

Cours de chimie Minérale

Plan du cours

Introduction

I. L'atome à un électron (Hydrogène)

1. L'atome
2. L'électron en mécanique quantique
 - 2.1 Les nombres quantiques :
 - 2.1.1 Le nombre quantique principal $n \in \mathbb{N}$:
 - 2.1.2 Le nombre quantique secondaire ou azimutal ℓ
 - 2.1.3 Le nombre quantique magnétique m
 - 2.1.4 Nombre de spin
 - 2.2 Les orbitales atomiques (O.A) .

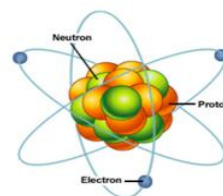
II. Configuration Electronique

- II.1. Règles de remplissage
 - II.1.1. Règle de Kleckovski
 - II.1.2. Principe d'exclusion de Pauli
 - II.1.3. Règle de Hund
- II.2. Limites de la règle de Kleckovski et exceptions aux règles de remplissage

III. La Classification Périodique

- III.1. Introduction
- III.2. Principe de la classification des éléments
- III.3. Lois périodiques et propriétés
- III.4. Propriétés physique et chimique des familles

INTRODUCTION



1-L'atome

L'utilité d'un modèle atomique

Puisqu'on ne peut voir l'atome, on utilise un modèle pour le représenter. Le modèle illustre l'idée qu'on se fait d'un système réel mais non visible, après avoir observé son comportement.

Un bon modèle possède les qualités suivantes:

- Il explique certaines propriétés ou certains comportements de la réalité qu'il représente.
- Il associe plusieurs observations d'une manière simple.
- Il permet de prédire de nouveaux phénomènes.
- Il peut être amélioré pour tenir compte de nouvelles découvertes.

L'atome est constitué d'électrons et d'un noyau, comprenant des neutrons et des protons.

- On appelle **nombre de masse A**, le nombre total de nucléons (protons + neutrons). On en déduit que le nombre de neutrons vaut donc $A - Z$.
- On appelle **numéro atomique Z, ou nombre de charges**, le nombre de protons que contient le noyau. Dans un atome (qui est neutre, contrairement à l'ion), Z représente aussi le nombre d'électrons. Ce nombre est très important car il caractérise un élément chimique.

Notation d'un nucléide :



1-1-Le noyau

Le noyau renferme deux types de particules massives (ou **baryons**) :

- Le **proton** qui a une charge de $+1,60 \cdot 10^{-19}$ C (coulombs) ce qui correspond à la charge élémentaire pour une masse de $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg.
- Le **neutron** qui a, quant à lui, une charge **nulle** pour une masse de $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg

On remarque donc que protons et neutrons ont une masse proche mais une charge totalement différente.

Le noyau a donc une charge **positive**. Les neutrons et les protons constituent les **nucléons** qui sont maintenus ensemble par interaction forte.

1-2-Le nuage électronique

Il correspond à l'ensemble des électrons. Un électron a une charge de $-1,60 \cdot 10^{-19}$ C et une masse de $0,911 \cdot 10^{-30}$ kg (*donc ordre de grandeur de 10^{-31} !*) Il est donc **1800 fois moins lourd** que le proton. Sa charge est **négative** et juste opposée à celle du proton.

Un atome comporte autant d'électrons que de protons (sa charge globale est donc nulle) et l'univers renferme exactement le même nombre de protons que d'électrons.

Les électrons occupent tout l'espace de la matière. Le noyau contient l'essentiel de la masse de l'atome.

*La masse atomique

Les masses s'expriment par le même nombre mais avec des unités différentes selon que l'on se trouve à **l'échelle des moles** ou à **l'échelle des particules**. Pour les particules on utilise l'unité de masse atomique (uma) alors qu'on utilise le gramme (g) pour les moles (ce qui donne des $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

2-Eléments et corps.

Les atomes peuvent perdre (ou gagner) un ou plusieurs électrons, pour donner des **ions** (H^+ , Na^+ , Mg^{2+} , S^{2-} , Cl^- , Al^{3+} ...)

Exemple : $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1\text{e}^-$

Un **élément** est l'ensemble des atomes et des ions ayant le même numéro atomique Z. Des atomes et des ions correspondent donc au même élément s'ils ont même Z, même s'ils ont des nombres de masse A différents (ce sont alors des isotopes).

On connaît tous les éléments pour lesquels $Z \leq 103$. Les 92 premiers sont naturels (*sauf pour $Z = 43$ et 61*), les suivants sont les transuraniens, préparés artificiellement et sont de moins en moins stables à mesure que Z augmente.

Les **corps simples** (atomes ou molécules) sont constitués d'un seul élément (*Ne, Ar, O_2 , O_3 , Fe...*) tandis que les **corps composés** sont constitués par l'association de plusieurs éléments (*CH_4 , NH_3 , C_2H_2 ...*).

$$\text{Nombre de masse: } A = Z + N$$

2. L'électron en mécanique quantique

L'équation de Schrödinger.

La mécanique tient compte de la dualité onde-corpuscule pour décrire la matière à l'échelle microscopique. On ne peut pas décrire le mouvement des particules par des trajectoires comme en mécanique classique, on décrit plutôt les portions de l'espace où les particules sont réparties. Par exemple, dans le cas d'un électron, on dira qu'il se trouve dans une portion de l'espace dans laquelle l'onde qui lui est associée est non nulle.

La particule quantique est décrite par une fonction d'onde, ψ (prononcée «psi»), qui représente la répartition de cette particule dans l'espace. La fonction d'onde est solution de l'équation de Schrödinger.

$$H\psi = E\psi$$

Dans l'équation de Schrödinger, le H correspond à un opérateur dit «Hamiltonien», E correspond à l'énergie de la particule et ψ désigne la fonction d'onde. Sa résolution analytique n'est possible que pour les atomes hydrogénoïdes.

La fonction d'onde



La fonction d'onde est une **fonction mathématique** dont la valeur peut être grande dans certaines régions, faible ou même nulle dans d'autres.

Elle contient **toutes** les informations sur la position et le mouvement de la particule qu'elle décrit : plus elle varie d'un point à un autre, plus l'énergie cinétique associée à la particule décrite est grande.

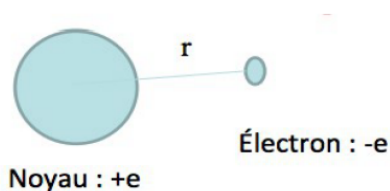
Si la fonction d'onde associée à une particule prend une valeur Ψ en un point donné

r , la probabilité de trouver cette particule au point r est proportionnelle à $|\psi|^2 d\tau$

où $d\tau$ correspond au volume élémentaire tel que $d\tau = dx \cdot dy \cdot dz$

On utilise cette formule car notre particule se trouve dans un espace en trois dimensions, mais on pourrait la simplifier en n'utilisant que $|\psi|^2 dx$ si besoin pour la compréhension.

L'atome d'Hydrogène en mécanique quantique



La fonction d'onde Ψ de l'atome d'hydrogène décrit l'état de l'électron (état fondamental ou état excité) et est liée au niveau d'énergie de celui-ci. La fonction dépend **uniquement** de trois nombres quantiques: n , l et m (et surtout pas du spin !). Les différentes fonctions d'onde possibles (selon les valeurs de n , l et m) sont appelées des **orbitales**.

Ainsi, l'équation de Schrödinger en fonction de ces valeurs peut se noter:

$$H\psi_{n,l,m}(x,y,z) = E\psi_{n,l,m}(x,y,z)$$

La fonction d'onde est une solution de l'équation de Schrödinger et est donc le résultat de l'interaction entre l'électron, le noyau, et le mouvement de l'électron (son énergie cinétique) en tenant compte du caractère quantique de l'électron. Son carré représente la densité de probabilité de présence de l'électron dans une portion de l'espace. Ainsi, et c'est un point important à noter, seul $|\psi|^2$ a une définition physique. On peut donc tout à fait dire que la probabilité de retrouver l'électron est proportionnelle à $|\psi|^2$.

2.1. Les nombres quantiques

2.1.1- Le nombre quantique principal $n=1,2,3..$

C'est le nombre quantique principal, noté n , qui détermine le niveau principal d'énergie E_n de l'atome et définit les couches énergétiques. C'est un entier strictement positif (donc non nul). L'énergie E_n est

quantifiée et se calcule selon la formule $E_n = \frac{-13,6}{n^2} eV$.

On appelle niveau (ou couche) l'ensemble des électrons correspondants à une valeur de n :

- Le niveau **K** correspond à $n=1$
- Le niveau **L** correspond à $n=2$
- Le niveau **M** correspond à $n=3$

Un niveau n peut contenir jusqu'à $2n^2$ électrons :

- Pour le niveau $n=1$, le nombre maximum d'électrons est de 2
- Pour le niveau $n=2$, le nombre maximum d'électrons est de 8
- Pour le niveau $n=3$, le nombre maximum d'électrons est de 18
- Pour le niveau $n=4$, le nombre maximum d'électrons est de 32

Et ainsi de suite, toujours en suivant la même règle...

2.1.2- Le nombre quantique secondaire $\ell, \ell=1,2,..,n-1$

Le nombre quantique secondaire, noté ℓ (lettre L minuscule (l), dans son écriture cursive pour plus de lisibilité), est un entier positif (mais qui peut être nul donc non strictement positif) qui définit la notion de sous-couches (tandis que n définit la notion de couches, attention à ne pas confondre). Il peut prendre n valeurs, de 0 à $n-1$, et détermine la géométrie des orbitales atomiques de sorte que la lettre attribuée à la sous-couche et à l'orbitale est la même. On a donc :

- Orbitale **s** pour $\ell = 0$;
- Orbitale **p** pour $\ell = 1$;
- Orbitale **d** pour $\ell = 2$;
- Orbitale **f** pour $\ell = 3$.

2.1.3- Le nombre quantique magnétique m , avec $m \in [-\ell, +\ell]$

Le nombre quantique magnétique (ou tertiaire), noté m , est un entier relatif compris entre $-\ell$ et $+\ell$ (inclus). Ce nombre décrit l'orientation de l'électron dans le champ magnétique des autres charges. Autrement dit, m détermine l'orientation de l'orbitale.

Exemple n°1: pour $\ell=1$, on peut avoir $m = -1, 0$ ou 1 .

Exemple n°2: pour $\ell=3$, on peut avoir $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2$ ou encore 3 .

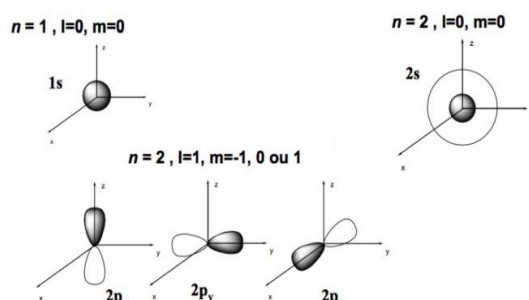
Il y a donc $2\ell + 1$ valeurs possibles de m .

2.1.4- Le 4^{ème} nombre quantique : le spin

Le nombre quantique quaternaire dit « nombre de spin » est noté s . Il est nécessaire pour que l'électron soit complètement décrit par la fonction d'onde; pour autant, elle n'en dépend pas. Ce nombre ne peut prendre que deux valeurs : $+\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$. Il définit l'orientation de l'électron dans le champ magnétique. Ce quatrième nombre quantique est lié au spin de l'électron qui est de valeur $s = \frac{1}{2}$: c'est une caractéristique intrinsèque de l'électron.

2.2. Les orbitales atomiques (O.A) :

En mécanique quantique, une **orbitale atomique** est une fonction mathématique qui décrit le comportement ondulatoire d'un électron ou d'une paire d'électrons dans un atome. Cette fonction donne la probabilité de présence d'un électron d'un atome dans une région donnée de cet atome.



Nombre quantique	valeurs	remarques
n Nombre quantique principal	$n \geq 1$, entier positif non nul, $n = 1$ ou $n = 2$ ou $n = 3$ et ainsi de suite...	distance noyau – électron, définit une couche électronique : $n = 1$ à couche K $n = 2$ à couche L $n = 3$ à couche M et ainsi de suite...
ℓ Nombre quantique secondaire (ou azimutal)	$0 \leq \ell \leq n - 1$, entier positif, n valeur(s) : $\ell = 0$ ou $\ell = 1$ ou ... jusqu'à $\ell = (n - 1)$	Définit une sous-couche : $l = 0$ à sous couche s $l = 1$ à sous couche p $l = 2$ à sous couche d $l = 3$ à sous couche f Il définit la forme et la symétrie OA (orbitales s, p, d, f, etc...)
m_ℓ Nombre quantique tertiaire (ou magnétique)	$-\ell \leq m_{\ell} \leq +\ell$, entier (2 ℓ+1) valeur(s) : $-\ell, (-\ell + 1), (-\ell + 2), \dots,$ $0, \dots, (\ell - 2), (\ell - 1), +\ell$	Permet de savoir le nombre de cases quantiques pour une OA donnée
s Nombre quantique de Spin	$S=1/2$ pour l'électron	
m_s Nombre quantique magnétique de spin	$m_s = +1/2$ ou $-1/2$	

Nombre principal n	Nom de la couche	Nombre secondaire l	Nom de la sous-couche	Nombre maximum d'électrons
1	K	0	1s □	2
2	L	0	2s □	2
		1	2p □□□	6
} 8				
3	M	0	3s □	2
		1	3p □□□	6
		2	3d □□□□	10
} 18				
4	N	0	4s □	2
		1	4p □□□	6
		2	4d □□□□	10
		3	4f □□□□□	14
} 32				

L'état de l'atome

À ce stade du cours, nous avons défini trois grands nombres quantiques essentiels qui nous serviront à décrire l'état de l'atome:

- n, entier *strictement* positif
- ℓ, entier positif ou nul avec $0 \leq \ell \leq n-1$
- m, entier relatif (positif, négatif ou nul) avec $-\ell \leq m \leq +\ell$

L'énergie de l'atome d'hydrogène ne dépend que de n et est inversement proportionnelle à n^2 .

L'état du système est déterminé par la donnée du triplet n, ℓ, m. A un niveau donné n, correspondent n valeurs de ℓ, et à chaque valeur de ℓ, correspondent 2ℓ + 1 valeurs de m. Le nombre de triplets n, l, m est égal à n^2 . A ce niveau n sont associés n^2 états du système, de même énergie.

CONFIGURATION ELECTRONIQUE

Les différents électrons d'un atome polyélectronique vont être «rangés» dans des «cases», les OA, ressemblant aux «cases» dans lesquelles l'électron de l'atome d'hydrogène pouvait se placer, mais d'énergie différente.

La configuration électronique des atomes indique la répartition des électrons dans les différentes orbitales atomiques (1s, 2s, 2p,...)

Pour établir une configuration électronique, il faut respecter trois règles: la règle de Klechkowski, le principe d'exclusion de Pauli et la règle de Hund.

Règle de stabilité

Les électrons sont répartis de manière à obtenir la configuration de minimum d'énergie. Les configurations électroniques ne sont établies que pour l'atome dans son état fondamental ! Les électrons sont répartis par ordre croissant d'énergie en commençant par la sous-couche de plus basse énergie. ordre croissant d'énergie des sous-couches donné par la règle de Klechkowski

II.1.Règles de remplissage

II.1.1.Règle de Klechkowski

Enoncé

Règle de Klechkowski

L'énergie des sous-couches augmente quand la somme $(n + l)$ augmente.

Lorsque la somme $(n + l)$ est identique pour 2 sous-couches, la sous-couche de plus basse énergie est celle pour laquelle n est le plus petit.

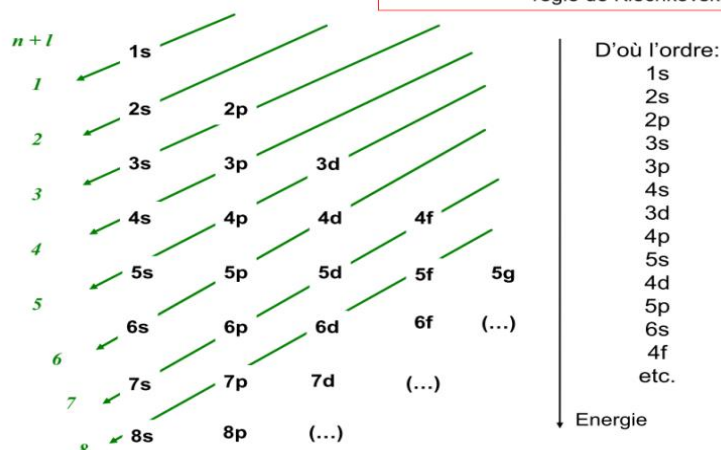
- l'énergie précise des différentes sous-couches change pour chaque élément
- l'ordre des sous-couches reste lui le même quelque soit l'élément considéré (aux inversions près.....)

Les **sous-couches** se remplissent par ordre croissant des valeurs de $n+l$. Pour deux valeurs égales, c'est la sous-couche de plus petit n qui se remplit la première. Par exemple, pour 2p et 3s, on a respectivement $n+l=2+1$ et $n+l=3+0$; on remplit donc 2p en premier (n plus petit), et seulement ensuite on remplit 3s.

La règle de Klechkowski fonctionne selon un principe de stabilité: les O.A. sont occupées par ordre d'énergie croissante (de la plus basse énergie [la plus stable] à la plus élevée [la moins stable]).

On peut représenter l'ordre de remplissage des sous-couches comme ci-dessous à droite. La représentation de gauche est le diagramme énergétique et met en évidence la dégénérescence des états.

ii) Moyen mnémotechnique pour la règle de Klechkowski



L'ordre de remplissage des sous-couches est donc:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d...

Si on remplit selon la règle de Klechkowski, on note le plus souvent la configuration selon n croissant.

Faites bien attention à ne pas confondre couche et sous-couche, ce genre de confusion ou d'inattention peut coûter cher!

II.1.2. Principe d'exclusion de Pauli

Dans le même atome, il ne peut pas y avoir 2 électrons dont les 4 nombres quantiques sont identiques

Une OA donnée \rightarrow un triplet (n, l, m) donné.

La quadruplet de nombres quantiques associé à un électron décrit par une OA donnée ne peut être que $(n, l, m, m_s = +1/2)$ ou $(n, l, m, m_s = -1/2)$

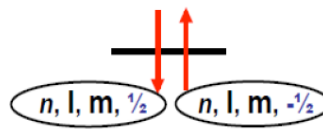
Conséquence \rightarrow Une OA donnée $(n, l$ et m donnés) ne peut décrire que 2 électrons

Et donc....

2 électrons maximum au niveau énergétique d'une sous-couche s
6 électrons maximum au niveau énergétique d'une sous-couche p
10 électrons maximum au niveau énergétique d'une sous-couche d
14 électrons maximum au niveau énergétique d'une sous-couche f

D'après Pauli, deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs 4 nombres quantiques identiques. Sur une même O.A., on ne peut avoir placer que 2 électrons dont les spins sont antiparallèles (différents, de signe opposé). A un nombre n correspond n^2 états (et n^2 O.A. possibles), et donc au maximum on y trouvera $2n^2$ électrons: deux électrons par orbitale atomique.

Niveau n (K, L, M) $\rightarrow n^2$ états (n, l, m) ou n^2 O.A. $\rightarrow 2n^2$ électrons.



II.1.3. Règle de Hund

Règle de Hund :

pour des orbitales atomiques dégénérées, l'état de stabilité maximum est obtenu lorsque les électrons occupent le maximum de ces OA dégénérées, leurs nombres magnétiques de spin étant de même signe (« spins parallèles »)

Aussi appelée «règle de multiplicité maximale», la règle de Hund stipule que lorsque l'on dispose d'orbitales atomiques de même énergie ($2p_x, 2p_y, 2p_z$), et après avoir placé les électrons selon la règle de Klechkowski, on occupe le maximum d'orbitales atomiques possibles. L'état d'énergie le plus stable est celui où l'on trouve le maximum d'électrons (*de même spin du coup*) non appariés (célibataires) pour une sous-couche donnée.

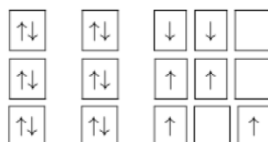
On peut représenter une « case » (orbitale atomique) de deux manières :



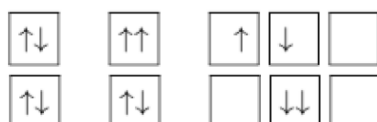
Le nombre de spin est représenté par l'orientation de la flèche : vers le haut pour $1/2$ et vers le bas pour $-1/2$. Ici, le principe d'exclusion de Pauli est respecté.

Dans les représentations ci-dessus, l'orbitale est saturée car elle contient deux électrons (de spin antiparallèle respectant ainsi le principe de Pauli).

Il peut y avoir plusieurs états stables possibles. Prenons l'exemple du carbone de configuration $1s^2 2s^2 2p^2$. Les représentations suivantes sont considérées comme aussi stables les unes que les autres :



Il existe enfin des cas interdits, lorsque la règle de Pauli est enfreinte, par exemple :



Il est important de noter qu'un état instable n'est pas forcément interdit s'il n'enfreint pas d'autres règles !

Une fois ces trois règles fondamentales acquises, il faut expliquer la notion d'électrons de valence. La couche de valence représente la couche au n le plus grand. C'est le niveau le plus externe et il est à l'origine des propriétés chimiques des éléments. Attention toutefois à ne pas appliquer la définition à la lettre sur les éléments de transition : leur couche de valence ne se limite pas strictement au n le plus grand. En effet, leur configuration électronique se termine en $(n-1)d^x ns^y$ (x et y variant selon le nombre d'électrons des atomes), il faut alors considérer que les « électrons de valence interne » (*ce nom n'est pas à apprendre, il n'est pas précisé en cours et n'est rajouté ici que pour la compréhension*) de la sous-couche $(n-1)d$ font partie de la couche de valence. On a donc, non pas ns en couche de valence, mais bien $(n-1)d$ ns. Logiquement, les électrons de valence sont ceux présents dans la couche de valence.



Les électrons de valence sont ceux qui ont le nombre quantique n le plus grand. Ce sont les e- les plus externes, et ils sont à l'origine des propriétés chimiques des éléments.

Les configurations électroniques peuvent être raccourcies dans leur notation en prenant le gaz noble précédent et en ne rajoutant que la partie qui en diffère. Ainsi, on peut noter :

Atome	Configuration électronique	Écriture abrégée
$_{11}Na$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne] 3s^1$
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[Ne] 3s^2 3p^4$
$_{21}Sc$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	$[Ar] 3d^1 4s^2$
$_{22}Ti$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	$[Ar] 3d^2 4s^2$
$_{23}V$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	$[Ar] 3d^3 4s^2$
$_{30}Zn$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$[Ar] 3d^{10} 4s^2$

Limites de la règle de Kleckovski et exceptions aux règles de remplissage.

On note deux exceptions, à la règle de Kleckovski, le chrome (Cr) et le cuivre (Cu). nous rajouterons en italique le cas particulier de l'or (Au), de l'argent (Ag) et du molybdène (Mo)

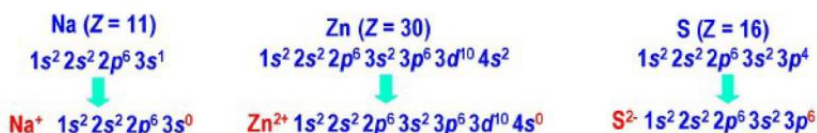
Atome	Configuration électronique	Écriture abrégée
$_{24}Cr$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	$[Ar] 3d^5 4s^1$
$_{29}Cu$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$[Ar] 3d^{10} 4s^1$
$_{42}Mo$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$	$[Kr] 4d^5 5s^1$
$_{47}Ag$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$	$[Kr] 4d^{10} 5s^1$
$_{79}Au$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$	$[Xe] 5d^{10} 6s^1$

On devrait avoir $3d^4 4s^2$ pour le Chrome mais les niveaux 3d et 4s à moitié remplis sont plus stables que la configuration $3d^4 4s^2$. De même, pour le Cuivre, on devrait avoir $3d^9 4s^2$ mais l'atome est plus stable avec 3d rempli entièrement qu'avec 4s rempli entièrement.

Configuration électronique d'un ion

Il peut y avoir **ionisation d'un atome** par perte d'un ou plusieurs électrons : c'est l'électron le plus chargé en énergie (*le plus externe*) qui est arraché le premier. Un atome peut aussi s'ioniser en gagnant des électrons pour compléter sa dernière couche.

Voici quelques exemples d'ionisation :



N.B

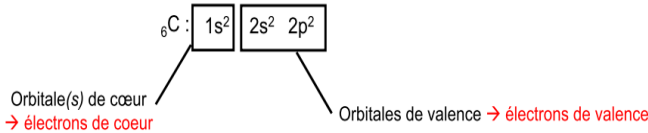
Pour les éléments de transition, de couche de valence (n -1)d ns, la formation des cations correspond toujours au départ des électrons de l'orbitale atomique ns.

Représentation de Lewis:

Electrons de coeur / Electrons de valence (Représentation de Lewis d'un atome)

Définitions

Les électrons de valence sont ceux dont le nombre quantique principal n est le plus élevé + ceux qui appartiennent à des sous-couches d et f en cours de remplissage.



Les électrons de valence sont moins liés au noyau que les électrons de coeur.

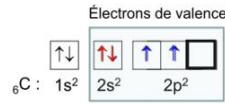
La représentation de Lewis des atomes ne tient compte que des **électrons de valence**.

Les **électrons célibataires** sont représentés par des **points**.

Les **doublets d'électrons** sont représentés par des **tirets**.

Une OA de valence vide peut-être représentée par un rectangle vide (= lacune électronique).

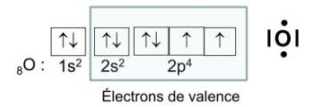
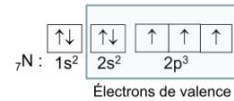
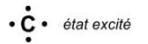
Exemples



Représentation de Lewis du carbone dans son état fondamental :



Remarque : Autre représentation de Lewis pour le carbone :



O.A.	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	...
n+l	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6	7	7	7	...

Exemples de configurations électroniques

¹ H	1s ¹															
² He	1s ²															
⁶ C	1s ²	2s ²	2p ²	= [He]	2s ²	2p ²										
⁷ N	1s ²	2s ²	2p ³	= [He]	2s ²	2p ³										
⁸ O	1s ²	2s ²	2p ⁴	= [He]	2s ²	2p ⁴										
⁹ F	1s ²	2s ²	2p ⁵	= [He]	2s ²	2p ⁵										
¹⁰ Ne	1s ²	2s ²	2p ⁶													
¹¹ Na	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ¹	= [Ne]	3s ¹										
¹³ Al	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ¹	= [Ne]	3s ²	3p ¹								
¹⁵ P	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ³	= [Ne]	3s ²	3p ³								
¹⁶ S	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁴	= [Ne]	3s ²	3p ⁴								
¹⁷ Cl	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁵	= [Ne]	3s ²	3p ⁵								
¹⁸ Ar	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁶											
²⁰ Ca	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁶	4s ²										
³⁵ Br	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁶	4s ²	3d ¹⁰	4p ⁵	= [Ar]	4s ²	3d ¹⁰	4p ⁵				

Oxygène (O)	8 électrons	1s ² 2s ² 2p ⁴	⇒ couche n=1 complète : remplissage n=2
Fluor (F)	9 électrons	1s ² 2s ² 2p ⁵	⇒ couche n=1 complète : remplissage n=2
Néon (Ne)	10 électrons	1s ² 2s ² 2p ⁶	⇒ couches n=1,2 complètes :
Sodium (Na)	11 électrons	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	⇒ couches n=1,2 complètes : remplissage n=3
Oxygène (O)	8 électrons	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 50%; padding: 5px;">1s²</div> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 50%; padding: 5px;">2s² 2p⁴</div> </div>	



LA CLASSIFICATION PERIODIQUE

I. Introduction

L'étude de la structure électronique des atomes permet de comprendre de manière plus approfondie la classification périodique des éléments appelée encore classification périodique de Mendeleïev, établie en 1869. Actuellement, elle comporte plus de 112 éléments et on continue d'en créer dans les accélérateurs de particules. Mais seuls 90 d'entre eux sont stables, les autres ont des durées de vie très courtes.

Le tableau périodique, reste le moyen le plus important de comparaison entre les divers éléments chimiques. Il regroupe et unifie de nombreuses connaissances théoriques, mais il exprime aussi des réalités physiques. Il facilite donc la compréhension des groupes d'éléments, de leurs propriétés chimiques associées, et de leurs structures.

II. Principe de la classification périodique

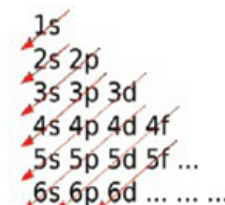
Le tableau de Mendeleïev fut établi afin de classer les éléments de la façon suivante:

Des rangées horizontales dans le tableau périodique forment les périodes. Les électrons des éléments occupant une même période sont distribués sur un même nombre de couches électroniques, nombre donné par le nombre de périodes. Dans une même période, les éléments sont disposés de gauche à droite selon l'ordre croissant de leur numéro atomique Z .

Les colonnes verticales, quant à elles, forment des groupes ou des familles, et sont au nombre de 18. Les éléments appartenant à une même famille ont en commun certaines caractéristiques, c'est donc dire que les propriétés chimiques semblables reviennent périodiquement, d'où le nom de tableau de classification périodique. Cela est dû au fait que les éléments d'un même groupe possèdent tous le même nombre d'électrons dans leur niveau de plus haute énergie (encore appelé couche de valence).

III. Energie des orbitales atomiques et nombres quantiques

La structure de la classification périodique est liée au remplissage des différentes sous-couches selon la règle de Klechkowski (afin de permettre de classer des éléments encore trouvés chaque ligne débute par remplissage d'une sous-couche ns et s'achève par celui de la sous-couche np (sauf pour la $n=1$). De nombreuses anomalies commencent à partir de la 6^{ème} période. L'ensemble des électrons d'un atome à plusieurs électrons, s'organise globalement en niveaux d'énergie de la même façon pour tous les atomes: ces niveaux dépendent des deux nombres quantiques n et l . Il faut mentionner ici que les électrons se répartissent, de façon indiscernable, dans ces niveaux et que seule leur organisation globale a un sens.



❖ Les différentes colonnes se structurent en **blocs** selon le type s , p , d ou f de la dernière sous-couche à être remplie.

Cette structuration est rendue possible par la périodicité du remplissage que prévoit la règle de Klechkowski.

Par exemple, on remarque dans le tableau de Klechkowski qu'on entame toujours une nouvelle couche par une OA de type s après avoir terminé une OA de type p de la couche précédente (sauf pour le passage à la deuxième ligne).

Ainsi, les deux premières colonnes font partie du **bloc s** , et les six dernières du **bloc p** .

Les blocs s et p sont appelés **blocs principaux**. Pour les éléments de ces blocs, les électrons **ns et np** sont les **électrons de valence**.

❖ Selon les recommandations de l'IUPAC (Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée), les colonnes sont numérotées de **1 à 18**. Colonnes 1 et 2 pour le bloc s et 13 à 18 pour le bloc p , les colonnes 3 à 12 étant réservées pour le bloc d , qui n'apparaît qu'à partir de la 4^{ème} ligne.

Le bloc f n'apparaissant qu'à partir de la 6^{ème} période, on convient de le mettre à part dans le tableau (sa place devrait être entre les colonnes 2 et 3).

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	1														Prinogène	Chalcogène	Halogènes		
1	H Hydrogène -1 1																	2 He Hélium	
2	3 Li Lithium 1	4 Be Béryllium 2												5 B Bore 3	6 C Carbone -4 4	7 N Azote -3 3 5	8 O Oxygène -2	9 F Fluor -1	10 Ne Néon
3	11 Na Sodium 1	12 Mg Magnésium 2											13 Al Aluminium 3	14 Si Silicium -4 4	15 P Phosphore -3 3 5	16 S Soufre -2 2 4 6	17 Cl Chlore -1 1 3 5 7	18 Ar Argon	
4	19 K Potassium 1	20 Ca Calcium 2	21 Sc Scandium 3	22 Ti Titane 4	23 V Vanadium 5	24 Cr Chrome 3 6	25 Mn Manganèse 2 4 7	26 Fe Fer 2 3	27 Co Cobalt 2 3	28 Ni Nickel 2	29 Cu Cuivre 2	30 Zn Zinc 2	31 Ga Gallium 3	32 Ge Germanium -4 2 4	33 As Arsenic -3 3 5	34 Se Sélénium -2 2 4 6	35 Br Brome -1 1 3 5	36 Kr Krypton 2	
5	37 Rb Rubidium 1	38 Sr Strontium 2	39 Y Yttrium 3	40 Zr Zirconium 4	41 Nb Niobium 5	42 Mo Molybdène 4 6	43 Tc Technétium 4 7	44 Ru Ruthénium 3 4	45 Rh Rhodium 3	46 Pd Palladium 2 4	47 Ag Argent 1	48 Cd Cadmium 2	49 In Indium 3	50 Sn Étain -4 2 4	51 Sb Antimoine -3 3 5	52 Te Tellure -2 2 4 6	53 I Iode -1 1 3 5 7	54 Xe Xénon 2 4 6	
6	55 Cs Césium 1	56 Ba Baryum 2	57-71	72 Hf Hafnium 4	73 Ta Tantale 5	74 W Tungstène 4 6	75 Re Rhenium 4	76 Os Osmium 4	77 Ir Iridium 3 4	78 Pt Platine 2 4	79 Au Or 3	80 Hg Mercure 1 2	81 Tl Thallium 1 3	82 Pb Plomb 2 4	83 Bi Bismuth 3	84 Po Polonium -2 2 4	85 At Astate -1 1	86 Rn Radon 2	
7	87 Fr Francium 1	88 Ra Radium 2	89-103	104 Rf Rutherfordium 4	105 Db Dubnium 5	106 Sg Seaborgium 6	107 Bh Bohrium 7	108 Hs Hassium 8	109 Mt Meitnérium 3	110 Ds Darmstadtium 3	111 Rg Roegenium 3	112 Cn Copernicium 3	113 Nh Nihonium 3	114 Fl Flerovium 3	115 Mc Moscovium 3	116 Lv Livermorium 3	117 Ts Tennessé 3	118 Og Ognesson 3	
			6	57 La Lanthane 3	58 Ce Cérium 3 4	59 Pr Praséodyme 3	60 Nd Néodyme 3	61 Pm Prométhium 3	62 Sm Samarium 2 3	63 Eu Europium 2 3	64 Gd Gadolinium 3	65 Tb Terbium 3	66 Dy Dysprosium 3	67 Ho Holmium 3	68 Er Erbium 3	69 Tm Thulium 3	70 Yb Ytterbium 3	71 Lu Lutécium 3	
			7	89 Ac Actinium 3	90 Th Thorium 4	91 Pa Protactinium 5	92 U Uranium 6	93 Np Neptunium 5	94 Pu Plutonium 4	95 Am Américium 3	96 Cm Curium 3	97 Bk Berkélium 3	98 Cf Californium 3	99 Es Einsteinium 3	100 Fm Fermium 3	101 Md Mendélévium 3	102 No Nobélium 2	103 Lr Lawrencium 3	

Oxidation states are the number of electrons added to or removed from an element when it forms a chemical compound.

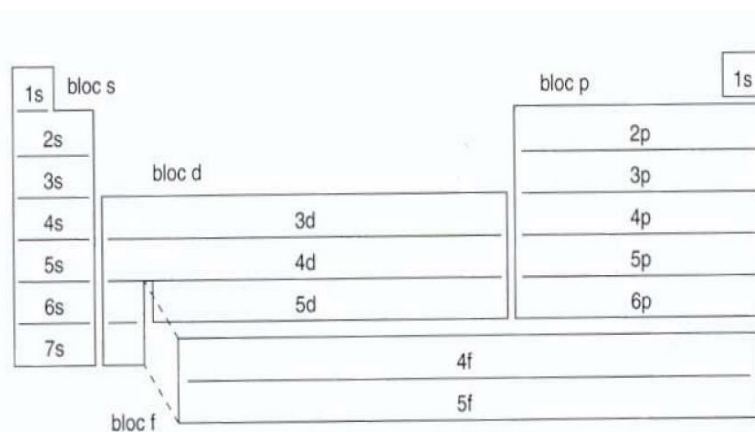
En rose bloc S: ns^1 à ns^2

En vert menthe : bloc P: np^1 à np^6

En vert pistache : bloc d: nd^1 à nd^{10}

En move : bloc f: nf^1 à nf^{14}

Représentation des différents blocs du tableau périodique



- **7 lignes horizontales appelées les 7 PERIODES** , Le numéro de la période correspond aux nombres de couches électroniques occupées
- **18 colonnes appelées les FAMILLES** et désignées de gauche à droite par un numéro de 1 à 18 ou par des chiffres romains suivis du symbole **A** ou **B**. La lettre b se réfère aux groupes des éléments de transition (éléments du centre du tableau).
- 103 ELEMENTS dont 90 naturels et 13 créés artificiellement, définis principalement par le symbole, le numéro atomique (Z) et la masse atomique de l'élément.

Similitudes des propriétés

Les éléments sont classés selon leurs similitudes de propriétés.

*Les familles "A" dites "principales, sont numérotées de IA à VIIIA et portent les noms repris ci-dessous.

*Les familles "B" sont situées entre les familles IIA et IIIa et portent le nom de métaux de transition.

*Les éléments d'une même famille ont le **même nombre d'électrons de valence**.

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

<http://www.periodni.com/fr/>

PÉRIODE	GROUPE																		18																	
	1	IA																	VIIIA																	
1	1	1.0079																	2	4.0026																
		H																		He																
		HYDROGÈNE																		HÉLIUM																
2	3	6.941	4	9.0122																	10	20.180														
		Li		Be																		Ne														
		LITHIUM		BÉRYLLIUM																		NÉON														
3	11	22.990	12	24.305																	18	39.948														
		Na		Mg																		Ar														
		SODIUM		MAGNÉSIMUM																		ARGON														
4	19	39.098	20	40.078	21	44.956	22	47.867	23	50.942	24	51.996	25	54.938	26	55.845	27	58.933	28	58.693	29	63.546	30	65.38	31	69.723	32	72.64	33	74.922	34	78.96	35	79.904	36	83.798
		K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr
		POTASSIUM		CALCIUM		SCANDIUM		TITANE		VANADIUM		CHROME		MANGANÈSE		FER		COBALT		NICKEL		CUIVRE		ZINC		GALLIUM		GERMANIUM		ARSENIC		SÉLÉNIUM		BROME		KRYPTON
5	37	85.468	38	87.62	39	88.906	40	91.224	41	92.906	42	95.96	43	(98)	44	101.07	45	102.91	46	106.42	47	107.87	48	112.41	49	114.82	50	118.71	51	121.76	52	127.60	53	126.90	54	131.29
		Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe
		RUBIDIUM		STRONTIUM		YTTRIUM		ZIRCONIUM		NIOBIUM		MOLYBDÈNE		TECHNÉTIUM		RUTHÉNIUM		RHODIUM		PALLADIUM		ARGENT		CADMIUM		INDIUM		ETAIN		ANTIMOINE		TELLURE		IODE		XÉNON
6	55	132.91	56	137.33	57-71	72	178.49	73	180.95	74	183.84	75	186.21	76	190.23	77	192.22	78	195.08	79	196.97	80	200.59	81	204.38	82	207.2	83	208.98	84	(209)	85	(210)	86	(222)	
		Cs		Ba		La-Lu		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn
		CÉSIUM		BARYUM		Lanthanides		HAFNIUM		TANTALE		TUNGSTÈNE		RHÉNIUM		OSMIUM		IRIDIUM		PLATINE		OR		MERCURE		THALLIUM		PLOMB		BISMUTH		POLONIUM		ASTATE		RADON
7	87	(223)	88	(226)	89-103	104	(267)	105	(268)	106	(271)	107	(272)	108	(277)	109	(276)	110	(281)	111	(280)	112	(285)	113	(...)	114	(287)	115	(...)	116	(291)	117	(...)	118	(...)	
		Fr		Ra		Ac-Lr		Rf		Db		Sg		Bh		Hs		Mt		Ds		Rg		Cn		Uut		Fl		Uup		Lv		Uus		Uuo
		FRANCIUM		RADIUM		Actinides		RUTHERFORDIUM		DUBNIUM		SEABORGIUM		BOHRIUM		HASSIUM		MEITNERIUM		DARMSTADTIUM		ROENTGENIUM		COPERNICIUM		UNUNTRIUM		FLEROVIUM		UNUNPENTIUM		LIVERMORIUM		UNUNSEPTIUM		UNUNOCTIUM

MASSE ATOMIQUE RELATIVE (1)

GROUPE IUPAC

NOMBRE ATOMIQUE

SYMBOLE

NOM DE L'ÉLÉMENT

BORE

ÉTAT PHYSIQUE (25 °C; 101 kPa)

Ne - gaz Fe - solide
Hg - liquide Tc - synthétique

- Métaux
- Métaux alcalins
- Métaux alcalino-terreux
- Métaux de transition
- Lanthanides
- Actinides
- Métalloïdes
- Non-métaux
- Chalcogènes
- Halogènes
- Gaz nobles

LANTHANIDES

57	138.91	58	140.12	59	140.91	60	144.24	61	(145)	62	150.36	63	151.96	64	157.25	65	158.93	66	162.50	67	164.93	68	167.26	69	168.93	70	173.05	71	174.97
La		Ce		Pr		Nd		Pm		Sm		Eu		Gd		Tb		Dy		Ho		Er		Tm		Yb		Lu	
LANTHANE		CÉRIUM		PRASEODYME		NÉODYME		PROMÉTHIUM		SAMARIUM		EUROPIUM		GADOLINIUM		TERBIUM		DYSPROSIUM		HOLMIUM		ERBIUM		THULIUM		YTTÉRIUM		LUTÉTIUM	

ACTINIDES

89	(227)	90	232.04	91	231.04	92	238.03	93	(237)	94	(244)	95	(243)	96	(247)	97	(247)	98	(251)	99	(252)	100	(257)	101	(258)	102	(259)	103	(262)
Ac		Th		Pa		U		Np		Pu		Am		Cm		Bk		Cf		Es		Fm		Md		No		Lr	
ACTINIUM		THORIUM		PROTACTINIUM		URANIUM		NEPTUNIUM		PLUTONIUM		AMÉRICIUM		CURIUM		BERKÉLIUM		CALIFORNIUM		EINSTEINIUM		FERMIUM		MENDELÉVIUM		NOBÉLIUM		LAWRENCIUM	

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)
 La masse atomique relative est donnée avec cinq chiffres significatifs. Pour les éléments qui n'ont pas de nucléides stables, la valeur entre parenthèses indique le nombre de masse de l'isotope de l'élément ayant la durée de vie la plus grande. Toutefois, pour les trois éléments (Th, Pa et U) qui ont une composition isotopique terrestre connue, une masse atomique est indiquée.

les éléments de la famille **Ia** ont **1 électron** de valence
 les éléments de la famille **IIa** ont **2 électrons** de valence, ...

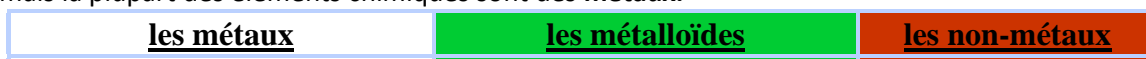
Le nombre d'électrons de valence (ou d'électrons sur la couche externe) permet **de prévoir la charge de l'ion**

Exemple:

Considérons l'atome de chlore de numéro atomique $Z=17$ dont la formule électronique est: $(K)^2(L)^8(M)^7$.
 il possède 7 électrons sur sa couche externe M. il a donc tendance à capter 1 électron pour obtenir l'octet (8 électrons) .en captant un électron, il prend une charge négative et devient un ion chlorure dont la formule est Cl^- .

Numéro	Nombre d'électrons sur la couche externe	Tendance	Ion formé
IA	1 électron	à perdre 1 électron	cation de charge +1
IIA	2 électrons	à perdre 2 électrons	cation de charge +2
IB -> VIIB			
IIIA	3 électrons	à perdre 3 électrons	cation de charge +3
IVA	4 électrons	à perdre ou capter 4 électrons	cation +4 ou anion -4
VA	5 électrons	à capter 3 électrons	anion de charge -3
VIA	6 électrons	à capter 2 électrons	anion de charge -2
VIIA	7 électrons	à capter 1 électron	anion de charge -1
VIIIA	8 électrons	Structure stable	

- Les 103 éléments du tableau périodique sont classés en **3 catégories** selon leurs propriétés mais la plupart des éléments chimiques sont des **métaux**.



*! Bien que dans la première colonne, l'**hydrogène n'est pas un alcalin**. Ce n'est pas non plus un métal.*

L'hydrogène est un cas particulier, il est tout seul, il n'appartient à aucune des ces trois catégories. Il a tendance à se comporter comme un métal dans certaines conditions et comme un non-métal dans d'autres conditions. Il peut être donneur ou receveur d'électrons, il existe sous la forme neutre H_2 , négative H^- ou positive H^+ .

Métal

Un métal est un corps :

- ▶ **brillant** (éclat métallique)
- ▶ **bon conducteur de chaleur et d'électricité**
- ▶ malléable et ductile
- ▶ donneur d'électrons
- ▶ qui réagit avec les acides
- ▶ en général solide à T et p habituelles (sauf le mercure (Hg))

Métalloïdes

Nom désignant des éléments intermédiaires entre les métaux et les gaz rares.

Les métalloïdes sont difficiles à classer comme métal ou non-métal, ils sont à la frontière (ligne en escalier) qui sépare les métaux des non-métaux. Ils ressemblent aux non-métaux par certaines propriétés mais sont de **faibles conducteurs d'électricité (semi-conducteur)**. Métalloïde signifie qui ressemble aux métaux.

Non-métal

Les éléments non-métalliques sont des éléments qui

- ont un **aspect terne** (sans éclat).
- ne sont **pas conducteurs de chaleur et d'électricité**
- sont fréquemment des gaz ou des liquides

Les alcalins:

Situés à l'extrême gauche du tableau périodique, les alcalins

- sont tous des **métaux**,
- n'ont qu'**1 électron de valence** (famille **Ia**)
- auront donc tendance à donner facilement cet électron pour saturer le niveau d'énergie et à former un cation de charge +1 : Li^+ , Na^+ , K^+ , ...

- Constituée par les éléments: **Li, Na, K, Rb, Cs** et **Fr** (*un seul électron s sur leur couche externe ; autrement dit, leur couche de valence est de type ns¹*).
- Éléments **métalliques** (*on dit souvent «métaux alcalins»*)
- Propriétés physico-chimiques identiques
- Ils sont **réducteurs**.
- Tendance à **perdre** leur électron s pour donner les cations correspondants ($\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$)
Pourquoi les alcalins sont-ils réducteurs? Il y a un lien avec l'énergie d'ionisation. Cette énergie diminue de Li à Cs, et permet à l'électron de partir plus facilement ; donc, le caractère réducteur augmente de Li jusqu'à Fr. En effet, la distance électron-noyau augmente avec Z sur une colonne donnée et la constante d'écran de cet électron périphérique augmente. La constante d'écran est une constante propre à un atome qui diminue encore l'énergie nécessaire à l'ionisation d'un atome comparé à son hydrogénoïde correspondant.

Ces métaux sont **monovalents**.

Les alcalins doivent être conservés dans l'huile, car lorsqu'ils sont en contact avec l'eau ou l'air, ils **réagissent violemment** pour former une base hydroxylée ou alcaline.

Les alcalins sont souvent utilisés dans la **médecine** (fabrication des médicaments) et pour la fabrication d'**explosifs**.

Les alcalino-terreux :

- possèdent **deux électrons de valence** (famille **IIa**)

- auront donc tendance à donner facilement deux électrons pour saturer le niveau d'énergie et à former un cation de charge +2 : Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , ...

Ces éléments ne se trouvent jamais sous forme métallique libre dans la nature, ils sont **très réactifs** .

Les métaux de transition

Tous les membres de cette famille :

- sont des **métaux**
- **n'obéissent pas à la règle de l'octet**. En effet, ils peuvent accueillir **plus de 8 électrons** sur leur couche de valence. Certains d'entre eux peuvent même en accueillir jusqu'à 18! Cela rend parfois difficiles les interactions avec les éléments des autres familles.

Ils ont aussi, pour la plupart, tendance à s'unir entre-eux, ou encore avec des composés d'autres familles pour former ce que l'on appelle des **alliages**

- Dans la 1^{ère} série: le niveau d est partiellement rempli (*sauf Cu et Zn mais propriétés particulières*).
- Ce sont des **métaux** (*et donc des réducteurs*).
- Structure électronique $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6) 3d^x 4s^2$ avec $x \in [1;10]$, et 2 exceptions [ce cours se limite à Cu et Cr comme seules exceptions].
- Ils ont un faible rayon atomique (notamment plus faible que celui du calcium (Ca) qui est de 1,97 Å). Il s'agit donc de métaux durs, de forte densité, et de température de fusion élevée.
- Ils peuvent donner plusieurs ions par ionisations successives: **plusieurs états d'oxydation** sont possibles.

Les terreux

Cette famille est aussi connue sous le nom de "**famille du bore**".

Les éléments de la famille du bore :

- comptent **3 électrons de valence** (famille **IIIa**) ,
- auront donc tendance à donner facilement trois électrons pour saturer le niveau d'énergie et à former un cation de charge +3 : B^{3+} , Al^{3+} , ...

Le digne représentant de cette famille (du moins, celui qui lui donne son nom) est un élément appartenant aux métalloïdes; les 4 autres sont des métaux

Les Carbonides

Cette famille, appelée aussi "**famille du carbone**", sort vraiment de l'ordinaire par rapport aux autres familles du tableau périodique. Ses membres possèdent tous: **4 électrons de valence** (famille **IVa**) ,donc ils peuvent en céder ou en attirer pour se saturer et former respectivement un cation de charge +4 ou un anion de charge -4.

(Le carbone (**C**), le silicium (**Si**) et le germanium (**Ge**) sont des **métalloïdes**. L'étain (**Sn**) et le plomb (**Pb**) sont des **métaux**).

Les azotides

- possèdent **5 électrons de valence (famille Va)**
- auront donc tendance à attirer 3 électrons pour obéir à la règle de l'octet et à former un anion de charge -3 : N^{3-} , P^{3-} , ...

Les éléments les plus importants sont certainement l'azote et le phosphore, **éléments essentiels à la vie des animaux et des végétaux** et dont nombreux de leurs composés ont des applications importantes.

Les sulfurides :

- possèdent **6 électrons de valence (famille VIa)**
- auront donc tendance à attirer 2 électrons pour obéir à la règle de l'octet et à former un anion de charge -2 : O^{2-} , S^{2-} , ...

Les sulfurides prennent donc volontiers 2 électrons à ceux qui s'y risquent. Ils font des liens ioniques avec les autres familles de la région des métaux, aussi bien que des liens covalents avec nos semblables, les non-métaux

Les halogènes :

- ont tous **7 électrons de valence**, (famille VIIa), ont donc tendance à attirer 1 électron pour obéir à la règle de l'octet et à former un **anion de charge -1** : F^{1-} , Cl^{1-} .

Les halogènes n'hésitent pas à s'emparer de l'électron qui leur manque. C'est pour cela qu'ils sont reconnus comme étant la famille la plus avare du tableau périodique.

Les gaz rares :

- ont **8 électrons de valence, sauf l'hélium**, ils possèdent donc une structure bien stable (8 électrons sur la couche de valence)
- et ils ne sont pas intéressés à donner ou à recevoir des électrons.

Il y a quelques années, les gaz rares étaient appelés gaz inertes à cause de leur **inertie chimique**. Mais on sait maintenant qu'ils peuvent néanmoins réagir avec d'autres gaz.

Ce sont les seuls **gaz monoatomiques**, tous les autres gaz ont des molécules diatomiques c'est-à-dire qu'il y a deux atomes d'un même élément qui composent la molécule.

- La source des gaz rares est l'**air**.

- Le tableau est divisé en colonnes (familles)

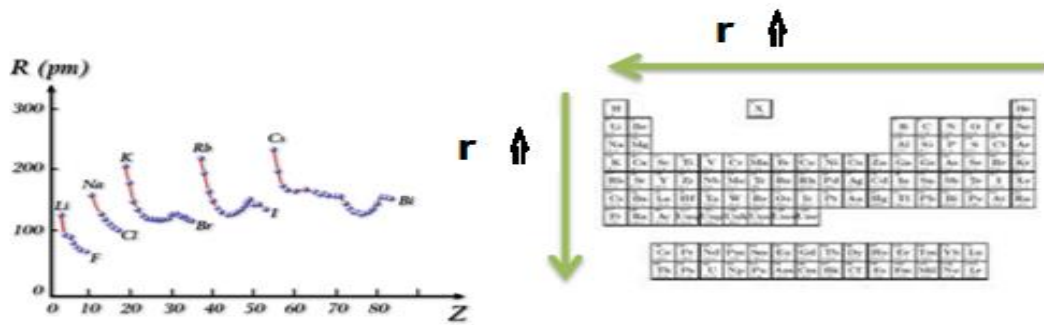
IA	1	ns^1	Alcalins et Hydrogène	H / Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
IIA	2	ns^2	Alcalino-terreux	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
IIIA	13	$ns^2 np^1$	Famille du Bore	B, Al, Ga, In, Tl
IV	14	$ns^2 np^2$	Famille du Carbone	C, Si, Ge, Sn, Pb
V	15	$ns^2 np^3$	Famille de l'Azote	N, P, As, Sb, Bi
VI	16	$ns^2 np^4$	Chalcogènes	O, S, Se, Te, Po
VII	17	$ns^2 np^5$	Halogènes	F, Cl, Br, I, At
VIII	18	$ns^2 np^6$	Gaz rares	He, Ne, Ar, Xe, Kr, Rn

Propriétés Des Éléments :

Evolution du rayon atomique dans le tableau périodique

Le rayon atomique d'un élément chimique est une mesure de la taille de ses atomes, d'habitude la distance moyenne entre le noyau et la frontière du nuage électronique qui l'entoure. Comme cette frontière n'est pas une entité physique bien définie, il y a plusieurs définitions non équivalentes du rayon atomique (le rayon de covalence, le rayon de Van der Waals) qui correspond à la moitié de la plus petite distance entre noyaux de molécules. Le concept de rayon atomique est difficile à définir parce que les électrons n'ont pas d'orbite bien définie, ni de taille précise. Leur position doit ainsi être décrite à l'aide de probabilités de distribution qui diminuent graduellement en s'éloignant du noyau, sans s'annuler de manière brusque. De plus dans la matière condensée et les molécules, les nuages électroniques des atomes se chevauchent souvent et certains électrons peuvent être délocalisés sur deux atomes ou plus. Les rayons atomiques varient de manière prévisible lorsqu'on se déplace dans le tableau périodique.

le rayon est une fonction croissante de n (dans la même colonne) et pour n constant (dans la même période), r est une fonction décroissante de Z .

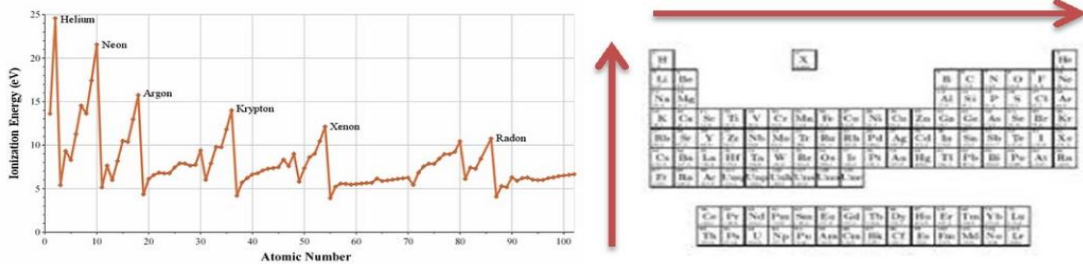


Le rayon atomique diminue dans une période. Les électrons externes des éléments d'une même période sont sur la même couche électronique (même valeur de n). **La charge nucléaire vue par ces électrons augmente régulièrement** car l'écrantage des électrons de la couche de valence est faible. La force d'attraction coulombienne électron-noyau augmentant, les électrons externes sont plus proches du noyau.

Le rayon atomique augmente dans une famille. Dans une période, chaque élément possède une couche électronique de plus que l'élément qui est au dessus de lui (n augmente de 1). Bien que la charge du noyau augmente sensiblement d'un élément au suivant, **la charge effective augmente peu** car l'écrantage des électrons internes est proche de 1.

Evolution de l'énergie de première ionisation dans le tableau périodique:

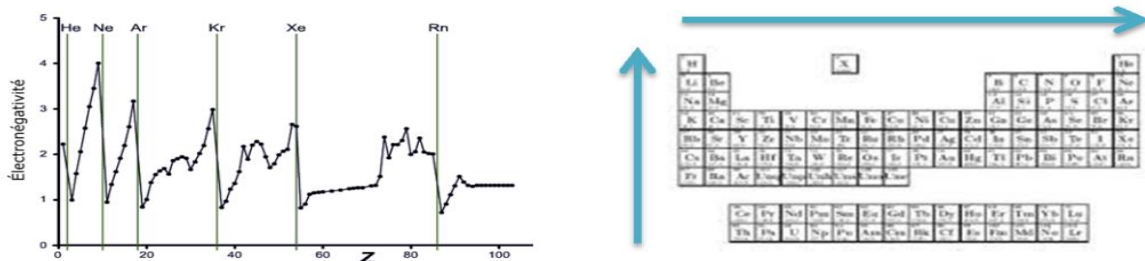
- **Énergie de première ionisation** : énergie fournie pour arracher un électron. Elle décroît toujours sur une colonne et croît sur une ligne de gauche à droite de façon comparable à l'électronégativité.



Evolution de l'électronégativité dans le tableau périodique.

L'électronégativité, notée χ , traduit la capacité d'un élément à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément. Il existe plusieurs définitions et par conséquent plusieurs échelles. Dans la définition de Pauling la différence de l'électronégativité entre les éléments A et B a pour expression:

$$\Delta\chi_{AB}(eV^{1/2}) = \sqrt{k_p(E_{AB} - \sqrt{E_{AA} - E_{BB}})}$$



L'électronégativité augmente dans une période. Comme le rayon diminue et la charge effective augmente, la force d'attraction noyau-électron devient plus forte.

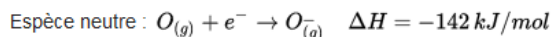
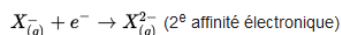
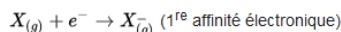
L'électronégativité diminue dans une famille. Comme le rayon augmente et la charge effective reste à peu près constante, la force d'attraction noyau-électron devient plus faible.

L'affinité électronique dans le tableau périodique

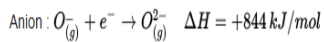
L'affinité électronique,

parfois notée AE, est la quantité d'énergie dégagée suite à la capture d'un électron par un atome isolé. Plus l'affinité électronique est grande, plus la capture d'un électron par l'atome dégage de l'énergie et plus l'ion négatif résultant est stable.

Une affinité électronique négative signifie au contraire qu'il faudrait fournir de l'énergie à l'atome pour lui attacher un électron.



La valeur de ΔH est négative et la réaction est exothermique. Il est donc favorable pour l'oxygène de capter un électron.



La valeur de ΔH est positive et la réaction est endothermique. L'ajout d'un 2^e électron n'est pas favorable.

La charge négative de l'anion O^{-} crée une répulsion importante rendant difficile la capture du deuxième.

Les halogènes (fluor F, chlore Cl, brome Br, iode I - le groupe 7A), auxquels il ne manque qu'un électron pour adopter la structure électronique du gaz rare le plus proche, ont une grande tendance à capter un électron et former l'anion correspondant (F^{-} , Cl^{-} , Br^{-} , I^{-}). C'est dans cette famille que les éléments ont les plus grandes affinités électroniques car une de leurs orbitales p est presque entièrement remplie ; il ne manque, pour former une couche complète, qu'un électron supplémentaire. La structure ionique résultante est donc très stable et l'affinité électronique importante. La plus grande affinité électronique est celle de l'atome de chlore, qui captant un électron forme l'anion chlorure et fournit dans cette réaction 349 kJ/mol à l'environnement

