

Liaison chimique



I- Le modèle de Lewis

1. Pour les atomes

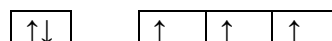
Le modèle de Lewis est une notation qui permet d'identifier d'un seul coup d'œil les **électrons de valence célibataires** et les **doublets électroniques**.

Démarche pour obtenir un modèle de Lewis :

1. Écrire la configuration électronique et identifier la couche de valence
2. Placer les e⁻ de valence dans les cases quantiques appropriées
3. Noter le symbole chimique et ajouter un point par e⁻ célibataire, et un trait par doublet.

Exemple : Modèle de Lewis de l'azote (N : Z=7)

1. 1s² [2s² 2p³]
2. on a 1 doublet et 3 e⁻ célibataires :



3. Notation : $\cdot\bar{\text{N}}\cdot$

2. Pour les molécules

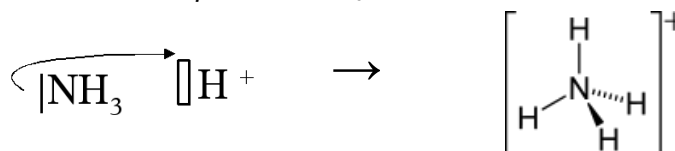
- **La liaison covalente** : La mise en commun d'e⁻ célibataires entre 2 atomes va créer un doublet électronique formant une **liaison covalente** (représentée par un trait entre les 2 atomes). Les doublets déjà présents sur l'atome sont des **doublets non-liants**.

Ex : Création de la double liaison dans le di-oxygène à partir de 2 atomes d'Oxygène



- **La liaison par coordinence** : C'est la liaison d'un doublet non liant avec une case quantique vide. (Le bilan est équivalent : 2 électrons et 2 cases quantiques)

Ex : Formation du NH₄⁺ à partir du NH₃ et du H⁺



- **La liaison ionique** : C'est la liaison de 2 atomes ayant une grande différence d'électronégativité. On peut la considérer comme la liaison entre 2 charges opposées.

Ex : Na⁺ + Cl⁻ = Na-Cl

II- Édifices polyatomiques : modèle VSEPR

Définition : La théorie VSEPR (Valence Shell Electron Pair Répulsion) permet de prédire la structure 3D d'un édifice polyatomique à partir du décompte des paires d'e⁻ autour d'un atome. Cette géométrie dépend de la répulsion entre les e⁻ de valence, et de la nature de ces e⁻ (liants ou non).

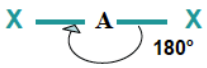
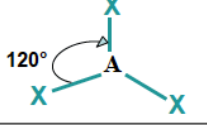
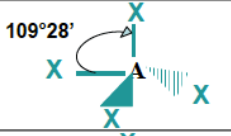
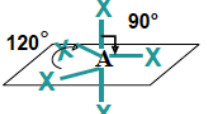
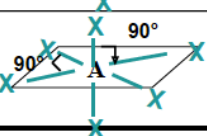
Principe : Les paires d'e⁻ se repoussent pour se gêner le moins possible autour d'un atome central.

Attention !!! Une paire d'e⁻ est un doublet non liant ou une connexion chimique vers un autre atome (simples, mais aussi doubles et triples liaisons sont considérées comme paire unique d'e⁻).

Notation : Le type VSEPR d'une molécule se note AX_nE_m, avec A l'atome central, n le nombre d'atomes (X) liés à l'atome A, m le nombre de doublets non liants (E) portés par l'atome A.

Le type VSEPR permet de déduire la géométrie de la molécule

a. Structures de type AX_n

Molécule type	Représentation	Géométrie
AX_2		Molécule linéaire ou digonale
AX_3		Molécule triangulaire (ou trigonale) plane
AX_4		Molécule tétraédrique ou tétragonale
AX_5		Molécule bipyramide à base triangulaire (≡bipyramide trigonale)
AX_6		Molécule octaédrique (≡bipyramide à base carrée)

b. Structures de type AX_nE_m

Lorsque l'atome central porte un ou plusieurs doublets non liants, la géométrie globale de la structure est semblable aux modèles sans doublets, mais les doublets sont invisibles et la dénomination de la géométrie de la molécule est différente de la dénomination VSEPR.

AX_2E = molécule coudée	$AXE_2 = AX_2E_3$ = molécule linéaire
AX_3E = molécule pyramide à base triangulaire	AX_2E_2 = molécule coudée
AX_4E = molécule en bascule ou pyramide trigonale	AX_3E_2 = molécule en T ou triangle équilatéral
AX_5E = molécule pyramide à base carrée	AX_4E_2 = molécule carrée.

c. Extension du modèle VSEPR

La taille des doublets non-liants (E) est inférieure à la taille des liaisons (X) vers d'autres atomes. Les doublets non-liants repoussent donc davantage les atomes périphériques ce qui fait diminuer l'angle XAX.

Exemples :

- NH_3 a la forme AX_3E (donc de type AX_4). La VSEPR donne un angle (HNH) = $109,47^\circ$, mais la présence du doublet non-liant permet d'affirmer que le vrai angle (HNH) est inférieur à $109,47^\circ$.
- H_2O a la forme AX_2E_2 (donc de type AX_4). La VSEPR donne un angle (HOH) = $109,47^\circ$, mais la présence de 2 doublets non liants permet d'affirmer que le vrai angle (HOH) est inférieur à $109,47^\circ$, et même inférieur à l'angle (HNH) !