

CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS CHIMIQUES

1. ETABLISSEMENT DE LA CLASSIFICATION PERIODIQUE

1.1 Historique

La chimie est une science très récente, au regard d'autres domaines scientifiques comme les mathématiques et la physique, déjà très développées dans l'antiquité. La chimie, elle, s'est réduite à l'alchimie jusqu'au début du 18^e siècle ; ce n'est qu'à partir de ce moment qu'elle a acquis une rigueur scientifique, grâce notamment aux travaux de Lavoisier.

La découverte de nouveaux éléments chimiques a suivi cette évolution, et s'est faite de façon très irrégulière dans l'histoire de la chimie. Les premiers éléments connus le sont depuis très longtemps ; dans l'antiquité, 10 éléments l'étaient déjà : des métaux principalement : fer, plomb, or, argent, cuivre, étain, antimoine, mercure et deux autres éléments : le carbone et le soufre.

Pendant plusieurs siècles ensuite, rien ou presque n'a changé : au Moyen-Âge, seuls 2 éléments

supplémentaires avaient été découverts : le zinc et l'arsenic. En 1750, le nombre des éléments connus s'élevait à 15 (découverte de Co, P et Pt). A ce moment là, la découverte s'accélère : 16 nouveaux éléments découverts entre 1751 et 1800 (H, N, O, Cl, Ti, Cr, Mn, Ni, Y, Zr, Mo, Te, Ba, W, Bi, U), 54 entre 1800 et 1900. Depuis, la découverte de nouveaux éléments ne s'est jamais interrompue.

En 1925 avec la découverte du rhénium, tous les éléments naturels stables existant sur Terre sont connus ; tous ceux observés depuis sont des éléments radioactifs, très peu stables, et artificiellement créés en laboratoire par réaction atomique.

Depuis le 18^e siècle, le nombre d'éléments découverts augmentant, la volonté de classer ces éléments est apparue. Les travaux les plus marquants ont été ceux de Mendeleïev en 1869. Le principe de la classification périodique de Mendeleïev consiste, d'une part, à classer les éléments par ordre croissant de masse atomique, mais surtout, d'autre part, à les regrouper, en colonnes, selon leurs propriétés chimiques.

La classification de Mendeleïev eut énormément de succès car il sut prédire l'existence et les propriétés d'éléments encore inconnus à l'époque. Par exemple, en 1875, Boisbaudran découvrit le gallium, élément de masse atomique 69,7 dont les propriétés correspondaient à celles prédites par Mendeleïev (qui l'avait nommé ekaaluminium). Puis en 1886, Winkler découvrit le Germanium, lui aussi prédit par Mendeleïev (qui l'avait nommé ekasilicium), ce qui confirma la validité de cette classification. Mendeleïev sut aussi prédire "l'inversion de l'iode et du tellure". En effet, le tellure étant plus lourd que l'iode, on s'attendrait à trouver d'abord l'iode puis le tellure. Mais le tellure a des propriétés chimiques proches de celles de l'oxygène et du soufre et l'iode des propriétés proches de celles du brome et du chlore Mendeleïev privilégia ces arguments chimiques et choisit donc de placer le tellure en premier en pensant qu'il devait y avoir une erreur sur la masse atomique du tellure.

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, celle des gaz rares ou gaz nobles.

1.2 La classification actuelle

L'explication rationnelle de la classification de Mendeleïev ne fut rendue possible que par la découverte de la charge électrique du noyau par Rutherford en 1910.

La classification actuelle ressemble à celle de Mendeleïev. Les éléments sont classés dans un tableau selon deux règles :

– Le numéro atomique Z est croissant

– Les éléments d'une même colonne ont même configuration électronique de valence. On connaît actuellement 112 éléments chimiques, mais environ 1200 noyaux différents. Seulement 280 sont présents dans la nature, les autres étant créés artificiellement.

Il existe également une vingtaine d'éléments ne comportant qu'un unique isotope naturel (F, Na, Al...).

1.3 Lecture de la classification périodique

1.3.1 Par période

Le numéro de ligne (ou période) correspond au numéro de la dernière couche de l'élément. Le tableau périodique actuel comporte 7 lignes. Les 3 premières correspondent au remplissage des couches 1s, 2s, 2p, 3s et 3p. Deux phrases permettent de mémoriser l'enchaînement des éléments :

- Lili Bêche Bien Chez Notre Oncle Florent Nestor pour la 2^e période et
- Napoléon Mangea Allègrement Six Poulets Sans Claquer d'Argent pour la 3^e

Dans les deux périodes suivantes on remplira en plus les orbitales 3d et 4d tandis qu'à partir de la 6^e période on remplira les orbitales 4f (lanthanides) et 5f (actinides).

1.3.2 Par colonne

Les éléments d'une même colonne, ayant des configurations électroniques de valence analogues, auront donc des propriétés chimiques similaires ; c'est pour cette raison que cette classification est très proche de celle élaborée par Mendeleiev. Des éléments d'une même colonne forment une famille ou un groupe.

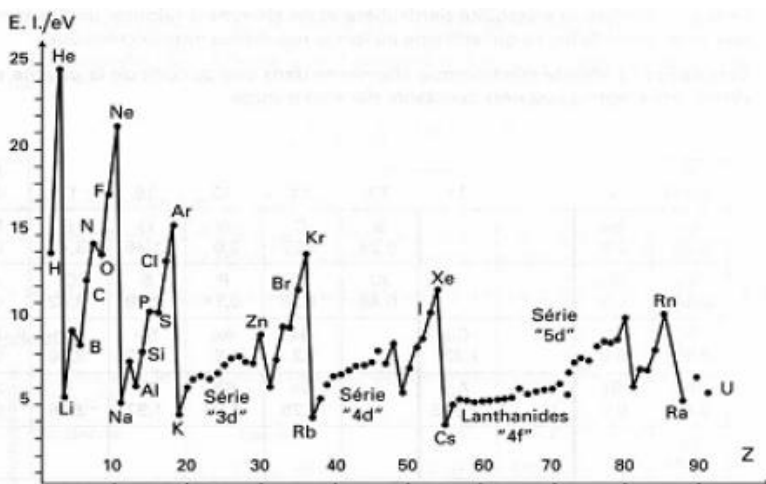
Le tableau périodique actuel comporte 18 colonnes. Ces colonnes sont regroupées par blocs, dont le nom correspond à la sous-couche en cours de remplissage :

- bloc s : colonnes 1 et 2 : éléments de configuration électronique de valence ns^x .
- bloc d : colonnes 3 à 12 : éléments de configuration électronique de valence $ns^2(n-1)d^x$.
- bloc p : colonnes 13 à 18 : éléments de configuration électronique de valence $ns^2 np^x$.
- bloc f : 14 colonnes à part : éléments de configuration électronique de valence $ns^2(n-2)f^x(n-1)d^1$.

2. EVOLUTION DES PROPRIETES DES ELEMENTS

2.1 Énergie d'ionisation

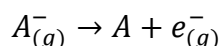
Définition L'énergie de 1^{ère} ionisation (notée EI ou EI₁) est l'énergie nécessaire pour réaliser la réaction suivante: $A_{(g)} \rightarrow A_{(g)}^+ + e_{(g)}^-$



L'énergie de première ionisation augmente globalement de gauche à droite sur une ligne et augmente de bas en haut dans une colonne.

2.2 Affinité électronique et énergie d'attachement électronique

L'affinité électronique (notée AE) d'un élément A est l'énergie nécessaire pour la réaction suivante :



1 H 0,75	← bloc d →								2 He -0,21
3 Li 0,62	4 Be -0,18	5 B 0,28	6 C 1,26	7 N -0,07	8 O 1,46	9 F 3,40	10 Ne -0,30		
11 Na 0,55	12 Mg -0,21	13 Al 0,46	14 Si 1,38	15 P 0,75	16 S 2,08	17 Cl 3,62	18 Ar -0,36		
19 K 0,50	20 Ca -1,93	31 Ga 0,30	32 Ge 1,21	33 As 0,81	34 Se 2,02	35 Br 3,37	36 Kr -0,40		
37 Rb 0,49	38 Sr -1,51	49 In 0,30	50 Sn 1,20	51 Sb 1,05	52 Te 1,97	53 I 2,69	54 Xe -0,43		

On définit l'énergie d'attachement électronique comme l'opposé de l'affinité électronique.

On retiendra que plus un anion est stable, plus l'affinité électronique de A est élevée. On remarque que l'AE varie 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.

2.3 Électronégativité

L'électronégativité traduit la tendance d'un atome A lié à un atome B, à attirer vers lui les électrons du doublet de liaison qui les lie. Elle se note χ .

Plus un atome est électronégatif, plus il attire les électrons, plus il est oxydant.

Inversement, moins un atome est électronégatif, plus il est réducteur.

Il existe différentes échelles pour définir l'électronégativité. Une de ces échelles a été définie par Mulliken, comme la moyenne arithmétique de l'énergie de première ionisation et de l'affinité électronique multipliée par un facteur k.

$$\chi_M = k \frac{EI + AE}{2}$$

Il existe deux autres échelles d'électronégativité: les échelles de Pauling et d'Alred-Rochow.

1 H 2,20 2,21 2,20									2 He 3,20 3,00										
3 Li 0,97 0,84 0,98	4 Be 1,47 1,40 1,57	<div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;">Z</div> <div style="margin-right: 5px;">X</div> <div style="margin-right: 5px;">1,23</div> <div style="margin-right: 5px;">1,17</div> <div style="margin-right: 5px;">1,33</div> </div> <div style="margin-left: 20px;"> électronégativité de ALLRED-ROCHOW électronégativité de MULLIKEN électronégativité de PAULING </div>								5 B 2,01 1,93 2,04	6 C 2,50 2,48 2,55	7 N 3,07 2,33 3,04	8 O 3,50 3,17 3,44	9 F 4,10 3,90 3,98	10 Ne 5,10 ---				
11 Na 1,01 0,74 0,93	12 Mg 1,23 1,17 1,31	13 Al 1,47 1,64 1,61	14 Si 1,74 2,25 1,93	15 P 2,06 1,84 2,19	16 S 2,44 2,28 2,58	17 Cl 2,83 2,95 3,16	18 Ar 3,30 ---												
19 K 0,91 0,77 0,82	20 Ca 1,04 0,99 1,00	21 Sc ---	22 Ti 1,32 ---	23 V 1,45 ---	24 Cr 1,56 ---	25 Mn 1,60 ---	26 Fe 1,64 ---	27 Co 1,75 ---	28 Ni 1,66 ---	29 Cu 1,82 1,90	30 Zn 1,66 1,65	31 Ga 1,82 2,01	32 Ge 2,02 2,50	33 As 2,20 1,59	34 Se 2,48 2,18	35 Br 2,74 2,62	36 Kr 3,10 2,96		
37 Rb 0,89 0,50 0,82	38 Sr 0,99 0,85 0,95	39 Y 1,11 ---	40 Zr 1,22 1,33	41 Nb 1,23 1,64	42 Mo 1,30 2,16	43 Tc 1,36 ---	44 Ru 1,42 2,18	45 Rh 1,45 2,28	46 Pd 1,35 ---	47 Ag 1,42 ---	48 Cd 1,46 1,69	49 In 1,49 1,57	50 Sn 1,72 2,44	51 Sb 1,82 1,46	52 Te 2,01 2,08	53 I 2,21 2,52	54 Xe 2,4 2,66		
55 Cs 0,86 0,79	56 Ba 0,97 0,89	57 La 1,08 ---	72 Hf 1,23 1,29	73 Ta 1,33 1,50	74 W 1,40 2,26	75 Re 1,46 1,94	76 Os 1,52 2,18	77 Ir 1,55 2,20	78 Pt 1,44 2,28	79 Au 1,42 2,54	80 Hg 1,44 2,00	81 Tl 1,44 1,62	82 Pb 1,55 1,87	83 Bi 1,67 2,02	84 Po 1,76 ---	85 At 1,90 ---	86 Rn ---		
87 Fr 0,70	88 Ra 0,97 0,90	89 Ac 1,00 1,10																	
58 Ce 1,06 1,12	59 Pr 1,07 1,13	60 Nd 1,07 1,14	61 Pm ---	62 Sm 1,07 1,17	63 Eu 1,01 ---	64 Gd 1,11 1,20	65 Tb 1,10 ---	66 Dy 1,10 1,22	67 Ho 1,10 1,23	68 Er 1,11 1,24	69 Tm 1,11 1,25	70 Yb 1,11 ---	71 Lu 1,14 1,27						
90 Th 1,11 ---	91 Pa 1,14 ---	92 U 1,22 1,38	93 Np 1,22 1,36	94 Pu 1,20 1,28	95 Am 1,20 ---	96 Cm 1,20 ---	97 Bk 1,20 ---	98 Cf 1,20 ---	99 Es 1,20 ---	100 Fm 1,20 ---	101 Md 1,20 ---	102 No 1,20 ---	103 Lr 1,20 ---						

De façon générale l'électronégativité croît lors d'un déplacement de gauche à droite sur une ligne ainsi que de bas en haut sur une colonne.
L'élément le plus électronégatif est le fluor et l'élément le moins électronégatif est le césium.

3. APPLICATION A L'ETUDE DE QUELQUES GRANDES FAMILLES CHIMIQUES

3.1 Les éléments du bloc s

Ils correspondent à la 1ère et à la 2è colonne du tableau de classification périodique.

3.1.1 Propriétés physiques

- Ce sont des solides mous dans les conditions usuelles de température et de pression.
- Ils sont bons conducteurs
- Ils sont malleables, ductiles et peu élastiques.

3.1.2 Propriétés chimiques

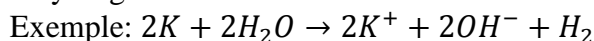
Ils sont de bons réducteurs.

3.1.3 Réactions avec le dioxygène

Leur réaction avec le dioxygène donne des oxydes qui sont basiques.

3.1.4 Réactions avec l'eau

Tous les éléments de la 1ère colonne réagissent violemment avec l'eau en la réduisant en dihydrogène.



Les éléments de la 2ème colonne réduisent aussi l'eau mais d'une façon moins violentes.

3.2 Les métaux de transition

On voit évoluer les propriétés du bloc s vers celles du bloc p, d'où le nom de métaux de transition.

Ce sont des réducteurs dont les ions forment des complexes.

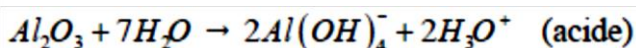
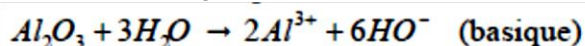
3.3 Les chalcogènes

Ce sont les éléments de la 16è colonne du tableau périodique dont les plus courants sont l'oxygène et le soufre.

Ils forment des oxydes avec les métaux alcalins et alcalino-terreux.

Avec les éléments du bloc p ils forment des oxydes qui peuvent avoir un caractère basique ou acide

Exemple : Al_2O_3 :



3.4 Les halogènes

Ce sont les éléments de la 17 ème colonne.

3.4.1 Propriétés physiques

On les retrouve sous forme de molécules diatomiques:

- F_2 : gaz jaune pâle
- Cl_2 : gaz jaune vert
- Br_2 : liquid rouge brun
- I_2 : solide violet se sublimant facilement.

3.4.2 Propriétés chimiques

Ce sont des oxydants qui réagissent avec une majorité d'éléments de la classification du fait de leur électronégativité élevée.

Ils réagissent avec les métaux alcalins ou alcalino-terreux pour donner des solides ioniques.

Exemple: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

3.5 Les gaz rares

Les gaz rares ou gaz nobles constituent la dernière colonne du tableau périodique. Ces éléments possèdent huit électrons sur leur couche externe à l'exception du néon.

Ils manifestent une faible réactivité chimique et sont rencontrés la plupart du temps à l'état atomique.