

Cours Classification périodique

Stabilité des ions et des molécules (suite)

Dans les entités (ions, molécules) qu'ils forment, les atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe **du gaz noble** le plus proche.

Règle du duet :

Les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'hélium ($Z=2$) ont tendance à adopter sa configuration électronique à deux électrons ($1s^2$).

Règle de l'octet :

Les autres atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe de l'atome dit gaz noble le plus proche avec huit électrons (ns^2np^6).

III. Formation des molécules

1. Liaison covalente et doublets non liants

Dans les molécules, les atomes **mettent en commun des électrons** pour former des **liaisons covalentes**. Les électrons externes qui ne participent pas aux liaisons forment des doublets non liants.

2. Schéma ou formule de Lewis des molécules

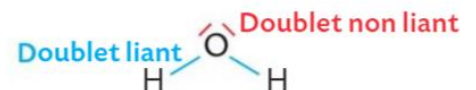
- chaque atome est représenté par son **symbole** ;
- les électrons de valence (électrons externes) sont regroupés en **doublet(s) liant(s)** ou **doublet(s) non-liant(s)** représentés par des tirets (un doublet correspond à 2 électrons).

Exemple : Schéma de Lewis d'une molécule d'eau de formule brute H_2O

Atome O ($Z=8$) $1s^22s^22p^4$ **6 électrons de valence**

Atome H ($Z=1$) $1s^1$ **1 électron de valence**

Dans H_2O il y a $6+2 \times 1=8$ **électrons de valence** soit **4 doublets**



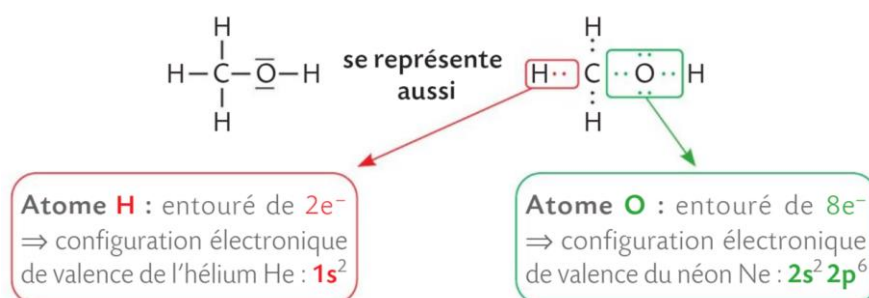
Exemple : Schéma de Lewis de la molécule de méthanol de formule brute CH_4O

Atome C ($Z=6$) $1s^22s^22p^2$ **4 électrons de valence**

Atome O ($Z=8$) $1s^22s^22p^4$ **6 électrons de valence**

Atome H ($Z=1$) $1s^1$ **1 électron de valence**

Dans CH_4O il y a $4+6+4 \times 1=14$ **électrons de valence** soit **7 doublets**

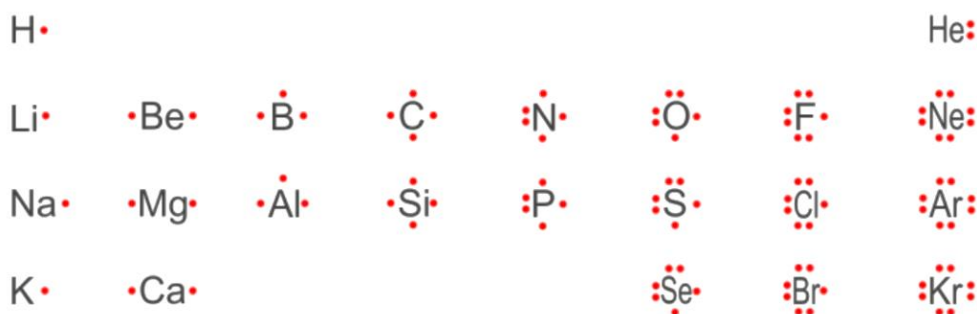


3. Schéma de Lewis des atomes

Cl (Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 7 électrons de valence

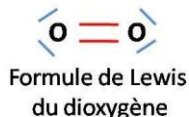
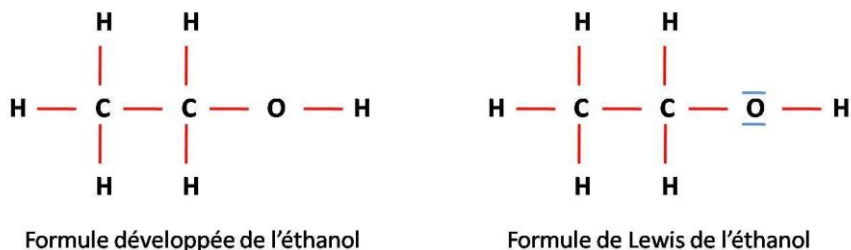


Le schéma de Lewis des atomes permet de retrouver la formule de Lewis des molécules



4. Du schéma de Lewis à la formule développée

Dans la formule développée on ne représente pas les doublets non liants.

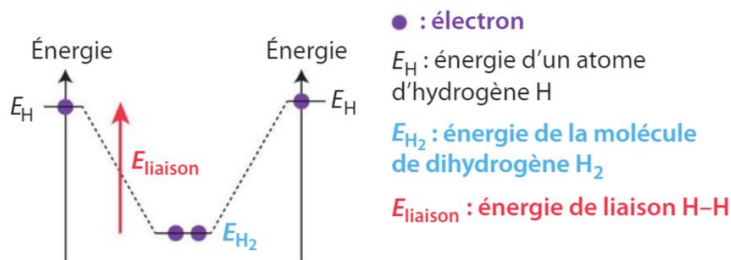


— doublet liant
— doublet non-liant

IV. Energie de liaison

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

Par exemple, la molécule de dihydrogène H_2 est plus stable énergétiquement que les deux atomes isolés H.



Plus l'énergie de liaison est grande, plus la liaison est stable.

Exemple : Une double liaison C=C a une énergie de liaison plus grande qu'une liaison C-C, elle est donc plus stable

Pour rompre toutes les liaisons de la molécule CH_4 , il faut fournir l'énergie $E = 4E_{CH}$, soit $E = 1\,652\text{ J}$.