

Chapitre 4 : Classification périodique des éléments

La structure électronique des atomes permet de mieux comprendre la classification périodique des éléments appelée aussi classification périodique de Mendeleïev, établie en 1869.

Le tableau périodique, reste le moyen le plus important permettant la compréhension des groupes d'éléments, leurs propriétés chimiques et leurs structures.

La classification périodique des éléments permet aussi de déterminer les formules des composés et les types de liaison entre les atomes dans les molécules.

4.1. Les structures électroniques des atomes

Etablir la configuration électronique d'un atome ou d'un ion poly-électronique dans un état donné consiste à indiquer la répartition des Z électrons dans les différentes orbitales atomiques : $1s 2s 2p 3s 3p$, ...etc.

Le nombre d'électrons est noté sous forme d'exposant.

Exemple

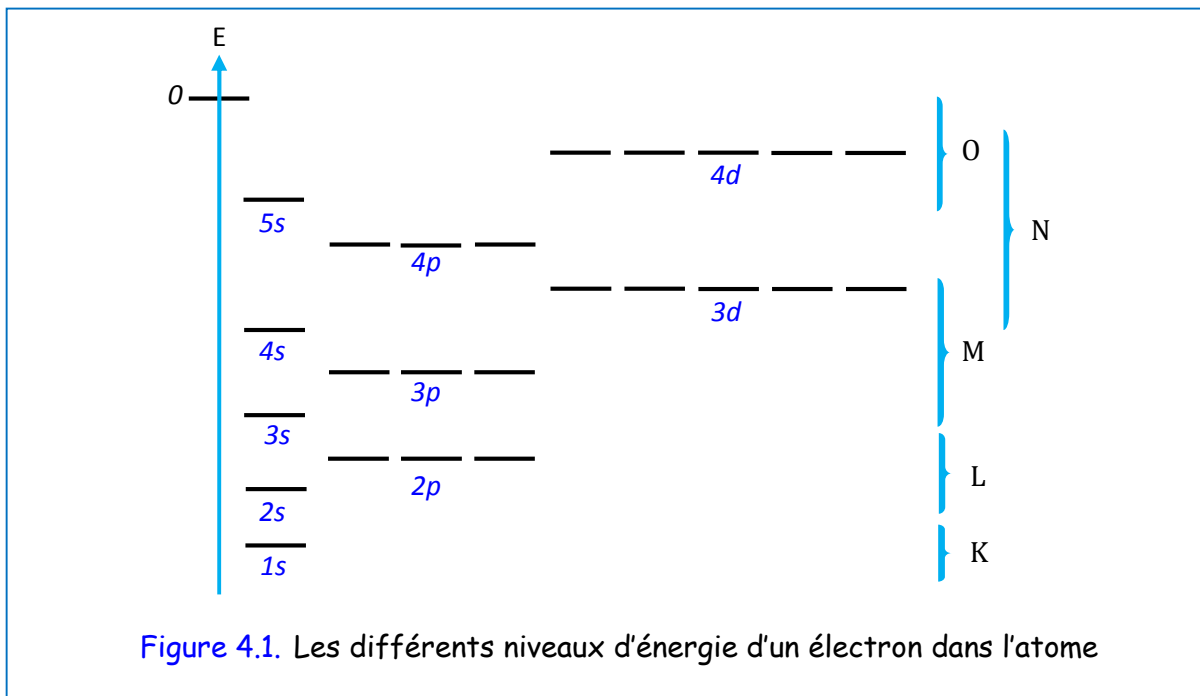
$1s^2$ signifie que deux électrons sont décrits par l'orbital $1s$. Le remplissage des cases quantiques ou orbitales atomiques doit respecter les quatre règles suivantes :

4.1.1. Le principe de stabilité

L'état de plus basse énergie d'un atome (ou d'un système) poly-électronique est son état fondamental ; les états d'énergie supérieure sont des états excités (Figure 4.1).

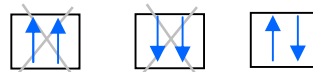
L'ordre des niveaux d'énergie croissante est :





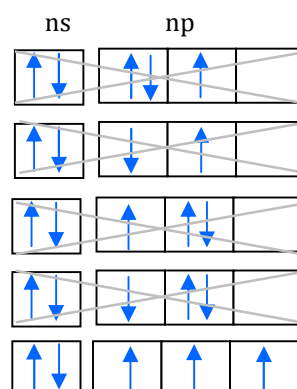
4.1.2. Le principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons d'un même atome ne peuvent jamais avoir leur quatre nombres quantiques identiques : n , l , m et s . Dans une même case quantique n , l et m sont fixés. On ne peut placer que deux électrons au maximum avec leur nombre quantique de spins opposés.



4.1.3. La règle de Hund

A l'état fondamental, lorsque plusieurs orbitales atomiques dégénérées sont libres, les électrons se placent de façon à occuper le plus grand nombre possible de cases quantiques. Les électrons occupent ces orbitales avec des moments de spins positifs (parallèles) avant de se placer avec des spins opposés. On occupe alors un maximum d'orbitales avant de les saturer (schéma ci-après).



4.1.4. La règle de Klechkowski

L'ordre de remplissage des couches n et des sous couches l s'effectue par ordre croissant du couple $n+l$. Si deux ou plusieurs couples $n+l$ conduisent à la même valeur, ils seront classés par ordre de n croissant.

Exemple : Orbitales 3d ($n+l = 5$) et 4s ($n+l = 4$) : 4s, 3d

On représente les diverses couches et sous couches sous forme d'un tableau : chaque ligne a une valeur n et chaque colonne a une valeur l . Le remplissage se fait selon les diagonales. Chaque flèche diagonale correspond à une valeur de $n+l$ (figure 4.2).

Couches	n, l	0	1	2	3
Q	7	7s	7p		
P	6	6s	6p	6d	
O	5	5s	5p	5d	5f
N	4	4s	4p	4d	4f
M	3	3s	3p	3d	
L	2	2s	2p		
K	1	1s			

Figure 4.2. Représentation schématique de la règle de Klechkowski

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

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

La couche de valence est la couche la plus externe occupée par des électrons. Elle fixe les propriétés chimiques de l'atome. Si une sous couche interne n'est pas totalement saturée, on la considère comme faisant partie de la couche de valence.

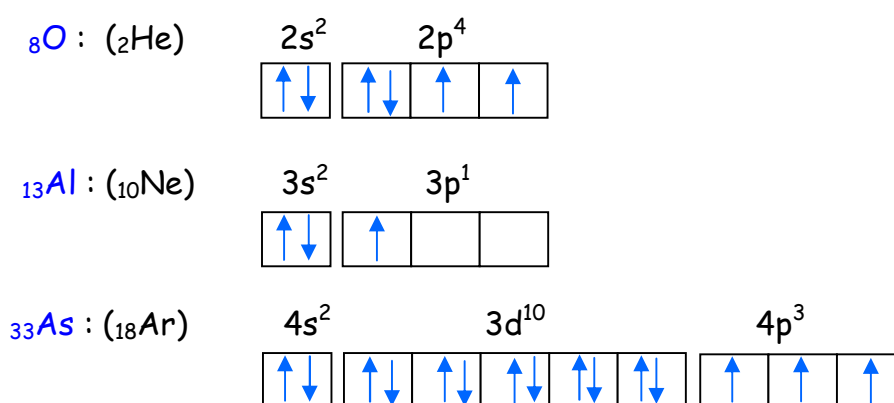
Exemple : Pour $Z = 16$, la configuration électronique est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Les gaz rares sont chimiquement stables et ont une configuration électronique de la couche externe ou de valence : ns^2np^6 . Pour décrire la configuration électronique d'un atome, on peut utiliser également la forme condensée présentée de la façon suivante : Configuration du Gaz rare + couche de valence.

Exemple : ${}_{33}\text{As} : ({}_{18}\text{Ar}) 4s^2 3d^{10} 4p^3$ - ${}_{53}\text{I} : ({}_{36}\text{Kr}) 5s^2 5p^5$ - ${}_{88}\text{Ra} : ({}_{86}\text{Rn}) 7s^2$

On représente les électrons de la couche de valence dans des cases quantiques.

Exemple

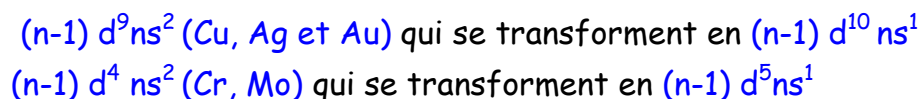


Dans un atome donné, les électrons sont représentés par des points et les doublets d'électrons appariés par des tirets.

Exemple : $\cdot \overline{O} \cdot \quad \overline{Al} \cdot \quad \cdot \overline{As} \cdot$

Exceptions de la règle de Klechkowski

Cette règle s'applique aux configurations électroniques du type :



Un électron de la sous couche s transite vers la sous couche d pour la compléter à 5 ou à 10 électrons: la configuration obtenue sera plus stable que la configuration initiale. Dans le cas des électrons de type f, le niveau d reçoit d'abord un électron avant que le niveau f ne commence à se remplir. Une sous couche vide, totalement ou à moitié remplie confère une plus grande stabilité aux atomes.

Exemple : Chrome et cuivre

Élément	Configuration selon Klechkowski	Configuration réelle
${}_{24}\text{Cr}$	${}_{18}(\text{Ar}) 4s^2 3d^4$	${}_{18}(\text{Ar}) 4s^1 3d^5$
${}_{29}\text{Cu}$	${}_{18}(\text{Ar}) 4s^2 3d^9$	${}_{18}(\text{Ar}) 4s^1 3d^{10}$

4.2. Le principe de la classification périodique

On classe les éléments par ordre de numéro atomique Z croissant et chaque ligne ou période commence par le remplissage de la $n^{\text{ème}}$ couche (sous-couche ns). Les éléments se trouvent alors classés dans un tableau où l'on place dans chaque colonne ou groupe chimique les éléments ayant même structure externe.

4.2.1. Les lignes ou périodes

Couche	Z	Structure électronique	Nombre d'éléments
1s	1, 2	$1s^1$ et $1s^2$	2
2s 2p	$3 \leq Z \leq 10$	$2s^{1-2}$, $2p^{1-6}$	8
3s 3p	$11 \leq Z \leq 18$	$3s^{1-2}$, $3p^{1-6}$	8
4s 3d 4p	$19 \leq Z \leq 36$	$4s^{1-2}$, $3d^{1-10}$, $4p^{1-6}$	18
5s 4d 5p	$37 \leq Z \leq 54$	$5s^{1-2}$, $4d^{1-10}$, $5p^{1-6}$	18
6s 4f 5d 6p	$55 \leq Z \leq 86$	$6s^{1-2}$, $4f^{1-14}$, $5d^{1-10}$, $6p^{1-6}$	32
7s 5f	$Z \geq 87$		

La 6^{ème} période comporte 32 éléments dont les lanthanides correspondant au remplissage de la sous-couche 4f : $58 \leq Z \leq 71$; $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{2-14} 5d^0$;

Exemple : le lanthane : ${}_{57}\text{La}$: $[\text{Xe}] 6s^2 5d^1$

Pour les éléments de cette période, les sous-couches ont des énergies très voisines et la règle de Klechkowski devient peu fiable.

La 7^{ème} période est incomplète. Elle débute par le remplissage de la sous-couche 7s (Fr, Ra) suivi de la série des actinides ($Z \geq 90$) correspondant au remplissage de la sous-couche 5f. La plupart de ces éléments sont radioactifs. L'uranium ($Z = 92$) est l'élément naturel le plus lourd.

4.2.2. Les groupes chimiques

Les colonnes du tableau périodique forment des groupes chimiques aux propriétés analogues du fait que leur structure électronique externe est la même. Les 18 colonnes sont réparties en 9 groupes. Les 7 premiers groupes

comportent chacun 2 sous groupes A et B. Les éléments ayant leurs électrons de valence sur une sous couche s ou p appartiennent au sous groupe A ; ceux ayant leurs électrons de valence sur une sous couche d ou f appartiennent au sous groupe B.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
I _A	II _A	III _B	IV _B	V _B	VI _B	VII _B	VIII _B		I _B	II _B	III _A	IV _A	V _A	VI _A	VII _A	0	

4.2.3. Les blocs d'éléments

Le tableau périodique des éléments comporte quatre blocs d'éléments nommés s, p, d et f :

Bloc s : Il correspond aux éléments de la colonne 1 (ns^1 , Groupe I_A) appelés alcalins qui sont monovalents, et de la colonne 2 (ns^2 , Groupe II_A) appelés alcalino-terreux qui sont divalents.

Exemple : ${}_3\text{Li} : [\text{He}] 2s^1$

Bloc p : Il correspond aux éléments de configuration : ns^2np^i ($1 \leq i \leq 6$), appartenant aux groupes des métaux trivalents (III_A), des métalloïdes (IV_A, V_A, VI_A), des halogènes (VII_A) et des gaz rares (VIII_A).

Exemple : ${}_6\text{C} : [\text{He}] 2s^2 2p^2$

Bloc d : La première série des éléments possédant des orbitales d ($3d^i$) dite 1^{ère} série des éléments de transition correspond à la période de $n = 4$. Le remplissage de la sous couche 3d commence lorsque la sous couche 4s est saturée. Ce bloc contient trois séries d'éléments de transition $3d^i$, $4d^i$, $5d^i$ ($1 \leq i \leq 10$) et correspond aux groupes : III_B, IV_B, V_B, VI_B, VII_B, VIII_B, I_B, II_B.

Exemple : ${}_{29}\text{Cu} : [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$

Bloc f : Il correspond aux familles des Lanthanides et des Actinides, appelées terres rares. Lorsque l'orbitale 6s est saturée, apparaissent les orbitales 4f qui se remplissent avant 5d.

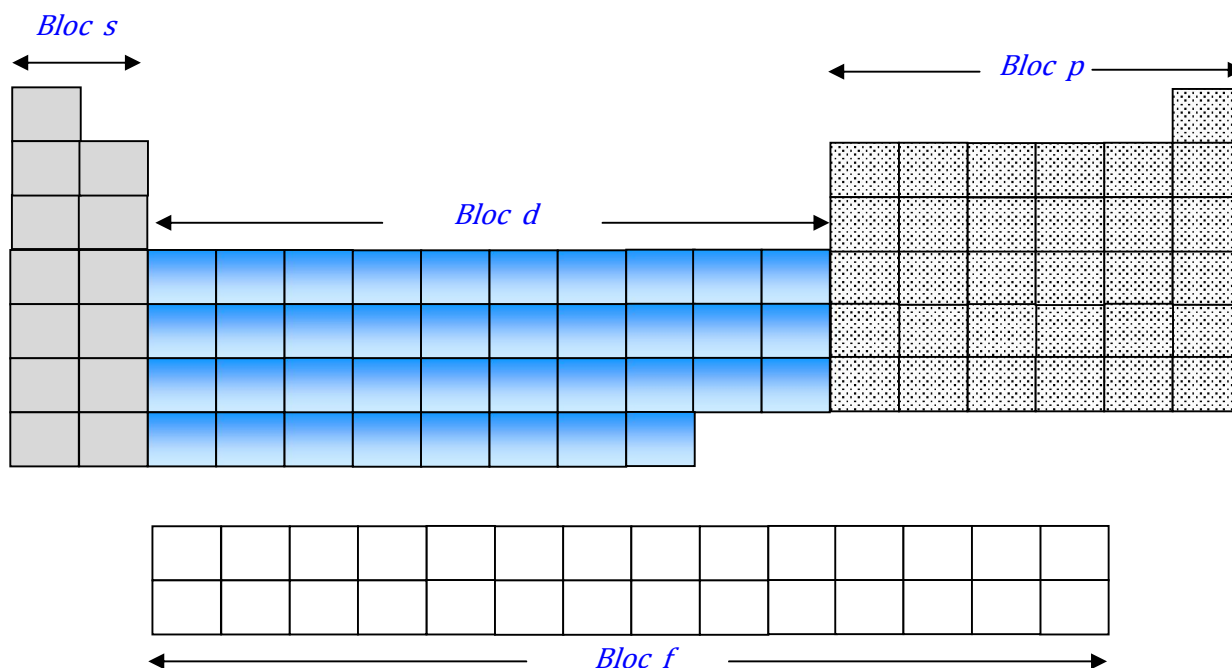
Exemple : ${}_{57}\text{La} : [\text{Xe}] 5d^1 6s^2$ au lieu de $[\text{Xe}] 5f^1 6s^2$.

Il est à noter que :

H et He n'appartiennent à aucun de ces 4 blocs.

He à sa couche externe saturée ($1s^2$) et se situe en tête de la colonne des gaz rares.

H est placé au-dessus des alcalins (ns^1) soit juste avant He ($n = 1$).



4.3. Les propriétés périodiques des éléments

Les propriétés chimiques d'un élément dépendent essentiellement de la configuration électronique de la couche de valence. Étant la plus énergétique, elle contient donc les électrons les plus réactifs.

4.3.1. Le rayon atomique

Les atomes sont considérés comme des particules sphériques, leur taille est donc mesurée par la valeur de leur rayon. Globalement, le rayon atomique d'un élément correspond à la moitié de la distance entre deux atomes voisins de cet élément. Cependant, lorsque deux atomes se lient dans une molécule, leurs couches électroniques externes s'interpénètrent, on dit qu'elles se recouvrent, et la distance internucléaire devient donc inférieure à la somme de leurs rayons de Van der Waals.

On définit alors le rayon covalent d'un élément comme étant la moitié de la distance entre les noyaux des deux atomes liés dans la molécule du corps simple correspondant (par exemple dans une molécule diatomique).

La mesure de ce rayon est déterminée de manière approximative car les nuages d'électrons se mélangent. Elle est réalisée à l'aide d'un diffractomètre à rayons X.

Variation du rayon atomique et ionique avec le numéro atomique

Pour une période donnée, le rayon atomique diminue de gauche à droite (excepté quelques irrégularités pour les éléments des blocs d et f). Cela vient du fait que l'augmentation systématique de la charge nucléaire en traversant la période contracte les orbitales électroniques. Le noyau pour un nombre de couches égales, exerce une attraction d'autant plus forte qu'il y aura d'électrons.

Pour une colonne donnée, le rayon atomique augmente avec Z. Les électrons évoluent plus loin du noyau quand le nombre quantique principal n de la couche à laquelle ils appartiennent augmente.

Les ions n'ont pas la même taille que les atomes dont ils dérivent, les anions étant plus grands et les cations plus petits, mais ils suivent les mêmes tendances périodiques.

Le départ d'un ou de plusieurs électrons externes diminue l'effet d'écran exercé sur ceux qui restent, qui sont alors plus fortement attirés par le noyau. Un cation est donc moins volumineux que l'atome dont il est issu. L'effet inverse explique le plus grand volume des anions (Tableau 4.1).

Tableau 4.1. Exemples de rayons atomiques et ceux des ions correspondants.

Element	Ion	Z	Rayon atomique (Å)	Rayon ionique (Å)
Al	Al ³⁺	13	1,43	0,50
Zn	Zn ²⁺	30	1,38	0,74
N	N ³⁻	7	0,92	1,71

4.3.2. L'énergie d'ionisation

Un ion résulte de la perte d'un ou de plusieurs électrons par atome. Il acquiert une charge positive et devient un cation. On dit qu'il est ionisé. Si un atome perd un seul électron, il devient un ion positif portant une charge +1. L'énergie qu'il faut fournir à l'atome gazeux pour lui arracher un e⁻ est l'énergie correspondant à la réaction suivante : $A_{\text{gaz}} \rightarrow A_{\text{gaz}}^+ + e^- \quad E_i > 0$

En général, les potentiels d'ionisation des atomes sont directement liés aux rayons atomiques effectifs. Quand les rayons atomiques diminuent, l'énergie nécessaire à l'arrachement d'un e^- de la couche externe augmente.

Suivant une période, le rayon atomique diminue quand Z augmente, par conséquent la force d'attraction entre le noyau et les électrons de valence augmente et l'énergie d'ionisation augmente de gauche à droite. Les exceptions interviennent généralement après le remplissage ou le demi-remplissage d'une sous-couche.

Exemples :

1^{er} cas : Be et B : le bore ${}_5\text{B}$ ($2s^2 2p^1$) doit utiliser une sous-couche p d'énergie plus élevée que celle de 2s de béryllium ${}_4\text{Be}$ ($2s^2$). Par conséquent l'énergie d'ionisation de Be est supérieure à celle de B.

2^{ème} cas : N et O : la sous couche p de l'azote $\text{N}(2s^2 2p^3)$ est semi-saturée, stable, contrairement à l'oxygène ($2s^2 2p^4$) qui doit placer deux électrons dans la même orbitale et leur répulsion rend plus facile le départ de l'un d'entre eux. Ainsi l'énergie d'ionisation de N est supérieure à celle de O.

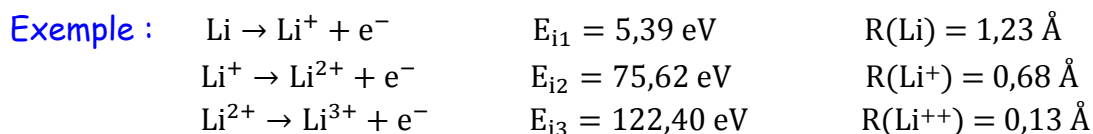
Suivant une colonne, le rayon atomique augmente quand Z augmente, par conséquent la force d'attraction entre le noyau et les électrons de valence diminue et l'énergie d'ionisation décroît de haut en bas.

Les métaux alcalins et alcalino-terreux présentent les énergies d'ionisation les plus faibles dans le tableau périodique. Les valeurs des potentiels d'ionisation des alcalins sont données le tableau 4.2.

Tableau 4.2. Potentiels de 1^{ière} et de 2^{ème} ionisation des éléments alcalins.

Élément	Potentiel d'ionisation en eV	
	1 ^{ière} ionisation $M \rightarrow M^+ + e^-$	2 ^{ème} ionisation $M^+ \rightarrow M^{2+} + e^-$
Li	5,39	75,6
Na	5,14	47,3
K	4,34	31,8
Rb	4,18	27,4
Cs	3,89	23,4

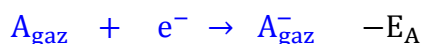
On peut envisager d'enlever successivement plusieurs électrons à un atome.



Cette forte augmentation des énergies d'ionisation s'explique par le décroissement du rayon effectif de l'atome lorsqu'il perd des électrons pour donner des ions positifs et aussi à l'augmentation de la charge effective.

4.3.3. L'affinité électronique

L'affinité électronique est l'énergie libérée lorsqu'un atome gazeux capte un électron selon la réaction suivante :

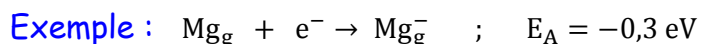


$-E_A$: énergie libérée, comptée négative par convention de signe thermodynamique.

Les halogènes ayant une couche externe ns^2np^5 captent spontanément un électron pour atteindre la structure stable du gaz noble qui les suit ns^2np^6 . La réaction correspondante est exothermique (énergie libérée) et leur affinité électronique est positive.



Au contraire, un alcalino-terreux de configuration externe ns^2 , sous-couche saturée, n'a pas une tendance à capter un électron. La réaction nécessite de l'énergie (endothermique) et l'affinité électronique est donc négative.



4.3.4. L'électronégativité

L'électronégativité d'un élément est la grandeur représentant la capacité d'un atome à attirer à lui les électrons de liaison dans une molécule. Par contre, les notions de potentiel d'ionisation et d'affinité électronique sont relatives à un atome seul.

L'électronégativité intervient dans la formation des ions, mais aussi dans la compétition entre atomes liés pour attirer les électrons de la liaison. Cela sous-entend donc une notion de polarité.

Dans une molécule, composée d'un atome A lié chimiquement à un atome B, l'atome le plus électronégatif portera un supplément de charge négative et l'atome le plus électropositif un déficit électronique équivalent. La liaison est alors dite polarisée, elle résulte d'une probabilité de présence des électrons plus grande sur l'atome le plus électronégatif.

Echelles d'électronégativités

L'électronégativité est une valeur définie empiriquement, dans une échelle numérique arbitraire. Il en existe plusieurs échelles dont les plus connues sont l'échelle de Pauling et l'échelle de Mulliken :

- ✓ Echelle de Pauling : elle est basée sur la valeur expérimentale des énergies de liaison. L'électronégativité est comprise entre 0,7 et 4,0 ($\chi_{\text{H}} = 2,1$).
- ✓ Selon Mulliken, elle est égale à la moyenne arithmétique de l'énergie d'ionisation E_i et de l'affinité électronique E_A : $\chi = \frac{1}{2}(E_i + E_A)$

Bien que les méthodes utilisées soient différentes, les classements auxquels elles conduisent sont sensiblement identiques avec des valeurs numériquement voisines et respectant toutes la même tendance dans le tableau périodique.

L'électronégativité augmente quand Z augmente dans une période avec quelques exceptions pour les éléments de transition. Elle diminue dans un même groupe lorsque Z augmente.

Plus un atome capte facilement des électrons et plus il cède difficilement ses électrons, plus la somme des valeurs absolues de l'affinité électronique E_A et de l'énergie d'ionisation E_i est grande. On dit alors que l'atome est très électronégatif.

Dans le tableau 4.3 sont consignées les valeurs de l'électronégativité de quelques éléments.

Tableau 4.3. Electronégativités dans l'échelle de Mulliken de quelques éléments.

Élément	E_i (eV)	E_A (eV)	χ
Li	5,4	0,54	2,97
Cl	13,0	3,61	8,31
F	17,4	3,45	10,42

Les éléments se situant en bas à gauche du tableau sont dits électropositifs (métaux) et cèdent facilement des électrons de valence lors de la formation d'une liaison chimique.

Les éléments se situant en haut à droite sont dits électronégatifs (non métaux) et captent facilement des électrons de valence de leur partenaire lors de la formation d'une liaison chimique. Dans le tableau périodique, l'élément le plus électronégatif est le fluor.

Les éléments d'électronégativité intermédiaires, séparant les métaux des non-métaux, sont encore appelés semi-métaux ou semi-conducteurs.

4.3.5. Les nombre d'oxydation

La notion de nombre d'oxydation permet de définir un élément chimique vis-à-vis des autres en termes de type de réaction (oxydation ou réduction) ou en termes de comportement (oxydant ou réducteur) : $\text{Oxydant} + ne^- \rightarrow \text{Réducteur}$

Sachant que dans une molécule ou dans un ion, la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge électrique, les règles qu'on peut appliquer pour déterminer le nombre d'oxydation d'un élément dans un composé sont simples. Certaines sont citées ci - dessous :

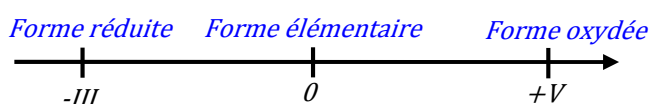
- ✓ Dans son état élémentaire, le nombre d'oxydation d'un élément est égal à 0.
- ✓ Le fluor ne peut avoir que les nombre d'oxydation 0 ou -I car c'est le plus oxydant des éléments.
- ✓ Les métaux ont des nombres d'oxydation nuls (à l'état élémentaire) ou positifs (alcalins oxydés +I ; alcalino-terreux oxydés +II ; aluminium oxydés +III).
- ✓ Pour les non-métaux, le nombre d'oxydation maximum est égal au nombre d'électrons périphériques (nombre maximum de liaisons covalentes simples) et le nombre d'oxydation minimum est égal au nombre d'électrons que l'élément

doit trouver pour acquérir la structure électronique du gaz rare situé à sa droite dans la même période.

- ✓ L'hydrogène adopte le plus souvent le nombre d'oxydation +I (sauf dans les hydrures comme LiAlH_4 ou CaH_2 où il est au degré -I car il est associé à des métaux très électropositifs).
- ✓ L'oxygène adopte le plus souvent le nombre d'oxydation -II (sauf dans les peroxydes comme H_2O_2 ou BaO_2 où il est au degré -I, sous forme d'ion O_2^{2-}).

Exemple

La variation du nombre d'oxydation du phosphore P (groupe V) est représentée ci-après :



4.4. Les propriétés physiques et chimiques des familles d'éléments

Dans la classification périodique, les éléments qui présentent des caractéristiques communes sont regroupés par famille ou groupe chimiques et se situent dans une même colonne du tableau périodique.

Il est possible d'envisager le tableau périodique d'une autre manière qui trouve son utilité dans certains domaines tels que la cristallographie par exemple. Le tableau périodique se divise alors en trois grandes régions (Figure 4.3) : les métaux, les métalloïdes, et les non métaux. Les éléments d'une même région présentent des propriétés communes.

H																		He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Tb	Fa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Figure 4.3. Les métaux, les non-métaux et les métalloïdes dans le tableau périodique

4.4.1. Les métaux

Ce sont les éléments les plus nombreux du tableau périodique. On les retrouve à gauche d'une ligne allant du Bore (B) à l'Astate (At). Ils sont généralement solides à température ambiante (excepté le mercure, Hg). Ils conduisent l'électricité et la chaleur et plusieurs d'entre eux réagissent avec des acides. Les métaux donnent des cations et pas des anions. Les semi-métaux peuvent donner des anions et des cations (Sb par exemple). Les familles d'éléments considérées comme métaux sont :

- ✓ Les alcalins : Situés à l'extrême gauche du tableau périodique, les alcalins n'ont qu'un électron sur leur dernier niveau d'énergie. Ils ont tendance à céder facilement cet électron pour saturer le niveau d'énergie précédent et devenir stable comme un gaz rare. Lors d'une réaction chimique, ils sont prêts à donner cet électron de valence aux non-métaux; ils forment donc des liens ioniques. Les éléments du groupe I_A ont une structure cristalline cubique centrée. Ce sont des métaux légers, de couleur blanc argenté, qui s'oxydent facilement et fondent à des températures peu élevées.
- ✓ Les alcalino-terreux : Ils sont du groupe II_A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba et Ra (radioactif)) et sont très électropositifs. Ce sont des métaux légers, mous et très réactifs. Avec l'eau, ils donnent des bases solubles de formule $X(OH)_2$. Ces éléments ne se trouvent jamais sous forme métallique libre dans la nature, car, comme les alcalins, ce sont des réducteurs très réactifs et ils réagissent aisément avec de nombreux non-métaux.
- ✓ Les métaux de transition : Ce sont les éléments dont la dernière couche s est saturée alors que la sous-couche d est non saturée. Cette famille est en fait regroupée sur une même période et comporte les éléments de numéro atomique compris entre 21 et 30 (du Scandium au Zinc). Elle possède les caractéristiques des métaux mais son comportement chimique est assez particulier.

4.4.2. Les non métaux

Ils se trouvent dans la partie droite du tableau. Leurs propriétés sont très différentes des métaux et ils ne conduisent ni la chaleur, ni l'électricité.

Les halogènes sont des non-métaux qui ont en commun certaines caractéristiques. Ils ne conduisent pas le courant électrique, ils ont un aspect terne, ils ne sont pas malléables et ils ne peuvent pas être laminés. C'est la seule

famille du tableau périodique où l'on retrouve des éléments à l'état liquide, gazeux et solide. Ces éléments possèdent sept électrons de valence, et ils ont de fortes tendances à réagir avec d'autres éléments, soit par un lien ionique, soit par un lien covalent, afin d'acquérir la structure électronique des gaz rares.

Les gaz rares se distinguent par l'absence presque totale de leur réactivité chimique, d'où leur grande stabilité. L'hélium est un gaz monoatomique. Les forces d'attraction entre les atomes de ce gaz sont très faibles. C'est la seule substance connue qui ne peut être solidifiée à une certaine température sans que l'on augmente la pression. Les autres gaz rares ont de très grandes ressemblances avec l'hélium. À part le radon, qui est un produit de la désintégration de l'uranium ou du radium, les autres se trouvent en quantité faible dans l'air. L'hélium est le deuxième élément en abondance dans l'univers.

4.4.3. Les métalloïdes

Ils forment une "frontière" qui sépare les métaux et les non métaux. Ils ressemblent, par leurs propriétés aux non métaux, mais ils conduisent à divers degrés le courant électrique (notamment le Si et le Ge, très utilisés en électronique). Ils sont aussi appelés les semi-conducteurs.

Remarque

L'hydrogène se trouve au-dessus de la famille des alcalins. En réalité, il n'appartient à aucune famille chimique. Il est un élément unique en son genre pouvant se comporter comme un alcalin et parfois comme un halogène.

4.5. La stabilité des ions

Un ion qui présente une structure électronique similaire à celle des gaz rares présente une stabilité particulièrement importante. Les atomes ordinaires vont donc chercher à acquérir cette structure en ns^2np^6 afin de devenir plus stables et acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche de lui dans la classification périodique. Cette règle permet de prévoir facilement l'ion le plus stable des éléments des blocs s et p. Pour les éléments trop éloignés de la structure des gaz rares (blocs d et f et colonne 14) cette règle ne s'applique pas aussi simplement.

Dans le tableau 4.4, les ions les plus stables obtenus à partir des éléments du bloc s et du bloc p sont représentés.

Tableau 4.4. Ions les plus stables des éléments du bloc s et du bloc p

Z	1	2	13	14	15	16	17	18
Configuration électronique	s^1	s^2	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
Élément	H							He
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Fr	Ra						
Ions	X^+	X^{2+}	X^{3+}	$X^4 ; X^{4-}$	X^{3-}	X^{2-}	X^-	

Exemples

- ✓ Mg peut acquérir la structure du néon en perdant $2e^-$. L'ion le plus stable du magnésium sera donc Mg^{2+} ($2s^2 2p^6$).
- ✓ Br peut acquérir la structure du krypton en gagnant $1e^-$. L'ion le plus stable du brome sera donc Br^- ($3s^2 3p^6$).
- ✓ C peut aussi bien acquérir la structure du néon en gagnant $4e^-$ (C^{4-}) que celle de l'hélium en perdant $4e^-$ (C^{4+}). En réalité, les éléments de la colonne 14 donneront difficilement des ions.