

Chapitre 2 : REPARTITION ELECTRONIQUE
Introduction :

Les molécules organiques sont constituées d'un assemblage d'atomes liés entre eux par des liaisons chimiques covalentes qui peuvent être simple, double ou triple. Mais qu'est-ce qu'une liaison covalente ? Et qu'appelle-t-on doublet non liant ? Un doublet non liant a-t-il un rôle dans la géométrie des molécules ? Il existe différentes représentations d'une molécule. Quelles sont-elles ? Et comment passer de l'une à l'autre ?

En fonction de certains groupes d'atomes contenus dans la molécule, la molécule appartient à une famille chimique. Quelles sont ces familles de molécules ? Et comment nomme-t-on une molécule ?

I- Formation d'une molécule
1) Schéma de Lewis d'un atome

➤ Pour quelle raison les atomes s'assemblent-ils pour former des molécules ?

Car chaque atome cherche à respecter la règle du duet et de l'octet (= règle de stabilité)

Pour être stable, chaque atome cherche à obtenir la structure électronique du gaz noble le plus proche de lui dans la classification périodique ; **un atome cherche donc à obtenir :**

- **soit 2 électrons sur sa couche de valence (comme l'Hélium)**
- **soit 8 électrons sur sa couche de valence (comme tous les autres gaz nobles que l'Hélium)**

➤ A quoi sert le schéma de Lewis d'un atome ?

Le schéma de Lewis d'un atome permet de représenter uniquement les électrons présents sur la couche de valence (ou couche externe) **d'un atome**. Ce sont ces **électrons de valence** qui participeront à la formation de doublets liants (= liaisons covalentes) et de doublets non liants.

Grâce au schéma de Lewis d'un atome, on peut donc connaître le nombre de liaisons covalentes simples que peut faire un atome avec ses atomes voisins dans une molécule.

➤ Comment représente-t-on le schéma de Lewis d'un atome ?

Après avoir établi la structure électronique de l'atome, on représente **les électrons de valence autour du symbole chimique de l'atome** par des points (•) s'ils sont célibataires ou par un tiret (—) s'ils forment un **doublet (paire d'électrons)**.



Au-delà de 4 électrons de valence, les électrons supplémentaires s'ajoutent aux électrons célibataires pour former des **doublets non liants**.

Exemples :
Atome de carbone C (Z = 6)

Structure électronique : $1s^2 2s^2 2p^2$

Electrons de valence : **4**

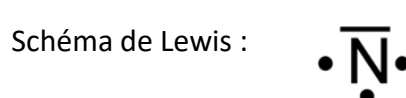


Dans une molécule, **l'atome de carbone peut établir 4 liaisons covalentes simples**

Atome d'azote N (Z = 7)

Structure électronique : $1s^2 2s^2 2p^3$

Electrons de valence : **5**

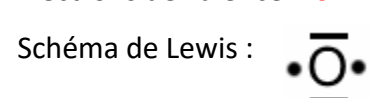


Dans une molécule, **l'atome d'azote peut établir 3 liaisons covalentes simples**

Atome d'oxygène O (Z = 8)

Structure électronique : $1s^2 2s^2 2p^4$

Electrons de valence : **6**



Dans une molécule, **l'atome d'oxygène peut établir 2 liaisons covalentes simples**

Atome d'hydrogène H (Z = 1)

Structure électronique : $1s^1$

Electrons de valence : **1**

Schéma de Lewis : $\text{H}\cdot$

Dans une molécule, **l'atome d'hydrogène peut établir 1 liaison covalente simple**

A vous de jouer !

1) Etablir le schéma de Lewis de l'atome de Fluor :

Z = 9 => Structure électronique : $1s^2 2s^2 2p^5$ => Electrons de valence : **7** => Schéma de Lewis :

Dans une molécule, l'atome de Fluor peut établir 1 liaison covalente simple.

2) Etablir le schéma de Lewis de l'atome de Silicium :

Z = 14 => Structure électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ => Electrons de valence : **4** => Schéma de Lewis :

Dans une molécule, l'atome de Silicium peut établir 4 liaisons covalentes simples.

2) Schéma de Lewis d'une molécule**Le schéma de Lewis d'une molécule s'établit en rassemblant les schémas de Lewis des atomes.**Exemple :

Schéma de Lewis de l'atome d'hydrogène : H •

Schéma de Lewis de la molécule de dihydrogène : H • • H => H — H

Application : Compléter le tableau ci-dessous en représentant le schéma de Lewis de chaque molécule.

NOM	Formule brute	Schéma de Lewis
Dioxygène	O ₂	$\langle \text{O} = \text{O} \rangle$
Diazote	N ₂	$ \text{N} = \text{N} $
Dioxyde de carbone	CO ₂	$\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$
Eau	H ₂ O	$\text{H} - \overline{\text{O}} - \text{H}$
Méthane	CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Ammoniac	NH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} - \overline{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Acide chlorhydrique	HCl	$\text{H} - \overline{\text{Cl}} $

Définitions à connaître :


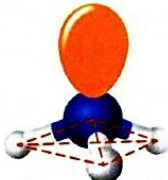
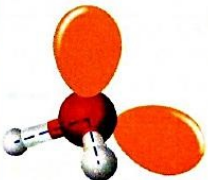
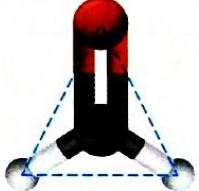

- Un **doublet liant** est la mise en commun de 2 électrons de valence appartenant à 2 atomes différents.
- Un **doublet non liant** est la mise en commun de 2 électrons de valence appartenant à un même atome.

II- Géométrie d'une molécule

Les doublets liants et les doublets non liants exercent entre eux des **forces répulsives**.

Pour une molécule constituée d'un atome central entouré de 4 doublets liants ou non liants, **l'éloignement maximal des doublets aboutit à former un tétraèdre** dont le centre est occupé par l'atome central.

Exemples :

Nom	Méthane	Ammoniac	Eau	Méthanol	Dioxyde de carbone
Formule	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	CH ₂ O	CO ₂
Schéma de Lewis	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{O}}-\text{H} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array} $	$ \text{O}=\text{C}=\text{O} $
Modèle					
Géométrie	Tétraédrique	Pyramidale à base triangulaire	Coudée	Triangulaire	Linéaire