

Cours Classification périodique, formation des ions et des molécules

I. Configuration électronique des atomes

La **configuration électronique** décrit la répartition des électrons autour du noyau d'un atome.

Jusqu'à $Z = 18$, les électrons se placent dans les sous-couches selon l'ordre suivant :

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

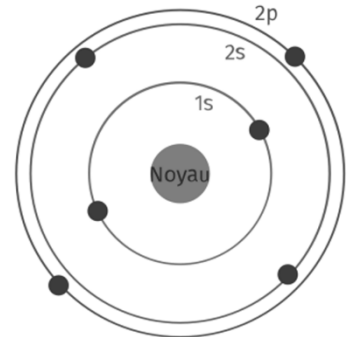
Chaque sous-couche a une capacité maximale :

- La sous-couche **s** peut contenir 2 électrons.
- La sous-couche **p** peut contenir 6 électrons.
-

Exemple : Le carbone ($Z = 6$) a pour **configuration électronique** : $1s^2 2s^2 2p^2$.

Les électrons de la couche $n = 2$ sont appelés **électrons de valence**.

Les électrons de la couche $n = 1$ sont appelés **électrons de cœur**.



II. La classification périodique

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

Chaque **ligne** du tableau (appelée période) correspond au remplissage d'une nouvelle couche électronique.

Chaque **colonne** (appelée famille) regroupe les éléments ayant le **même nombre d'électrons de valence**.

Exemple : Le fluor ($Z = 9$) a pour configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^5$.

Sa couche externe est la deuxième ($n = 2$), donc il est situé dans la **2^e ligne**.

Il possède 7 électrons de valence, donc il appartient à la **colonne 17**, celle des **halogènes**.

III. Les gaz nobles et les ions monoatomiques

1. Stabilité des gaz nobles

Les gaz nobles sont très peu réactifs car leur couche externe est complètement remplie.

Ils respectent la **règle du duet** (2 électrons) ou de l'**octet** (8 électrons).

Élément	Configuration électronique	Électrons de valence	Règle
He	$1s^2$	2	Duet
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	8	Octet
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8	Octet

La stabilité des gaz nobles est liée à cette configuration électronique complète.

2. Formation des ions

Les atomes cherchent à atteindre la configuration d'un gaz noble en **perdant ou en gagnant des électrons**.

Atome	Z	Configuration	Ion formé	Nouvelle configuration	Règle
Li	3	$1s^2 2s^1$	Li^+	$1s^2$	Duet
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	F^-	$1s^2 2s^2 2p^6$	Octet
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6$	Octet

Un ion est donc un atome qui a gagné ou perdu des électrons pour devenir stable.

IV. Formation des molécules

Les atomes peuvent aussi **mettre en commun leurs électrons de valence** pour former des molécules. Chaque atome cherche à respecter la **règle du duet ou de l'octet**.

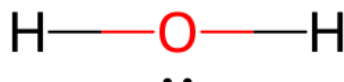
Dans la **formule de Lewis**, on représente :

Les **doublets liants** : électrons partagés entre deux atomes (liaison covalente).

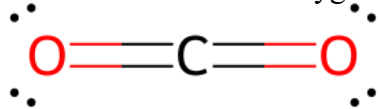
Les **doublets non liants** : électrons qui ne participent pas aux liaisons.

Exemples de molécules :

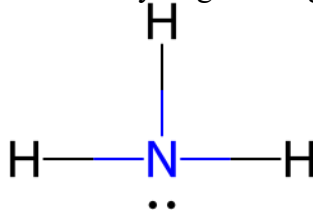
- **H₂O** : L'oxygène partage deux électrons avec deux hydrogènes et possède deux doublets non liants.



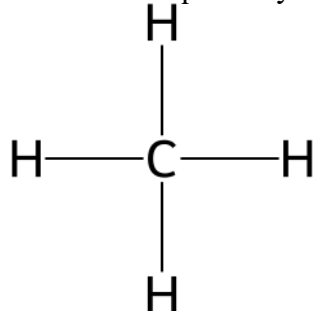
- **CO₂** : Le carbone forme deux doubles liaisons avec deux oxygènes.



- **NH₃** : L'azote partage trois électrons avec trois hydrogènes et garde un doublet non liant.



- **CH₄** : Le carbone partage ses quatre électrons avec quatre hydrogènes.



- **HCl** : Le chlore partage un électron avec l'hydrogène et conserve trois doublets non liants.



- **C₂H₆O** : L'éthanol est une molécule organique constituée de deux atomes de carbone, six hydrogènes et un oxygène. L'oxygène partage un électron avec un hydrogène et un autre avec un carbone et conserve deux doublets non liants.

