

# Cours Classification périodique

## Stabilité des ions et des molécules (partie I)

### I. La configuration électronique des atomes

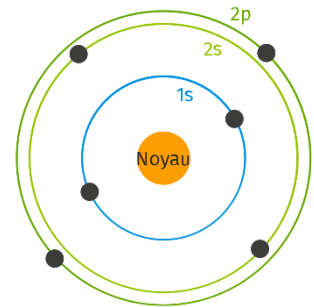
La répartition des électrons en sous-couches se nomme la **configuration électronique** de l'atome ou **structure électronique**.

Jusqu'à 18 électrons, les sous-couches se remplissent selon l'ordre suivant :

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$ .

Les sous-couches s contiennent **au maximum 2 électrons**.

Les sous-couches p contiennent **au maximum 6 électrons**.



Au-delà de 18 électrons, il faut suivre la règle de Klechkowski avec des irrégularités que vous verrez plus tard.

~~1s~~  
~~2s 2p~~  
~~3s 3p 3d~~  
~~4s 4p 4d 4f~~  
~~5s 5p 5d 5f ...~~  
~~6s 6p 6d ... ..~~

**Exemple :** l'atome de carbone  ${}_6\text{C}$  possède six électrons.

Il a pour configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Il a donc deux électrons dans chacune de ces sous-couches.

La dernière couche ( $n=2$ ) de la configuration électronique qui contient des électrons est appelée couche externe.

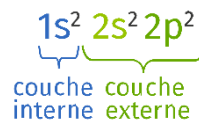
Les **électrons de valence** sont les électrons de la couche externe (4 électrons externes sur la couche  $n=2$ )

Les autres couches ( $n=1$  pour l'atome de carbone) sont appelées **couches internes** et contiennent les **électrons de cœur** des atomes.

L'atome de carbone possède :

- deux **électrons de cœur**

- quatre **électrons de valence** sur sa couche externe ( $n=2$ )



**Vocabulaire :**

**Couche externe :** dernière couche qui contient au moins un électron.

**Électron de valence :** électrons de la couche externe

### II. La classification périodique

#### 1. Les critères de classification

**Origine :** Dimitri Mendeleïev en 1869.

Les **éléments chimiques** sont **classés en lignes par numéro atomique** croissant.

Le remplissage progressif d'**une ligne** correspond au remplissage d'**une couche électronique**. ( $n=1$  puis  $n=2$  ...)

Les **lignes** sont aussi appelées **périodes**.

Les **colonnes** sont appelées **familles**.

**Vocabulaire**

**Élément chimique :** noyau caractérisé par son numéro atomique et son symbole X

**Période :** nom donné à une ligne du tableau périodique.

- En **jaune** la famille des alcalins
- En **rouge** la famille des alcalino-terreux
- En **bleu clair** la famille des halogènes
- En **bleu** la famille des gaz nobles

# Classification périodique des éléments

numéro atomique — nombre de masse

symbole de l'élément —  $Z$   $A$

Nom — nom de l'élément

M — masse molaire (g.mol<sup>-1</sup>)

← colonnes

↑ périodes

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hydrogène 1,0																	2 He Hélium 4,0
2 3 Li Lithium 6,9	4 Be Béryllium 9,0											5 B Bore 10,8	6 C Carbone 12,0	7 N Azote 14,0	8 O Oxygène 16,0	9 F Fluor 19,0	10 Ne Neon 20,2
3 11 Na Sodium 23,0	12 Mg Magnésium 24,3											13 Al Aluminium 27,0	14 Si Silicium 28,1	15 P Phosphore 31,0	16 S Soufre 32,1	17 Cl Chlore 35,5	18 Ar Argon 39,9
4 19 K Potassium 39,1	20 Ca Calcium 40,1	21 Sc Scandium 45,0	22 Ti Titane 47,9	23 V Vanadium 50,9	24 Cr Chrome 52,0	25 Mn Manganèse 54,9	26 Fe Fer 55,8	27 Co Cobalt 58,7	28 Ni Nickel 58,7	29 Cu Cuivre 63,5	30 Zn Zinc 65,4	31 Ga Gallium 69,7	32 Ge Germanium 72,6	33 As Arsenic 74,9	34 Se Sélénium 79,0	35 Br Brome 79,9	36 Kr Krypton 83,8
5 37 Rb Rubidium 85,5	38 Sr Strontium 87,6	39 Y Yttrium 88,9	40 Zr Zirconium 91,2	41 Nb Niobium 92,9	42 Mo Molybdène 95,9	43 Tc Technétium 98,9	44 Ru Ruthénium 101,1	45 Rh Rhodium 102,9	46 Pd Palladium 106,4	47 Ag Argent 107,9	48 Cd Cadmium 112,4	49 In Indium 114,8	50 Sn Étain 118,7	51 Sb Antimoine 121,7	52 Te Tellure 127,6	53 I Iode 126,9	54 Xe Xénon 131,3
6 55 Cs Césium 132,9	56 Ba Baryum 137,3	57 La Lanthane 138,9	72 Hf Hafnium 178,5	73 Ta Tantale 180,9	74 W Tungstène 183,9	75 Re Rhénium 186,2	76 Os Osmium 190,2	77 Ir Iridium 192,2	78 Pt Platine 195,1	79 Au Or 197,0	80 Hg Mercure 200,6	81 Tl Thallium 204,4	82 Pb Plomb 207,2	83 Bi Bismuth 209,0	84 Po Polonium = 209	85 At Astate = 210	86 Rn Radon = 222
7 87 Fr Francium = 223	88 Ra Radium = 226	89 Ac Actinium = 227	104 Rf Rutherfordium = 261	105 Db Dubnium = 268	106 Sg Seaborgium = 269	107 Bh Bohrium = 270	108 Hs Hassium = 277	109 Mt Meitnium = 278	110 Ds Darmstadtium = 281	111 Rg Roentgenium = 282	112 Cn Copernicium = 285	113 Nh Nihonium = 286	114 Fl Flerovium = 289	115 Mc Moscovium = 289	116 Lv Livermorium = 293	117 Ts Tennessine = 294	118 Og Oganesson = 294
			57 La Lanthane 138,9	58 Ce Cérium 140,1	59 Pr Praseodyme 140,9	60 Nd Néodyme 144,2	61 Pm Prométhée = 145	62 Sm Samarium 150,4	63 Eu Europium 152,0	64 Gd Gadolinium 157,2	65 Tb Terbium 158,9	66 Dy Dyprosium 162,5	67 Ho Holmium 164,9	68 Er Erbium 167,3	69 Tm Thulium 168,9	70 Yb Ytterbium 173,0	71 Lu Lutétium 175,0
			89 Ac Actinium = 227	90 Th Thorium 232,0	91 Pa Protactinium 231,0	92 U Uranium 238,0	93 Np Neptunium = 237	94 Pu Plutonium = 244	95 Am Americium = 243	96 Cm Curium = 247	97 Bk Berkélium = 247	98 Cf Californium = 251	99 Es Einsteinium = 254	100 Fm Fermium = 257	101 Md Mendelevium = 258	102 No Nobelium = 259	103 Lr Lawrencium = 260

## 2. Utilisation de la classification

Dans une **même ligne** aussi appelée **période**, les atomes ont la **même couche externe** occupée.

Dans une **même colonne** aussi appelée **famille** ou **famille chimique**, les atomes ont le **même nombre d'électrons sur leur couche externe**.

1 1 H Hydrogène 1s <sup>1</sup>	
7 3 Li Lithium 1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	9 4 Be Béryllium 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>

De la **position d'un élément dans la classification périodique**, on peut déduire sa **configuration électronique**.

De la **configuration électronique**, on peut déduire la **position d'un élément**.

**Les ions monoatomiques formés à partir des éléments d'une même colonne ont la même charge électrique.**

### Exemple :

Li donne Li<sup>+</sup>

Na donne Na<sup>+</sup>

car Li et Na appartiennent à la **famille des alcalins**

Mg donne Mg<sup>2+</sup>

Ca donne Ca<sup>2+</sup>

car Ca et Mg appartiennent à la **famille des alcalino-terreux**

Cl donne Cl<sup>-</sup>

F donne F<sup>-</sup>

Car Cl et F appartiennent à la **famille des halogènes**

**Les éléments formant des molécules ont tendance à avoir le même nombre de liaisons.**

### Exemple :

C et Si forment 4 liaisons dans CH<sub>4</sub> et SiH<sub>4</sub>

N et P forment 3 liaisons dans NH<sub>3</sub> et PH<sub>3</sub>

H ne forme qu'une liaison

### Application

Dans la fluorite (cristal ionique ou solide ionique) de formule **CaF<sub>2</sub>**, le fluor est sous forme d'**ion F<sup>-</sup>** et le calcium sous forme d'**ions Ca<sup>2+</sup>**

### III. Stabilités des entités atomiques

#### 1. La stabilité des gaz nobles (dernière colonne 18<sup>ème</sup> colonne)

Les **gaz nobles** : hélium He, néon Ne, argon Ar, krypton Kr, xénon Xe et radon Ra.

Ces gaz monoatomiques sont **très peu réactifs**. On dit qu'ils sont **stables**.

On les a appelés **gaz inertes** avant de découvrir des composés du xénon et du krypton.

L'argon est le gaz noble le plus présent dans notre atmosphère

0,93 % après.

Les **gaz nobles** dans le tableau périodique

He (Z=2)  $1s^2$  2 électrons de valence

Ne (Z=10)  $1s^2 2s^2 2p^6$  8 électrons de valence

Ar (Z=18)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  8 électrons de valence

					18
					4 He Hélium 4,0
11 B Bore 10,8	12 C Carbone 12,0	14 N Azote 14,0	16 O Oxygène 16,0	19 F Fluor 19,0	20 Ne Néon 20,2
27 Al Aluminium 27,0	28 Si Silicium 28,1	31 P Phosphore 31,0	32 S Soufre 32,1	35 Cl Chlore 35,5	40 Ar Argon 40,0
69 Ga Gallium 69,7	74 Ge Germanium 72,6	75 As Arsenic 74,9	80 Se Sélénium 79,0	79 Br Brome 79,9	84 Kr Krypton 83,8

Les gaz nobles, des espèces chimiques particulièrement stables.

Seuls les atomes de la famille des gaz nobles forment des **gaz monoatomiques** dans les conditions ordinaires de température et de pression.

Cette particularité est liée à la **configuration électronique** de la couche externe des atomes correspondants

À l'exception de l'atome d'**hélium He** qui possède **deux électrons sur sa couche externe**, les **autres atomes de gaz nobles** (Ne, Ar, Kr, ...) ont tous huit **électrons sur leur couche externe**.

**2 électrons sur la couche externe (n=1) règle du duet**

**8 électrons sur les couches externes (n=2) ou (n=3) ou (n=...) règle de l'octet**

On dit que leur **couche externe** est **saturée** car elle ne peut recevoir plus d'électrons.

#### 2. Formation des autres ions monoatomiques stables

Les atomes de lithium Li, de fluor F et d'aluminium Al ne sont pas naturellement stables car ils ne vérifient pas les règles du duet et de l'octet.

Élément chimique	Li	F	Al
Z	3	9	13
Structure électronique de l'atome	$1s^2 2s^1$		
Formule de l'ion monoatomique stable			$Al^{3+}$
Structure électronique de l'ion monoatomique stable	$1s^2$		
Ion isoélectronique du gaz noble		Ne	

Deux espèces chimiques sont **isoélectroniques** si elles possèdent le même nombre d'électrons.

#### Des ions monoatomiques à connaître

Expérimentalement, on peut mettre en évidence dans des solutions ioniques de nombreux ions comme :

l'ion hydrogène  $H^+$ , l'ion sodium  $Na^+$ , l'ion potassium  $K^+$ , l'ion calcium  $Ca^{2+}$ , l'ion magnésium  $Mg^{2+}$ ; mais aussi l'ion fluorure  $F^-$  et l'ion chlorure  $Cl^-$ .