

# La classification périodique

# Sommaire

I. Introduction

II. Historique

III. Principe de la classification des éléments

IV. Energie des orbitales atomiques et nombres  
quantiques

V. Construction de la configuration électronique

VI. Lois périodiques et propriétés

VII. Propriétés physique et chimique des familles  
d'éléments

# 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, établit 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.

De plus, ce classement permet de déterminer les formules des composés et les types de liaison unissant les molécules.

## II. Historique

Döbereiner (chimiste russe) fut le premier en 1817, à établir un lien entre la masse atomique et les propriétés chimiques des éléments. Il suggéra l'existence de triades d'éléments, tels que le chlore, le brome et l'iode. En 1850, les chimistes avaient réussi à établir une vingtaine de «triades ». Ce type de classement ne rendait pas compte d'une certaine périodicité, et Chancourtois, géologue français, en 1862, mit en évidence une certaine répétition dans les propriétés des éléments.

En 1865, Chancourtois en collaboration avec un chimiste britannique, Newlands, proposa concrètement une classification des éléments suivant l'ordre des masses atomiques (nombre de masse) croissantes mais ils ne sut pas imposer son point de vue car sa classification fut jugée beaucoup trop arbitraire et fantaisiste.

En 1869, la classification proposée par Mendeleïev(chimiste russe) eut un succès considérable car il sut en tirer des prévisions. Il plaça les éléments en lignes et en colonnes de telle sorte que: 1: d'une ligne à l'autre et de gauche à droite, les masses atomiques augmentent et que 2: les éléments d'une même colonne aient des propriétés chimiques en parties semblables.

Cette classification contribua notablement au développement de la chimie moderne. Cependant, la classification de Mendeleïev était incomplète, car elle ne contenait que les 63 éléments découverts à l'époque, et lorsqu'en 1895 Ramsay (chimiste écossais) découvrit l'hélium et l'argon, il fallut créer une nouvelle colonne qui correspondait à ces nouveaux éléments.

Puis en 1914, Moseley (physicien anglais) réussit à déterminer le nombre de protons de chaque élément. Le classement est alors reconstruit selon la structure des éléments (la variable de classement adopté fut  $Z$ : le numéro atomique), et non plus en fonction de la masse atomique.

Enfin, Seaborg (chimiste américain) en 1945 proposa la version actuelle du tableau périodique, celui-ci rendant bien compte de l'évolution de la structure des éléments, et de la périodicité des propriétés chimiques des divers éléments connus. Les caractéristiques principales de ce classement sont la disposition en périodes (lignes) et par familles chimiques (colonnes).

## III. 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 occupants 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).

	la																o	
<b>1</b>	H 1																He 2	
		IIa											IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	
<b>2</b>	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
<b>3</b>	Na 11	Mg 12	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			Ib	IIb	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
<b>4</b>	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
<b>5</b>	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
<b>6</b>	Cs 55	Ba 56	Lanthanides	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
<b>7</b>	Fr 87	Ra 88	Actinides	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109									

Tableau périodique:  
Numéro atomique Z

<b>6</b>	Lanthanides	La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
<b>7</b>	Actinides	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103

# IV. Energie des orbitales atomiques et nombres quantiques

L'ensemble des électrons d'un atome à plusieurs électrons, qu'on appelle aussi nuage électronique, 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.



Chaque valeur de  $n$  définit une couche électronique, de sorte que tous les électrons possédant le même nombre  $n$  appartiennent à la même couche. Les couches sont désignées par un symbole:

$n=1$ ..... couche K

$n=2$ .....couche L

$n=3$ .....couche M

$n=4$ .....couche N

$n=5$ .....couche O

$n=6$ .....couche P

$n=7$ .....couches Q

Chaque valeur de  $l$  définit une sous-couche électronique. Des électrons possédant à la fois la même valeur de  $n$  (appartenant donc à la même couche) et la même valeur de  $l$  appartiennent à une même sous-couche. Les sous-couches sont également désignées par un symbole:

$l=0$ ....sous-couche s

$l=1$ ....sous-couche p

$l=2$ ....sous-couche d

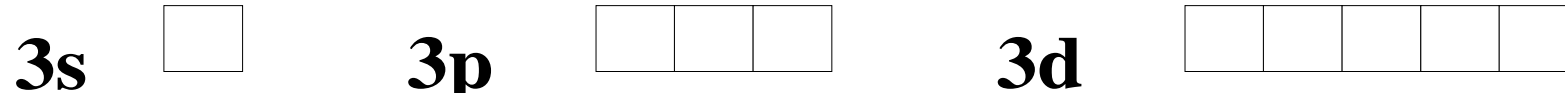
$l=3$ ....sous-couche f

On désigne une sous-couche particulière en indiquant également la valeur de  $n$  pour la couche dans laquelle elle se trouve.

La technique des cases quantiques permet d'illustrer les sous couches suivant la valeur de  $m_l$ . Chaque valeur de  $m_l$  définit une case qu'on représente par un petit carré. Ces cases quantiques n'ont aucune signification physique mais leur emploi se révèle très pratique.

Les nombres quantiques  $l$  et  $m_l$  ne peuvent, nous l'avons vu, prendre qu'un certain nombre de valeurs, en fonction de celle de  $n$ . Il en résulte qu'une couche ne peut comporter qu'un certain nombre, dépendant de  $n$ , de sous-couches. De même, la valeur de  $l$  détermine le nombre de valeurs possibles de  $m_l$  et donc de cases quantiques. Une sous-couche ne peut comporter qu'un certain nombre, variable selon  $l$ , de cases quantiques. On représente souvent les cases quantiques par un carré, et les sous couches p,d ou f par un bloc de trois, cinq ou sept carrés.

Par exemple, on représente schématiquement ainsi la couche M ( $n=3$ ), formées de trois sous-couches 3s, 3p et 3d:



Cette représentation schématise l'organisation interne de la couche M en sous niveaux d'énergie et elle est indépendante de la présence ou de l'absence d'électrons dans ces niveaux.

# Les quatres nombres quantiques

Symbole	dénomination	Valeurs possibles
n	Nombre principal	1, 2, 3, 4... $n \geq 1$
l	Nombre secondaire (ou azimutal)	0, 1, 2 ,... (n-1) $0 \leq l \leq (n-1)$
$m_l$	Nombre quantique magnétique	-l, (-l+1),..., 0,... (l-1), l $-l \leq m_l \leq l$
$m_s$	Nombre magnétique de spin	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

# V. Construction de la configuration électronique

Comme nous avons pu le voir précédemment, la structure électronique d'un atome est fonction des nombres quantiques  $n$  et  $l$ . Nous pouvons donc déterminer de quelle façon les électrons d'un atome polyélectronique sont distribués et s'arrangent dans les différentes orbitales atomiques.

Pour comprendre de quelle manière s'organise cette structure, il est nécessaire de connaître certains principes régissant la structure électronique des atomes:

- le principe de stabilité d'un atome
- le principe d'exclusion de Pauli
- la règle de Hund
- la règle de Klechkowski

## a) Le principe de stabilité

La stabilité de l'atome dépend de l'attraction électron-noyau et de la répulsion électron-électron.

Les électrons vont se placer le plus près possible du noyau dans les orbitales de plus basses énergies. L'atome sera dans son état fondamental, sa stabilité sera maximale (un système adopte spontanément l'état dans lequel son énergie totale est minimale, car c'est le plus stable).

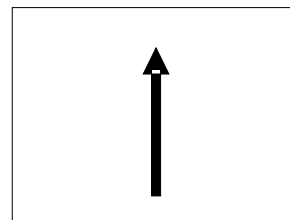
## b) Le principe d'exclusion de Pauli

« dans un atome, il ne peut y avoir plus d'un électron décrit par un même ensemble de valeurs des quatre nombres quantiques »

Dans la représentation des cases, chaque case est définie par la valeur des trois nombres  $n$ ,  $l$  et  $m_l$  ; les électrons qui s'y trouvent ne peuvent donc différer que par la valeur de  $m_s$ .

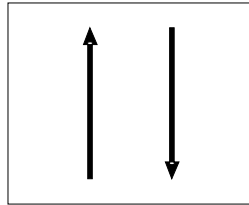
Or  $m_s$  ne peut prendre que deux valeurs :  $+1/2$  ou  $-1/2$ .

Un électron seul dans une orbitale est un électron célibataire. On le représente dans sa case par :



Quand deux électrons occupent une même case, on peut dire qu'ils sont appariés, ou alors qu'ils constituent un doublet .

Ils sont représentés par:



L'orientation des deux flèches, rappelle que leurs nombres magnétiques de spin ( $m_s$ ) sont nécessairement opposés.

Comme une case ne peut contenir plus de deux électrons, une sous-couche p, peut contenir au maximum six électrons, une sous-couche d dix électrons et une sous-couche f quatorze électrons.

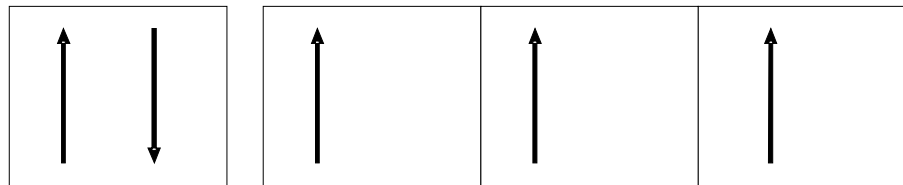
Il existe donc un nombre maximal d'électrons pour chaque couche. Il est égal à  $2n^2$ , n étant le nombre quantique principal de la couche.



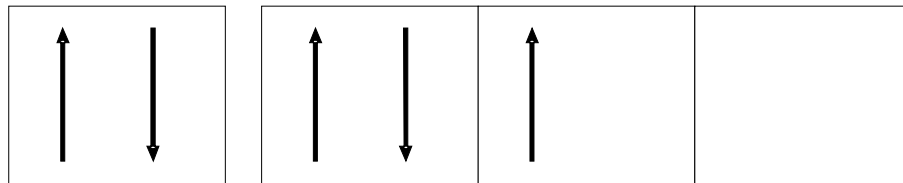
## c) La règle de Hund

La règle de Hund précise que les électrons se placent d'abord à raison de un par orbitale et ne s'apparient en doublets que s'ils sont plus nombreux que les orbitales. En effet, l'arrangement le plus stable des électrons dans les différentes orbitales est celui avec le plus grand nombre de spins parallèles.

Par exemple la répartition des électrons de la couche L de l'azote est:



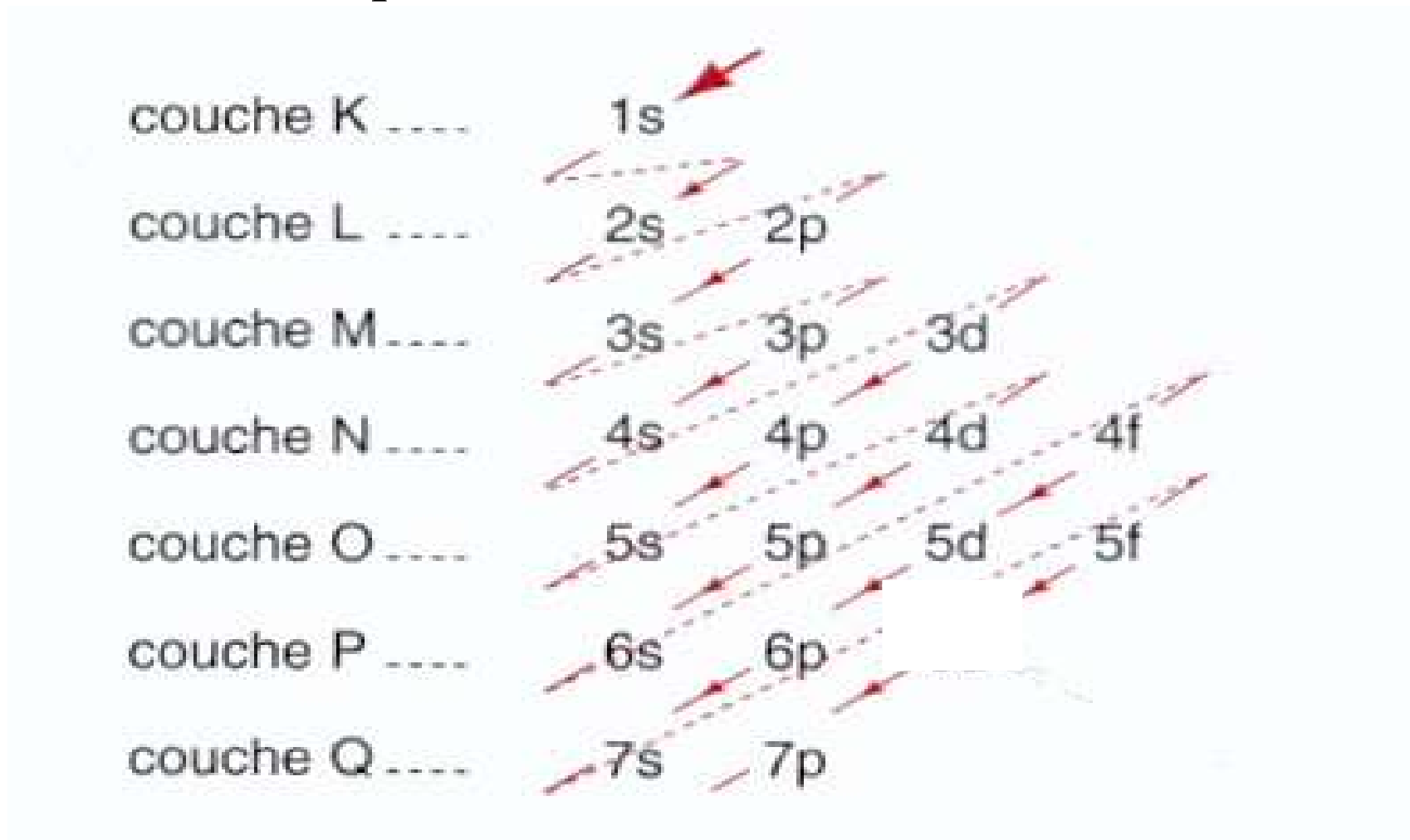
Et non :



Pour un électron célibataire, en l'absence d'un champ magnétique, la distinction entre les deux orientations du spin n'a pas de sens.

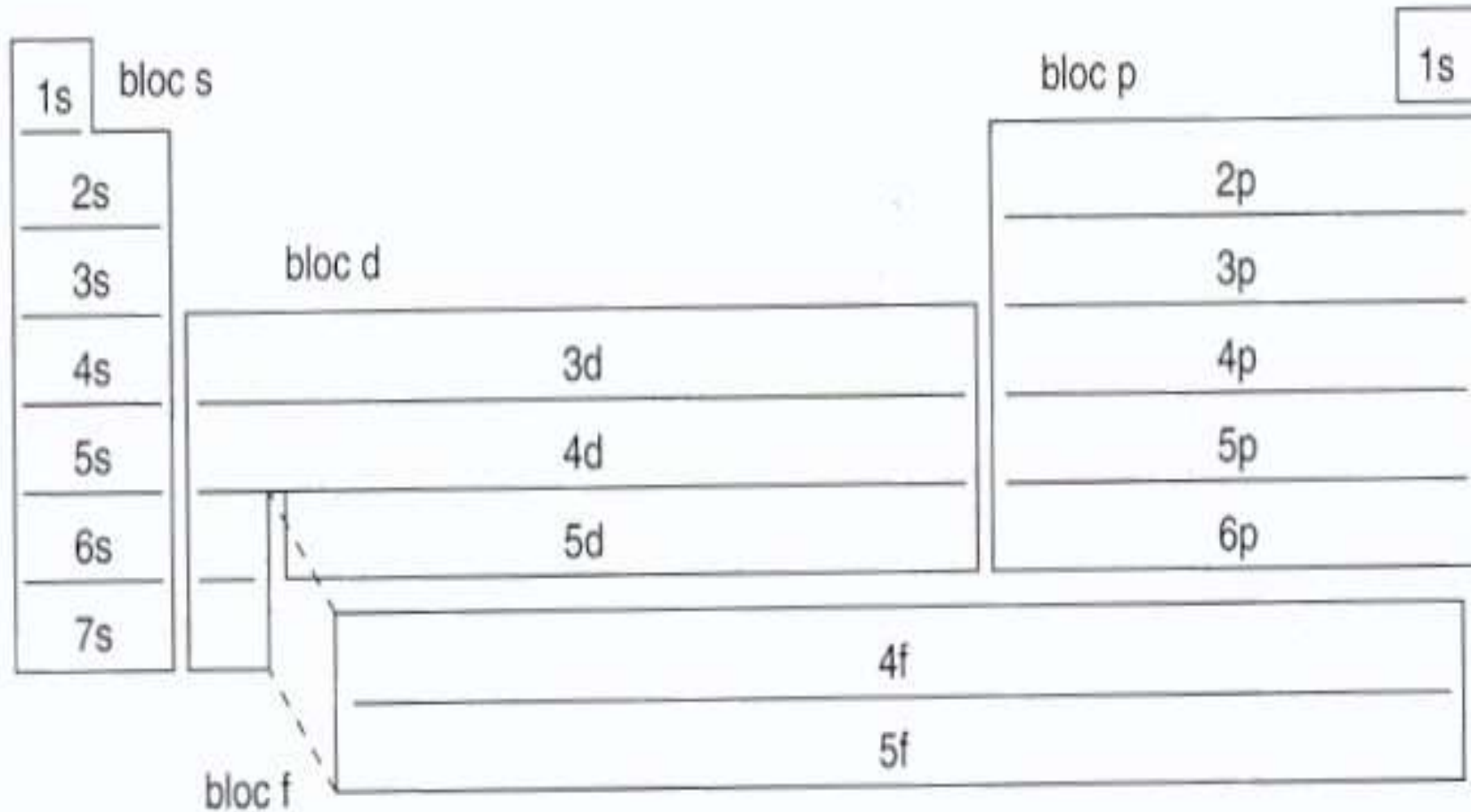
## d) Règle de Klechkowski

Il s'agit d'un procédé mnémotechnique pour établir facilement la configuration électronique des éléments dans leur état fondamental.





# Représentation des différents blocs du tableau périodique



# VI. Lois et Propriétés

Les propriétés chimiques d'un élément dépendent essentiellement de la configuration électronique de la couche de valence, celle-ci étant la plus énergétique et contenant donc les électrons les plus réactifs. En effet, le nombre total d'électrons est secondaire.

La classification périodique étant construite en regroupant les éléments présentant la même configuration électronique, il est donc logique de retrouver dans un même groupe (colonne) des éléments aux propriétés analogues. Mais ces propriétés varient au cours d'une période.

Il est alors possible de prévoir certaines propriétés, ce sont des lois périodiques.

L'utilisation du tableau périodique permet donc de déterminer divers paramètres d'un atome , servant à l'étude des réactions chimiques.

Ces paramètres peuvent être regroupés selon les caractéristiques suivantes:

- l'aptitude des atomes à échanger des électrons
- la taille respective des éléments

Nous étudierons les paramètres suivants, chacun respectant les diverses caractéristiques propres à chaque atome :

- énergie d'ionisation
- affinité électronique
- électronégativité
- rayon atomique
- rayon ionique

## Remarque:

La nature des ions, anions ou cations, qui peuvent se former à partir d'un atome, et la facilité plus ou moins grande avec laquelle ils se forment, varient de manière périodique avec le numéro atomique et, par conséquent, dépendent de la position de l'élément dans le tableau périodique.

## a) L'énergie d'ionisation

Un ion résulte de la perte d'un ou de plusieurs électrons par atome. Dans le premier cas, il acquiert une charge positive et devient un cation. Dans le second cas, il acquiert une charge négative et devient un anion. Mais, habituellement, le terme ionisation est réservé au seul cas où une perte d'électrons transforme un atome en un ion positif.

Si un atome perd un seul électron, il devient un ion positif portant une charge +1 (en prenant pour unité la valeur absolue de la charge de l'électron) :



Pour enlever cet électron, une certaine énergie doit lui être fournie. Il faut en effet l'arracher à la force d'attraction qu'exerce sur lui le noyau. Cette quantité d'énergie est l'énergie de première ionisation  $E_i$  de l'atome.



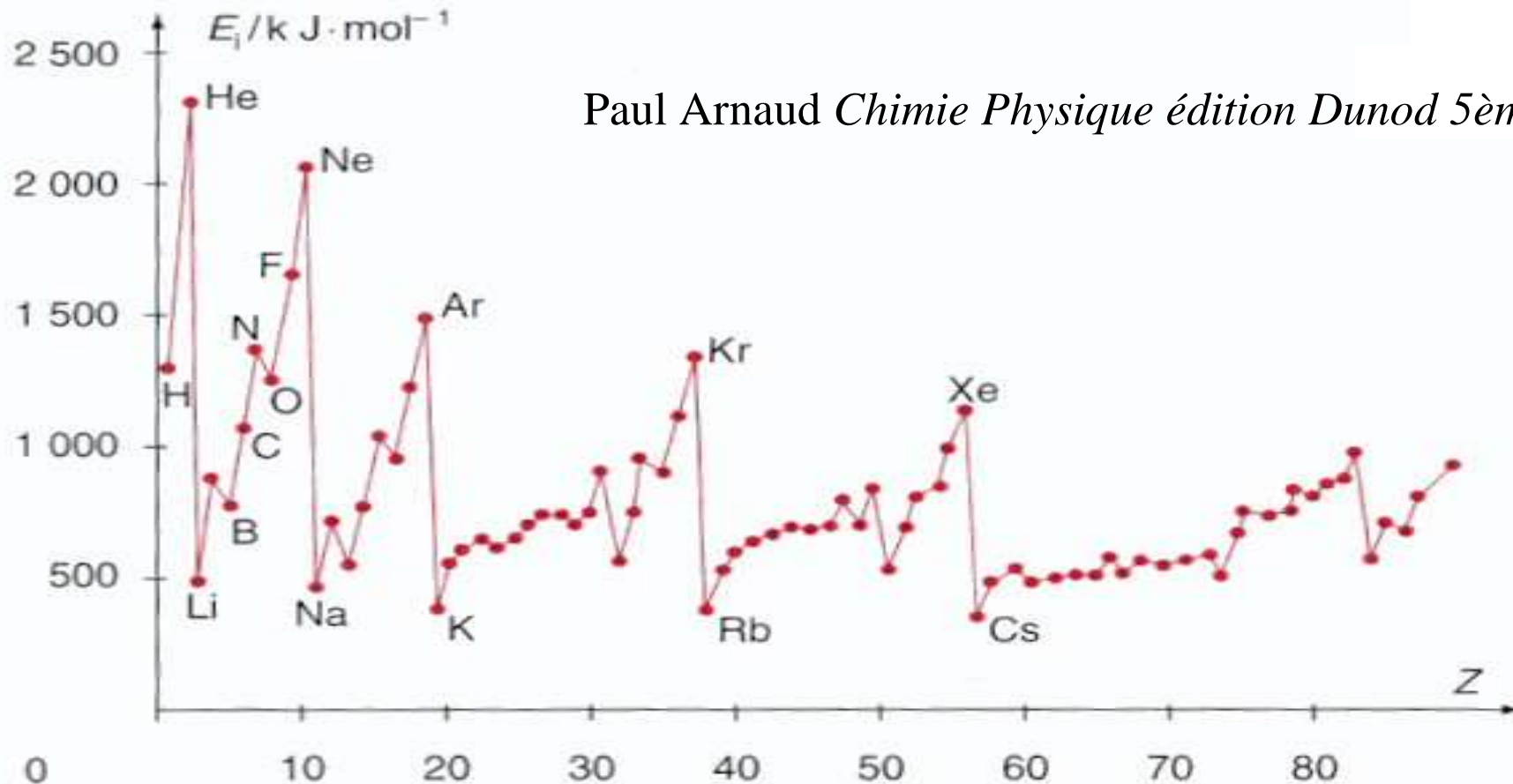
L'ionisation peut être provoquée par l'action du rayonnement (effet photoélectrique) ou, à température élevée, par des chocs entre les atomes qui apportent l'énergie nécessaire. Elle peut aussi se produire au cours de réactions chimiques, l'électron étant alors récupéré par un autre partenaire (réactions d'oxydoréduction).

L'ionisation par départ d'un électron a déjà été envisagée, à propos des niveaux d'énergie quantifiés dans l'atome d'hydrogène. L'arrachement d'un électron à un atome nécessite une énergie au moins égale à la différence  $\Delta E$  entre le niveau auquel il se trouve et le niveau  $n = \infty$ .

Plus haut est le niveau d'énergie d'un électron, plus petite est la distance entre ce niveau et le niveau  $n = \infty$ . Par suite, l'électron le plus facile à arracher est celui (ou l'un de ceux) du plus haut niveau occupé de la couche externe. C'est normalement lui qui part lors de la première ionisation. Il faut fournir des énergies plus importantes pour provoquer ensuite le départ des autres électrons. L'énergie nécessaire à la première ionisation varie beaucoup selon les atomes.

Le graphique suivant montre que ces variations obéissent à une loi de périodicité très nette en fonction du numéro atomique. Dans l'ensemble, l'énergie d'ionisation augmente au cours d'une période, puis diminue brusquement lors du passage à la période suivante.

Énergie de 1ère ionisation des éléments en fonction du nombre atomique  $Z$



Paul Arnaud *Chimie Physique* édition Dunod 5ème édition

A la fin de la période considérée, l'énergie d'ionisation diminue brutalement jusqu'à la valeur correspondant à celle de l'alcalin de la période suivante, d'où une série de pics dont chacun correspond à un groupe de la classification.

Les exceptions interviennent généralement après le remplissage ou le demi-remplissage d'une sous-couche. Ainsi, après Be ( $2s^2$ ) où la sous-couche s est remplie, le bore ( $2s^2 2p^1$ ) doit utiliser une sous-couche p d'énergie plus élevée dans laquelle l'électron est moins lié.

De même après l'azote ( $2s^2 2p^3$ ), l'oxygène ( $2s^2 2p^4$ ) doit placer deux électrons dans la même orbitale et leur répulsion rend plus facile le départ de l'un d'entre eux.

Il est compréhensible que l'énergie d'ionisation augmente du début à la fin d'une période, puisque la charge du noyau augmente régulièrement. Mais, il est plus difficile de justifier la brusque diminution de l'énergie d'ionisation lors du passage d'une période à la suivante, à l'occasion duquel  $Z$  augmente aussi. En fait, dans un atome, l'attraction exercée par le noyau n'est pas la seule force qui s'exerce sur un électron. Il est également soumis à des interactions avec les autres électrons, qui au contraire le repoussent, puisqu'ils seront de même signe que lui.

Par conséquent, l'attraction réellement perçue par un électron, qui s'oppose à son arrachement lors d'une éventuelle ionisation, est inférieure à celle qu'il percevrait s'il était seul. On dit que les autres électrons font écran entre lui et le noyau et il faut prendre en compte cet effet d'écran pour justifier correctement les variations de l'énergie d'ionisation avec le numéro atomique.

## Ionisations successives:

On peut envisager d'enlever successivement plusieurs électrons à un atome. Il se forme alors des ions portant des charges positives de plus en plus grandes:  $A^{2+}$ ,  $A^{3+}$ , etc.

Les énergies nécessaires aux ionisations successives sont de plus en plus grandes.

	la																O	
1	H 1312.06																He 2372.34	
		IIa											IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	
2	Li 520.23 1757.12 11815.1	Be 899.51 1757.12 14848.8											B 800.64 2427.09 3659.78	C 1086.46 2352.65 4620.50	N 1402.34 2856.11 4578.19	O 1313.95 3388.33 5300.51	F 1681.06 3374.20 6050.48	Ne 2080.68 3952.38 6122.04
3	Na 495.85 4562.48 6910.33	Mg 737.76 1450.69 7732.75	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			IB	IIb	Al 577.54 1816.69 2744.80	Si 786.52 1577.15 3231.61	P 1011.82 1907.47 2914.14	S 999.60 2251.78 3356.75	Cl 1251.20 2297.72 3821.81	Ar 1520.58 2665.88 3930.84
4	K 418.81 3051.85 4419.64	Ca 589.83 1145.46 4912.40	Sc 633.09 1234.99 2388.67	Ti 658.82 1309.85 2652.56	V 650.92 1414.49 2828.10	Cr 652.87 1590.64 2987.21	Mn 717.28 1509.04 3248.49	Fe 762.47 1561.90 2957.49	Co 760.41 1648.27 3232.28	Ni 737.13 1753.04 3395.34	Cu 745.49 1957.93 3554.64	Zn 906.41 1733.31 3832.71	Ga 578.85 1979.33 2963.09	Ge 762.18 1537.47 3302.15	As 944.46 1797.82 2735.48	Se 940.97 2044.54 2973.74	Br 1139.87 2103.40 3473.50	Kr 1350.77 2350.39 3565.16
5	Rb 403.03 2632.62 3859.44	Sr 549.48 1064.25 4138.29	Y 599.86 1180.99 1979.89	Zr 640.08 1266.86 2218.21	Nb 652.13 1381.68 2416.01	Mo 684.32 1559.21 2617.67	Tc 702.42 1472.38 2850.20	Ru 710.19 1617.11 2746.96	Rh 719.68 1744.47 2996.86	Pd 804.39 1874.72 3177.28	Ag 731.01 2073.48 3360.61	Cd 867.78 1631.42 3616.30	In 558.30 1820.67 2704.50	Sn 708.58 1411.81 2943.07	Sb 830.59 1594.96 2441.10	Te 869.30 1794.64 2697.75	I 1008.40 1845.90 3184.04	Xe 1170.36 2046.45 3099.42
6	Cs 375.71 2234.37 -	Ba 502.86 965.24 -	Lanthanides	Hf 658.52 1437.64 2248.12	Ta 728.43 -	W 758.77 -	Re 755.82 -	Os 814.17 -	Ir 865.19 -	Pt 864.39 1791.07 -	Au 890.13 1977.96 -	Hg 1007.07 1809.69 3299.82	Tl 589.36 1971.02 2878.18	Pb 715.60 1450.40 3081.50	Bi 702.96 1610.35 2466.18	Po 812.09 -	At -	Rn 1037.08 -
7	Fr 392.96 -	Ra 509.29 979.06 -	Actinides	Rf -	Db -	Sg -	Bh -	Hs -	Mt -									

Tableau périodique:  
1ère, 2ème et 3ème énergies d'ionisation

6	Lanthanides	La 538.10 1067.14 1850.34	Ce 534.41 1046.87 1948.82	Pr 527.20 1017.93 2086.41	Nd 533.09 1035.30 2132.34	Pm 538.39 1051.70 2151.64	Sm 544.53 1068.10 2257.77	Eu 547.11 1084.60 2404.43	Gd 593.40 1166.52 1990.51	Tb 565.77 1111.52 2114.01	Dy 573.02 1125.99 2199.88	Ho 580.99 1138.54 2203.74	Er 589.31 1151.08 2194.09	Tm 596.70 1162.66 2284.79	Yb 603.44 1174.82 2416.97	Lu 523.52 1341.16 2022.29
7	Actinides	Ac 498.83 1167.48 -	Th 608.51 1109.59 1929.72	Pa 568.30 -	U 597.64 -	Np 604.55 -	Pu 581.44 -	Am 576.39 -	Cm 580.85 -	Bk 601.11 -	Cf 607.86 -	Es 619.44 -	Fm 627.16 -	Md 634.88 -	No 641.63 -	Lr -

## b) L'affinité électronique

Au lieu de perdre des électrons, les atomes peuvent aussi en gagner. Ils deviennent alors des ions négatifs ou anions. Un électron ajouté à un atome, vient se placer sur le niveau d'énergie le plus bas où se trouve une place libre. Son énergie diminue donc, puisqu'il passe du niveau  $n=\infty$  à un niveau plus bas dans l'échelle des énergies. Par conséquent, la formation d'un anion correspond en général à la libération d'une certaine quantité d'énergie (comptée, par convention, négativement), égale au travail effectué par la force d'attraction exercée sur cet électron par le noyau.

Cependant, l'addition d'un électron n'est pas le processus inverse de l'ionisation. L'électron s'ajoute à un atome neutre qui possède déjà autant d'électrons que de protons et qui va devenir un ensemble chargé négativement. Parfois, dans ce processus, de l'énergie doit, au contraire, être fournie (comptée  $>0$ ). Mais, avec une certaine confusion, l'énergie mise en jeu est appelée affinité électronique  $A_e$  ou attachement électronique:

souvent:  $E_{\text{att}} (<0) = - E_{\text{af.él}} (>0)$

Les données quantitatives sur la valeur de l'affinité électronique sont moins nombreuses et moins précises que celles qui concernent l'énergie d'ionisation. Il est en effet plus difficile de la déterminer expérimentalement. Mais elle varie, selon les lignes et les colonnes du tableau périodique, approximativement dans le même sens que l'énergie d'ionisation.

Cela est normal: les atomes qui retiennent fortement leurs électrons (forte énergie d'ionisation) sont aussi ceux qui en captent facilement un ou plusieurs autres (forte affinité électronique), et inversement.



## c) Rayon atomique

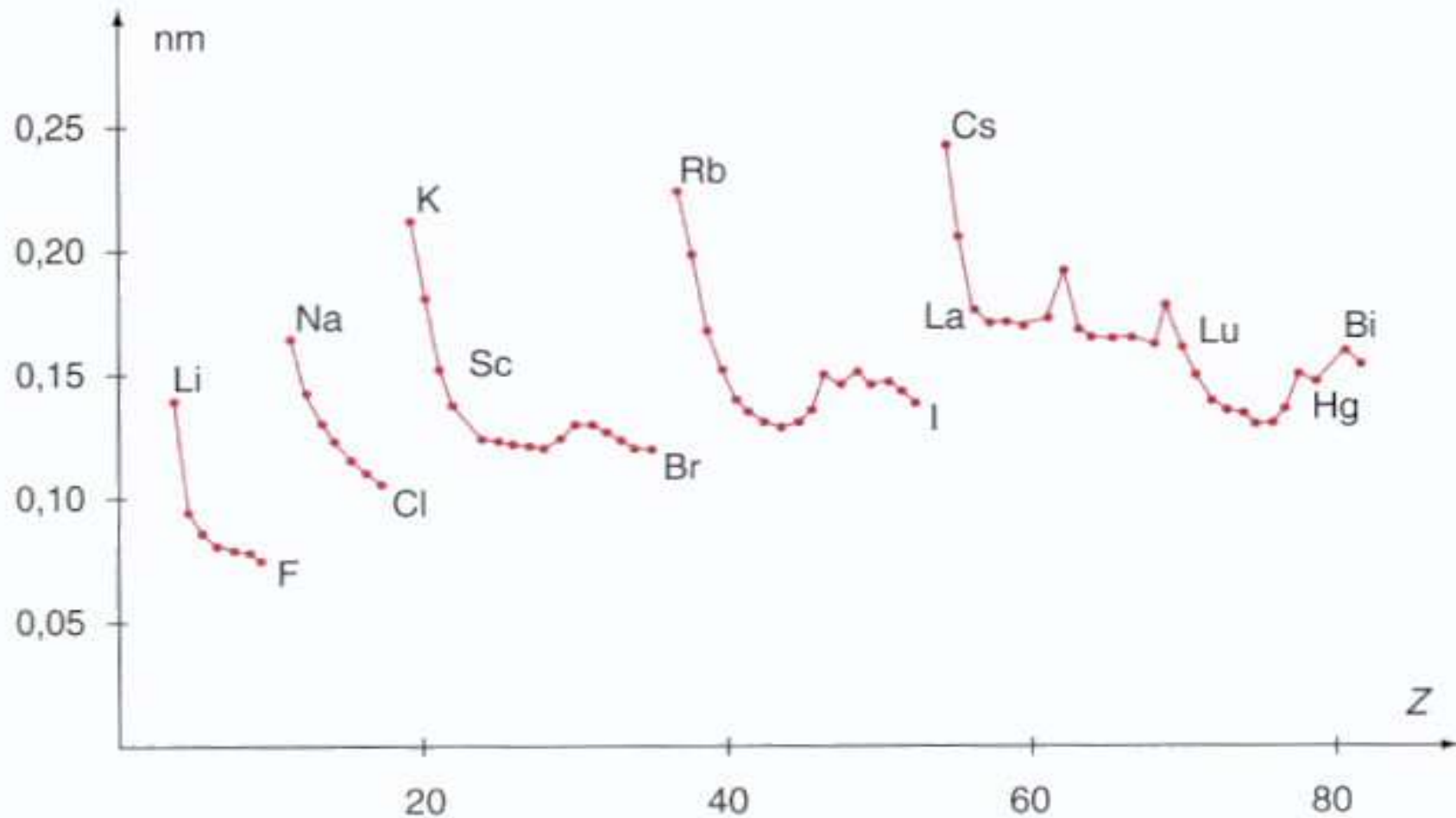
Nous considèrerons les atomes comme des particules sphériques, leur taille sera donc mesurée par la valeur de leur rayon.

Il existe plusieurs types de rayon atomique. 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 de deux atomes de cet élément liés dans la molécule du corps simple correspondant (par exemple dans une molécule diatomique).

# Le rayon atomique en fonction du numéro atomique



Paul Arnaud *Chimie Physique édition Dunod 5ème édition*

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 avec le numéro atomique

Le rayon atomique diminue en traversant une période 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, exercera une attraction d'autant plus forte (notamment sur les électrons de valence), qu'il y aura d'électrons.

Le rayon atomique augmente avec  $Z$  dans une même colonne. Ceci est dû à l'accroissement de la fonction radiale lorsque l'on descend un groupe provenant de l'augmentation du nombre quantique principal  $n$ . Les électrons évoluent plus loin du noyau quand le nombre quantique principal de la couche à laquelle ils appartiennent est grand.

Tableau périodique :  
rayon atomique en pm

	la																O	
1	H 37.3																He 128	
		IIa											IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	
2	Li 152	Be 111.3											B 79.5	C 77.2	N 54.9	O 60.4	F 70.9	Ne 154
3	Na 185.8	Mg 159.9	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			Ib	IIb	Al 143.2	Si 117.6	P 110.5	S 103.5	Cl 99.4	Ar 188
4	K 227.2	Ca 197.4	Sc 160.6	Ti 144.8	V 131.1	Cr 124.9	Mn 136.7	Fe 124.1	Co 125.3	Ni 124.6	Cu 127.8	Zn 133.5	Ga 122.1	Ge 122.5	As 124.5	Se 116	Br 114.5	Kr 202
5	Rb 247.5	Sr 215.1	Y 177.6	Zr 159	Nb 142.9	Mo 136.3	Tc 135.2	Ru 132.5	Rh 134.5	Pd 137.6	Ag 144.5	Cd 148.9	In 162.6	Sn 140.5	Sb 145	Te 143.2	I 133.1	Xe 216
6	Cs 265.5	Ba 217.4	Lanthanides	Hf 156.4	Ta 143	W 137	Re 137.1	Os 133.8	Ir 135.7	Pt 137.3	Au 144.2	Hg 150.3	Tl 170	Pb 175	Bi 154.5	Po 167.3	At 145	Rn 240
7	Fr 282	Ra 235	Actinides	Rf -	Db -	Sg -	Bh -	Hs -	Mt -									

6	Lanthanides	La 187	Ce 182.5	Pr 182	Nd 181.4	Pm 183.4	Sm 180.4	Eu 199.5	Gd 178.7	Tb 176.3	Dy 175.2	Ho 174.3	Er 173.4	Tm 172.4	Yb 194	Lu 171.8
7	Actinides	Ac 188	Th 179.8	Pa 156.1	U 138.5	Np 130	Pu 151.3	Am 173	Cm 174	Bk 170	Cf 186	Es 186	Fm -	Md -	No -	Lr -

## d) Rayon ionique

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 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.

## e) L'électronégativité

L'électronégativité  $\chi$  d'un élément est la grandeur représentant la capacité d'un atome à attirer à lui les électrons de liaison dans une molécule. Les notions de potentiel d'ionisation et d'affinité électronique sont relatives à un atome seul. Par contre, la notion d'électronégativité sera davantage utilisée par la suite car elle intervient quand l'atome se trouve associé à d'autres atomes. Il s'agit contrairement au potentiel d'ionisation et à l'affinité électronique qui sont des concepts physiquement bien définis, d'un concept qualitatif.

Elle intervient donc 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.

Exemple: 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'autre un déficit égal. La liaison est alors dite polarisée, et résulte d'une probabilité de présence des électrons plus grande sur l'atome le plus électronégatif.

# Les échelles d'électronégativités

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

Selon Mulliken, elle est égale à la moyenne arithmétique de l'énergie d'ionisation et de l'affinité électronique.

La définition de Pauling, encore utilisée aujourd'hui comme référence, est basée sur la valeur expérimentale des énergies de liaison et est comprise entre 0,7 et 4,0.

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.

# Variation de l'électronégativité dans le tableau périodique:

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

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; tandis que 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.

L'élément le plus électronégatif est le fluor.

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



## Tableau périodique: Electronégativité

	la											O						
<b>1</b>	H 2.2											He						
		IIa																
<b>2</b>	Li 0.98	Be 1.57											IIIa B 2.04	IVa C 2.55	Va N 3.04	VIa O 3.44	VIIa F 3.98	Ne -
<b>3</b>	Na 0.93	Mg 1.31	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb		Ib	IIb	IIIa Al 1.61	IVa Si 1.9	Va P 2.19	VIa S 2.58	VIIa Cl 3.16	Ar -	
<b>4</b>	K 0.82	Ca 1	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.9	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr -
<b>5</b>	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 2.1	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.2	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
<b>6</b>	Cs 0.79	Ba 0.89	Lanthanides	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2	At 2.2	Rn -
<b>7</b>	Fr 0.7	Ra 0.9	Actinides	Rf -	Db -	Sg -	Bh -	Hs -	Mt -									

<b>6</b>	Lanthanides	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm -	Sm 1.17	Eu -	Gd 1.2	Tb -	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb -	Lu 1
<b>7</b>	Actinides	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.7	Np 1.3	Pu 1.3	Am -	Cm -	Bk -	Cf -	Es -	Fm -	Md -	No -	Lr -

## VII. Propriétés physique et chimique des familles d'éléments

Nous avons déjà pu voir que la classification périodique était établie sur le principe d'un regroupement des éléments présentant des caractéristiques communes. Les éléments sont alors regroupés par famille, chaque famille se situant dans une colonne du tableau.

Cependant il est possible d'envisager le tableau d'une autre manière, plus généraliste, mais qui trouve son utilité dans des domaines tels que la cristallographie par exemple. Le tableau périodique se divise alors en trois grandes régions: les métaux, les métalloïdes, et les non métaux; les éléments d'une même région présentant des propriétés communes.

## Les métaux:

Ce sont les éléments les plus nombreux du tableau. 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 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 métalloïdes:

Ils forment une "frontière" qui séparent les deux groupes précédents. Ils ressemblent, par leurs propriétés aux non métaux, mais ils conduisent à divers degrés le courant électrique (notamment le Silicium et le Germanium, très utiles en électronique, appelés encore semi-conducteurs).

Rem. L'hydrogène est un cas particulier puisqu'il n'appartient à aucune de ces régions. Il peut se comporter comme un métal ou un non métal selon les conditions. C'est un élément unique en son genre.

Nous allons maintenant étudier quelques familles d'éléments, qui sont considérées, par leur usage ou leur abondance comme les plus importantes.

## Les alcalins

Cette famille est composée du lithium (Li), du sodium (Na), du potassium (K), du rubidium (Rb), du césium (Cs) et du francium (Fr).

Situés à l'extrême gauche du tableau périodique, les alcalins n'ont qu'un électron sur leur dernier niveau d'énergie. Ils auront tendance à donner facilement cet électron pour saturer le niveau d'énergie précédent et devenir stable comme un gaz inerte. 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 1A 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.

Le lithium, le sodium, le potassium, le rubidium et le césium sont tous des métaux. Le francium est aussi un métal, mais radioactif. Ils sont tous solides à 25 °Celsius. Le lithium, le sodium, le potassium et le césium se décomposent dans l'eau froide en produisant des réactions assez violentes. Le rubidium réagit de façon explosive avec l'eau et la solubilité du francium reste encore inconnue.

Ils ont presque tous été découverts au dix-neuvième siècle: Li:1817; Na et K: 1807; Rb:1861; Cs: 1860. Ce n'est qu'en 1939 qu'on a découvert le francium.

Comme dans toutes les familles, la masse atomique et le numéro atomique de ces éléments augmentent selon leur période dans le tableau périodique. Ce qui veut dire que le numéro atomique du lithium est moins élevé que celui du sodium et ainsi de suite.

Le rubidium et le césium sont utilisés dans les cellules photoélectriques; le lithium, dans la composition de carburants pour les avions et les missiles. On utilise le potassium dans de nombreuses synthèses de substances inorganiques. La radioactivité du francium empêche son utilisation courante et industrielles.

## Les alcalino-terreux

Le groupe II A, celui des métaux alcalino-terreux, contient 6 éléments: le béryllium, le magnésium, le calcium, le strontium, le baryum et le radium (radioactif). Comme les métaux du groupe I A, ils sont très électropositifs. Ce sont des métaux légers, mous, très réactifs.

Avec l'eau, ils donnent des bases solubles (magnésie hydratée, chaux éteinte, hydroxyde de baryum), de formule  $X(OH)_2$ , où X représente un élément des alcalino-terreux.

Les éléments du groupe II A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) 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.

Dans une même période, ils ont une charge nucléaire plus élevée que les alcalins et cela cause une diminution du volume de l'ion alcalino-terreux. Également, l'enthalpie d'hydratation baisse pendant qu'augmentent les dimensions de l'ion. De plus, l'hydratation des ions de ce groupe émet beaucoup plus de chaleur que les ions alcalins. Ce phénomène est causé par l'augmentation de la charge ionique des alcalino-terreux. C'est l'enthalpie d'hydratation qui fait que le groupe IIA existe seulement à l'état d'oxydation +2 en solution aqueuse.

Tous les métaux alcalino-terreux peuvent se préparer par l'électrolyse de leurs halogénures fondus. Les alcalino-terreux sont plus durs que les alcalins. Lorsque leur numéro atomique augmente, ils sont de plus en plus mous. Ces éléments ont tendance à être cassants, mais ils peuvent subir une pression assez grande, sans se casser.

Leurs principaux usages sont en alliage avec d'autres métaux. On ne les utilise que très rarement seuls. Ils sont bons conducteurs de chaleur et d'électricité. On peut les retrouver sous trois formes cristallines différentes. Le béryllium et le magnésium sont de forme hexagonale, le calcium et le strontium sont cubiques à faces centrées tandis que le baryum et le radium sont de structure cubique centrée.

# Les gaz rares

Cette famille est la plus simple des familles chimiques. Les gaz inertes sont considérés comme la clef de la disposition du tableau périodique. En effet, les éléments de cette famille, l'hélium, le néon, l'argon, le krypton, le xénon et le radon, se distinguent par leur absence presque totale d'activité chimique, d'où leur grande stabilité.

L'hélium, à lui seul, est très complexe. On compte plusieurs sortes d'hélium mais celui qu'on retrouve le plus souvent dans la nature est l'hélium-4. C'est un gaz monoatomique puisque nous ne connaissons pas encore de composé stable de l'hélium. 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. Mais, comme ces éléments forment une famille, tous les autres membres ont de très grandes ressemblances avec l'hélium.

Parmi la centaine d'éléments connus, seulement ces 6 gaz ont des atomes particulièrement stables. Ils n'ont pas d'électrons de valence (électrons qui se trouvent sur le dernier niveau d'énergie non saturé d'un élément), ce qui démontre bien leur stabilité chimique.

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. Mais, il faut se rappeler que l'hélium est le deuxième élément en abondance dans l'univers.

Leurs propriétés vont en progressant. Ainsi, la chaleur de vaporisation, les points de fusion et d'ébullition, le numéro atomique, la masse atomique et le rayon atomique vont en augmentant de l'hélium au radon. Le volume atomique va en progressant du néon au radon. L'hélium fait exception en se situant entre l'argon et le krypton. La conductibilité thermique, la capacité de chaleur spécifique et le premier potentiel d'ionisation quant à eux, vont en régressant de l'hélium au radon. Par contre, ils ont tous la même structure cristalline, cubique, faces centrées, sauf l'hélium, qui a une structure cristalline hexagonale. Aucun d'entre eux ne conduit l'électricité, et le xénon seulement a une électronégativité (2,6). Les autres n'en ont pas.

On utilise la plupart des gaz rares dans les enseignes lumineuses et ils font tous une très belle lumière lorsqu'ils sont excités par le passage d'un courant électrique. L'hélium est surtout utilisé dans les ballons, pour faire plaisir aux enfants. On utilise l'argon, principalement dans la fabrication des lasers, ampoules électriques et tubes fluorescents. On retrouve le xénon dans les lampes-éclair, les lasers et les ultraviolets. Le néon, comme on le sait, est surtout utilisé dans les enseignes lumineuses. L'exception de la famille est le radon : il est plutôt utilisé en médecine: on prend des aiguilles d'or, on les remplit de radon, et on les utilise pour combattre le cancer. Même si on fait partie de la même famille, il y a toujours quelques différences.



# Les halogènes

Dans le tableau périodique, immédiatement à gauche de la colonne des gaz inertes, se trouve la famille des halogènes.

Les éléments de la septième famille sont : le fluor F , le chlore Cl , le brome Br , l'iode I et l'astate At. Tous ces éléments 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 enfin, 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 ont une très grande réactivité aux métaux. Parfois, cette réaction peut être très violente; elle peut même aller jusqu'à une explosion, en fonction des conditions.

L'électronégativité de cette famille varie en diminuant, du fluor jusqu'à l'astate. Par contre, le point de fusion varie en augmentant, du fluor à l'astate.

Ces éléments possèdent sept électrons de valence, et ils auront 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.

## Remarque:

L'hydrogène se trouve au-dessus de la famille des alcalins. En fait, 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.

Il existe une autre grande famille d'éléments, appelée métaux de transition. 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, c'est pourquoi nous n'entrerons pas dans les détails la concernant.

Les autres familles chimiques sont désignées par le nom du premier élément, sur le tableau périodique. On peut aussi utiliser le chiffre romain et la lettre (A ou B) qui apparaissent en haut des colonnes du tableau.

## Sites intéressants concernant le tableau périodique:

<http://www.cite->

[sciences.fr/francais/ala\\_cite/expo/tempo/aluminium/science/mendeleiev/](http://www.cite-sciences.fr/francais/ala_cite/expo/tempo/aluminium/science/mendeleiev/)

<http://chimge.unil.ch/Index.html>

<http://www2.univ-reunion.fr/~briere/CLAS.htm>

<http://www.tableauperiodique.be/>

<http://www.schoolscience.co.uk/periodictable.html>

<http://www.science.co.il/PTelements.asp>

## Portail vers d'autres sites francophones:

<http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/vyhledav/varianty/francie2.html>