

LC16 CLASSIFICATION PERIODIQUE

14 juin 2020

MONNET Benjamin &

Niveau : L1

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.

Bibliographie

✎ *Nom du bouquin, auteur*¹

→ A quoi ser ce livre ?

Prérequis

- Structure électronique
- Electronégativité
- Oxydo-réduction

Expériences



Table des matières

1	Historique de la classification	2
1.1	Construction de la classification	2
1.2	Classification périodique actuelle	3
2	Construction du tableau périodique à l'aide de la physique quantique	4
2.1	Origine quantique	4
2.2	Règle de remplissage	4
2.3	Lien avec la classification périodique	5
2.4	Rayons atomiques	6
2.5	Electronégativité	6
3	Propriétés de quelques familles	7
3.1	Gaz rares	7
3.2	Éléments du bloc s	7
3.3	Les halogènes	7

Introduction

Vous avez déjà pu voir la classification mais on peut se demander à quoi elle sert, hormis à lister les éléments.

↓ On va commencer par un petit exposé historique

1 Historique de la classification

1.1 Construction de la classification

La classification a été construite expérimentalement. L'une des données accessible et qui a été utilisée était la masse atomique des composés.

- En 1859, Jean-Baptiste Dumas se rend compte qu'il y a une périodicité dans les propriétés chimiques des éléments lorsqu'ils sont triés par masse atomique croissante :
Fluor = 19 (+16.5), Chlore = 35.5 (+44.5), Brome = 80 (+47), Iode = 127
Magnésium = 24 (+16), Calcium = 40 (+48), Strontium = 88 (+49), Barium = 137
Ce qui correspond à deux colonnes de la classification que l'on connaît aujourd'hui !
- William Odling propose de mettre des "casses vides" qui correspondent à des matériaux pas encore découverts
- Mendeliev publie en 1869 un premier tableau récapitulant les données expérimentales : c'est la naissance du tableau périodique des éléments

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

			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 = 106,8	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	Au = 197?
			C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
			N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
			O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
			F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
	Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.	
			Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.	
			? = 45	Ce = 92			
			?Er = 56	La = 94			
			?Yt = 60	Di = 95			
			?In = 75,6	Th = 118?			

Д. Менделѣевъ

Les éléments chimiques sont ordonnés par masse atomique croissante... mais certains ont été réarrangés compte tenu de leurs propriétés : il les a classés par Z croissants sans le savoir ! Les éléments ayant des propriétés chimiques semblables ont soit des numéros atomiques proches, soit ils sont sur une même ligne. Il a posé des éléments inconnus (comme par exemple l'aluminium et le silicium). **Wikipédia** : "souligner la périodicité de leurs propriétés chimiques, d'identifier les éléments qui restaient à découvrir, voire de prédire certaines propriétés d'éléments chimiques alors inconnus."



Solubilité de AgX

⚡ JFLM1



AgI et AgCl dans l'eau : ça précipite vachement vite quand on rajoute le Ag → même propriétés pour I et Cl donc même ligne (pour Mendeliev)

1.2 Classification périodique actuelle

IUPAC Periodic Table of the Elements

1 H hydrogen 1.00784(7)																	2 He helium 4.002602																		
3 Li lithium 6.941 (6.939, 6.977)	4 Be beryllium 9.0122	Key: atomic number Symbol name conventional atomic weight standard atomic weight										5 B boron 10.81 (10.806, 10.821)	6 C carbon 12.011 (12.009, 12.012)	7 N nitrogen 14.007 (14.006, 14.008)	8 O oxygen 15.999 (15.999, 16.003)	9 F fluorine 18.998	10 Ne neon 20.180																		
11 Na sodium 22.990	12 Mg magnesium 24.305 (24.304, 24.307)	13 Al aluminum 26.982	14 Si silicon 28.086 (28.084, 28.086)	15 P phosphorus 30.974	16 S sulfur 32.06 (32.059, 32.076)	17 Cl chlorine 35.45 (35.446, 35.457)	18 Ar argon 39.948 (39.962, 39.983)	19 K potassium 39.098	20 Ca calcium 40.078(4)	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titanium 47.867	23 V vanadium 50.942	24 Cr chromium 51.996	25 Mn manganese 54.938 (54.942)	26 Fe iron 55.845(2)	27 Co cobalt 58.933	28 Ni nickel 58.693	29 Cu copper 63.546(3)	30 Zn zinc 65.38(2)	31 Ga gallium 69.723	32 Ge germanium 72.630(8)	33 As arsenic 74.922	34 Se selenium 78.971(8)	35 Br bromine 79.904 (79.901, 79.907)	36 Kr krypton 83.798(2)										
37 Rb rubidium 85.468	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906	40 Zr zirconium 91.224(2)	41 Nb niobium 92.906	42 Mo molybdenum 95.94	43 Tc technetium 98.9062(1)	44 Ru ruthenium 101.07(2)	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.42	47 Ag silver 107.87	48 Cd cadmium 112.41	49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimony 121.76	52 Te tellurium 127.60(3)	53 I iodine 126.905 (126.904, 126.907)	54 Xe xenon 131.29	55 Cs caesium 132.91	56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.84	75 Re rhenium 186.21	76 Os osmium 190.23(3)	77 Ir iridium 192.22	78 Pt platinum 195.08	79 Au gold 196.97	80 Hg mercury 200.59 (200.59, 200.59)	81 Tl thallium 204.38 (204.38, 204.38)	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 208.98	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon
87 Fr francium	88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganesson																		



57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.36(2)	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25(3)	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97
89 Ac actinium	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 1 December 2018.
Copyright © 2018 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.



Les éléments sont classés par nombre de protons croissant. Chaque colonne correspond à une famille avec des réactivités identiques. Les familles à connaître sont :

- **Colonne 1** : les alcalins
- **Colonne 2** : les métaux alcalino-terreux
- **Colonne 16** : les chalcogènes
- **Colonne 17** : les halogènes
- **Colonne 18** : les gaz nobles
- Au milieu : les métaux

Tableau périodique des éléments chimiques

groupe → I A 2
période 1 2

nom de l'élément (en liquide ou solide à 0°C et 101.3 kPa)
numéro atomique
symbole chimique
masse atomique relative (ou celle de l'isotope le plus stable)
© ICAHM - Home Energy 2017 - rev. 2015

Métaux : Alcalino-terreux, Lanthanides, Actinides, Métaux de transition, Métaux pauvres, Métaux, Aluminés, Autres métalloïdes, Non métaux : Hydrogènes, Gaz nobles, Non classés.

↓ Mais comment expliquer cette périodicité des propriétés ? On va avoir besoin de regarder à l'échelle de l'atome.

2 Construction du tableau périodique à l'aide de la physique quantique

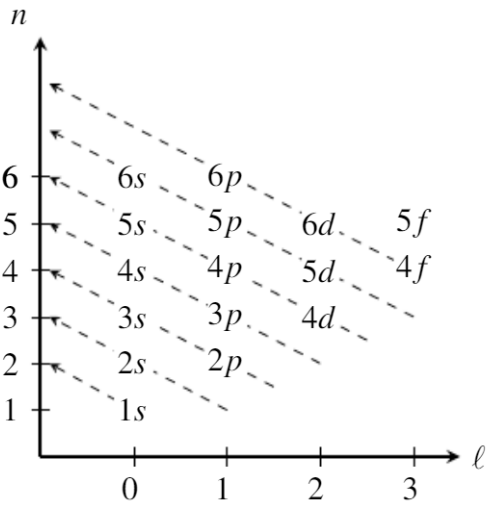
2.1 Origine quantique

Faut-il faire un rappel sur les nombres quantiques ou on le met en pré-requis ?

2.2 Règle de remplissage

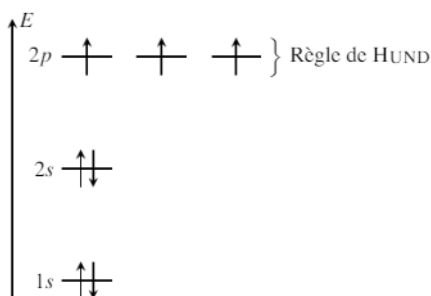
Pour déterminer les propriétés d'un élément, on s'intéresse à ses électrons car nombre d'électrons = nombre de protons ! Vous savez déjà que les énergies pour un atome sont quantifiées. Pour remplir les différentes couches, on utilise trois règles :

- **Le principe de Pauli** : deux électrons ne peuvent pas avoir les mêmes nombres quantiques. Attention : on rappelle que le spin peut prendre deux valeurs. On peut donc placer 2 électrons par degré de dégénérescence de niveau d'énergie. (faire un schéma)
- **La règle de Klechkowski** : les niveaux sont remplis par (n+1) croissants et à n égaux, le plus petit n est rempli en premier. **Attention** : cette règle a en fait des exceptions, mais elle reste néanmoins valable pour les éléments de plus bas Z.



- **La règle de Hund** : l'état le plus stable correspond à l'état où le plus grand nombre d'orbitale est occupé.

Prenons un exemple concret :



Ecriture des **configurations électroniques**.

Remarques :

- On appelle **électrons de valence** les électrons sur les couches de n le plus grand et sur les couches pas complètement remplies. On appelle **électrons de cœur** les autres électrons. Exemple sur azote.
- Pour symboliser le fait que les électrons en $(n-1)d$ sont plus attachés que ceux en ns rempli, on inverse les positions. Pour le Fer par exemple on a $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ au lieu de $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- La règle de Klechkowski a des exceptions comme par exemple le chrome ($Z=24$) où l'on a du $3d^5 4s^1$
- Dans le cas des ions, il suffit de remplir toujours selon les mêmes règles, mais avec moins d'électrons

↓ On voit alors une périodicité apparaitre !!

2.3 Lien avec la classification périodique

En fait, si on regarde bien, on se rend compte que les propriétés chimiques des espèces sont déterminées par leur nombre d'électrons de valence ! Les configurations électroniques sont semblables, au numéro près !

Bloc s		Bloc p															
1 H										2 He							
3 Li	4 Be																
11 Na	12 Mg	bloc d															
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac															
Bloc f																	
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				

La classification périodique proposée à l'époque a donc survécu à la théorie quantique qui l'a tout bonnement expliquée !

Maintenant que l'on sait que les propriétés chimiques sont reliées au nombre d'électrons de valence, on va pouvoir les prédire !



2.4 Rayons atomiques

Le rayon des orbitales peuvent se mettre sous la forme :

$$E \propto \frac{n^2}{Z}$$

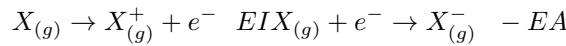
On s'attend donc à ce que le rayon diminue de gauche à droite et diminue de bas en haut. Et c'est ce que l'on observe :

1 H 53	← Bloc d →										2 He 31				
3 Li 163	4 Be 109	5 B 82	6 C 65	7 N 55	8 O 47	9 F 41	10 Ne 36	11 Na 217	12 Mg 168	13 Al 137	14 Si 115	15 P 100	16 S 88	17 Cl 78	18 Ar 71
19 K 332	20 Ca 256	31 Ga 146	32 Ge 129	33 As 116	34 Se 105	35 Br 96	36 Kr 88	37 Rb 386	38 Sr 300	49 In 171	50 Sn 151	51 Sb 135	52 Te 122	53 I 112	54 Xe 103

Le rayon atomique est directement lié à la polarisabilité d'un atome : un atome plus gros à des orbitales plus diffuses et se polarise donc mieux.

2.5 Electronégativité

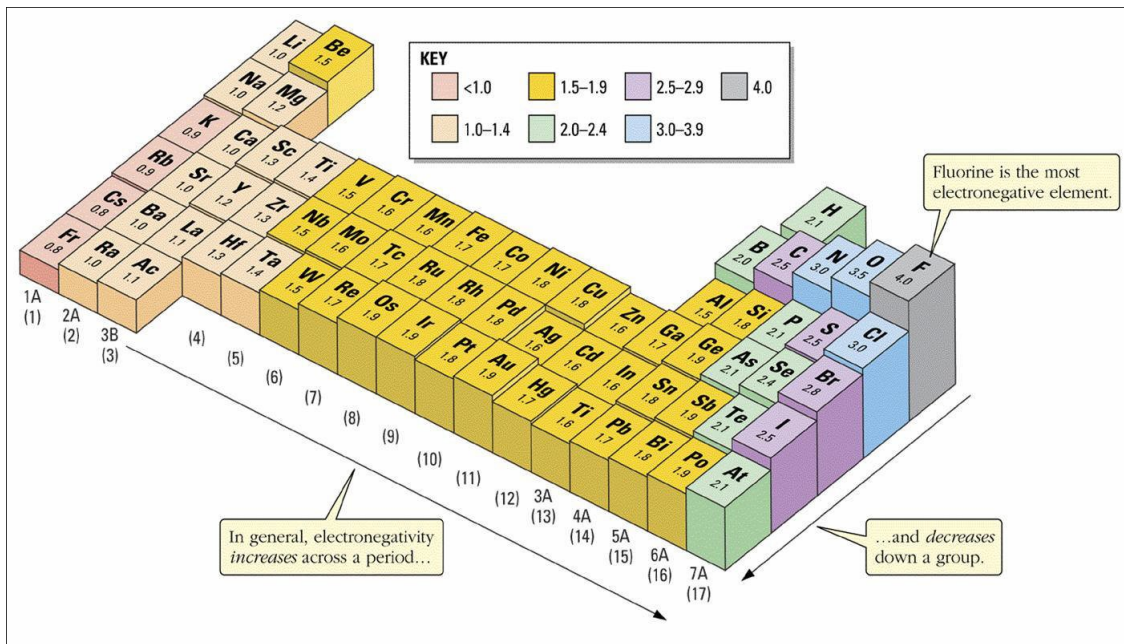
Toujours en se basant sur le tableau, on sait que pour les atomes de la colonne 17, un seul électron supplémentaire leur permet d'être dans un état particulièrement stable. Pour la première colonne, c'est perdre un électron qui est stabilisant. On peut donc introduire deux énergies : l'énergie d'ionisation (s'il est facile d'expulser un électron) et l'affinité électronique (qu'il est facile d'apporter un électron supplémentaire) :



Ainsi, pour déterminer la capacité d'un atome à attirer les électrons, on peut utiliser ces deux grandeurs ! C'est ce qu'à fait Mulliken pour proposer son échelle d'électronégativité :

$$\chi_M = k \frac{EI + EA}{2} \quad k = 0.317 eV^{-1}$$

Néanmoins, on utilise pas l'électronégativité de Mulliken mais celle de Pauling mais l'évolution dans le tableau est la même.



3 Propriétés de quelques familles

3.1 Gaz rares

☞ Fosset p.128

Les gaz rares ou gaz nobles constituent la dernière colonne du tableau. Leurs couches électroniques étant déjà remplies, ils sont dans un état très stable et ne réagissent pas conséquent que très peu.

3.2 Éléments du bloc s

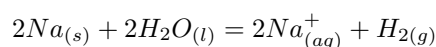
Les éléments du bloc s, d'après ce qu'on vient de voir, sont de **très bon réducteur** et ont une **électronégativité faible**. Ils peuvent former des oxydes.



Mise en avant du caractère réducteur des éléments du bloc s

On met du sodium dans l'eau et c'est assez violent.

La réaction qu'on voit :



3.3 Les halogènes

Les halogènes sont eux de l'autre côté du tableau : leurs propriétés sont donc opposées. Leur électronégativité est grande et les halogènes sont de très bon oxydant.



Comparaison du pouvoir oxydant des dihalogènes

☞ BUP 684 p891



Questions

Abondance des éléments dans l'univers, sur terre ? Formation des éléments ?

Principes de détermination de masse atomique à cette époque ? distillation des gaz, combustion des minerais dans les hauts fourneaux en présence de coke...

Savoir définir correctement Ra et faire la différence avec Rc (rayon de covalence)

Combien d'éléments ont été découverts (donc observés) à notre époque ? Discussion sur la durée de vie d'un noyau lourd, et lien entre existence de celui-ci et technologie permettant d'observer sur des temps très courts (c'est presque philosophique!)

Connaître le théorème de Koopmans

Pauli, Kelchkowski, Hund à énoncer rigoureusement, exceptions à ces règles ? Pauli non, car c'est un principe.

Vis tellurique : Qui ? Quand ? Classification actuelle ?

Def e- de valence ? Règles de remplissage ?

Def d'un hydrogénoïde ?

Différence attachement - affinité ?

Au programme : Caractère oxydant/réducteur des halogènes, alcalins, pourquoi ? évolution dans une colonne ? expériences ?

Pouvoir ox/red caractérisé par quelle grandeur ?

Couple redox d'un halogène ? Etat physique de Cl₂, Br₂, I₂ ?

Évolution de la T d'ébullition dans la colonne des halogènes ? vrai pour toutes les colonnes ? Cas de la colonne de l'eau ?

Cl₂ peut être formé avec de l'eau de javel, formule ?

Nom des deux premières colonnes ?

Métalloïdes : propriété ? Semi-conducteurs ? différence entre les oxydes ?

Remarques

-