

H						
2,20						
Li	Be	B	C	N	O	F
0,98	1,57	2,04	2,55	3,04	3,44	3,98
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,93	1,31	1,61	1,90	2,19	2,58	3,16

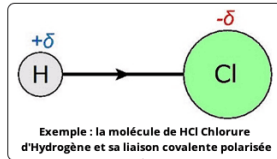
Électronégativité des atomes usuels

A plus électronégatif que B : $\chi_A > \chi_B$

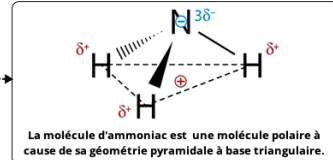
$\Delta\chi < 0,4$ $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ $\Delta\chi > 1,7$

A—B $\delta^- \text{ A } \text{---} \text{ B } \delta^+$ $\ominus \text{ A } \text{---} \text{ B } \oplus$

Liaison covalente non polarisée Liaison covalente polarisée Liaison ionique



Une molécule est polaire si :
- Elle présente des liaisons polarisées,
- Le centre géométrique des charges partielles négatives G(-) n'est pas confondu avec le centre partielles positives G(+)



$\delta^- \text{ A } \text{---} \text{ B } \delta^+$

L'électronégativité X est une grandeur sans unité qui traduit l'aptitude d'un atome A à attirer vers lui le doublet d'électrons qui le lie à un atome B. Dans l'exemple ci-dessus l'atome A est plus électronégatif que l'atome B. A attire le doublet covalent vers lui, et devient chargé négatif partiellement. B perd en partie son électron, et devient chargé positif partiellement.

Polarisation des liaisons et des molécules

Ce qu'il faut retenir
Chapitre 9 : Structures des espèces chimiques

Exemples

Électronégativités différentes des atomes

- G+ et G- distincts → Molécule polaire (Eau)
- G+ et G- confondus → Molécule apolaire (Dioxyde de carbone)

Électronégativités identiques des atomes → Molécule apolaire (Dioxygène)

Molécule polaire ou apolaire

Schéma de Lewis et géométrie associée

Entité moléculaire ou ionique

- Rechercher la configuration électronique de l'atome central, c'est-à-dire celui ayant le plus grand nombre d'électrons à gagner sur sa couche de valence pour être stable.
- Rechercher les configurations électroniques des autres atomes afin de déterminer leur nombre d'électrons de valence.
- Calculer le nombre total N_v d'électrons de valence. Déterminer le nombre de doublets liants et non liants et en déduire le schéma de Lewis. Pour les ions, ajouter ou retrancher les électrons excédentaires ou en défaut à N_v .

Étapes pour construire une représentation de LEWIS

Les doublets des atomes se répartissent dans l'espace afin de créer l'édifice le plus stable possible. Il se forme ainsi diverses formes géométriques : linéaire, plane, triangulaire,...

Exemple

- La molécule de méthane est tétraédrique.
- La molécule d'ammoniac est pyramidale à base triangulaire.
- La molécule d'eau est coudée.
- La molécule de méthanal est triangulaire.

Molécules	Représentation de Lewis	Doublet de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
Méthane CH ₄		4 liaisons simples			Molécule tétraédrique
Amoniac NH ₃		3 liaisons simples et 1 doublet non liant			Molécule pyramidale
Eau H ₂ O		2 liaisons simples et 2 doublets non liants			Molécule plane coudée
Méthanal CH ₂ O		2 liaisons simples et 1 double liaison			Molécule triangulaire
Dioxyde de carbone CO ₂		2 liaisons doubles			Molécule linéaire

Principales géométries

Schéma de Lewis

Atome ou ion monoatomique

- Schéma de Lewis de l'atome :
 - Doublet non liant
 - Électron célibataire
- Schéma de Lewis des ions :
 - 1 électron
 - +1 électron

Molécule

On assemble les schémas de Lewis des atomes.

Exemples

- Dioxygène
- Eau
- Dioxyde de carbone
- Diazote

Ion polyatomique

Un atome engagé dans un ion porte une charge formelle s'il n'est pas entouré du même nombre d'électrons qu'à l'état isolé.

Exemples

- Ion hydroxyde HO⁻
- Ion oxonium H₃O⁺

Construire le schéma de Lewis d'un atome, d'un ion ou d'une molécule