie	Orbitale périphérique: $4s^2$