

Classification périodique

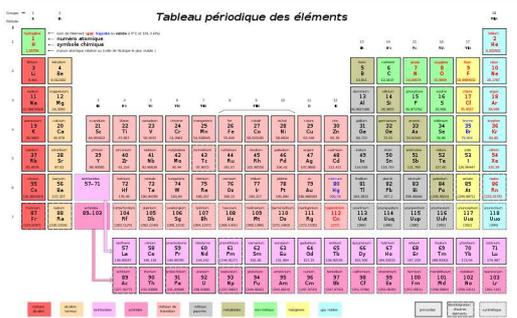
Classification périodique des éléments ou **Tableau périodique** = Référentiel universel pour **classer les éléments** suivant leurs **comportements physiques et chimiques**

Tableau périodique établi par le russe Mendeleïev en 1860, (Tableau de **Mendeleïev**)

Plusieurs mises à jour avec la découverte de nouveaux éléments.

118 éléments (${}^1_1\text{H}$ -> ${}_{118}\text{Uuo}$ *ununoctium*) en Février 2010

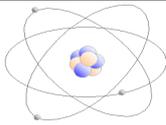
Tableau périodique



L'atome

Chaque atome est composé:

- d'un noyau central chargé positivement. **Noyau = protons** (chargés +) + **neutrons** (neutres)
- d'un nuage électronique: électrons chargés (-) qui tournent à très grande vitesse autour du noyau



● neutron
● proton
● electron

Particule	masse (uma)	charge électrique (C)
Electron	$5,49 \cdot 10^{-4}$	$1,6 \cdot 10^{-19}$
Proton	1,0073	$+ 1,6 \cdot 10^{-19}$
Neutron	1,0086	0



* Masse des électrons négligeables par rapport au noyau.

Masse de l'atome assimilée à masse du noyau

1 uma = 1/12 (masse de C)

1 uma = $1,6603 \cdot 10^{-24}$ g

Éléments chimiques

Élément chimique X , ${}^A_Z X$

A : nombre de masse = nombre total de protons et de neutrons

Z nombre de charge ou **numéro atomique** = nombre de protons = nombre d'électrons si l'élément est neutre

Exemples: ${}^{56}_{26}\text{Fe}$, ${}^{56}_{26}\text{Fe}^{2+}$, ${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$

Remarques:

Nombre de masse $A \neq$ masse atomique (*uma*)

masse atomique (*uma*) \approx masse molaire (*M g/mol*)

avec $1 \text{ uam} = 1.6603 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ et $N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$

Les isotopes

Isotopes:

- Atomes d'un même élément qui ont le **même nombre de protons** mais un **nombre différent de neutrons**

- Atomes avec le **même numéro atomique Z** mais avec un nombre de masse **A différent**

Exemple:

Le Chlore naturel ($Z=17$) possède 2 isotopes: chlore 35 et chlore 37

	${}^{35}\text{Cl}$	${}^{37}\text{Cl}$
Numéro atomique Z	17	17
Nombre de masse A	35	37
Electrons	17	17
Protons	17	17
Neutrons = A-Z	18	20

Abondance des isotopes

Abondance isotopique = pourcentage des isotopes d'un élément

Masse moyenne pondérée = Masse atomique (cf. tableau périodique) qui tient compte des isotopes et de leur abondance

Exemple :

Element	nombre de masse: A	masse (<i>uma</i>) isotopique	abondance en %
35 Cl	35	34,97	75,8
37 Cl	37	36,97	24,2

Masse moyenne pondérée du chlore:

$$= (0,758 * 34,97) + (0,242 * 36,97) = 35,454 \text{ uma}$$

Orbitales atomiques

Les électrons sont disposés suivant des orbites bien définies. Les distributions spatiales des électrons dans les atomes sont décrites par des orbitales atomiques (OA). Exemples: orbitale atomique s, p, d...

Une OA est une région de l'espace où l'électron a une probabilité donnée de se trouver.

Les OA sont définies par **4 nombres quantiques** : **n, l, m** et **s**

Nombres quantiques: n, l, m et s

n = nombre quantique principal, $n \in \mathbb{N}^*$

n caractérise la couche et représente le niveau d'énergie de l'orbite

l = nombre quantique secondaire, $0 \leq l \leq n-1$

l caractérise la sous couche et définit la forme de l'orbitale atomique

Pour **l = 0**, l'OA est appelée **s** (sphérique)

Pour **l = 1**, l'OA est appelée **p** (lobe ou haltère)

Pour **l = 2**, l'OA est appelée **d** (lobes croisés)

m = nombre quantique magnétique, $-l \leq m \leq l$

m définit l'orientation dans l'espace de l'orbitale de l'électron sous l'effet d'un champ magnétique

s = nombre de spin, $s = (-1/2)$ ou $(+1/2)$

Couches et sous couches

$n \in \mathbb{N}^*$, n = couche

$0 \leq l \leq n-1$, l = sous couche

Pour une couche correspondant à n (niveau d'énergie), il y a autant de sous couche que de n

Pour **n=1; l=0;** 1 sous couche **s**; OA: **1s**
 Pour **n=2; l=0,1;** 2 sous couches **s,p**; OA: **2s 2p**
 Pour **n=3; l=0,1,2;** 3 sous couches **s,p,d**; OA: **3s 3p 3d**

valeurs de n	1	2	3	
	noyau ■)))
valeurs de l	0	0,1	0,1,2	couches suivantes ...
	s	s p	s p d	sous couches correspondantes
Orbitales atomiques	1s	2s 2p	3s 3p 3d	OA correspondantes...

Valeurs des nombres atomiques n, l, m et s

n	1	2	3	4
l (0 ≤ l ≤ n-1)	0	0,1	0,1,2	0,1,2,3
OA	s 1s	s p 2s 2p	s p d 3s 3p 3d	s p d f 4s 4p 4d 4f

m nombre de cases quantiques = (2l+1) cases à remplir:

Pour s (l=0) : 1 case

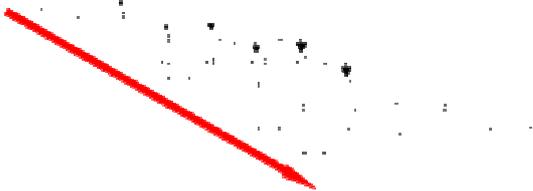
Pour p (l=1) : 3 cases

Pour d (l=2) : 5 cases

S Les spins $\uparrow/2$ occupent chacun une case suivis des spins $\downarrow/2$, avec au maximum 2 spins par case

Règle de Klechkovsky

Les électrons occupent les Orbitales Atomiques (OA) suivant la règle de remplissage décrite par le savant russe Klechkovsky, on définit ainsi la **configuration électronique** d'un élément.



Configurations électroniques

Configurations électroniques de quelques éléments:

$1\text{H} : (1s)^1$	<input type="checkbox"/>
$2\text{He} : (1s)^2$	<input type="checkbox"/>
$3\text{Li} : (1s)^2 (2s)^1$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
$4\text{Be} : (1s)^2 (2s)^2$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
$5\text{B} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^1$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
...	
$9\text{F} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^5$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
$10\text{Ne} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
$11\text{Na} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^1$	<input type="checkbox"/>
$12\text{Mg} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2$	<input type="checkbox"/>
...	
