

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)¹**

Colonne 2: **famille des alcalino-terreux (ns)²**

Bloc p

Colonne 13: **famille du bore (ns)²(np)¹**

Colonne 14: **famille du carbone (ns)²(np)²**

Colonne 15: **famille de l'azote (ns)²(np)³**

Colonne 16: **famille de l'oxygène (ns)²(np)⁴**

Colonne 17: **famille des halogènes (ns)²(np)⁵**

Colonne 18: **famille des gaz rares (ns)²(np)⁶**

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)¹ Alcalins:** Li, Na, K ...peuvent perdre (s'oxyder) un électron (bon réducteur)

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

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

Colonne 18: **(ns)²(np)⁶ 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**

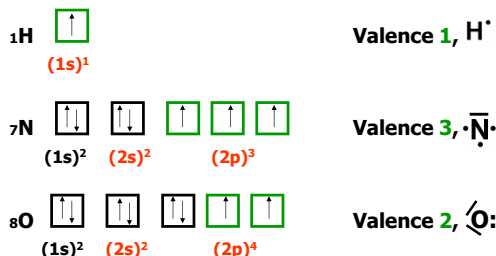
Valence d'un élément : **Nombre de liaisons** qu'il est susceptible de former avec d'autres éléments chimiques (nombre de e- valence non apparié)

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**

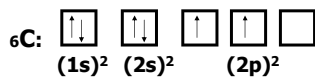
Valence et configuration de Lewis de H, N, O

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..

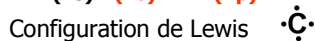
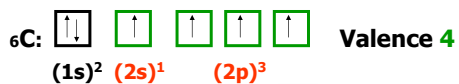


Valence et configuration de Lewis de C

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**

- $_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, 1 électron sur $n=3$ **Métal**
- $_{51}\text{Sb}$: $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^3$, 5 électrons sur $n=5$ **Métal**
- $_{16}\text{S}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$, 6 électrons sur $n=3$ **non-métal**

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] 3s¹
Potassium K: [Ar] 4s¹
...

Famille des alcalino terreux
Magnésium Mg: [Ne] 3s²
Calcium Ca: [Ar] 4s²
...

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 ($T > -38,8\text{ °C}$) et le copernicium gazeux à *T* ambiante

Propriétés des supraconducteurs

Un **supraconducteur** (refroidi) présente deux propriétés caractéristiques à **T < T_c** (T critique):

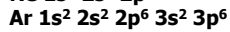
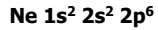
- **résistance nulle**
- **diamagnétisme parfait**

À *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



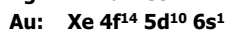
Propriétés des conducteurs

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	C	N
Al	Si	P
Ga	Ge	As
In	Sn	Sb

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...
