

Activité expérimentale n° 16 - Schémas de Lewis et géométrie des molécules

À part les gaz nobles, les éléments chimiques n'existent pas sous forme atomiques directement dans la nature, ils sont soit sous la forme d'ions, soit dans des édifices atomiques appelés molécules. En s'associant entre eux les atomes mettent en commun des électrons de leur couche de valence (couche électronique externe) pour former des liaisons covalentes. Lewis formule une première explication en 1916 : « Les atomes d'un édifice chimique partagent autant de paires d'électrons qu'il est nécessaire pour acquérir au total 8 électrons, c'est-à-dire un octet, ce qui est la configuration d'un atome de gaz rare dont les électrons de valence sont en ns^2np^6 (couche électronique externe pleine) et qui est très stable chimiquement. »

Rappels de seconde

Document 2 - La structure électronique d'un atome

La configuration électronique de l'atome, les couches électroniques s et p

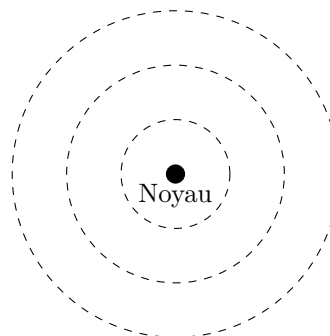
Les électrons des atomes des trois premières lignes du tableau périodique des éléments se répartissent en plusieurs couches et sous-couches autour du noyau : 1s 2s 2p 3s et 3p.

- Les couches sont définies par les nombres : 1, 2, 3...
- Les sous-couches sont définies par des lettres : s,p...

Pour remplir les couches électroniques :

- La sous-couche « s » ne peut contenir que 2 électrons
- La sous-couche « p » ne peut contenir que 6 électrons
- Remplir les couches dans l'ordre croissant des numéros.
- Ne pas commencer le remplissage d'une sous-couche ou d'une couche si celle d'avant n'est pas pleine.

Exemple : le fluor $^{19}_{9}\text{F}$



Document 1 - La liaison covalente (doublet liants) entre deux atomes

Structure électronique et représentation de Lewis pour un atome

1. Compléter le tableau suivant

Activité expérimentale n° 16 - Schémas de Lewis et géométrie des molécules

Atome (numéro atomique)	Hydrogène (Z=1)	Carbone (Z=6)	Azote (Z=7)	Oxygène (Z=8)	Chlore (Z=17)	Argon (Z=18)
Structure électronique						
Nombre d'électrons sur la couche de valence						
Nombre d'électrons manquants pour avoir sa couche électronique externe complète						
Nombre de liaisons que va former l'atome						
Représenta- tion de Lewis de l'atome						

I - Représentation de Lewis de quelques molécules simples.

Règle de stabilité : A sein d'un édifice atomique, un élément chimique est stable s'il possède sa couche électronique externe de remplie, cela correspond à avoir :

- 8 électrons autour de lui pour la plupart des éléments chimique : c'est la **règle de l'octet**
- 2 électrons pour les premiers éléments chimique du tableau périodique, H, Na, Li : c'est la **règle du duet**.

Afin de représenter les différentes molécules, il suffit d'« assembler » les atomes entre eux en s'aidant de la structure de Lewis obtenue précédemment. Afin de vérifier s'il ne manque pas d'électrons dans le schéma de Lewis final, pour chaque molécule :

- Compter le nombre d'électrons de valence total de la molécule
- En déduire le nombre de doublets au sein de la molécule.
- Vérifier que le nombre de doublet est cohérent et que chaque atome respecte les règles de stabilité

Activité expérimentale n° 16 - Schémas de Lewis et géométrie des molécules

1. Représenter les **schémas de Lewis moléculaires** des molécules suivantes et vérifier la stabilité de ces molécules : CH_4 , CCl_4 , H_2O , NH_3 , O_2 , N_2 , CO_2 .

II - Géométrie des molécules

La géométrie des édifices moléculaires s'explique par la **répulsion des doublets d'électrons**, qu'ils soient liants ou non-liants. En effet tous les doublets sont **constitués d'électrons, chargés négativement**. Le fait qu'ils soient de même charge va créer une « répulsion électronique » qui va faire en sorte que les différents doublets d'une molécule vont être éloignés le plus possible les uns des autres.

Les différentes géométries possibles sont :

Géométrie	Tétraédrique	Pyramidale à base triangulaire	Coudée	Triangulaire	Linéaire
-----------	--------------	--------------------------------	--------	--------------	----------

2. Construire, à l'aide des modèles moléculaires, les différentes molécules de la partie 1, puis identifier leur géométrie en s'aidant du tableau ci-dessus. Faire le lien avec les schéma de Lewis moléculaires et trouver une règle générale qui permet de prévoir la géométrie d'une molécule autour d'un atome en fonction de son nombre de voisins et de doublets non liant.

III - Rappel de seconde : Schéma de Lewis des ions monoatomiques

Exemple pour l'ion monoatomique F^- :

3. Établir les schémas de Lewis des ions suivants : H^+ , Na^+ ($Z=11$), Cl^- , O^{2-} .

IV - Schéma de Lewis des ions polyatomiques

Pour les ions polyatomiques, il faut compter le nombre d'électrons de valence total des éléments chimiques au sein de l'ion, sans oublier d'ajouter / soustraire des électrons en fonction de la charge portée par l'ion.

Exemple : L'ion ammonium NH_4^+

4. Réaliser la formule de Lewis des ions polyatomiques suivants : HO^- , H_3O^+ . Pour aller plus loin, réaliser la schéma de Lewis de l'ion nitrate NO_3^- et de l'ozone O_3 .