

Ch6: Structure des entités

Schéma de Lewis, géométrie et polarité des molécules

1. Schéma de Lewis

Tous les éléments ont tendance à se rapprocher de la structure électronique des **gaz nobles**. Pour cela ils peuvent **former des ions** (pour **perdre** ou **gagner** des **électrons**) ou **mettre en commun des électrons**. Ces doublets d'électrons mis en commun forment des **liaisons covalentes (doublets liants)**.

Le **reste** des **électrons** en périphérie se rassemblent par **paires d'électrons** pour former des **doublets non liants**. Dans le schéma de Lewis les doublets liants ou non liants de valence sont représentés par un trait.

Exemples de schémas de Lewis des entités: Le méthane, l'eau, le dioxyde de carbone, l'ammoniac, les ions chlorure, oxonium et hydroxyde.

Schémas de Lewis du méthane CH_4

Schéma des atomes isolés:

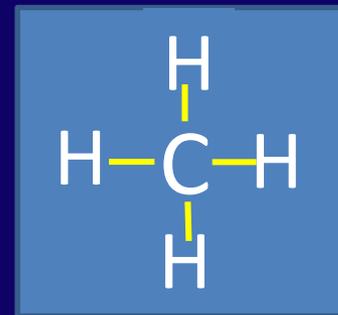
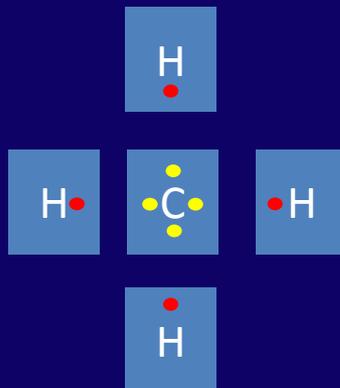
Structure électronique du carbone ${}^{12}_6C: 1s^2 2s^2 2p^2$

Il lui faut donc 4 électrons supplémentaires pour avoir la structure du Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$. Le carbone va donc **mettre en commun 4 électrons** pour recevoir **4 autres électrons** provenant d'autres atomes.

Le carbone avant réaction peut être représenté ainsi: 

L'hydrogène ${}^1_1H: 1s^1$ à besoin d'1 électron supplémentaire pour avoir la configuration de l'hélium $He: 1s^2$. Donc l'atome avant de réagir est donc: 

Pour le méthane il faut donc 4 hydrogènes pour un carbone.



Le schéma de Lewis est donc:

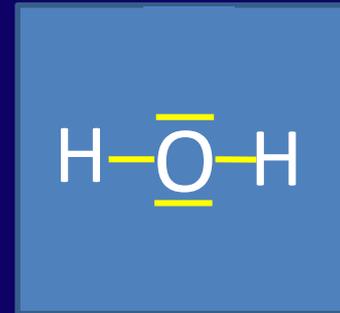
Schémas de Lewis de la molécule d'eau H_2O

l'atome d'oxygène ${}^{16}_8O:1s^2 2s^2 2p^4$

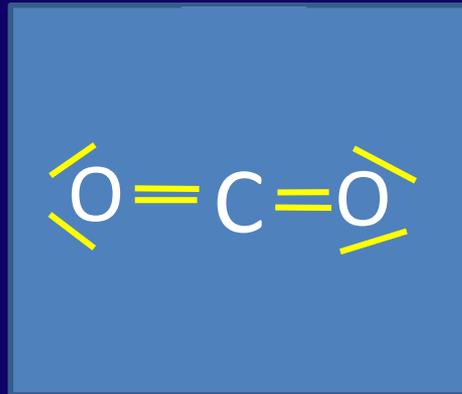
Il doit gagner 2 électrons pour avoir la configuration du néon

Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$. Il peut donc former **2 liaisons de valence**. Sur ses 6 électrons périphériques propres Il lui en reste donc 4 qui ne participent pas a une liaison. Il se forme donc **2 doublets non liants** en périphérie de l'oxygène.

Schéma Lewis de la molécule d'eau:

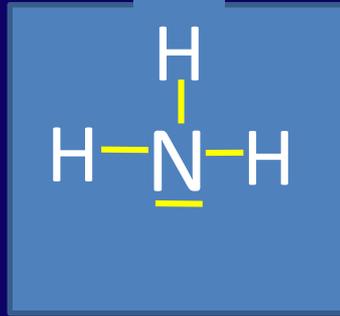


Schémas de Lewis du dioxyde de carbone CO_2



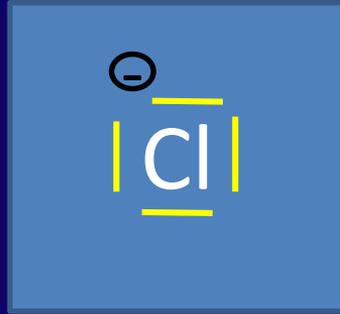
Schémas de Lewis de l'ammoniac NH_3

l'atome d'azote ${}^{14}_7N:1s^2 2s^2 2p^3$



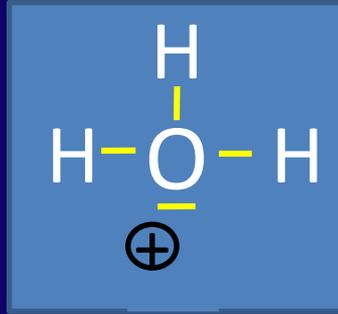
Schémas de Lewis de l'ions chlorure Cl^-

l'atome de chlore $^{35,5}_{17}Cl:1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



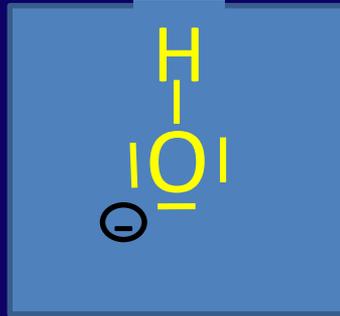
Schémas de Lewis de l'ion oxonium H_3O^+

l'atome d'oxygène ${}^{16}_8O:1s^2 2s^2 2p^4$

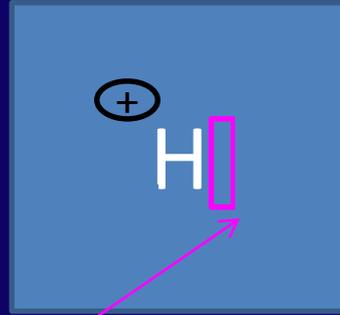


Schémas de Lewis de l'ions hydroxyde HO^-

l'atome d'oxygène ${}^{16}_8\text{O}:1s^2 2s^2 2p^4$



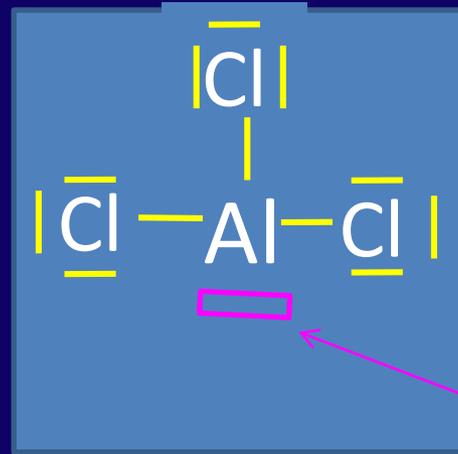
Schémas de Lewis de l'ion hydrogène H^+



L'ion hydrogène présente un défaut de doublet d'électrons (il n'a pas d'électrons dans sa couche de valence). Il y a une **lacune électronique**.

Schémas de Lewis du trichlorure d'aluminium $AlCl_3$

l'atome d'aluminium ${}_{13}^{27}Al:1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$



L'aluminium présente un défaut de doublet d'électrons (il n'a que 6 électrons dans sa périphérie). Il y a une **lacune électronique**.

2. Géométrie des entités

Les **doublets d'électrons** (liants ou non liants) **se repoussent** (les charges - repoussent les charges -). Ils ont donc tendance à occuper l'espace pour être le plus **éloignés** possible **les uns des autres**. Cela façonne donc les **géométries des entités**.

Exemples de géométrie d'entités:

Le méthane CH_4

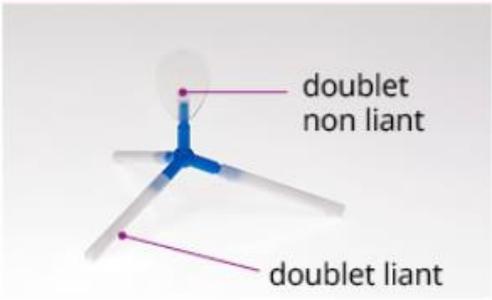
L'ammoniac NH_3

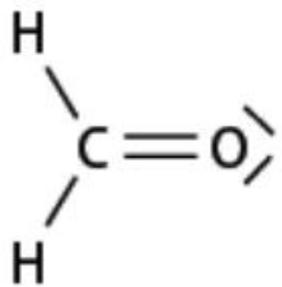
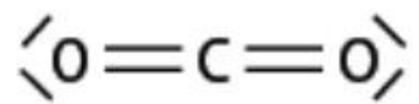
L'ion ammonium NH_4^+

L'eau H_2O

Le dioxyde de carbone CO_2

Le méthanal H_2CO

Entité	Schéma de Lewis	Répartition spatiale des doublets	Modélisation de l'entité	Forme de l'entité
CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$			tétraédrique , avec un angle de 109° entre les liaisons
NH ₃	$\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$			pyramidale , avec un angle d'environ 109° entre les liaisons
NH ₄ ⁺	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}^{\oplus}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$			tétraédrique , avec un angle de 109° entre les liaisons
H ₂ O	$\begin{array}{c} \text{H}-\overset{\curvearrowright}{\text{O}}-\text{H} \end{array}$			coudée , avec un angle d'environ 109° entre les liaisons



Si la **différence d'électronégativité** entre 2 atomes est **inférieure à 0,4** alors leur **liaison de covalence** peut être considérée comme **apolaire**. Les **électrons** de la liaisons sont **répartis équitablement** entre les 2 atomes.

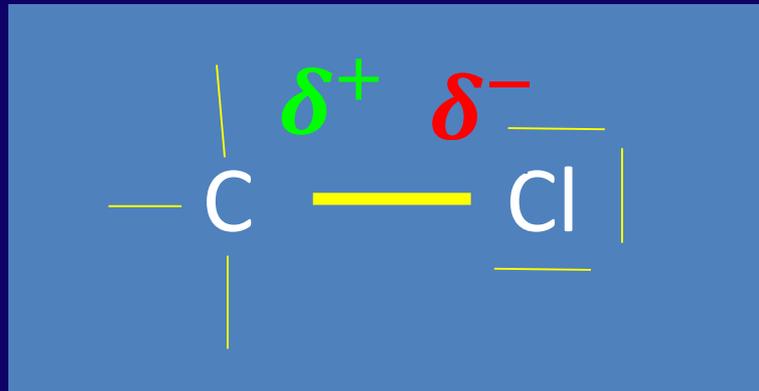
Exemple: la molécule de **dichlore** Cl_2

l'atome de chlore $^{35,5}_{17}Cl:1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



Si la **différence d'électronégativité** entre 2 atomes est comprise entre **0,4 et 1,7 (à 2)** alors leur **liaison de covalence** peut être considérée comme **polaire**. Les **électrons** sont **délocalisés** vers l'atome le plus électronégatif. Apparaît des **charges partielles** δ^+ et δ^-

Exemple: la liaison entre un **carbone** et un **chlore**
Electronégativités du **carbone:2,55** et du **chlore:3,16**



Si la **différence d'électronégativité** entre 2 atomes est **supérieure à 1,7 (à 2)** alors leur **liaison** n'est plus covalente mais **ionique**. Les **électrons** sont **complètement captés** par l'atome le plus électronégatif et apparaît des ions.

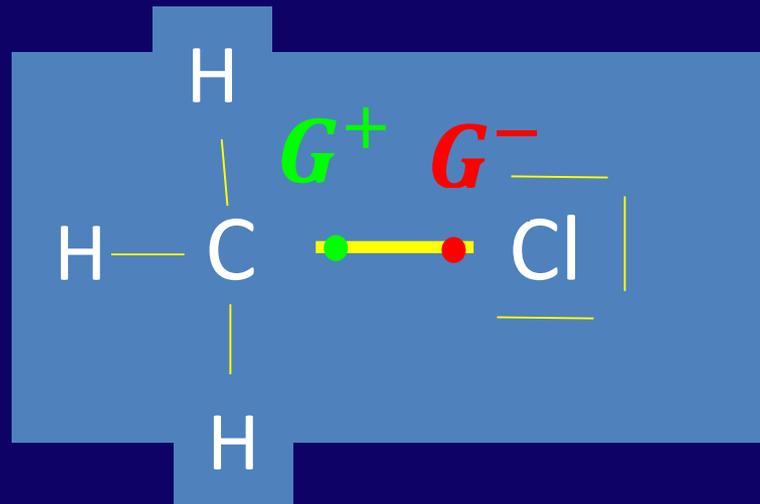
Exemple: Le chlorure de sodium *NaCl*



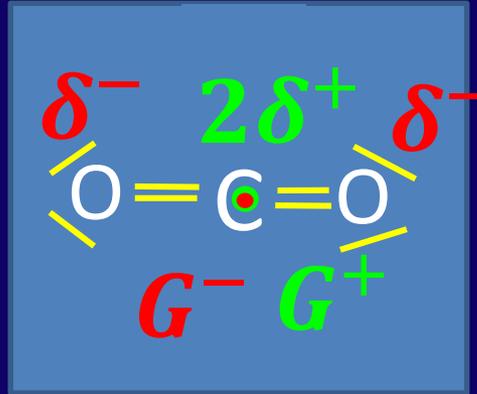
Les **délocalisations** de **charges partielles** des liaisons de valence peuvent conférer une **polarité** à la molécule. Une **molécule** est **polaire** si son **barycentre négatif G^-** n'est pas confondu avec son **barycentre positif G^+** .

Exemples: La molécule de **chlorure de méthane**
 CH_3Cl

Electronégativités du **carbone:2,55** de l'**hydrogène:2,2**
du **chlore:3,16**



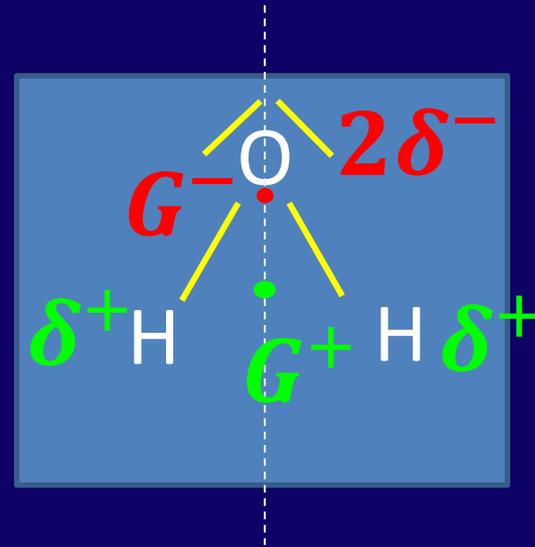
La molécule de **dioxyde de carbone** CO_2
Electronégativités du **carbone:2,55** et de l'
oxygène:3,44



Les barycentres des charges **négalif** G^- et **positif** G^+
sont **confondus** pour des raison de symétrie. Le dioxyde
de carbone est donc une **molécule apolaire**.

La molécule d'eau H_2O

Electronégativités de l'hydrogène: 2,2 et de l'oxygène: 3,44



Les barycentres des charges **négatif** G^- et **positif** G^+ ne sont **pas confondus**. L'eau est donc une **molécule polaire**.

Exercices p 72

n° 1,2,4,5,6,7,8,9,12,16,17,19,21,26,27