

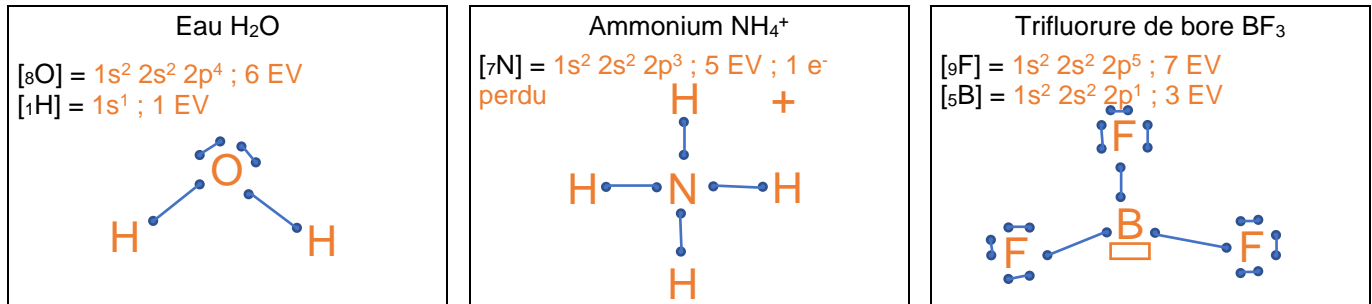
▪ Schémas de Lewis :

TP

Définition : Représentation d'une molécule dans laquelle figurent les liaisons covalentes, les doublets non-liants et les lacunes électroniques.

Doublet non liant : Ensemble formé par deux électrons de valence d'un atome qui n'ont pas été mobilisés pour former des liaisons covalentes. Se représente avec un tiret collé à l'atome.

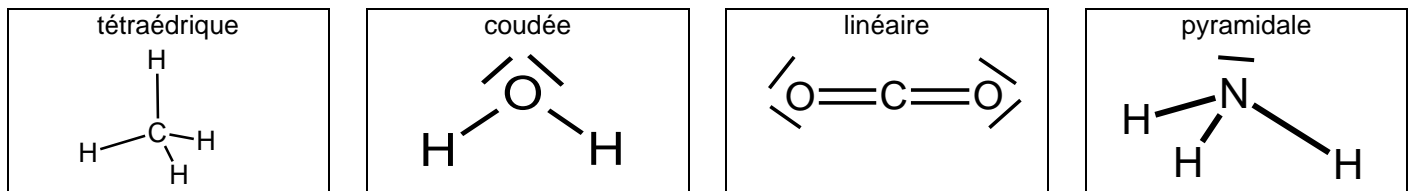
Lacune électronique : Ensemble formé par un manque d'électron de valence autour d'un atome pour lui garantir d'être entouré de deux ou huit électrons. Représentée par un rectangle vide contre l'atome.



▪ Géométrie des entités chimiques :

Principe : Les paires électroniques (doublets liants et doublets non liants) se repoussent deux à deux autant que possible dans l'espace tridimensionnel.

Ex. de géométrie des molécules :



▪ Polarité des entités chimiques :

Électronégativité : Tendance d'un atome à attirer vers soi les électrons d'une liaison covalente qui le lie à un autre atome.

Ex. : EN(H) = 2,2 ; EN(C) = 2,5 ; EN(N) = 3,07 ; EN(O) = 3,5 ; EN(Cl) = 2,83 ; EN(F) = 4,1.

Liaison polarisée : Liaison qui présente un pôle + et un pôle – en raison de la différence d'électronégativité des deux atomes liés. Le pôle – est constitué de l'atome le plus électronégatif.

Ex. de liaisons polarisées ou non polarisées : H–Cl (pôle – au chlore) ; O–H (pôle – à l'oxygène) ; C–H non polarisée

Caractère polaire ou apolaire d'une entité chimique	L'entité comporte des liaisons polarisées	L'entité ne comporte pas de liaisons polarisées
Entité polaire	L'entité ne présente pas de symétrie ; les pôles + et – sont distincts. Ex. : CH ₃ Cl ; H ₂ O ; NH ₃	Situation impossible
Entité apolaire	L'entité présente une ou plusieurs symétries ; les pôles + et – sont confondus. Ex. : CO ₂ ; CCl ₄ ; BF ₃	Situation évidente. Ex. : CH ₄ ; Cl ₂ ;