

# Vers des entités plus stables : (chapitre 6 du thème constitution et transformation de la matière)

**Durée : 4 h cours/exos avec résumé audio**

**Introduction :** Molécules ou ions, comment expliquer l'existence de ces entités chimiques différentes des atomes ?



## I°) La configuration électronique d'un atome :

[https://web-labosims.org/animations/couche\\_electronique\\_spd/couches\\_electroniques.html](https://web-labosims.org/animations/couche_electronique_spd/couches_electroniques.html)

### a°) Répartition en couches :

Les Z électrons d'un atome se répartissent en couches électroniques (notées  $n=1, 2, 3, \dots$ ), ces couches sont composées de sous-couches (notées s, p, d, ...).

### b°) Remplissage des couches et sous-couches électroniques :

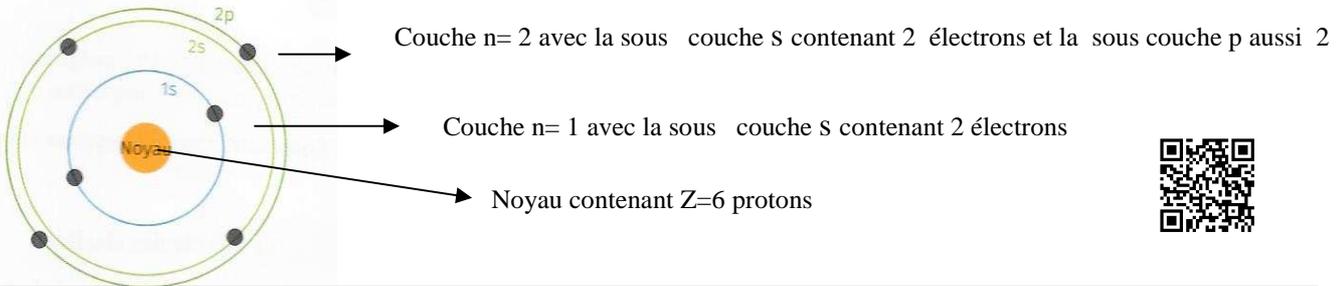
Les électrons se répartissent sur les différentes couches et sous-couches suivant des règles précises et chaque sous-couche peut contenir un nombre d'électrons maximum qui lui est propre.

- Une couche **n** peut contenir au maximum  $2 \times n^2$  électrons (exemple la couche  $n=1$  contient au maximum  $2 \times 1^2 = 2$  électrons, la couche  $n=2$  en contient au maximum ....., la couche  $n=3$  contient au maximum .....
- Une sous-couche de type **s** peut contenir que deux électrons au maximum
- Une sous-couche de type **p** peut contenir jusqu'à 6 électrons

### c°) Configuration électronique :

La répartition des électrons en sous-couches se nomme la configuration électronique de l'atome ou structure électronique. Jusqu'à 18 électrons les sous-couches se remplissent selon l'ordre :  $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$

**Exemple :** Le carbone a pour numéro atomique  $Z=6$  sa répartition électronique est  $1s^2 2s^2 2p^2$  que l'on peut présenter encore sous la forme du modèle atomique suivant :



La dernière couche de la configuration électronique qui contient des électrons est appelée couche **externe**, on appelle ces électrons : **électrons de valence** et sont responsables de la réactivité chimique. Les autres couches sont appelées **couches internes**.

Avec l'exemple ci-dessus du carbone la couche externe est la couche 2 ( $2s^2 2p^2$ ) la couche interne étant la couche 1 ( $1s^2$ )

## II°) La classification périodique : <https://www.youtube.com/watch?v=KEhVZX6gEvs>

a°) **Les critères de classification :** Au début du XIX, on comptait une trentaine d'éléments. En 1869, on en connaissait 63. La nécessité d'une classification s'imposait. C'est Dimitri Mendeleïev en 1869 qui est à la base de l'actuelle classification périodique. En examinant la présentation du [tableau périodique proposée par le professeur](#) on peut s'apercevoir que :

- Les éléments chimiques sont classés par **numéro atomique croissant** quand .....
- Une nouvelle ligne du tableau, appelée période est utilisée chaque fois que le remplissage électronique fait intervenir une nouvelle couche : Exemples : H ( $Z=1$ ) : ..... Li ( $Z=3$ ) : ..... Na ( $Z=11$ ) : .....
- Les éléments dont les atomes ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe sont disposés dans une même colonne Exemples : Be ( $Z=4$ ) : ..... Mg ( $Z=12$ ) : ..... qui sont sur la deuxième colonne.

b°) **Utilisation de la classification :** On peut donc légitimement supposer et nous le vérifions dans la réalité que les atomes des éléments d'une même colonne ont des propriétés chimiques très semblables, même si elles ne sont pas rigoureusement identiques. En effet les éléments d'une même colonne possèdent le même nombre d'électrons sur leur dernière couche (électrons de valence).

On dit que les éléments d'une même colonne constituent une ..... Les éléments de la dernière colonne (colonne 18) (hélium He, Néon Ne, et Argon Ar) constituent la famille des gaz nobles, inertes ou rares.

Pour repérer la ligne (ou période) et la colonne (famille) auxquelles un élément chimique appartient, il suffit de s'aider de sa répartition électronique : exemple le phosphore a pour numéro atomique  $Z=15$  sa répartition électronique est ..... il est placé sur la troisième ligne car  $n=3$  remplissage de la troisième couche et dans la 5<sup>ème</sup> colonne en partant de la gauche de la classification soit colonne 15.

## III°) En quête de stabilité :

### a°) les règles de stabilité :

Dans l'univers, les atomes restent rarement isolés, ils s'associent pour former des molécules ou des cristaux ioniques. A l'état naturel, seul les éléments tels que l'hélium, le néon, l'argon (éléments de la dernière colonne de la classification périodique) existent à l'état

atomique. Ces derniers sont appelés gaz rares, nobles ou ..... En effet ils ne réagissent avec quasiment aucune autre espèce.

Leur inertie chimique est due à leur répartition électronique externe, en duet (deux électrons) pour l'Hélium (.....) et en octet (huit électrons) pour le néon, l'argon (exemple pour le néon ..... : 8 électrons sur la couche externe couche  $n=2$ ).

**Règle du duet :** Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes caractérisés par  $Z < 4$  évoluent de manière à ressembler au gaz rare le plus proche qui est ..... et avoir une configuration à deux électrons "duet" ( $1s^2$ )

**Règle de l'octet :** Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes caractérisés par  $Z > 4$  évoluent de manière à ressembler au gaz rare le plus proche (.....) et avoir une configuration électronique externe à 8 électrons "octet"

b°) **Formation d'ions monoatomiques :** Pour un atome donné, certains ions semblent être privilégiés ; par exemple Al donne  $Al^{3+}$  et non  $Al^{2+}$ , F donne  $F^-$  et non  $F^{2-}$ .

Les règles du duet et de l'octet permettent de justifier l'existence des ions formés par les atomes.

**Exemples :-** l'aluminium qui a un numéro atomique de  $Z=13$  possède 13 électrons répartie de la façon suivante ..... , lors d'une réaction chimique il va chercher à avoir sa dernière couche complète : il est plus simple pour lui de perdre les 3 électrons de la couche  $n=3$  que d'en gagner 5 par conséquent l'aluminium donnera l'ion ..... de répartition électronique

..... comme le gaz rare le plus proche qui est le Néon de configuration électronique .....  
- le Fluor qui a un numéro atomique de  $Z=9$  possède 9 électrons répartie de la façon suivante ..... , lors d'une réaction chimique il va chercher à avoir sa dernière couche  $n=2$  complète : il est plus simple pour lui de gagner 1 électron que d'en perdre 7 par conséquent le Fluor donnera l'ion ..... de répartition électronique ..... comme le gaz rare le plus proche qui est le Néon de configuration électronique .....

#### IV°) **Formation des molécules : modèle de Lewis**

a°) **Liaison covalente et doublets non liants :** <https://www.youtube.com/watch?v=v2Nk9PEO-HI>



##### **Définition :** liaison covalente

Dans une molécule, les atomes se lient par des liaisons de covalentes par la mise en commun de deux électrons (doublet liant représenté par un tiret — entre les atomes). Chacun des atomes possède une configuration électronique semblable à du gaz rare le plus proche (Règle du duet ou de l'octet).

##### **Définition :** doublets non liant

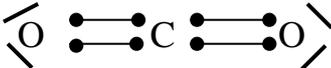
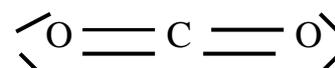
Les électrons de valence (dernière couche) d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non liants. Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré :  $A - \bar{B}$

#### b°) **Formule de Lewis et stabilité des molécules :**

La formule ou schéma de Lewis d'une molécule est un modèle où : - chaque atome est représenté par son symbole  
- les électrons de valence sont regroupés en doublet (s) liant(s) qu'on appelle les liaisons d'une molécule ainsi que les doublet(s) non liants (s) représentées par des tirets.  
La formule de Lewis permet de vérifier le respect des règles du duet et de l'octet pour chaque atome en comptabilisant les électrons des liaisons covalentes (doublets liants) et non liants.

##### **Méthode pour trouver la formule de Lewis d'une molécule :** exemple molécule de dioxyde de carbone

- 1) Ecrire la configuration électronique de chaque atome : ici C ( $Z=6$ ) donc ..... et O ( $Z=8$ ) .....
- 2) Identifier à partir de la configuration électronique de chaque atome le nombre d'électrons manquants pour vérifier la règle du duet ou de l'octet : ici pour C il manque ..... sur sa sous couche p pour ressembler au Néon (règle de l'octet), pour O il manque ..... sur sa sous couche p pour ressembler au Néon (règle de l'octet).
- 3) Le nombre d'électrons manquants indique le nombre de liaison (s) ou doublet (s) liant (s) qui vont se former pour chaque atome (1 électron manquant correspond un doublet liant ou liaison).  
Ici pour C il faut 4 électrons en plus donc ...doublets liants ou liaisons, pour O il en faut 2 en plus donc .....doublets liants ou liaisons.
- 4) On place les atomes de façon à représenter tous les électrons de la dernière couche tout en isolant des électrons seuls prêts à faire le nombre de liaison nécessaires pour chaque atome, les électrons ne participant aux liaisons sont des doublets non liants et sont représentés par des tirets :

ici  ou  (formule de Lewis du  $CO_2$ )

5) On vérifie avec la formule de Lewis si les règles du duet et de l'octet sont vérifiées

Ici dans la molécule de  $CO_2$  : - C a maintenant 8 électrons (4 au départ plus les 4 autres apportés par chaque O) il vérifie la règle de l'octet .  
- O a maintenant 8 électrons (6 au départ (4 non liants et 2 liants) plus les 2 autres apportés par chaque C) il vérifie la règle de l'octet .

#### c°) **Energie de liaison :**

L'énergie de liaison d'une liaison de covalente  $A-B$  correspond à l'énergie nécessaire pour rompre la liaison et reformer les atomes isolés A et B .