

Cours n°1

La matière

La matière est constituée d'atomes. Un atome est constitué d'un noyau et d'électrons. Le noyau, quant à lui, est constitué de protons et de neutrons. Un **électron** a une charge électrique élémentaire **négative** tandis qu'un **proton** a une charge **positive**. Un **neutron** est électriquement **neutre**.

Charge élémentaire : $|e| = 1,6 * 10^{-19} \text{ C}$

Soit deux particules ayant chacune une charge électrique q_1 et q_2 séparées par une distance r . Une force interagit sur ces particules, c'est l'énergie électrostatique ou énergie Coulombienne.

Elle se calcule :

$$E] (q_1 * q_2) / r$$

La taille de l'atome est à peu près de 10^{-10} m , celle du noyau est de l'ordre de 10^{-15} m . On dira que les masses du proton et de l'électron ont la même valeur. Un atome est essentiellement vide.

Notation conventionnelle de l'atome : ${}^A_Z X^q$

Z : Numéro atomique ou nombre de charges = nombre de protons

A : Nombre de masse = nombre de nucléons

q : charge de l'ion (atome neutre : $q = 0$)

Le nombre de charges définit l'élément. (Ex : Si $Z = 1$, c'est un atome d'hydrogène)

Des éléments sont dits isotopes s'ils ont le même Z. (ex : Deutérium et tritium)

Des éléments sont dits isobares s'ils ont le même A. (ex : ${}^{14}\text{C}$ et ${}^{14}\text{N}$)

Des éléments sont dits isotones s'ils ont le même nombre de neutrons. (ex : ${}^{14}_7\text{N}$ et ${}^{13}_8\text{C}$)

Moyens mnémotechniques :

_ Lili Beche Bien Comme Notre Oncle François Neerlandais.

_ Napoléon Mange Allègrement Six Perdrix Sans Claquer d'Argent.

Une ligne du tableau est appelée période.

Une colonne est une famille d'élément.

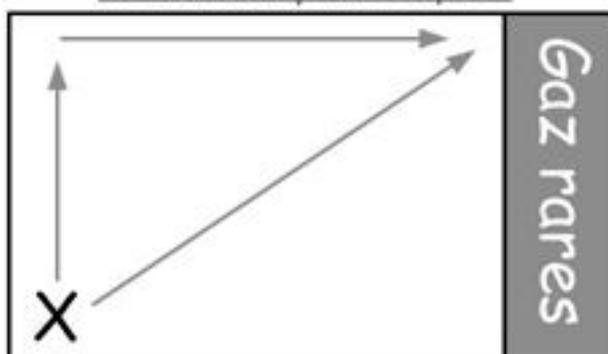
à Les électrons sont organisés en couches successives autour du noyau.

La dernière couche s'appelle la couche de valence et les autres sont le cœur. Une période correspond à une couche d'électrons. Le numéro de la colonne indique le nombre d'électrons sur la couche de valence.

à Les éléments de la famille des gaz rares sont chimiquement inertes (leur couche de valence est saturée).

L'électronégativité (notée χ (khi)) est la capacité d'un atome à s'attirer des électrons. Plus un atome est électro-négatif, plus il attire d'électrons.

Électronégativité des éléments en fonction de leur position dans le tableau périodique :

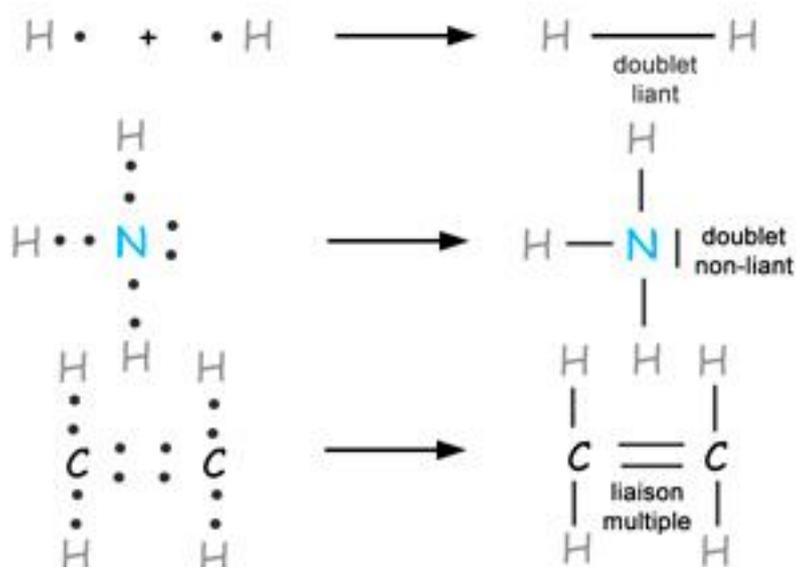


→ : s'accroît

Le modèle de Lewis

« La liaison entre deux atomes provient de la mise en commun de deux électrons de valence. »

Ex :



Plus la multiplicité est grande, plus la liaison est forte.

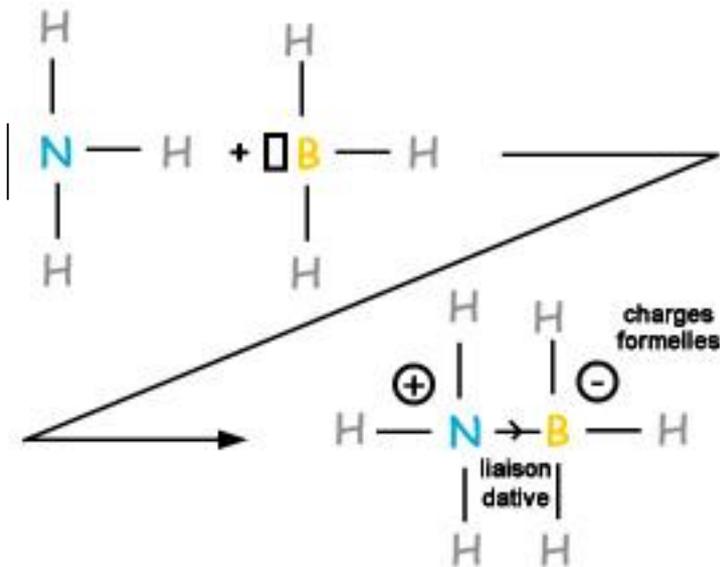
Règle de l'octet : "La stabilité maximale est obtenue lorsque chaque atome est entouré de quatre paires d'électrons."

Exceptions à la règle de l'octet :

- _ molécules hypovalentes (BH_3 , BeH_2 , etc ...)
- _ molécules hypervalentes (BrF_5 , PCl_5 , etc ...)
- _ molécules exotiques (ClI_6 , etc ...)

_ Pour les métaux, on utilisera la règle de l'octet étendue (18 octets).

Les liaisons datives :

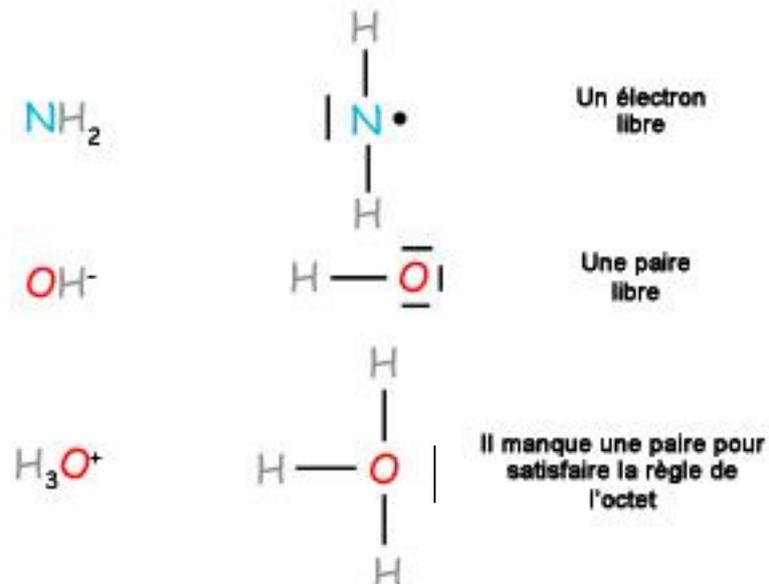


Un radical a un électron non apparié.

Une base possède au moins une paire libre.

Un acide a un défaut d'au moins une paire libre par rapport à l'octet.

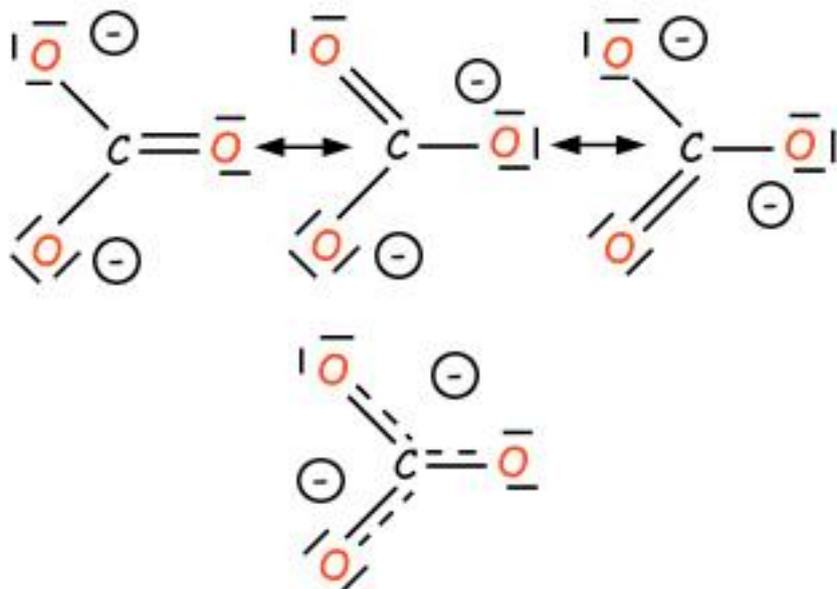
Ex :



Formes mésomères :

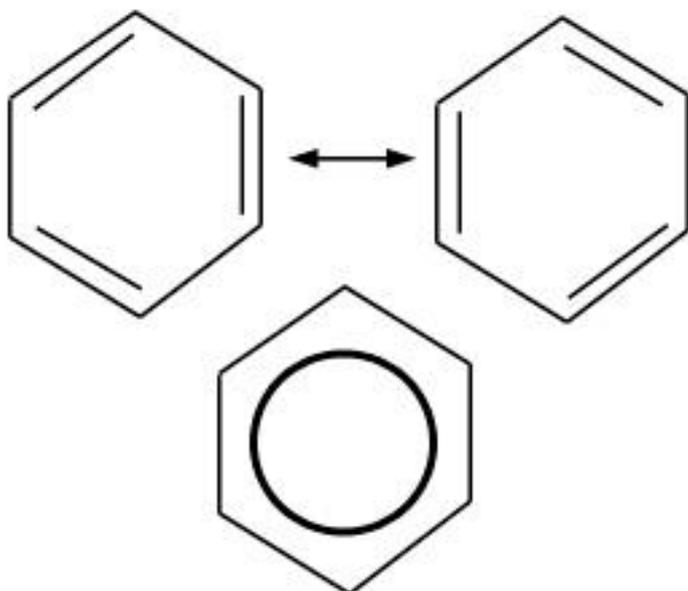
Ex : CO_3^{2-}

Les formes qui suivent sont des formes mésomères qui raisonnent.



La dernière est la forme délocalisée. Les électrons bougent autour de tous les atomes.

Autre exemple : cas du benzène C_6H_6



Choix des bonnes formes mésomères :

- à Essayer de respecter la règle de l'octet
- à Faire apparaître un maximum de liaisons
- à Éviter les charges formelles trop nombreuses

Limites de Lewis : la forme de Lewis ne prend pas en compte l'arrangement spatial des atomes.

Modèle VESPR

« Autour de chaque atome, les paires d'électrons de valence s'éloignent le plus possible les unes des autres pour minimiser leur répulsion électrostatique. »

Nomenclature : AX_nE_m

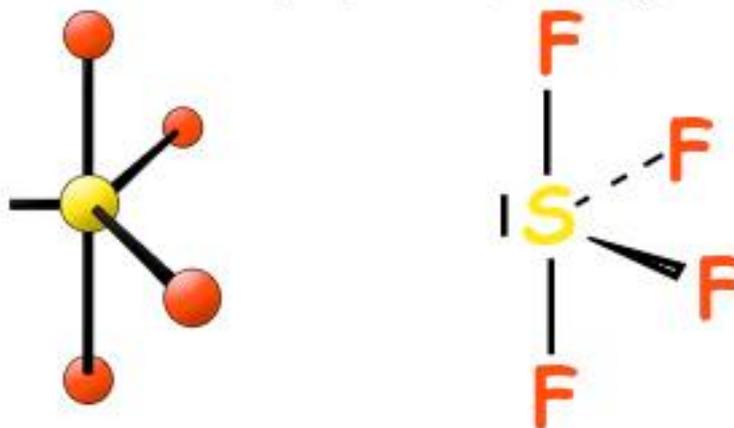
n = nombre d'atomes liés autour de l'atome central

m = paires libres autour de l'atome central

à Les liaisons multiples ne comptent que pour un seul type de répulsion

| n + m | Nomenclature | Forme géométrique | Angle optimal |
|-------|--------------|------------------------------|---------------------------|
| 2 | AX_2 | Linéaire | 180° |
| 3 | AX_3 | Triangulaire | 120° |
| | AX_2E | Molécule coudée | / |
| 4 | AX_4 | Tétraédrique | $109,47^\circ$ |
| | AX_3E | Pyramide à base triangulaire | / |
| | AX_2E_2 | Molécule coudée | / |
| 5 | AX_5 | Bipyramide trigonale | 90° ou 120° |
| | AX_4E | Forme « papillon » | / |
| | AX_3E_2 | Molécule en T | / |
| | AX_2E_3 | Linéaire | |
| 6 | AX_6 | Octaèdre | 90° |
| | AX_5E | Pyramide à face carrée | |
| | AX_4E_2 | Carré | |
| 7 | AX_7 | Bipyramide pentagonale | 90° ou 72° |

Représentation de la
forme « papillon » (ici SF_4)



Subtilités :

Les répulsions entre paires libres sont plus importantes que celles entre paires libres et paires liées qui sont elles-mêmes plus fortes que celles entre paires liées.

$$n-n > n-l > l-l$$

Influence de la mésomérie :

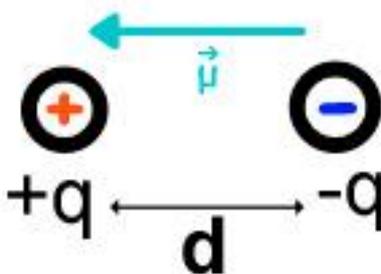
Une molécule qui présente des formes mésomériques a ses angles entre doublets liants ou non-liants qui peuvent varier d'une forme à l'autre. On prendra la moyenne de ces angles.

Le modèle VSEPR a ses limites.

La mécanique quantique permet de résoudre la plupart des problèmes de ces deux modèles, même s'ils sont efficaces dans 95 % des cas.

Les moments dipolaires électriques

Cette grandeur n'existe que pour les systèmes électriquement neutres.



Soit une molécule possédant un barycentre des charges positives de charge $+q$ et un barycentre des charges négatives de charge $-q$ séparés. On appelle d la distance les séparant. Le moment dipolaire (qui s'écrit $\vec{\mu}$ et se compte en Debye D) est une force allant du moins vers le plus, et se calcule ainsi :

$$\vec{\mu} = q * d$$

q est en Coulomb (C) et d en m .

- à Les atomes isolés n'ont pas de moment dipolaire.
- à Les molécules diatomiques homonucléaires n'en ont pas non plus.
- à Les molécules diatomiques hétéronucléaires ont un moment dipolaire non-nul.

L'atome le plus électronégatif porte la charge électronégative.

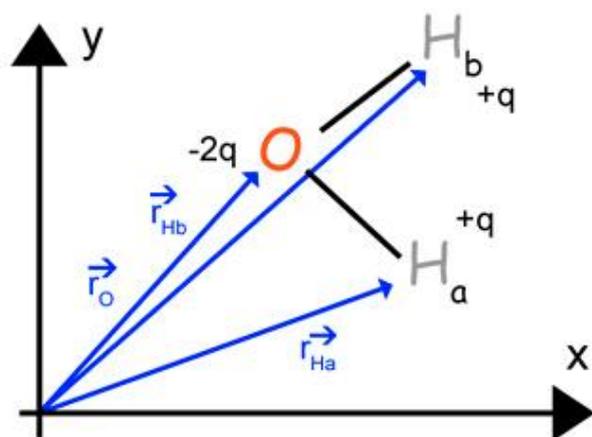
- _ $q = 0$ è La liaison est purement **covalente**. (ex : CO_2)
- _ $q @ 0$ è La liaison est dite **polaire**. (ex : H_2O)
- _ $q = n.e$ è La liaison est purement **ionique**. (ex : $NaCl$)

Pourcentage d'ionicté :

$$\vec{\mu}_{ion} = e * d \quad \text{et} \quad \vec{\mu}_{réel} = q * d$$

$$\vec{\mu}_{réel} / \vec{\mu}_{ion} = q / e \quad \text{è} \quad \text{pourcentage d'ionicté}$$

Dans les molécules polyatomiques, le moment dipolaire moléculaire est égal à la somme vectorielle des moments dipolaires de liaison.



Alors on a :

$$\begin{aligned}
 \mu_{\text{H}_2\text{O}} &= q\vec{r}_{\text{Ha}} + q\vec{r}_{\text{Hb}} - 2q\vec{r}_{\text{O}} \\
 &= q(\vec{r}_{\text{Ha}} - q\vec{r}_{\text{O}} + \vec{r}_{\text{Hb}} - q\vec{r}_{\text{O}}) \\
 &= q(\vec{r}_{\text{OHa}} + \vec{r}_{\text{OHb}}) \\
 &= \mu_{\text{OHa}} + \mu_{\text{OHb}}
 \end{aligned}$$

Or :

$$\vec{r}_{\text{OHa}} = \vec{r}_{\text{Ha}} - \vec{r}_{\text{O}}$$

et

$$\vec{r}_{\text{OHb}} = \vec{r}_{\text{Hb}} - \vec{r}_{\text{O}}$$

Influence de la mésomérie :

En règle générale, le moment dipolaire de la forme mésomérique l'emporte sur la forme inductive.