

Le tableau périodique

Chimie 11



Un lent développement

- Döbereiner (1780-1849) : loi des triades
similarités entre le calcium, le strontium et le baryum
- Newlands (1837-1898) : loi des octaves
lien entre la masse et les propriétés des éléments
- Mendeleev (1834-1907) : la périodicité des propriétés
publication du premier tableau périodique des éléments
- Moseley (1887-1915) : le nombre atomique
rangement par nombre atomique croissant



Le tableau périodique

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1,01																	2 He 4,00
2	3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
3	11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
4	19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,63	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,90
5	37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,96	43 Tc (98)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,1	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
6	55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 † La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,20	83 Bi 208,98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 ‡ Ac (227)	104 Rf (267)	105 Db (268)	106 Sg (269)	107 Bh (270)	108 Hs (269)	109 Mt (278)	110 Ds (281)	111 Rg (281)	112 Cn (285)	113 Uut (286)	114 Uuq (289)	115 Uup (288)	116 Uuh (293)	117 Uus (294)	118 Uuo (294)
			†	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,05	71 Lu 174,97	
			‡	90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)	

Le tableau périodique

1 H Hydrogène											2 He Hélium						
3 Li Lithium	4 Be Béryllium											5 B Bore	6 C Carbone	7 N Azote	8 O Oxygène	9 F Fluorine	10 Ne Neon
11 Na Sodium	12 Mg Magnésium											13 Al Aluminium	14 Si Silicium	15 P Phosphore	16 S Soufre	17 Cl Chlore	18 Ar Argon
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titane	23 V Vanadium	24 Cr Chromium	25 Mn Manganèse	26 Fe Fer	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Cuivre	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Sélénium	35 Br Brome	36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdène	43 Tc Technetium	44 Ru Ruthénium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Argent	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Étain	51 Sb Antimoine	52 Te Tellure	53 I Iode	54 Xe Xénon
55 Cs Césium	56 Ba Baryum	57 La Lanthanum	72 Hf Hafnium	73 Ta Tantale	74 W Wolfram	75 Re Rénium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platine	79 Au Or	80 Hg Mercure	81 Tl Thallium	82 Pb Plomb	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astatine	86 Rn Radon
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89 Ac Actinium	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110	111	112	113	114				





Métaux Métalloïdes Non-métaux

Propriétés du tableau périodique

- La classification des 118 éléments est faite suivant le **numéro atomique**
une période = une rangée **une famille** = une colonne
- 18 familles regroupant des éléments ayant des propriétés chimiques semblables.
 - Colonne 1 : *les métaux alcalins*
 - Colonne 17 : *les halogènes*
 - Colonne 18 : *les gaz nobles.*
- Les colonnes donnent le nombre d'**électrons de valence** (#colonne -10 pour les colonnes 13 à 18)



Métaux, non-métaux et métalloïdes

Métaux

- ductiles
- malléables
- brillants
- bons conducteurs électriques
- bons conducteurs thermiques
- solides

Métalloïdes

Non-métaux

- non ductiles
- non malléables
- mats
- mauvais conducteurs électriques
- mauvais conducteurs thermiques
- solides, liquides ou gaz

Propriétés

- Réagissent avec les acides
- Forment des cations
Ex : Na^+ , Mg^{2+}
- Forment des oxydes basiques
 $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
- Forment des halogénures ioniques
 NaCl

Propriétés
intermédiaires

- Ne réagissent pas avec les acides
 - Forment des anions
Ex : Cl^- , S^{2-}
 - Forment des oxydes acides
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- Forment des halogénures covalents
 CCl_4

Exemples



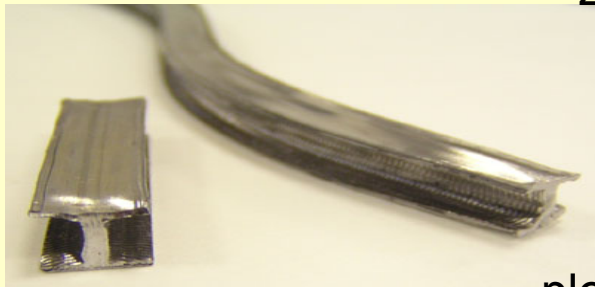
fer



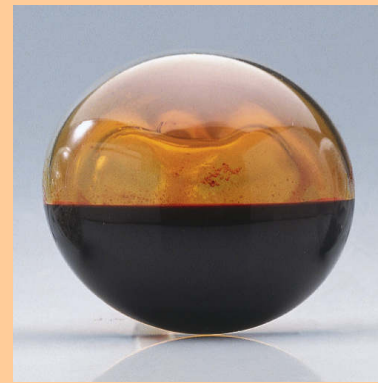
zinc



or



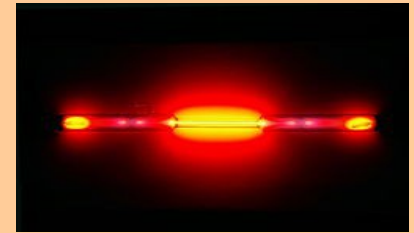
plomb



brome



chlore



néon



carbone



soufre

Les métalloïdes

- Éléments chimiques dont les propriétés physiques et chimiques sont intermédiaires entre les métaux et les non-métaux
- Bore, Silicium, Germanium, Arsenic, Antimoine, Tellure, *Astatine*
- semi-conducteurs

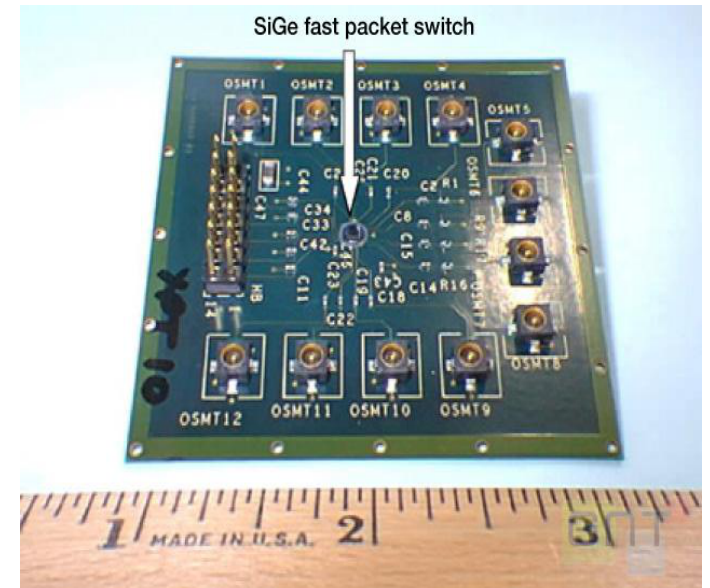
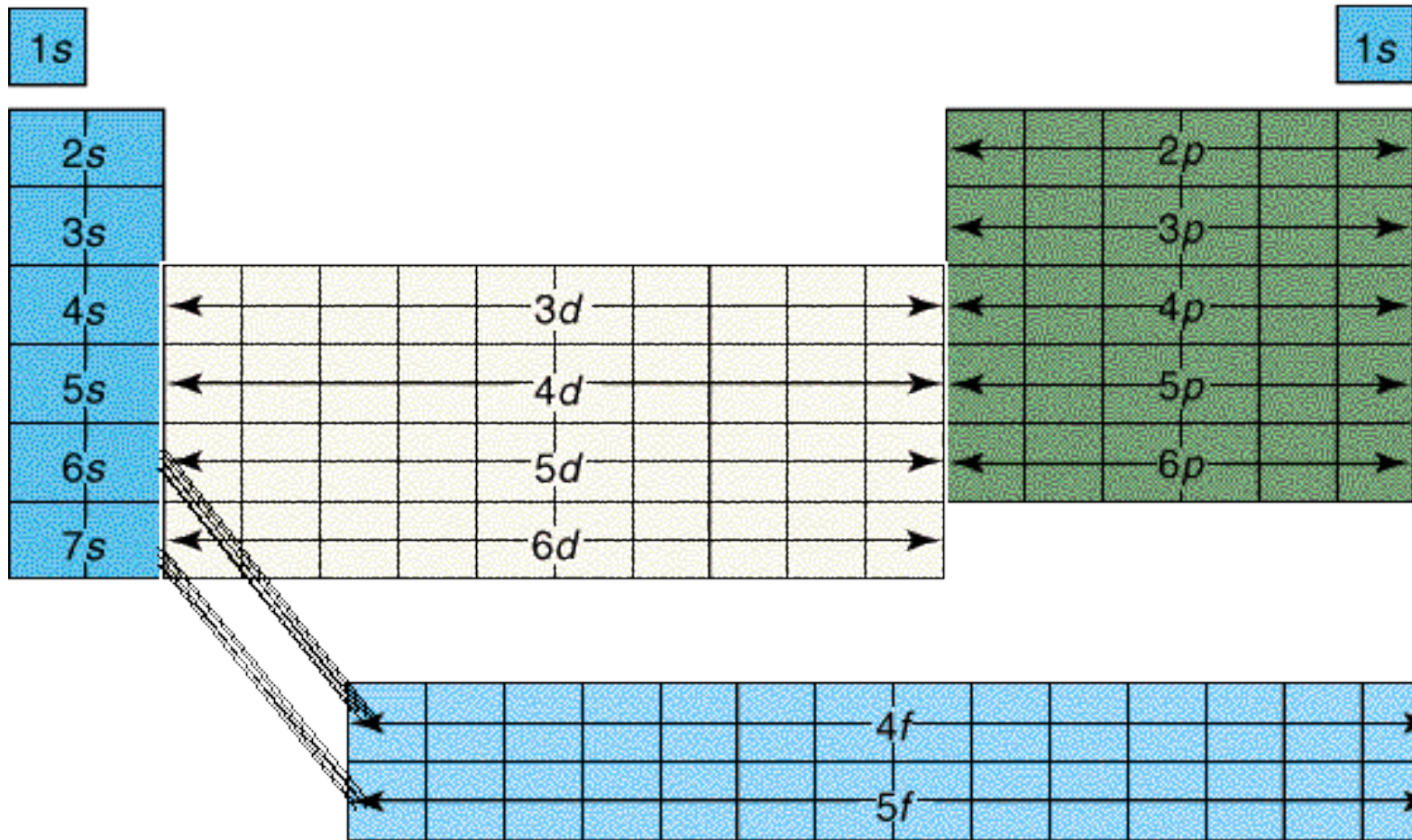


Tableau et orbitales



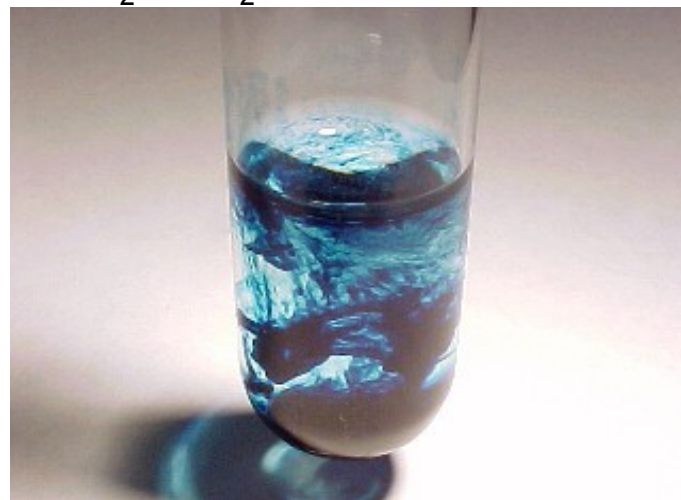
Les métaux de transition

Ils ont tous des propriétés physiques et chimiques semblables indépendamment de la colonne où ils se trouvent :

- Points de fusion et d'ébullition élevés, masses volumiques importantes
- Forment plusieurs cations stables et des ions complexes covalents.
Ex : Fe^{2+} et Fe^{3+} , AuCl_4^- , $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$
- Forment des solutions et des composés colorés



$\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$



Bleu de prusse $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$

Les métaux de transition

- Peu réactifs avec l'eau
- Agissent souvent comme catalyseurs
- Peuvent être combinés avec d'autres métaux pour former des alliages
 - bronze = cuivre + étain
 - Laiton = cuivre + zinc
 - Amalgame = mercure + or/cuivre/argent



Amalgame dentaire



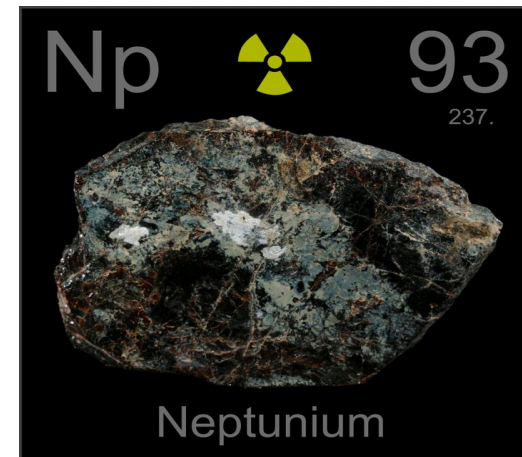
Raccord en laiton



Médaille de bronze

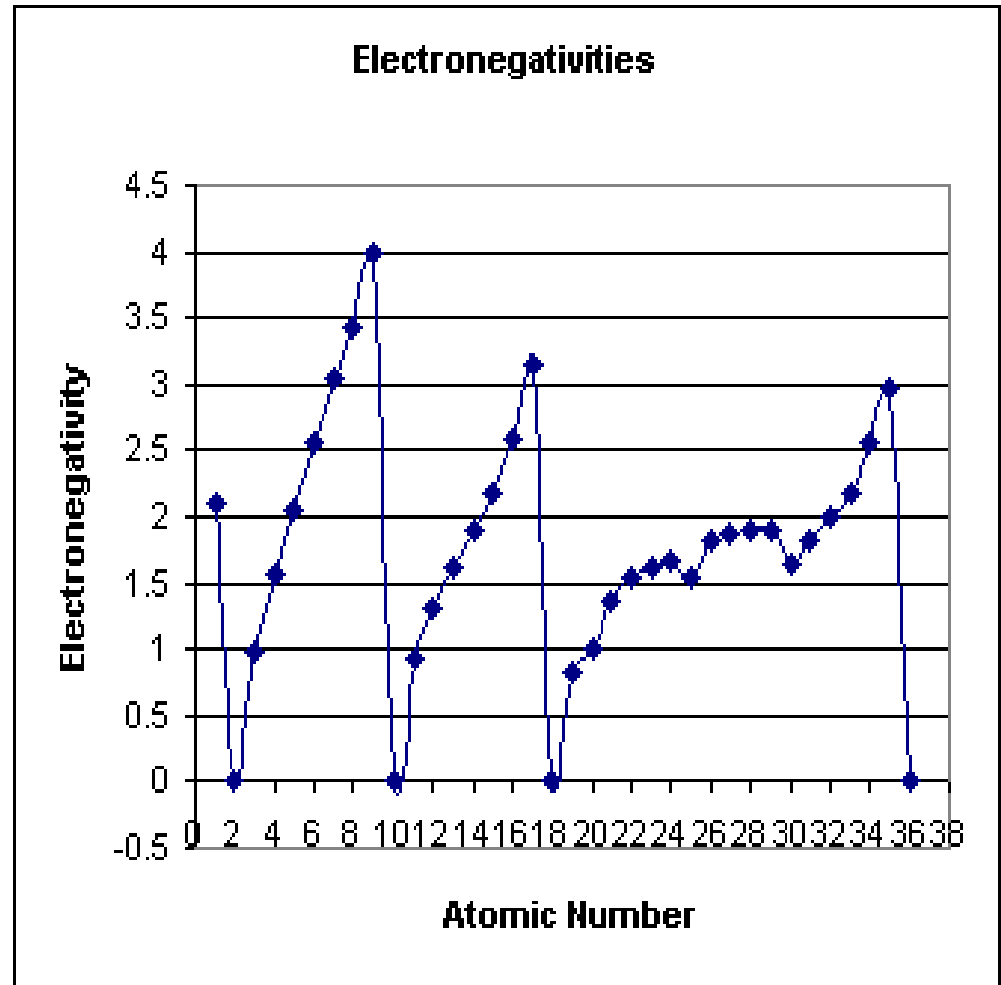
Les lanthanides et les actinides

- Remplissage des orbitales f
- Parfois improprement appelés “terres rares”
- Lanthanides : Lanthane (57) au Lutétium (71)
- Actinides : Actinium (89) au Lawrencium (103) ; tous les actinides plus lourds que l'uranium ont été générés artificiellement et sont radioactifs.



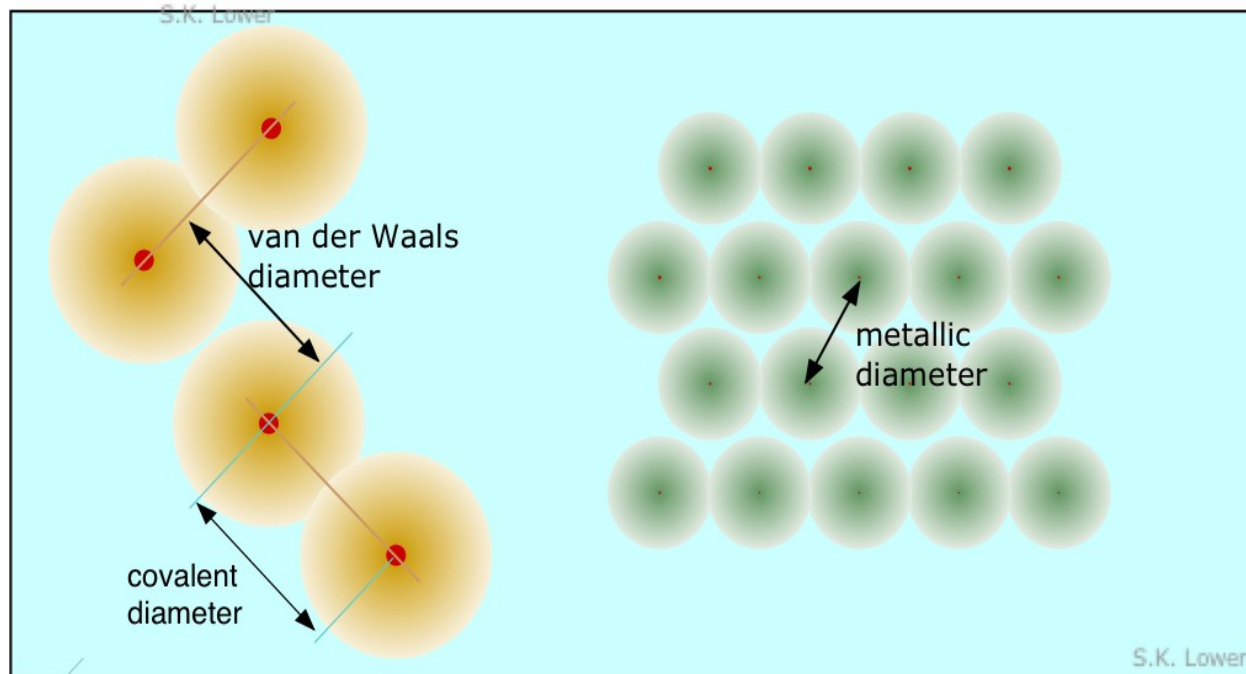
Périodicité des propriétés physiques

- Le rayon atomique
- Le rayon ionique
- L'énergie d'ionisation
- L'électronégativité
- Le point de fusion



Le rayon atomique

- **En théorie**, le rayon d'un atome est la distance du noyau aux électrons de la couche la plus externe.
- **En pratique**, les mesures sont variables



Tendances

Deux facteurs déterminent la taille d'un atome :

- La charge nucléaire : la force électrostatique va attirer les électrons vers le noyau donc **le rayon diminue**
- L'effet d'écran : les électrons des couches intermédiaires repoussent les électrons des couches supérieures donc **le rayon augmente**

Plus on descend le long d'une période plus le rayon diminue

la charge nucléaire augmente et l'attraction entre protons et électrons augmente

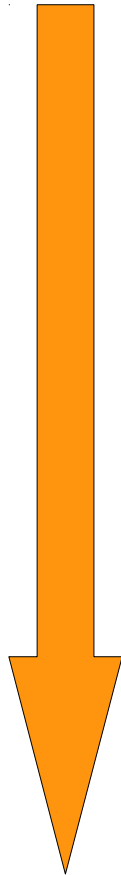
Plus on descend le long d'une famille plus le rayon augmente

Des couches se rajoutent et l'effet d'écran augmente



Tableau et rayon

Le rayon diminue le long d'une période et augmente le long d'une famille



32 H																37 He	
130 Li 76 (1+)	99 Be 45 (2+)											84 B 27 (3+)	75 C 16 (4+)	71 N 146 (3-)	64 O 140 (2-)	60 F 133 (1-)	62 Ne
160 Na 102 (1+)	140 Mg 72 (2+)											124 Al 54 (3+)	114 Si 40 (4+)	109 P 38 (5+)	104 S 184 (2-)	100 Cl 181 (1-)	101 Ar
200 K 138 (1+)	174 Ca 100 (2+)	159 Sc 75 (3+)	148 Ti 86 (2+) 61 (4+)	144 V 79 (2+) 54 (5+)	130 Cr 62 (3+) 44 (6+)	129 Mn 83 (2+) 53 (4+)	124 Fe 61 (2+) 55 (3+)	118 Co 65 (+2) 55 (+3)	117 Ni 69 (2+)	122 Cu 77 (1+) 73 (2+)	120 Zn 74 (2+)	123 Ga 62(3+)	120 Ge 53 (4+) 272(4-)	120 As 58 (3+) 46 (5+)	118 Se 198 (2-)	117 Br 196 (1-)	116 Kr
215 Rb 152 (1+)	190 Sr 118 (2+)	176 Y 90 (3+)	164 Zr 72 (4+)	156 Nb 72 (3+) 64 (5+)	146 Mo 65 (4+)	138 Tc 65 (4+)	136 Ru 68 (3+) 62 (4+)	134 Rh 67 (+3) 60 (+4)	130 Pd 86 (2+) 62 (4+)	136 Ag 115 (1+)	140 Cd 95 (2+)	142 In 80 (3+)	140 Sn 118(2+) 69 (4+)	140 Sb 76 (3+)	137 Te 221 (2-)	136 I 220(1-)	136 Xe
238 Cs 167 (1+)	206 Ba 135 (2+)	194 La 103 (3+)	164 Hf 71 (4+)	158 Ta 64 (5+)	150 W 66 (4+) 60(6+)	141 Re 63(4+) 53(7+)	136 Os 63 (4+) 55(6+)	132 Ir 68(+3) 63 (+4)	130 Pt 80(2+) 63(4+)	130 Au 137 (1+) 85 (3+)	132 Hg 119 (1+) 102 (2+)	144 Tl 150 (1+) 89 (3)	145 Pb 119 (2+) 78 (4+)	150 Bi 103 (3+) 76(5+)	142 Po 97(4+)	148 At	146 Rn
242 Fr	211 Ra	201 Ac															

Rayon atomique
(10^{-12} m)

Élément

Rayon ionique
(10^{-12} m)

Rayons ioniques

- Les cations :
 - Ils perdent une couche donc ils sont **plus petits** que l'atome correspondant
 - À travers une période, il y a plus de protons, la force d'attraction est plus grande et le rayon **plus petit**.
- Les anions :
 - Ils complètent une couche donc ils sont **plus gros** que l'atome correspondant.
 - À travers une période, il y a plus de protons, la force d'attraction est plus grande et le rayon **plus petit**.



Les espèces isoélectroniques

Les espèces isoélectroniques sont des atomes et des ions qui ont **le même nombre d'électrons**.

Plus **la charge nucléaire** est élevée, plus les forces attractives sont fortes, plus le rayon est petit.

Espèces	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺
Charge du noyau	+11	+12	+13
Nombre d'électrons	10	10	10
Rayon ionique	98	65	45

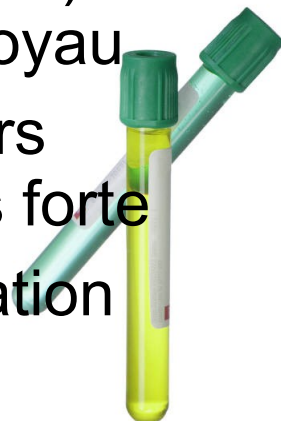


L'énergie de première ionisation

L'énergie de première ionisation : énergie minimale requise pour arracher une mole d'électrons à une mole d'atome à l'état gazeux aux conditions standards (25°C, 1 atm)



- Elle **diminue le long d'une famille** (haut vers la bas) car les électrons sont de plus en plus éloignés du noyau
- Elle **augmente le long d'une période** (gauche vers droite) car la force d'attraction du noyau est plus forte
- Les gaz rares sont très stables : énergie d'ionisation très élevée



Ionisation et table

L'énergie de première ionisation diminue le long d'une famille et augmente le long d'une période

Énergie de première ionisation (kJ mol⁻¹)

Affinité électronique (kJ mol⁻¹) (2^e AÉ / kJ mol⁻¹)

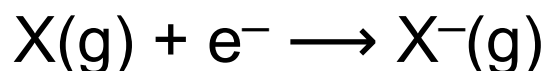
Élément

Électronégativité

1312 -73																	2372
H 2,2																	He
520 -60	900															2081	
Li 1,0	Be 1,6															Ne	
496 -53	738															1520	
Na 0,9	Mg 1,3															Ar	
419 -48	590 -2	633 -18	659 -8	651 -51	653 -64	717	762 -15	760 -64	737 -112	745 -119	906	579 -41	762 -119	944 -78	941 -195	1140 -325	1351
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,4	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,7	Mn 1,6	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0	Kr
403 -47	549 -5	600 -30	640 -41	652 -88	684 -72	702 -53	710 -101	720 -110	804 -54	731 -126	868	558 -29	709 -107	831 -101	869 -190	1008 -295	1170
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,3	Nb 1,6	Mo 2,2	Tc 2,1	Ru 2,2	Rh 2,3	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,0	Te 2,1	I 2,7	Xe 2,6
376 -46	503 -14	538 -45	659 -1	728 -31	759 -79	756 -14	814 -106	865 -151	864 -205	890 -223	1007	589 -36	716 -35	703 -91	812 -183	-270	1037
Cs 0,8	Ba 0,9	La 1,1	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 2,0	At 2,2	Rn
393 -47	509 -10	499 -34															
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1															

L'affinité électronique

L'affinité électronique est le changement d'enthalpie quand une mole d'électron est ajoutée à une mole d'atomes à l'état gazeux et dans des conditions standards (25°C, 1 atm).



- Il s'agit d'un processus généralement exothermique.
- L'exothermie **augmente le long d'une période** car le rayon diminue
- L'exothermie **diminue le long d'une famille** car le rayon augmente



L'électronégativité

L'électronégativité : tendance d'un atome à attirer vers lui les électrons du doublet liant dans une liaison covalente.

Elle est mesurée sur l'échelle de Pauling qui va de 0 à 4. Elle peut être utilisée comme une mesure du caractère métallique d'un élément.

- Elle augmente le long d'une période car le rayon diminue
- Elle diminue le long d'une famille car le rayon augmente
- Les trois éléments les plus électronégatifs sont F, le fluor, N, l'azote et O, l'oxygène.



Vrai ou Faux ?



- L'atome de germanium est plus gros que celui du silicium mais le silicium a une plus forte énergie de première ionisation.
- Le sélénium a une énergie de première ionisation et une électronégativité plus fortes que le soufre.
- L'antimoine a une énergie de première ionisation et une électronégativité plus fortes que l'étain.
- Cl^- est plus gros que Cl mais Se^{2-} est plus petit que Se.
- L'iode a une électronégativité plus forte que le tellure mais moins forte que le brome.



Les métaux alcalins

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

1 seul e⁻ de valence

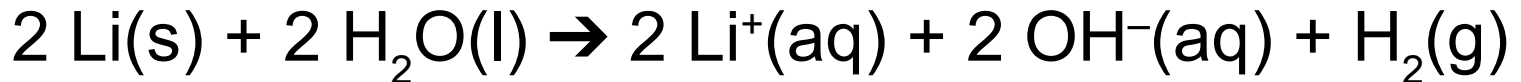
- Très réactifs : perdent un électron
- Sont conservés dans de la paraffine ou de l'huile pour éviter le contact avec l'air
- La réactivité augmente avec la taille



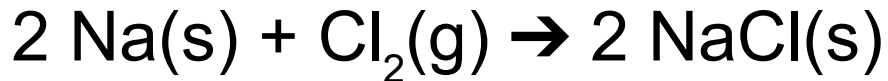
Les métaux alcalins

Alcalin = basique

- Réaction avec l'eau : production d'hydroxyde



- Réaction avec les halogènes : production de sel



Le point de fusion

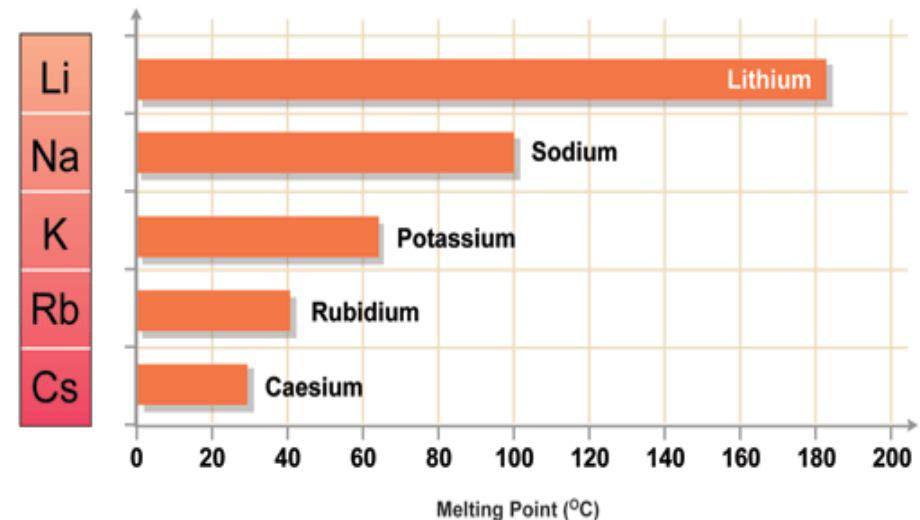
Groupe 1 : les métaux alcalins

La température de fusion diminue le long du groupe.

Les atomes métalliques sont maintenus par des liaisons métalliques.

Les atomes sont plus gros et les liaisons métalliques sont moins fortes.

*Point de fusion :
température à
laquelle les phases
solide et liquide
coexistent à l'équilibre*



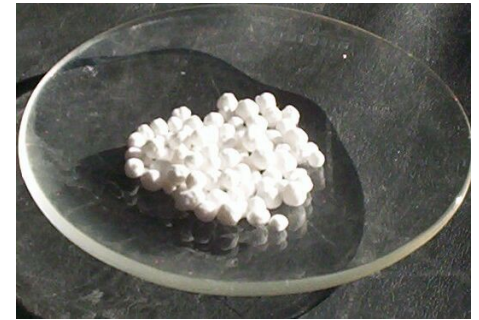
Les halogènes

F, Cl, Br, I, At

- Molécules diatomiques
- 7 électrons de valence
- Très réactifs : essaient de gagner un électron pour former un ion halogénure : F^- , Cl^- , Br^- , I^-
- la réactivité diminue avec la taille



Iode ou brome



Bromure de potassium



Chlore



Les halogènes

Réactions de déplacement :

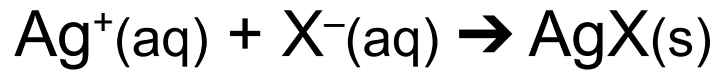
- Le chlore est un **oxydant** plus fort que le brome qui est lui-même plus fort que l'iode



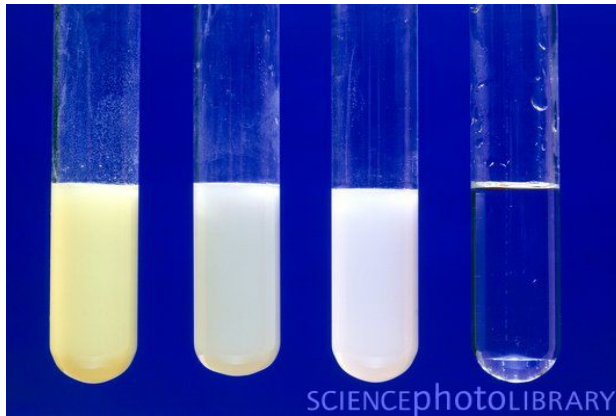
a150326 [RM] © www.visualphotos.com

Les halogènes

Test de présence d'un ion halogénure avec du nitrate d'argent:



AgCl = blanc, AgBr = crème, AgI = jaune



AgI AgBr AgCl AgF



Les halogénures d'argent sont à la base de la photographie

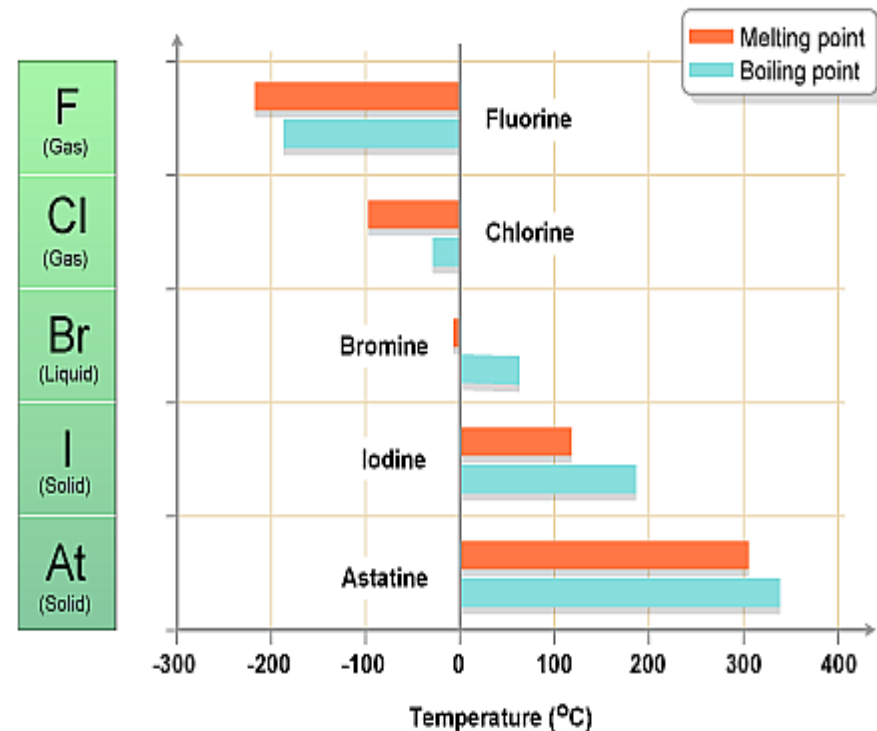
Le point de fusion

Groupe 7 : les halogènes

La température de fusion augmente le long du groupe.

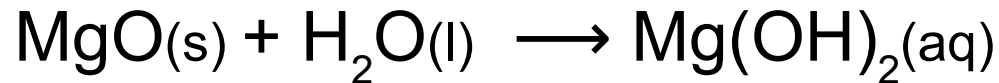
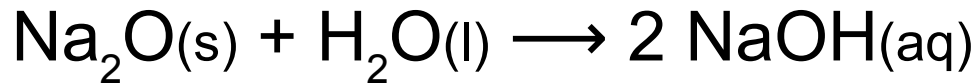
Les molécules diatomiques sont maintenues par des forces de Van der Waals.

Les molécules sont plus grosses et les forces intermoléculaires sont plus fortes.



Les oxydes de la période 3

Les **oxydes métalliques** ont tendance à être **basiques**.



Les **oxydes non métalliques** ont tendance à être **acides**.

