

### I- Règle de stabilité :

Les atomes, afin de gagner en stabilité vont réagir de manière à acquérir la configuration électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche (règle de stabilité en duet ou en octet).

Pour acquérir ces structures stables, les atomes ont tendance à perdre ou à gagner des électrons et donc à former des ions monoatomiques. Par exemple : l'ion magnésium  $Mg^{2+}$  ou l'ion chlorure  $Cl^-$ . Une autre possibilité est d'engager des liaisons covalentes avec d'autres atomes pour former une molécule : dans ce cas les atomes liés partagent des électrons.

### II- Configuration électronique des atomes : vidéo 1 ENT

Le schéma simplifié de l'atome nous indique que les électrons se situent dans des zones de l'espace autour du noyau que l'on peut schématiser par des couches et sous-couches de géométries variables (sphères, sablier..).

- Chaque couche électronique **n** est constituée de sous-couches :
  - Les sous-couches **s** peuvent contenir au maximum **2 électrons**
  - Les sous-couches **p** peuvent contenir au maximum **6 électrons**
  - Les sous-couches **d** peuvent contenir au maximum **10 électrons**
- La couche **n=1** ne contient qu'une sous-couche **s** et ne pourra contenir au maximum que **2 électrons :  $1s^2$**
- La couche **n=2** contient 2 sous-couches une **s** et une **p** et ne pourra contenir au maximum que  **$2 + 6 = 8$  électrons :  $2s^2 2p^6$**
- La couche **n=3** contient 3 sous-couches une **s**, une **p** et une **d** et ne pourra contenir au maximum que  **$2 + 6 + 10 = 18$  électrons :  $3s^2 3p^6 3d^{10}$**
- **La configuration électronique** d'un atome s'écrira donc avec cette structure **en plaçant en exposant** les électrons dans l'ordre de remplissage croissant, sur les différentes sous-couches.  
 Exemples Le Lithium  $Z=3$ , 3 électrons à placer : configuration électronique :  **$1s^2 2s^1$**   
 Le Carbone  $Z=6$ , 6 électrons à placer : configuration électronique :  **$1s^2 2s^2 2p^2$**

### • Classification simplifiée

	bloc s		bloc p						
	1							18	
couche n=1 (1s)	H <small>Z=1 1s<sup>1</sup></small>							He	} périodes
couche n=2 (2s, 2p)	Li	Be	B <small>1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup></small>	C	N	O	F	Ne	
couche n=3 (3s, 3p)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
	} familles							} gaz nobles	

### III- Représentation de Lewis et électrons de valence

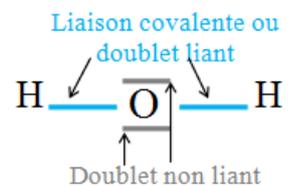
**Les électrons de valence**, sont les électrons de la dernière couche.

Exemple : le carbone possède 4 électrons de valence ce sont les électrons de la couche 2 :  
 $1s^2 \underline{2s^2 2p^2}$

**Les atomes** : la représentation de Lewis de l'atome se réalise à partir de la configuration électronique de l'atome. Cela consiste à placer les électrons de valence (de la dernière couche) autour de l'élément représentant l'atome. Les 4 premiers électrons sont forcément célibataires, à partir du 5ème électrons on regroupe les électrons par paires, représentant des doublets non-liants. Les électrons célibataires sont disponibles pour réaliser des liaisons covalentes avec d'autres atomes pour former des molécules.



**Les molécules** : La représentation de Lewis est une représentation de la molécule explicitant la façon dont les atomes sont liés entre eux. Tous les électrons des couches externes (électrons de valence) sont regroupés par doublets représentés chacun par un tiret. Le doublet est situé entre les deux atomes s'il représente une liaison covalente ou doublet liant. Il est représenté autour de l'atome s'il n'appartient qu'à un seul atome : doublet non liant.



#### IV- Géométrie des molécules

La géométrie des molécules dépend de la présence ou non de doublets non liants qui occupent une partie de l'espace équivalente à une liaison covalente. Ainsi les autres atomes de la molécule vont se disposer autour de l'atome considéré de manière à minimiser les interactions entre atomes.

On ne regarde que la géométrie de l'atome considéré avec ses liaisons.

Une double liaison compte comme une simple liaison.

CH <sub>4</sub>		4 liaisons	 tétraédrique
CH <sub>2</sub> O		3 liaisons (une double ou triple liaison compte pour une liaison)	Plane, triangulaire
CO <sub>2</sub>		2 liaisons	linéaire
NH <sub>3</sub>		3 liaisons et 1 doublet non liant	 pyramidale
H <sub>2</sub> O		2 liaisons et 2 (ou 1) doublets non liants	 coudée

#### V- ions poly-atomiques

Pour justifier les charges des ions poly-atomiques,

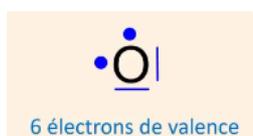
on compte les électrons de valence de l'atome central à partir de sa formule de Lewis

on compte les électrons propres (autour de lui) dans l'ion considéré

en comparant les 2 résultats, si il a 1é de plus il aura la charge -

si il a 1é de moins il aura la charge +

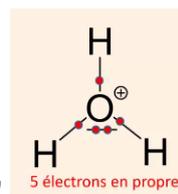
**exemples :**



H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> : L'oxygène a

manque 1 donc l'ion est chargé +

SH<sup>-</sup> : S a 6 électrons de valence, dans SH<sup>-</sup> il a 7 électrons "propres" autour de lui, il en a 1 en trop donc il est chargé -



#### VI-Lacune électronique :

Dans la molécule BH<sub>3</sub>, le Bore a une lacune électronique.

Pour interpréter sa présence, on compare le nombre d'électrons autour de l'atome central aux 8 électrons de valence stables du gaz noble le plus proche. Ici 8 - 6 = 2, il lui manque 2é, c'est la lacune représentée ici

