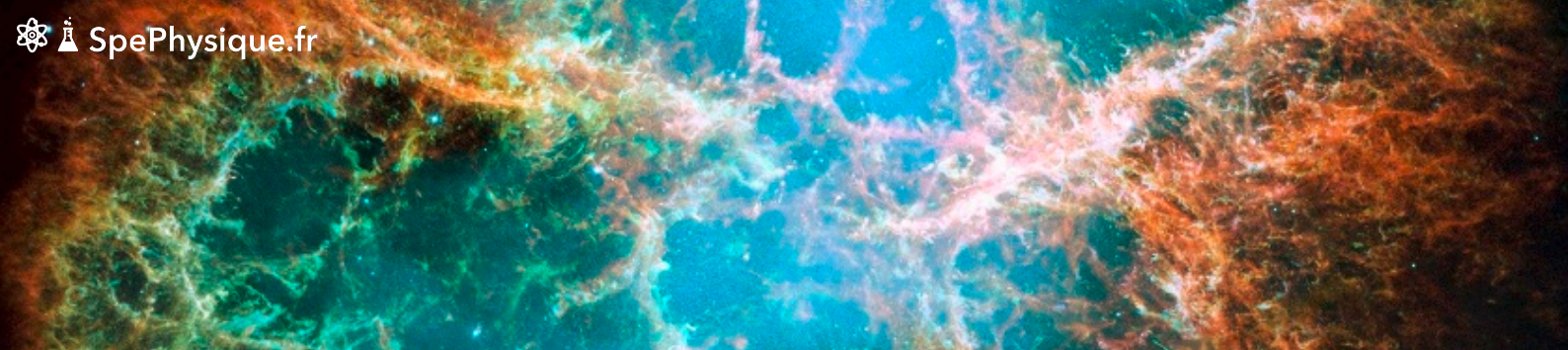




Les électrons qui gravitent autour du noyau sont répartis en **couches électroniques** numérotées de 1 à 7 et elles-mêmes composées de **sous-couches** dont le nombre est égal au **numéro** de la couche (donc une sous-couche pour la couche n°1, deux sous-couches pour la couche n°2, etc.) et qui sont identifiées par des **lettres**.

Les deux premières sous-couches notées « **s** » et « **p** » peuvent respectivement contenir au maximum **2 et 6 électrons**. Le remplissage des couches et sous-couches électroniques pour les éléments jusqu'à  $Z = 18$  suit la progression suivante :

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

On indique en exposant le nombre d'électrons que contient chaque sous-couche : on obtient ainsi la configuration électronique de l'entité chimique.

*Configurations électroniques des 18 premiers atomes :*

|                                 |                                 |                                 |                      |                       |
|---------------------------------|---------------------------------|---------------------------------|----------------------|-----------------------|
| $H : 1s^1$                      | $He : 1s^2$                     | $Li : 1s^2 2s^1$                | $Be : 1s^2 2s^2$     | $B : 1s^2 2s^2 2p^1$  |
| $C : 1s^2 2s^2 2p^2$            | $N : 1s^2 2s^2 2p^3$            | $O : 1s^2 2s^2 2p^4$            | $F : 1s^2 2s^2 2p^5$ | $Ne : 1s^2 2s^2 2p^6$ |
| $Na : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$      | $Mg : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$      | $Al : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ |                      |                       |
| $Si : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ | $P : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  | $S : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  |                      |                       |
| $Cl : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | $Ar : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |                                 |                      |                       |

Les atomes d'une même colonne du tableau de Mendeleïev ont des propriétés chimiques communes en raison d'une configuration électronique semblable pour leur couche externe. Ces propriétés se répètent donc d'une ligne à une autre, d'où le nom de « classification périodique » des éléments. Chaque ligne du tableau est appelée « **période** » et chaque colonne est appelée « **famille** » :

- 1<sup>ère</sup> colonne (H, Li, Na) : alcalins
- 2<sup>ème</sup> colonne (Be, Mg) : alcalino-terreux
- 17<sup>ème</sup> colonne (F, Cl) : halogènes
- 18<sup>ème</sup> colonne (He, Ne, Ar) : gaz nobles (ou gaz rares)

## • Electrons de valence

On appelle « **électrons de valence** » ceux qui occupent la couche électronique externe (appelée « couche de valence »), c'est-à-dire celle de numéro le plus élevé.

Les atomes de la famille des gaz nobles ont une couche de valence complètement remplie (on dit également « saturée ») avec :

- 2 électrons de valence pour l'atome d'Hélium
- 8 électrons de valence pour l'atome de Néon et d'Argon

Cette propriété les rend particulièrement **stables**, ce qui signifie qu'ils ne réagissent presque pas avec d'autres éléments chimiques.

Les autres atomes tendent à obtenir la **configuration électronique du gaz noble le plus proche**, donc :

- soit celle de **l'atome d'Hélium** ( $1s^2$ ) : cette règle est connue sous le nom de « **règle du duet** » car ils posséderont alors 2 électrons de valence.
- soit celle de **l'atome de Néon** ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) **ou d'Argon** ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ) : cette règle est connue sous le nom de « **règle de l'octet** » car ils posséderont alors 8 électrons de valence.

## • Formation d'ions

Les atomes situés dans les **dernières colonnes** du tableau périodique des éléments vont donc avoir tendance à gagner des électrons, et donc **former des anions**.

*Par exemple :*

- l'atome de Chlore ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ) va gagner un électron et former l'ion  $Cl^-$  afin d'obtenir la configuration électronique de l'Argon ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ) et donc suivre la règle de l'octet.
- l'atome d'oxygène ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ) va gagner deux électrons et former l'ion  $O^{2-}$  afin d'obtenir la configuration électronique du Néon ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) et donc suivre la règle de l'octet.

A l'inverse, les atomes situés dans les **premières colonnes** du tableau périodique des éléments vont donc avoir tendance à perdre des électrons, et donc **former des cations**.

*Par exemple :*

- l'atome de Lithium ( $1s^2 2s^1$ ) va perdre un électron et former l'ion  $Li^+$  afin d'obtenir la configuration électronique de l'Hélium ( $1s^2 2s^2$ ) et donc suivre la règle du duet.
- l'atome de magnésium ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ) va perdre deux électrons et former l'ion  $Mg^{2+}$  afin d'obtenir la configuration électronique du Néon ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) et donc suivre la règle de l'octet.

## • Liaisons covalentes

Afin de suivre l'une des deux règles de stabilité (duet ou octet), les atomes peuvent également s'assembler avec d'autres atomes pour **former des molécules**. Les électrons des différents atomes sont alors mis en commun pour former des liaisons appelées « **liaisons covalentes** », chacune d'entre elles apportant un électron supplémentaire dans le cortège électronique de chaque atome impliqué.

*Par exemple la formation de la molécule d'eau par création de deux liaisons covalentes entre deux atomes d'hydrogène ( $1s^1$ ) et un atome d'oxygène ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ) permet à chaque atome d'hydrogène d'obtenir la configuration électronique de l'Hélium ( $1s^2$ ) et donc suivre la règle du duet, et à l'atome d'oxygène d'obtenir la configuration électronique du Néon ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) et donc suivre la règle de l'octet.*

Lorsqu'ils forment des liaisons covalentes entre eux, les atomes gagnent en stabilité énergétique : il est donc nécessaire de fournir de l'énergie pour rompre une liaison covalente. Cette énergie à fournir est appelée « **énergie de liaison** ».

Les atomes peuvent également former entre eux une **double liaison** (en partageant 4 électrons de valence) qui est représentée par deux doublets-liants parallèles, et même une **triple liaison** (en partageant 6 électrons de valence) qui est représentée par trois doublets liants parallèles.

**Les énergies** des liaisons doubles et triples sont supérieures à celle de la liaison simple. Autrement il faut fournir plus d'énergie pour rompre une liaison double, et encore plus rompre une liaison triple entre deux mêmes atomes : elles sont donc plus stables énergétiquement.

## • Schémas de Lewis

Le schéma de Lewis est une représentation (un modèle) des molécules incluant les liaisons covalentes que forment les atomes entre eux. On appelle alors « **doublet liant** » le regroupement de deux électrons de valence qui forment une liaison covalente.

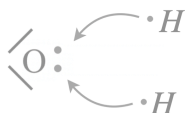
Les schémas de Lewis font également apparaître les **doublets non-liants** qui sont des regroupements de deux électrons de valence ne participant pas à des liaisons covalentes.

*Par exemple, l'atome d'oxygène ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ) va former 2 liaisons covalentes pour « gagner » deux électrons de valence afin d'obtenir la configuration électronique du Néon ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) et donc suivre la règle de l'octet. Ainsi, seuls 2 électrons de valence participent aux liaisons et il en reste donc 4 qui vont donc former deux doublets non-liants.*



*L'atome d'hydrogène ( $1s^1$ ) ne formera qu'une seule liaison covalente pour « gagner » un électron de valence afin d'obtenir la configuration électronique de l'Hélium ( $1s^2$ ) et donc suivre la règle du duet. Ainsi, il ne possède aucun doublet non-liant.*

*La mise en commun des électrons de valence au cours de la formation de la molécule d'eau est donc schématisée comme suit :*



*Le schéma de Lewis de cette molécule est donc :*

