

## Lignes et Colonnes du tableau périodique

Chaque **ligne** du tableau périodique est appelée **période**

Sur une même période, **n** est constant (même niveau d'énergie)

Sur une même ligne, **Z** croît (g -> d) donc nombre d'électrons croît (atome neutre) et couche n se remplit (g -> d)

Chaque **colonne** du tableau périodique est appelée **famille**

Sur une même colonne (de haut en bas), **n** croît (de haut en bas),

Sur une même colonne, la couche de valence (couche périphérique) a le même nombre d'électrons (électrons de valence)

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## Blocs du tableau périodique

Découpage en blocs suivant la configuration électronique (sous couche)

### Bloc s

Colonne 1: **famille des alcalins (ns)<sup>1</sup>**

Colonne 2: **famille des alcalino-terreux (ns)<sup>2</sup>**

### Bloc p

Colonne 13: **famille du bore (ns)<sup>2</sup>(np)<sup>1</sup>**

Colonne 14: **famille du carbone (ns)<sup>2</sup>(np)<sup>2</sup>**

Colonne 15: **famille de l'azote (ns)<sup>2</sup>(np)<sup>3</sup>**

Colonne 16: **famille de l'oxygène (ns)<sup>2</sup>(np)<sup>4</sup>**

Colonne 17: **famille des halogènes (ns)<sup>2</sup>(np)<sup>5</sup>**

Colonne 18: **famille des gaz rares (ns)<sup>2</sup>(np)<sup>6</sup>**

### Bloc d,f

**Série des métaux de transition:** remplissage des orbitales "d"

**Série des terres rares (lanthanides)** remplissage des OA "4f "

**Série des actinides** remplissage des orbitales des OA " 5f "

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## Propriétés de éléments

Éléments chimiques du tableau périodique organisés suivant leur configuration électronique (propriétés chimiques)

**Même colonne** = même configuration électronique (couche de valence) = **propriétés voisines**

### Exemples:

Colonne 1: **(ns)<sup>1</sup> Alcalins:** Li, Na, K ...peuvent perdre (s'oxyder) un électron (bon réducteur)

Colonne 2: **(ns)<sup>2</sup> Alcalino terreux** Be, Mg, Ca ... peuvent perdre (s'oxyder) deux électrons (bon réducteur)

Colonne 17: **(ns)<sup>2</sup>(np)<sup>5</sup> Halogènes** F, Cl, Br, I ... peuvent capter (se réduire) un électron (bon oxydant)

Colonne 18: **(ns)<sup>2</sup>(np)<sup>6</sup> Gaz rares ou nobles** He, Ne, Ar... non réactifs, isolants, point de fusion et ébullition très bas.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## Electronégativité/Potentiel d'ionisation

**Electronégativité** : capacité de gagner un e-

**Potentiel d'ionisation** : Energie minimale nécessaire pour arracher un e- à un atome

**Electronégativité et Potentiel d'ionisation augmentent:**

- **de gauche à droite le long d'une ligne**

Faible électronégativité pour les alcalins et forte pour les halogènes.

Faible potentiel pour les alcalins (degré d'oxydation +1 très stable) et très forte pour les gaz rares ( très difficiles à oxyder)

- **de bas au haut le long d'une colonne**

Electron loin de son noyau (couche lointaine) plus facile à arracher

---

---

---

---

---

---

---

---

## Rayon atomique

Pour une même ligne, même couche mais charge du noyau plus élevée (gauche -> droite) d'où diminution du rayon atomique

**Rayon atomique, maximum** pour les **alcalins**, **minimum** pour les **métaux de transition**.

Rayon ionique faible pour les métaux d'où:  
- volume atomique faible et masse volumique élevée (ex: Fer dense)  
- apparition de complexes très stables

---

---

---

---

---

---

---

---

## Valence et Configurations de Lewis

**Electrons de valence** (électron de la couche externe) participent à la **formation des liaisons**

**Valence d'un élément** : **Nombre de liaisons** qu'il est susceptible de former avec d'autres éléments chimiques (nombre de e- valence non apparié)

**Configuration de Lewis**: Ecriture des électrons de valence sous forme:

- de **trait** (doublet libre) pour une **paire d'électrons**  
- d'un **point** pour **électron célibataire**

---

---

---

---

---

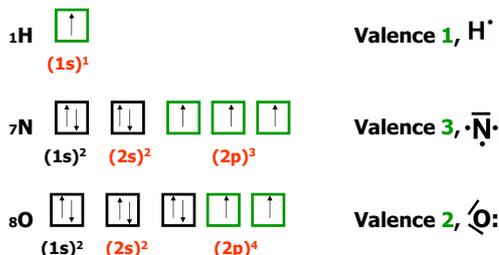
---

---

---

### Valence et configuration de Lewis de H, N, O

Les éléments chimiques les plus fréquents en Chimie Organique sont: **C, H, O, N**  
On trouve aussi les éléments S, P et les halogènes (X): Cl, Br, I..




---

---

---

---

---

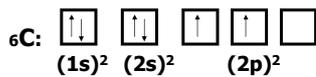
---

---

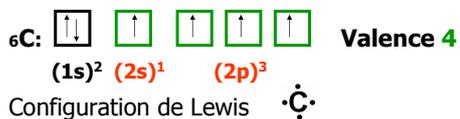
---

### Valence et configuration de Lewis de C

Configuration électronique de C (peu probable)



Configuration électronique de C (état excité  
Orbitales Atomiques mixtes sp)




---

---

---

---

---

---

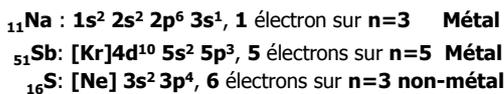
---

---

### Définition d'un métal

**Règle de Sanderson :**

Un élément est **métallique** si le **nombre d'électron de valence** (couche externe, n le + élevé) est **inférieur ou égale** au **numéro de la période n**




---

---

---

---

---

---

---

---

## Propriétés des métaux (groupe 1 et 2)

Deux premiers groupes du tableau périodique métaux:  
**alcalins** (oxydation **+1**)  
**alcalino terreux** (oxydation **+2**)

Famille des alcalins  
Sodium Na: [Ne] 3s<sup>1</sup>  
Potassium K: [Ar] 4s<sup>1</sup>  
...

Famille des alcalino terreux  
Magnésium Mg: [Ne] 3s<sup>2</sup>  
Calcium Ca: [Ar] 4s<sup>2</sup>  
...

---

---

---

---

---

---

---

---

## Propriétés des métaux (groupe 4 à 12)

- Variété d'états d'oxydation
- Délocalisation des électrons de la sous-couche *d* dans le réseau métallique
- Nombre élevé d'électrons partagés entre les noyaux
- Températures de fusion et de vaporisation élevées\*
- Cohésion du métal grande
- Densité élevée (rayon faible)

Ces éléments sont appelés métaux de transition (groupe 4 à 11)

*\*Remarque: pour le groupe 12, le mercure est liquide (T > -38,8 °C) et le copernicium gazeux à T ambiante*

---

---

---

---

---

---

---

---

## Propriétés des supraconducteurs

Un **supraconducteur** (refroidi) présente deux propriétés caractéristiques à **T < T<sub>c</sub>** (T critique):

- **résistance nulle**
- **diamagnétisme parfait**

*A T critique, des interactions complexes entre atomes et électrons libres existent et conduisent à l'apparition de paires liées d'électrons (paires de Cooper, bosons, de spin nul). Il y a alors écoulement sans aucune résistance (superfluidité)*

---

---

---

---

---

---

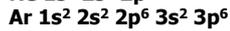
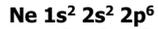
---

---

## Propriétés des isolants

Dans les isolants, les électrons de valence sont solidement attachés à l'atome  
Il n'y a pas d'électrons libres qui peuvent produire du courant électrique

Exemples: gaz rares



---

---

---

---

---

---

---

---

## Propriétés des conducteurs

Matériaux **conducteurs**: **Cu, Ag, Au**

Ils possèdent un seul électron de valence et conduisent parfaitement l'**électricité**



*Remarque: Anomalie, remplissage 3d avant 4s*  
 ${}_{29}\text{Cu } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$



---

---

---

---

---

---

---

---

## Propriétés des semi conducteurs

**Exemples Si, Ge, C** (diamant)  
cf. Tableau périodique

<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>
<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>
<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>
<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>

A l'état pur, ils sont mauvais conducteurs et mauvais isolants. La conductivité peut être augmentée par :

\* **Dopage p** (avec **B** ou **Ga**) en introduisant un **déficit en électron (trou)**, (famille  $(ns)^2(np)^2$ )

\* **Dopage n** (avec **P** ou **As**) en introduisant un **excès d'électron**, (famille  $(ns)^2(np)^3$ )

**Exemples de semi conducteurs dopés**: Nitrure de bore, Arseniure de gallium, phosphore d'indium...

---

---

---

---

---

---

---

---