

**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**

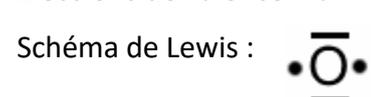


Dans une molécule, **l'atome d'azote peut établir 3 liaisons covalentes simples**

**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 assemblant 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 =&gt; 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 <sub>2</sub>	$\langle \text{O} = \text{O} \rangle$
Diazote	N <sub>2</sub>	$ \text{N} = \text{N} $
Dioxyde de carbone	CO <sub>2</sub>	$\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$
Eau	H <sub>2</sub> O	H — $\overline{\text{O}}$ — H
Méthane	CH <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
Ammoniac	NH <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} - \overline{\text{N}} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
Acide chlorhydrique	HCl	H — $\overline{\text{Cl}}$

**Définitions à connaître :**

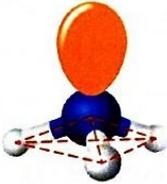
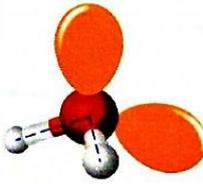
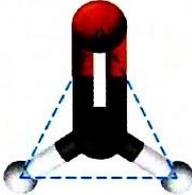
- Un **doublet liant** est la mise en commun de 2 électrons de valence appartenant à 2 atomes différents.
- Un **doublet non liant** est la mise en commun de 2 électrons de valence appartenant à un même atome.

## 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 <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	CH <sub>2</sub> O	CO <sub>2</sub>
Schéma de Lewis	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\overline{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H}-\overline{\text{O}}-\text{H}$	$\begin{array}{c} \overline{\text{O}} \\    \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\overline{\text{O}}=\text{C}=\overline{\text{O}}$
Modèle					
Géométrie	Tétraédrique	Pyramidale à base triangulaire	Coudée	Triangulaire	Linéaire