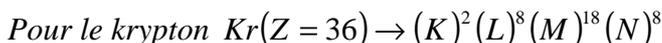
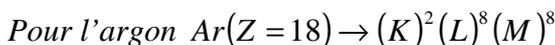
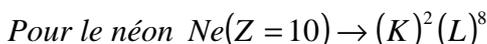


5 – DE L'ATOME AUX EDIFICES MOLECULAIRES

I. REGLES DE STABILITE

1. Les gaz nobles

On peut déterminer la structure électronique des éléments suivants :



Ces éléments ont une particularité, ils sont tous extrêmement stables : c'est pour ça qu'on les appelle gaz nobles ou gaz inertes (éventuellement gaz rares, mais le terme est quelque peu inapproprié).

On remarque que ces atomes ont soit $2 e^-$ soit $8 e^-$ sur leur couche périphérique : on dit qu'ils ont une structure en duet ou en octet.

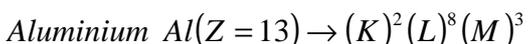
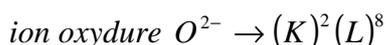
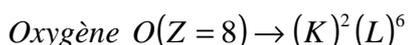
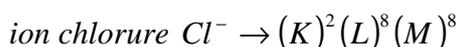
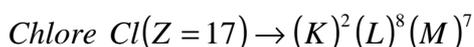
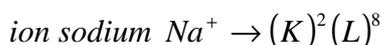
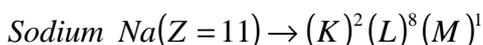
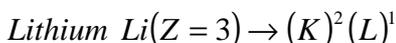
2. Règles du duet et de l'octet

Les autres atomes, en dehors des gaz nobles, n'ont pas cette structure et cherchent à l'obtenir pour être stables. Ils perdent, cèdent ou prêtent des électrons pour y arriver.

Règle du duet : les atomes des éléments dont le numéro atomique est proche de celui de l'hélium cherchent à avoir $2 e^-$ (structure électronique en duet) sur leur couche périphérique K pour être stables.

Règle de l'octet : les atomes des autres éléments cherchent à avoir $8 e^-$ (structure électronique en octet) sur leur couche périphérique (L, M, N, etc....) pour être stables.

3. De l'atome aux ions monoatomiques



II. LES MOLECULES

1. Liaison covalente, doublets liants et non liants

La mise en commun de deux électrons par deux atomes est appelée liaison covalente simple. On dit que les deux atomes sont liés, les électrons en commun appartiennent aux deux atomes.

Une liaison covalente simple est un doublet d'électrons (une paire d'électrons), on dit que ce doublet est liant.

Lorsque deux atomes mettent en commun 4 électrons (deux doublets liants), il s'agit d'une liaison covalente double, et une liaison covalente triple (trois doublets liants) lorsque 6 électrons sont en commun.

On peut constater que les électrons covalents (qui participent aux liaisons) ne restent pas isolés, ils se regroupent en doublets (ou paires). Il en est de même pour les autres électrons : ceux-ci se regroupent aussi en paires, que l'on appelle alors doublets non liants.

2. Modèle de LEWIS de la molécule

a. Exemples

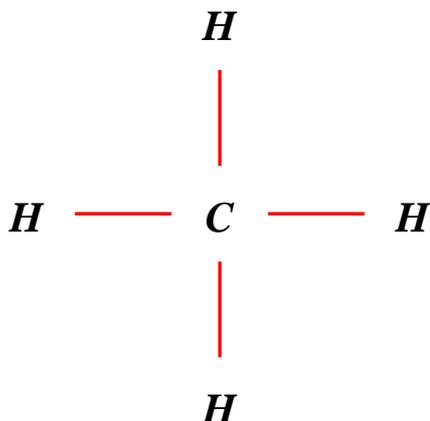
Les atomes vont s'assembler entre eux et former des édifices moléculaires afin de respecter les règles de stabilité vues plus haut (règles du duet et de l'octet). Ces règles sont respectées grâce à la mise en commun de certains électrons de la couche périphérique.

La molécule d'eau :



On représente un doublet liant par un trait entre les deux atomes qu'il relie, et un doublet non liant par un trait autour de l'atome qui le porte. On vérifie que chaque atome de la molécule respecte bien les règles de stabilité.

La molécule de méthane :



Lorsqu'on écrit les structures électroniques de l'hydrogène, du carbone et de l'oxygène – respectivement $(K)^1$, $(K)^2(L)^4$ et $(K)^2(L)^6$ – on constate que le nombre de liaisons que chaque atome engage correspond au nombre d'électrons qu'il lui manque pour respecter la règle du duet (hydrogène) ou la règle de l'octet (carbone et oxygène).

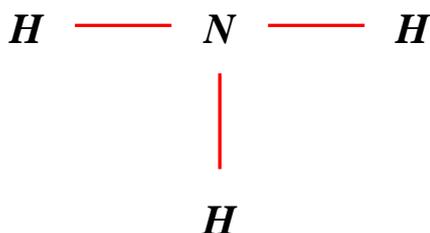
b. Règle de construction des molécules

Essayons de construire la représentation de LEWIS de la molécule d'ammoniac NH_3 .

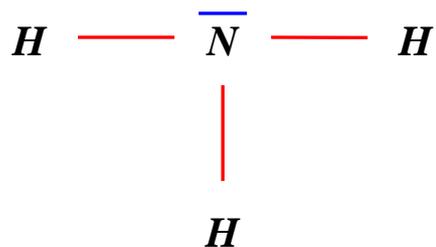
On écrit la structure électronique de chaque atome qui constitue la molécule : pour l'azote $(K)^2(L)^5$, pour l'hydrogène $(K)^1$.

D'après les structures électroniques, il manque 3 électrons à l'azote pour respecter la règle de l'octet, il engagera donc 3 liaisons (3 doublets liants). De même pour l'hydrogène, il lui manque un électron pour respecter la règle du duet, il engagera donc une seule liaison (un doublet liant).

On place l'atome qui a le plus de liaisons au centre de la molécule, puis on dispose les autres atomes autour tout en respectant le nombre de liaisons que chacun doit engager.

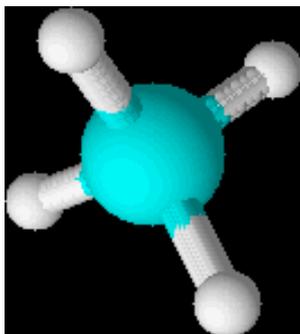


Enfin on complète avec des doublets non liants de manière à ce que les atomes à partir du carbone respectent la règle de l'octet.

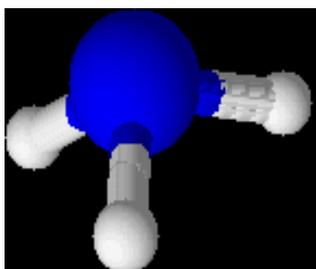


Application directe : construire la représentation de LEWIS des molécules de chlorure d'hydrogène HCl, dioxygène O₂, diazote N₂, dioxyde de carbone CO₂ et de cyanure d'hydrogène HCN .

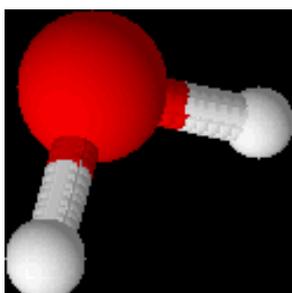
3. Géométrie de quelques molécules simples



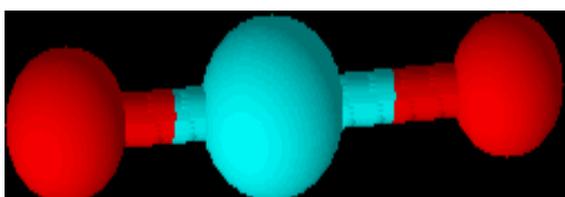
Le méthane :



L'ammoniac :



L'eau :



Le dioxyde de carbone :

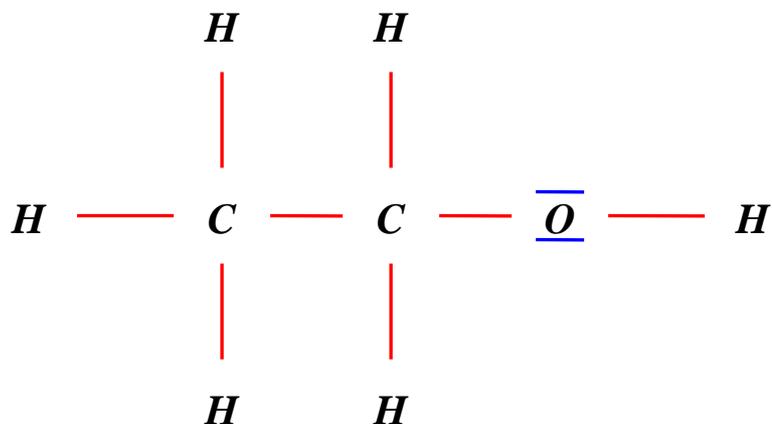
III. ISOMERIE

1. Formule brute, développée et semi développée

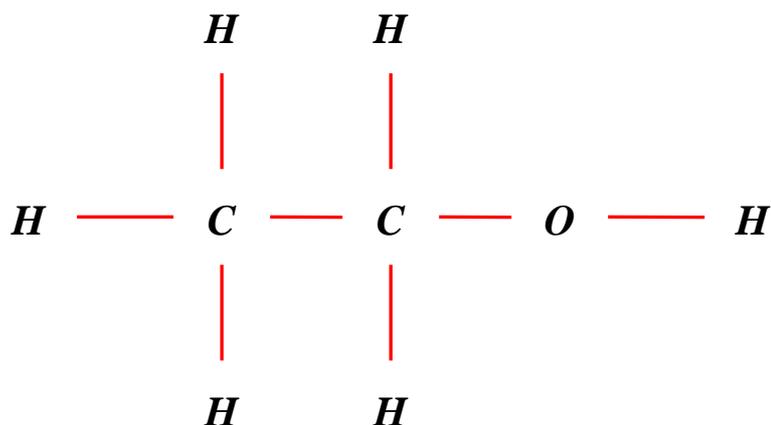
Prenons l'exemple de la molécule d'éthanol.

La formule brute de l'éthanol est C_2H_6O . La formule brute ne donne que le nombre d'atome de chaque élément qui constitue la molécule.

La représentation de Lewis de l'éthanol est :



Pour trouver la formule développée d'une molécule, on part de la représentation de Lewis mais on n'écrit pas les doublets non liants :

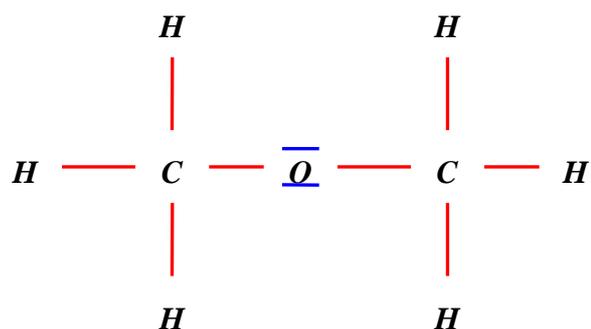


Pour la formule semi développée, on part de la formule développée (pas de doublet non liant), mais on ne représente pas les liaisons avec les atomes d'hydrogène :



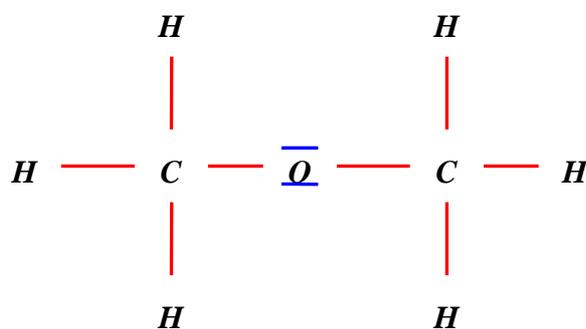
2. Notion d'isomérisation

On remarque qu'avec la formule brute C_2H_6O , on aurait pu agencer les atomes autrement :



Il s'agit de la représentation de Lewis d'une autre molécule appelée méthoxyméthane.

Formule développée :



Formule semi développée :



Les molécules éthanol et méthoxyméthane sont isomères.

Des isomères sont des molécules qui ont la même formule brute mais pas la même formule développée (ou semi développée).

Application directe : trouver tous les isomères pour chacune des formules brutes proposées ci-dessous.

- C_3H_8O (trois isomères) ;
- C_4H_{10} (deux isomères) ;