

## Stabilité des ions et des molécules

### Energie de liaison

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 ( $ns^2np^6$ ).

## I. 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

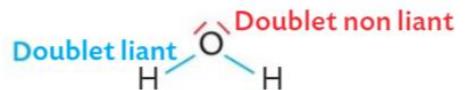
- chaque atome est représenté par son **symbole** ;
- les électrons de valence (électrons externes) sont regroupés en **doublet(s) liant(s)** ou **doublet(s) non-liant(s)** représentés par des tirets (un doublet correspond à 2 électrons).

**Exemple :** Schéma de Lewis d'une molécule d'eau de formule brute H<sub>2</sub>O

Atome O (Z=8)  $1s^2 2s^2 2p^4$  **6 électrons de valence**

## Atome H (Z=1) 1s<sup>1</sup> **1 électron de valence**

Dans  $\text{H}_2\text{O}$  il y a  $6+2\times 1=8$  électrons de valence soit **4 doublets**



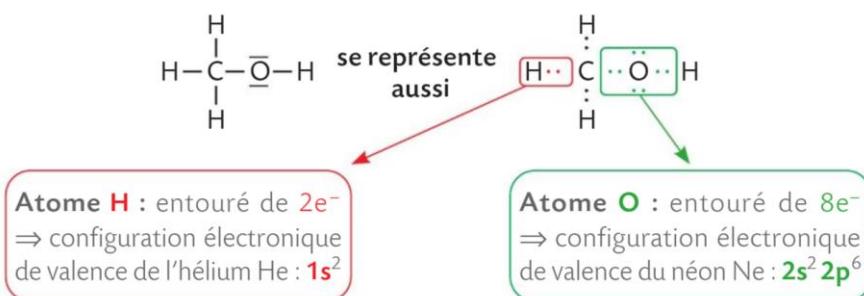
**Exemple :** Schéma de Lewis de la molécule de méthanol de formule brute  $\text{CH}_4\text{O}$

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

## Atome O (Z=8) 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup> 6 électrons de valence

## Atome H (Z=1) 1s<sup>1</sup> **1 électron de valence**

Dans CH<sub>4</sub>O il y a **4+6+4x1=14** électrons de valence soit **7 doublets**

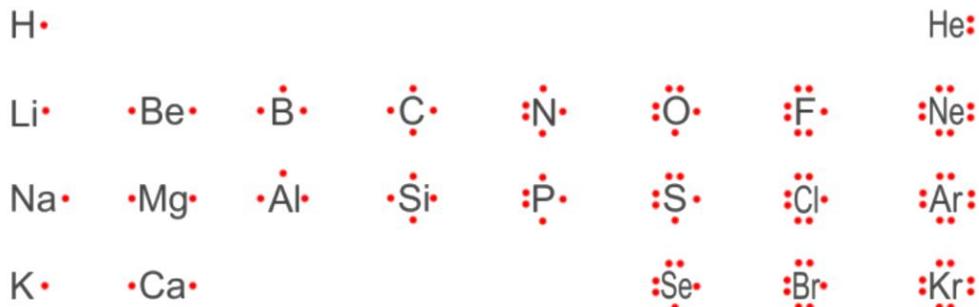


### 3. Schéma de Lewis des atomes

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

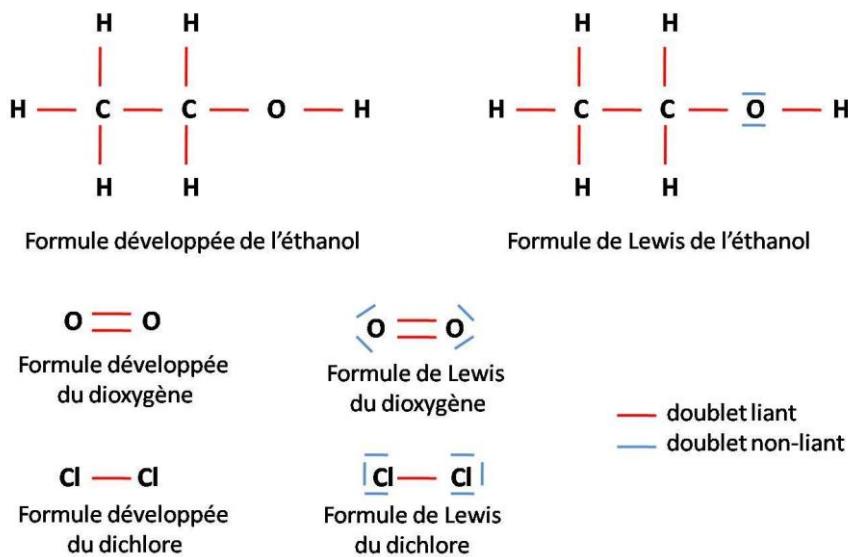


Le schéma de Lewis des atomes permet de retrouver la formule de Lewis des molécules



### 4. Du schéma de Lewis à la formule développée

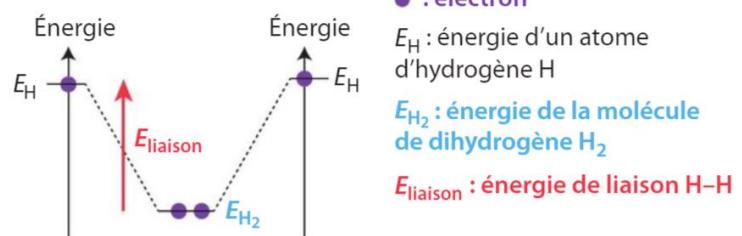
Dans la formule développée on ne représente pas les doublets non liants.



## II. 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  $E = 1\,652\text{ J}$ .