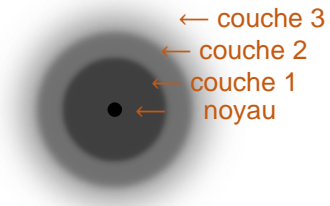


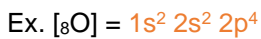
▪ Répartition du cortège d'électrons en couches :

Les électrons autour d'un noyau se répartissent dans des couches électroniques, elles-mêmes composées de sous-couches :

Couche	1	2		3	
Sous-couche	1s	2s	2p	3s	3p
Nombre maximum d'électrons	2	2	6	2	6



Électrons de valence : Électrons présents sur la plus haute couche occupée dans la configuration électronique
(appelée aussi couche externe)



▪ Structure électronique et emplacement dans le tableau périodique :

	←----- bloc s -----→			←----- bloc p -----→						Gaz nobles ↓
	I			XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII	
Ligne 1 →	$1H$ hydrogène $1s^1$								$2He$ hélium $1s^2$	
Ligne 2 →	$3Li$ lithium $[He] 2s^1$	II $4Be$ béryllium $[He] 2s^2$...	$5B$ bore $[He] 2s^2 2p^1$	$6C$ carbone $[He] 2s^2 2p^2$	$7N$ azote $[He] 2s^2 2p^3$	$8O$ oxygène $[He] 2s^2 2p^4$	$9F$ fluor $[He] 2s^2 2p^5$	$10Ne$ néon $[He] 2s^2 2p^6$	
Ligne 3 →	$11Na$ sodium $[Ne] 3s^1$	$12Mg$ magnésium $[Ne] 3s^2$...	$13Al$ aluminium $[Ne] 3s^2 3p^1$	$14Si$ silicium $[Ne] 3s^2 3p^2$	$15P$ phosphore $[Ne] 3s^2 3p^3$	$16S$ soufre $[Ne] 3s^2 3p^4$	$17Cl$ chlore $[Ne] 3s^2 3p^5$	$18Ar$ argon $[Ne] 3s^2 3p^6$	
Ligne 4 →	$19K$ potassium	$20Ca$ calcium								

Extrait du tableau périodique des éléments et structures électroniques des atomes

La couche externe de la configuration électronique des atomes des éléments placés sur une ligne a un numéro égal à celui de la ligne.

Le nombre d'électrons de valence des atomes des éléments placés dans une même colonne est égal au chiffre des unités de la colonne. Ces éléments ont des propriétés chimiques semblables.

Stabilité des entités chimiques : les gaz nobles ont une très faible réactivité chimique, ils sont stables. Cela s'explique par leurs électrons de valence : l'hélium en a **deux**, les autres gaz nobles en ont **huit**. Les atomes des autres éléments chimiques sont instables, ils se transforment pour former des ions ou s'assemblent pour former des molécules.

Pour gagner en stabilité, un atome engage autant d'électrons qu'il y a de sauts de cases dans le tableau périodique entre son élément et le gaz noble le plus proche.

• **Formation des ions** : un atome perd ou gagne un nombre d'électrons égal au nombre de sauts de cases le séparant du gaz noble le plus proche.

TP

Ions formés par les atomes des éléments du bloc s

Ces éléments sont disposés une ou deux cases à la droite du gaz noble le plus proche. Ils forment des ions stables en perdant un ou deux électrons. Ils forment des cations stables portant une ou deux charges +.

Ex. : Na^+ , Mg^{2+} , K^+ , ...

Ions formés par les atomes des éléments du bloc p

Ces éléments sont placés une à quatre cases à gauche du gaz noble le plus proche. Ils forment des ions stables en gagnant un à quatre électrons. Ils forment des anions stables de charges - à 4-.

Ex. : F^- , O^{2-} , N^{3-} , ...

• **Formation des molécules** d'après le modèle de Lewis : les atomes instables s'assemblent entre eux par des liaisons et s'entourent de **deux** ou **huit** électrons. L'ensemble forme alors une molécule. Un atome engage un nombre de liaisons égal au nombre de sauts de cases le séparant du gaz rare le plus proche.

Liaison de valence : Liaison formée entre deux atomes par mise en commun de deux électrons de valence. Est représentée par un tiret entre deux atomes.

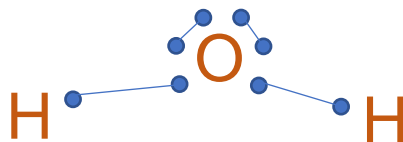
Doublets non-liants : Ensemble formé par deux électrons de valence d'un atome qui n'ont pas été mobilisés dans la formation de liaisons covalentes avec d'autres atomes. Représenté par un tiret collé à l'atome.

La liaison stabilise l'édifice chimique : pour casser la molécule et séparer les atomes, il faut fournir de l'énergie.

Ex. Modèle de Lewis de la molécule d'eau de formule H_2O .

Cas de l'atome d'hydrogène : $1s^2 2s^2 2p^4$; 6 électrons de valence ; 2 liaisons covalentes, 2 doublets non liants

Cas de l'atome d'oxygène : $1s^1$; 1 électron de valence ; 1 liaison covalente, aucun doublet non liants



Ex. Modèles de Lewis de la molécule de méthane de formule CH_4 et de la molécule d'ammoniac de formule NH_3 .

Cas de l'atome de carbone : $1s^2 2s^2 2p^2$; 4 électrons de valence ; 4 liaisons covalentes, 0 doublet non liant

Cas de l'atome d'azote : $1s^2 2s^2 2p^3$; 5 électrons de valence ; 3 liaisons covalentes, 1 doublet non liant

