

LC16 – CLASSIFICATION PÉRIODIQUE

26 juin 2020

Aurélien Goerlinger & Yohann Faure

Niveau : MPSI/PCSI

Extraits de programmes (MPSI)

- **Architecture et lecture du tableau périodique**
Relier la position d'un élément dans le tableau périodique à la configuration électronique et au nombre d'électrons de valence de l'atome correspondant.
Positionner dans le tableau périodique et reconnaître les métaux et non métaux.
Situer dans le tableau les familles suivantes : métaux alcalins et alcalino-terreux, halogènes et gaz nobles.
Citer les éléments des périodes 1 à 3 de la classification et de la colonne des halogènes (nom, symbole, numéro atomique).
- **Électronégativité** : Mettre en oeuvre des expériences illustrant le caractère oxydant ou réducteur de certains corps simples.
Élaborer ou mettre en oeuvre un protocole permettant de montrer qualitativement l'évolution du caractère oxydant dans une colonne.
Relier le caractère oxydant ou réducteur d'un corps simple à l'électronégativité de l'élément. Comparer l'électronégativité de deux éléments selon leur position dans le tableau périodique.
- **Rayon atomique - Rayon ionique (PCSI)** Interpréter l'évolution du rayon atomique dans la classification périodique en utilisant la notion qualitative de nombre de charge effectif. Interpréter la différence de valeur entre le rayon d'un atome et le rayon de ses ions.

Retour sur la leçon

"Le jury a aimé le principe du plan mais ils ont trouvé qu'il y avait une trop grande place laissée à l'aspect historique et à l'expérience, qui pour cette leçon ne nécessite pas d'être quantitative d'après eux."

"De manière générale, il faut faire pas mal d'histoire des sciences, éventuellement présenter les différentes classifications qui ont été proposées, les avantages et inconvénients (Ce que je ne fais pas ici). Le jury est au courant que c'est une épreuve pauvre en manipulation, mais il faut au moins faire quelques comparaisons des propriétés d'éléments bien choisis. Voilà voilà."

Bibliographie

- ♣ *Chimie Tout-en-un PCSI, J'intègre. Fosset, Baudin,* → Complet, utilisé pour la leçon **Lahitète (FBL)**
- ♣ *Chimie Tout-en-un MPSI, J'intègre. Fosset, Baudin,* → A avoir pour coller au programme **Lahitète**
- ♣ *Chimie PCSI, Durupthy, Hprépa* → En complément
- ♣ *www.culturesciences.chimie.ens.fr* → Pour plus de détails historiques.

Prérequis

- Isotopes
- Quantification de l'énergie
- Nombres quantiques
- Principe de Pauli
- Structure électronique
- Description quantique de l'atome

Expériences

- ♣ Solubilité des halogénures d'argent (pas convaincu)
- ♣ Sodium dans l'eau : <https://youtu.be/uixxJtJPVXk>

Table des matières

1	Approche historique	3
1.1	Évolution des classifications	3
1.1.1	Les précurseurs	4
1.1.2	Dmitri Ivanovitch Mendeleïev	4
1.1.3	Les dernières améliorations	5
1.2	Description du tableau actuel	5
1.2.1	Rappels de Lycée	5
1.2.2	Ce qu'il faut connaître par coeur	5
2	Construction quantique du tableau	6
2.1	Niveaux d'énergie et règle de Kleshkovsky	6
2.2	Règle de Hund	7
2.3	Placement des électrons	8
2.4	Exceptions	9
2.5	Retour à la classification	9
3	Propriétés physico-chimiques remarquables	10
3.1	Structure électronique	10
3.2	Électronégativité	11
3.3	Caractère réducteur des alcalins	11
3.4	Rayon atomique et polarisabilité	11
3.5	Gaz rares	12
3.6	Caractère oxydant des halogènes	12
3.7	Acido-basicité des oxydes	12

Introduction

Le tableau périodique des éléments est une des plus belles constructions de la chimie. Construit par une succession d'améliorations des connaissances du 18^{ème} au 20^{ème} siècle, il a survécu à de nombreux changements de paradigmes scientifiques. Nous allons aujourd'hui nous intéresser à sa construction et son fonctionnement, afin de bâtir pierre après pierre une reproduction de cet édifice.

Problématique : quels sont les liens qui unissent théorie, expérimentation et classification.

1 Approche historique

Au cours du 18^{ème} siècle, le nombre d'éléments connus (et la définition d'un élément) est passé de 12 à plus d'une quarantaine. La description presque alchimique des éléments, individuelle et ciblée, n'expliquait aucunement les propriétés chimiques des éléments, et la communauté scientifique a ressenti un besoin de classification et d'ordre.

1.1 Évolution des classifications

192 DES SUBSTANCES SIMPLES.
TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
	Lumière.....	Lumière. Chaleur. Principe de la chaleur.
	Calorique.....	Fluide igné. Feu. Matière du feu & de la chaleur.
Substances simples qui appartiennent aux trois règnes & qu'on peut regarder comme les élémens des corps.	Oxygène.....	Air déphlogistiqué. Air empiréal. Air vital. Base de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistiqué. Mofeté. Base de la mofeté.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable. Base du gaz inflammable.
	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
Substances simples non métalliques oxidables & acidifiables.	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique..	Inconnu.
	Radical boracique..	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arsenic.....	Arsenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
	Cobolt.....	Cobolt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Étain.....	Étain.
Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
	Mercuré.....	Mercuré.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, base du sel d'Épſom.
Substances simples sulfifiables terreuses.	Baryte.....	Barote, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.

FIGURE 1 – La classification de Lavoisier

1.1.1 Les précurseurs

La première classification, empiriquement basée sur les propriétés chimiques des éléments, est celle de Lavoisier (1743-1794). Il a classé dans son *traité élémentaire de chimie* (1789) selon des propriétés observables en laboratoires, telles que le caractère acide, ou l'apparence métallique. On y distingue déjà les prémices du tableau moderne, puisque la notion de métal est déjà présente.

Celui qui a eu l'éclair de génie c'est John Dalton (1766-1844) qui quelques années plus tard propose d'utiliser la masse atomique pour trier les éléments. Il utilise la masse de l'hydrogène (qu'il pense être monoatomique) comme référence.

1.1.2 Dmitri Ivanovitch Mendeleïev

La vidéo de e-Penser, de vulgarisation, mais très bien sourcée : <https://youtu.be/01NuTSz6KVM>

Ses dates : 1834-1907, le tableau : 1869

Dans les années 1860, les chimistes ont fait le rapprochement entre certains éléments et leur propriétés, notamment William Odling et John Newlands ainsi que du russe Dmitri Mendeleïev. Ce dernier se met à la recherche d'une loi générale et périodique, basée sur la masse des atomes. La citation :

Les propriétés des corps simples et composés dépendent d'une fonction périodique des poids atomiques des éléments, pour la seule raison que ces propriétés sont elles-mêmes les propriétés des éléments dont ces corps dérivent.

Ce sont les propriétés des halogènes (avant dernière ligne) et des alcalins (premières) qui lui donnent cette idée, puisque tous les Halogènes font des ions - et tous les alcalins des +, et qu'ils ont tendance à être interchangeables.

Il propose une première classification :

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ВѢСЪ АТОМНОЕЪ ВѢСЪ И ХИМИЧЕСКОЕЪ СХОДСТВО.

		Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
		V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
		Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
		Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
		Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
		Ni = 59	Pd = 106,4	Os = 199.
		Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?
	F = 19	Cl = 35,4	Br = 80	I = 127
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133
		Ca = 40	Sr = 87,4	Ba = 137
		? = 45	Ce = 92	Pb = 207.
		?Er = 56	La = 94	
		?Yt = 60	Di = 95	
		?In = 75,4	Th = 118?	

Д. Менделѣевъ

FIGURE 2 – La classification du russe barbu (*non Timéo, pas Marx, mais j't'aime bien toi*).

Elle est loin d'avoir la forme qu'on lui connaît, mais tout est là (Sauf les gaz nobles, parce que durs à observer). Il est notable cependant que certains atomes ont un ?, car la classification qu'il a effectué faisait apparaître des trous. Il a également grâce à sa classification prédit que certains corps étaient des corps composés.

Ces prédictions sont ce qui ont fait passer ce tableau dans la postérité, puisque les découvertes successives en accord avec la prédiction de Mendeleïev ont appuyé sa justesse. (exemple : eka-aluminium, ou gallium, découvert du vivant de Dmitri, et très raccord avec ses prédictions!)

1.1.3 Les dernières améliorations

Le tableau a été poifiné au cours du 20ème, avec l'ajout des gaz nobles et la théorisation du numéro atomique (donc l'invention du neutron). C'est cette dernière qui a pavé la voie au classement actuel, et sa résistance voir même sa capacité prédictive qui ont permis que la classification moderne survive et s'enrichisse au passage à la quantique.

Nous allons aujourd'hui nous intéresser à la construction quantique du tableau périodique, et à son rapport aux propriétés chimiques des éléments qui le composent. Mais d'abord, faisons quelques rappels, et attardons nous dans la contemplation de cette merveille de chimie.

1.2 Description du tableau actuel

1.2.1 Rappels de Lycée

Les éléments sont classés par numéro atomique croissant. Le numéro atomique c'est le nombre de protons contenus dans le noyau d'un atome de l'élément. C'est ce qui est caractéristique d'un élément, ainsi on appellera *oxygène* tous les noyaux à 8 protons. Il est à noter qu'il s'agit aussi du nombre d'électrons à mettre autour du noyau pour que la matière soit neutre.

La masse d'un noyau est donnée par la somme de la masse de ses neutrons et de ses protons, *i.e.* la masse de ses *nucléons*. Les différents noyau d'un même élément sont nommés les *isotopes*. Ainsi on retrouve le Carbone 12 (6p, 6n) et le carbone 14 (6p, 8n).

1.2.2 Ce qu'il faut connaître par coeur

Techniquement, votre programme exige que vous connaissiez et sachiez retrouver rapidement les noms de certaines colonnes du tableau, ainsi que tous les éléments dans l'ordre des 3 premières périodes.

Pour ce qui est des trois premières périodes, je me permet de vous donner mes phrases mnémotechniques.

Les 3 premières périodes

1ere : H He, vous me ferez le plaisir de retenir que le premier c'est l'hydrogène et le deuxième l'hélium.

2eme : **L**ili **B**écha **B**ien **C**hez **N**otre **O**ncle **F**erdinand **N**estor

3eme : **N**apoléon **M**ange **A**llègrement **S**ix **P**oulets **S**ans **C**laquer d'**A**rgent. (mais c'est l'**argon**!!)

Analysons rapidement les colonnes que vous devez connaître :

- colonne 1 : elle constitue la famille des métaux « alcalins » (vient du latin médiéval alkali emprunté à l'arabe al-qâli : donnant de la soude) fortement réactifs en présence d'eau (on a déjà tous vu des vidéos de sodium dans l'eau...) qui forment alors des hydroxydes très basiques.
- colonne 2 : elle correspond à la famille des alcalino-terreux présentant des similarités avec les alcalins au point de réactivité chimique avec l'eau. Leur nom vient de leur placement dans la classification : entre les alcalins et les terres rares (colonne 3 et lanthanides).
- colonne 17 : c'est la famille bien connue des halogènes (du grec halos : sel, et gena : engendrer).
- colonne 18 : elle est constituée des gaz nobles (anciennement appelé gaz rares).

Analysons rapidement les colonnes que vous devez connaître :

colonne 1 : métaux alcalins

colonne 2 : alcalino-terreux

colonne 17 : halogènes

colonne 18 : gaz nobles (anciennement gaz rares)

Ça c'est pas une nécessité absolue, mais c'est bien de l'avoir entendu au moins une fois :

- colonne 16 : il s'agit de la famille des chalcogènes (du grec chalcos : minerais, et gena : naissance)

- les éléments des colonnes 3 à 12 sont qualifiés d'éléments de transition puisqu'ils se trouvent au milieu de la classification.

Différents blocs peuvent être aussi mise en valeur : les non-métaux , les métaux pauvres , les métalloïdes , les lanthanides et les actinides .

Rq : Au delà de $Z = 100$, des effets quantiques non relativistes doivent être pris en compte et la position de l'élément ne révèle pas toutes ses propriétés.

Construisons proprement ce tableau maintenant, voulez-vous ?

2 Construction quantique du tableau

2.1 Niveaux d'énergie et règle de Kleshkovsky

Reprenons quelques notions vues dans notre cours sur la description quantique de l'atome.

Un électron dans un édifice atomique peut être décrit par 4 nombres quantiques n , l , m_l et m_s , et le principe de **Pauli** interdit à deux électrons d'avoir les mêmes nombres quantiques.

Une orbitale n'est défini que par le triplet (n, l, m_l) et m_s ne peut prendre que 2 valeurs ($m_s = \pm \frac{1}{2}$), on en déduit donc par le principe de Pauli qu'**une orbitale de peut accueillir que 2 électrons au maximum.**

Voyons maintenant comment répartir les électrons d'un atome sur les différentes orbitales atomiques possibles. On dit alors qu'on établit la *configuration électronique* de l'atome. Gardons à l'esprit qu'une configuration électronique n'est qu'un résultat expérimental que l'on doit à des analyses spectroscopiques.

Cependant, on peut formuler quelques règles pour établir la configuration électronique des atomes dans une grande majorité de cas avec la seule donnée du numéro atomique Z . Cette configuration correspond à l'état fondamental de l'atome, *i.e.* l'état de plus basse énergie.

Bien que l'énergie de chaque orbitale dépend de l'atome étudié, les atomes polyélectroniques partagent quelques similitudes, dont notamment l'ordre énergétique des orbitales. Cet ordre énergétique empirique est décrit par la **règle de Klechkowski** :

L'énergie des orbitales atomiques croît avec $n + l$ et, à $n + l$ fixé, croît avec n .

Orbitale	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	...
$n + l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	...

Maintenant que nous avons l'ordre énergétique des orbitales, il faut les remplir. Pour cela, on utilise le **principe d'Aufbau** selon lequel les orbitales doivent être remplies par ordre croissant d'énergie afin que l'atome ait l'énergie globale la plus faible possible.

Exemples

- Lithium ($Z = 3$) : $1s^2 2s^1$
- Azote ($Z = 7$) : $1s^2 2s^2 2p^3$
- Chlore ($Z = 17$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Fer ($Z = 26$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Attention : c'est une règle **empirique** qui comporte des **exceptions**.

On peut également écrire la configuration électronique d'un atome en mettant entre crochets le gaz noble de la période juste avant celle de l'atome puis en rajoutant les couches manquantes.

Exemples

- Lithium ($Z = 3$) : [He] $2s^1$
- Azote ($Z = 7$) : [He] $2s^2 2p^3$
- Chlore ($Z = 17$) : [Ne] $3s^2 3p^5$
- Fer ($Z = 26$) : [Ar] $4s^2 3d^6$

2.2 Règle de Hund

On a vu qu'à $n > 1$ fixé, l ne pouvait prendre que les valeurs entières entre 0 et $n - 1$ (ce qui définit les sous-couches s, p, d, f, \dots) et que m_l ne pouvaient prendre que les valeurs entières entre $-l$ et $+l$. De plus, deux orbitales de même n et de même l ont des énergies identiques : on dit qu'elles sont *dégénérées*. Comment alors remplir ces $2l + 1$ orbitales dégénérées ? La **règle de Hund** apporte la réponse à cette question :

Quand un niveau d'énergie est dégénéré et que le nombre d'électrons est insuffisant pour saturer le niveau, l'état de plus basse énergie est obtenu en utilisant un maximum d'orbitales, les spins des électrons non appariés étant parallèle.

Autrement dit, on maximise le spin d'une orbitale.

Exemple

Reprenons le cas de l'azote. Sa couche 3p est dégénérée. On associe à p le nombre $l = 1$ donc une couche p comporte 3 orbitales dégénérées. Pour satisfaire à la règle de Hund, on remplit alors que orbitale de la couche 3p avec un seul électron de spin vers le haut.

On peut faire le diagramme d'énergie au tableau.

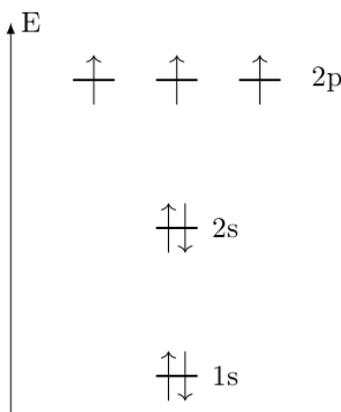


FIGURE 3 – La configuration de l'azote

2.3 Placement des électrons

Au sein d'une configuration électronique, on distingue 2 types d'électron :

- les **électrons de valence** sont ceux situés sur les orbitales incomplètes et/ou de plus grand nombre n ;
- les **électrons de coeur** sont les autres électrons.

Les électrons de valence sont à l'extérieur de l'édifice électronique et participent à la réactivité chimique, contrairement aux électrons de coeur.

Exemple

- Pour l'azote, les électrons de valence sont ceux situés sur les couches 2s et 2p
- Pour le fer, les électrons de valence sont ceux situés sur les couches 4s et 3d

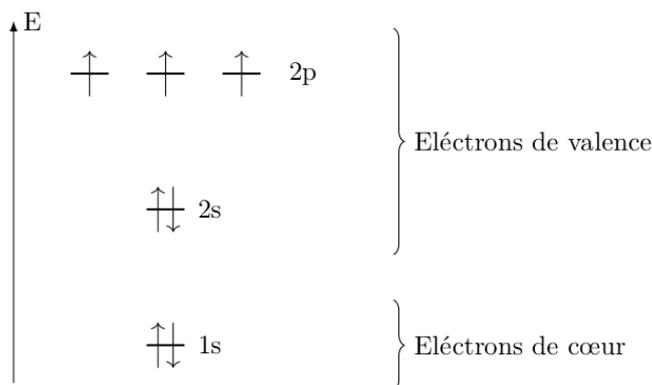


FIGURE 4 – La configuration de l'azote

À partir de la configuration électronique et des électrons de valence, on peut déduire la structure de Lewis d'un atome. Par exemple, l'azote dispose de 5 électrons de valence donc 2 appariés dans la sous-couche 2s donc l'azote a un doublet non-liant et va faire 3 doublets liants.



On peut également deviner les ions stables d'un atome en regardant combien d'électrons l'atome doit gagner ou perdre pour remplir ou vider sa couche électronique extérieure.

2.4 Exceptions

Comme on l'a dit précédemment, la règle de remplissage des orbitales atomiques (Klechkowski + Aufbau) possède des exceptions. En effet, une couche d ou f remplie ou remplie à moitié a un effet stabilisateur qui va légèrement modifier la configuration électronique la plus stable. Par exemple, on peut citer :

- le chrome ($Z = 24$) : $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ au lieu de $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$
- le cuivre ($Z = 29$) : $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ au lieu de $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$

Cette règle a également un impact sur les ions stables que l'on peut deviner à partir de la configuration électronique d'un atome. Par exemple, le fer a pour configuration électronique $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. On peut donc deviner l'existence des ions Fe^{2+} pour lesquels on a vidé la couche $4s$. Cependant, on peut également deviner l'existence des ions Fe^{3+} pour lesquels on a vidé la couche $4s$ et également on a la couche $3d$ qui est demi-remplie.

2.5 Retour à la classification

À partir des règles précédemment énoncées, on peut construire un tableau pour classer les éléments. Dans ce tableau, chaque ligne correspond au nombre quantique principal n , et chaque colonne regroupe les éléments avec le même nombre d'électrons de valence qui remplissent les même type d'orbitale. Une ligne est appelée une *période*

Par exemple, le lithium ($[\text{He}] 2s^1$) et le potassium ($[\text{Ar}] 4s^1$) sont sur la même colonne mais pas la même ligne. Même chose avec le fluor ($[\text{He}] 2s^2 2p^5$) et le chlore ($[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$).

• Première période : $n = 1$

Les atomes de cette période ne peuvent avoir que 2 électrons de spins opposés au maximum car il n'ont qu'une seule orbitale ($n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = \pm \frac{1}{2}$).

On a donc l'hydrogène ($1s^1$) et l'hélium ($1s^2$) qui est un gaz noble car son orbitale est totalement remplie.

• Seconde période : $n = 2$

Pour cette période, l vaut 0 (sous-couche s) ou 1 (sous-couche p). La sous-couche p possède 3 niveaux dégénérés car m_l vaut $-1, 0$ ou 1 . Chaque orbitale peut accueillir 2 électrons donc la sous-couche p peut accueillir 6 électrons. En tout, les éléments de cette période peuvent accueillir $2 + 6 = 8$ électrons.

On commence donc par le lithium puis on continue avec le beryllium, le bore, le carbone, l'azote l'oxygène, le fluor et enfin on finit par le néon.

$2s^1$	$2s^2$	$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne

• Troisième période : $n = 3$

De la même façon, on commence avec le sodium puis on a le magnésium, l'aluminium, le silicium, le phosphore, le soufre, le chlore et enfin l'argon.

On remarque qu'on n'a pas la sous-couche $3d$ ($l = 2$) sur cette période. Cette sous-couche apparaît dans la quatrième

période car elle doit être remplie après la sous-couche 4s (Klechkowski). Pour cette sous-couche, $m - l$ peut prendre 5 valeurs différentes donc elle peut accueillir 10 électrons.

$3s^1$	$3s^2$	$3p^1$	$3p^2$	$3p^3$	$3p^4$	$3p^5$	$3p^6$
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

• **Quatrième période : $n = 4$**

Cette fois, l peut valoir 0, 1, 2 ou 3. Comme pour la troisième période, la sous-couche 4d ne sera que dans la 5ème période car la 5s doit être remplie avant et la 4f ne sera dans que dans la sixième période car elle doit être remplie après le 6s. La sous-couche 7 possède 7 niveaux dégénérés donc elle peut accueillir 14 électrons.

Cette période comporte donc la 4s, la 3d (qu'il ne faut pas oublier) puis la 4p.

$4s^1$	$4s^2$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^7$	$3d^8$	$3d^9$	$3d^{10}$	$4p^1$	$4p^2$	$4p^3$	$4p^4$	$4p^5$	$4p^6$
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

• **Et ainsi de suite...**

Conclusion : on retrouve la classification périodique!!!!

$1s^1$	H																$1s^2$	He	
$2s^1$	$2s^2$											$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$		
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
$3s^1$	$3s^2$											$3p^1$	$3p^2$	$3p^3$	$3p^4$	$3p^5$	$3p^6$		
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
$4s^1$	$4s^2$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^7$	$3d^8$	$3d^9$	$3d^{10}$	$4p^1$	$4p^2$	$4p^3$	$4p^4$	$4p^5$	$4p^6$		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		

3 Propriétés physico-chimiques remarquables

Comme nous l'avons dit en introduction, la merveille qui a fait que ce tableau est entré dans la postérité de la chimie et de la physique, c'est sa capacité prédictive. Regardons ce qu'il peut prédire et les informations que l'on peut en tirer

3.1 Structure électronique

Pour trouver la position d'un élément dans le tableau périodique, on écrit sa structure électronique. La plus grande couche avec un électron donne la période, et le nombre d'électrons dans celle-ci donne la colonne. Exemple ?

Inversement, si on connaît la position, on connaît la structure électronique.

3.2 Électronégativité

← Accroissement de l'électronégativité →																		← Augmentation rayon atomique →																																																																																																																																																
↑ Accroissement de l'électronégativité	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; font-size: 8px;"> <tr><td>H</td><td colspan="16"></td><td>He</td></tr> <tr><td>Li</td><td>Be</td><td colspan="14"></td><td>B</td><td>C</td><td>N</td><td>O</td><td>F</td><td>Ne</td></tr> <tr><td>Na</td><td>Mg</td><td colspan="14"></td><td>Al</td><td>Si</td><td>P</td><td>S</td><td>Cl</td><td>Ar</td></tr> <tr><td>K</td><td>Ca</td><td>Sc</td><td>Ti</td><td>V</td><td>Cr</td><td>Mn</td><td>Fe</td><td>Co</td><td>Ni</td><td>Cu</td><td>Zn</td><td>Ga</td><td>Ge</td><td>As</td><td>Se</td><td>Br</td><td>Kr</td></tr> <tr><td>Rb</td><td>Sr</td><td>Y</td><td>Zr</td><td>Nb</td><td>Mo</td><td>Tc</td><td>Ru</td><td>Rh</td><td>Pd</td><td>Ag</td><td>Cd</td><td>In</td><td>Sn</td><td>Sb</td><td>Te</td><td>I</td><td>Xe</td></tr> <tr><td>Cs</td><td>Ba</td><td>La</td><td>Hf</td><td>Ta</td><td>W</td><td>Re</td><td>Os</td><td>Ir</td><td>Pt</td><td>Au</td><td>Hg</td><td>Tl</td><td>Pb</td><td>Bi</td><td>Po</td><td>At</td><td>Rn</td></tr> <tr><td>Fr</td><td>Ra</td><td>Ac</td><td colspan="15"></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr> </table>																		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																									↓ Augmentation rayon atomique
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																																																																																																																																																																

L'électronégativité χ d'un atome c'est sa capacité à attirer à lui une liaison covalente qu'il effectuerait avec un autre atome. C'est une caractéristique essentielle en chimie puisqu'elle permet de dire comment se répartissent les charges dans une molécules et d'en prédire la réactivité.

Plusieurs échelles d'électronégativité existent, mais nous allons nous intéresser plus spécifiquement à celle de Pauling (1901-1994). Sans entrer dans les détails, qui sont au delà du cadre du programme, l'électronégativité de référence est celle du Fluor, l'élément le plus électronégatif de la classification, qui est de 4. Une observation simple est alors de remarquer que l'électronégativité augmente lorsque l'on avance dans une période, et diminue lorsque l'on descend dans une colonne.

Cette notion d'électronégativité est essentielle pour interpréter de nombreuses propriétés des éléments et édifices chimiques. Elle permet de justifier la réactivité de certaines molécules. Ainsi le type de liaison peut se prévoir à l'aide de l'électronégativité : deux éléments à l'électronégativité très différente sont liés par une liaison au caractère polaire voire ionique (Na Cl par exemple).

3.3 Caractère réducteur des alcalins

Moins un atome est électronégatif, moins les électrons seront liés à l'atome et donc plus l'atome aura tendance à donner des électrons et donc à être un réducteur.

Ainsi, les alcalins sont d'excellents réducteurs et, au sein de cette colonne, plus on descend, plus l'atome est réducteur.



Projection de vidéo



⌚ 3mn

<https://youtu.be/uixxJtJPVXk>

C'est exactement ce que l'on voit, plus on descend, plus les réactions sont rapides et violentes.

3.4 Rayon atomique et polarisabilité

L'électronégativité ne vient pas seule, puisque si l'on y réfléchit, elle est liée au rayon atomique. Plus un atome est électronégatif, plus son cortège électronique est resserré autour de lui. Inversement, plus un noyau est gros, plus son cortège est grand, et donc éloigné de lui.

Ainsi le rayon atomique varie exactement à l'inverse de l'électronégativité des éléments !

À noter que la polarisabilité, à savoir la capacité d'un atome à se polariser en présence d'une charge, varie inversement du rayon atomique, car une flote électronique très compacte est dure à faire bouger.

Faire le dessin des barycentres de charges.

3.5 Gaz rares

☞ Fosset p126

3.6 Caractère oxydant des halogènes

☞ Fosset p129

Mettre en oeuvre des expériences illustrant le caractère oxydant ou réducteur de certains corps simples. Élaborer ou mettre en oeuvre un protocole permettant de montrer qualitativement l'évolution du caractère oxydant dans une colonne.

Plus χ est grand, plus l'atome est oxydant.



Comparaison du pouvoir oxydant des dihalogènes

☞ BUP 684 p891



3.7 Acido-basicité des oxydes

☞ Fosset p124, comparaison entre les blocs p et s

Matériel nécessaire pour la manip :

- tubes à essai
- bocal contenant du SO_2 préalablement obtenu en brûlant du soufre sous oxygène avec un fond d'eau au fond
- papier pH.
- magnésium, oxyde de phosphore, soufre, alumine (au cas où)

On va mettre ici en évidence l'évolution d'une autre propriété des éléments dans la classification périodique : le caractère acide ou basique des oxydes. On illustre cette propriété avec les éléments de la troisième période : magnésium, phosphore et soufre.

On prend plusieurs tubes à essais dans lesquels on a placé :

- T1 : magnésium (ou oxyde de magnésium MgO)
- T2 : une pointe d'oxyde de phosphore P_2O_5 (à faire sous la hotte)
- T3 : de l'oxyde de soufre SO_2 gazeux issu de la combustion du soufre puis dissous dans de l'eau.

Conclusion

Nous connaissons tous ce tableau périodique depuis le temps que nous le côtoyons dans nos salles de physique chimie. Mais il est important de savoir comment il a été construit à l'époque de l'émergence de la chimie moderne autour de l'an 1800. Il a montré sa robustesse puisque 200 ans plus tard, nous l'utilisons encore. Il a résisté à toutes les découvertes du XX^{ème} siècle et sa construction a été validée par la description quantique de la matière. Cette leçon nous a donc permis de remettre en lumière la somme d'information contenue dans ce tableau. En connaissant quelques

propriétés simples comme l'électronégativité, il permet de prévoir le comportement de certains édifices chimiques à la fois dans leur similarité ou dans leur différence entre deux éléments d'une même ligne ou d'une même colonne. C'est donc un formidable outil pédagogique qui regroupe un grand nombre de propriétés des éléments.

Perspectives :

Cette leçon est une pierre angulaire à de nombreuses autres puisque la compréhension de la classification périodique permet de prédire ou interpréter de nombreux phénomènes en chimie comme par exemple : le caractère acido-basique, la solubilité, etc.