

Géométrie de quelques molécules

I – Règles de duet et de l'octet :

1-Structure des gaz rares :

Atome	Numéro atomique	Structure électronique	Couche externe
<i>He</i> Hélium	$Z = 2$	$(K)^2$	$(K)^2$
<i>Ne</i> Néon	$Z = 10$	$(K)^2(L)^8$	$(L)^8$
<i>Ar</i> Argon	$Z = 18$	$(K)^2(L)^8(M)^8$	$(M)^8$

Les **gaz rares** (ou gaz inertes) ne participent pas à des transformations chimiques, ils sont chimiquement **stables**, leurs couches externes sont **saturées**.

2-La règle du duet :

Au cours des transformations chimiques, les éléments chimiques de numéro atomiques ($Z \leq 4$) évolue de manière à acquérir la structure électronique de l'hélium, ils ont **deux électrons** sur la couche externe.

3-La règle de l'octet :

Au cours des transformations chimiques, les éléments chimiques de numéro atomiques ($5 \leq Z \leq 18$) évolue de manière à acquérir la structure électronique de de Néon ou de l' Argon. Ils portent **8 électrons** sur leur couche externe.

Exemple :

L'atome	Structure électronique de l'atome	Structure électronique stable	Formule de l'ion
<i>Li</i> : $Z = 3$	$(K)^2(L)^1$	$(K)^2$	<i>Li</i> ⁺
<i>Mg</i> : $Z = 12$	$(K)^2(L)^8(M)^2$	$(K)^2(L)^8$	<i>Mg</i> ²⁺
<i>F</i> : $Z = 9$	$(K)^2(L)^7$	$(K)^2(L)^8$	<i>F</i> ⁻
<i>O</i> : $Z = 8$	$(K)^2(L)^6$	$(K)^2(L)^8$	<i>O</i> ²⁻

II-La représentation de Lewis d'une molécule :

1-La molécule :

La **molécule** est des assemblages des atomes attachés les unes des autres. La molécule est **stable** et électriquement **neutre**.

2-Liaison de covalente simple :

Une **liaison covalente** simple est la mise en commun de **deux électrons** entre deux atomes, le doublet commun est appelé **doublet liant** (chaque atome y participe par un électron).

Remarque :

On représente La liaison covalente par un trait (-) entre les symboles de deux atomes.

Exemples :

Liaison covalente **simple** : $H - H$

Liaison covalente **double** : $O = O$

Liaison covalente **triple** : $N \equiv N$

3- La représentation de Lewis d'une molécule :

La **représentation de Lewis** d'une molécule est une **représentation des atomes** et de tous **les doublets d'électrons** (liants et non-liants) de cette molécule.

Méthode de détermination de la représentation de Lewis d'une molécule :

- ❖ Ecrire la **structure électronique** de chaque atome.
- ❖ Déterminer le **nombre global n_t** d'électrons de **couches externes** de chaque atome dans la molécules.
- ❖ Déterminer le **nombre global n_d** de doublet d'électrons : $n_d = \frac{n_t}{2}$.
- ❖ Déterminer le **nombre n_L de liaison covalente** que doit établir chaque atome pour acquérir une structure en octet (8-p) ou en duet (2-p) avec p est le nombre d'électrons d'équivalence.
- ❖ Déterminer le **nombre n'_d de doublet non liants** de chaque atome :

$$n'_d = \frac{p-n_L}{2}$$

Exemple : représenter le modèle de Lewis des molécules suivantes

Molécule	structure électronique	Nombre global d'é	Nombre global de doublet d'é	Nombre de liaison covalente	Nombre de doublet non liants	Représentation de Lewis
<i>HCl</i>	H : (K) ¹	$n_t = 1 + 7$	$n_d = \frac{n_t}{2}$	H: 2 - 1 = 1	H: $\frac{1-1}{2} = 0$ Cl: $\frac{7-1}{2} = 3$	
	Cl: (K) ² (L) ⁸ (M)	$n_t = 8$	$n_d = 8$	Cl: 8 - 7 = 1	H: $\frac{1-1}{2} = 0$ C: $\frac{4-4}{2} = 0$	
<i>CH₄</i>	H : (K) ¹	$n_t = 4 + 4$	$n_d = \frac{8}{2}$	H: 2 - 1 = 1	H: $\frac{1-1}{2} = 0$ Cl: $\frac{5-3}{2} = 1$	
	C: (K) ² (L) ⁴	$n_t = 8$	$n_d = 4$	C: 8 - 4 = 4	C: $\frac{4-4}{2} = 0$ O: $\frac{6-2}{2} = 2$	
<i>NH₃</i>	H : (K) ¹	$n_t = 3 + 5$	$n_d = \frac{8}{2}$	H: 2 - 1 = 1	H: $\frac{1-1}{2} = 0$ Cl: $\frac{7-1}{2} = 3$	
	N: (K) ² (L) ⁵	$n_t = 8$	$n_d = 4$	N: 8 - 5 = 3	H: $\frac{1-1}{2} = 0$ C: $\frac{4-4}{2} = 0$	
<i>CO₂</i>	C: (K) ² (L) ⁴	$n_t = 4 + 2 \times 6$	$n_d = \frac{16}{2}$	C: 8 - 4 = 4	H: $\frac{1-1}{2} = 0$ Cl: $\frac{5-3}{2} = 1$	
	O: (K) ² (L) ⁶	$n_t = 16$	$n_d = 8$	O: 8 - 6 = 2	C: $\frac{4-4}{2} = 0$ O: $\frac{6-2}{2} = 2$	

III-Isomères :

1-Les formules des molécules :

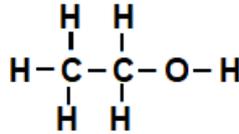
Formules brute : indique le symbole et le nombre des atomes présents.

Exemple :



Formule développée : elle fait apparaître toutes les atomes et toutes les liaisons entre les atomes de la molécule.

Exemple :



Formule semi-développée : indique les types de liaison entre les atomes principaux.

Exemple :



2-Isomère :

Des **isomères** sont des composés qui ont **mêmes formules brutes** mais des **formules développées différentes** (qui ont des propriétés physiques et chimiques différentes).

Exemple :

La formule brute $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ donne deux isomères :

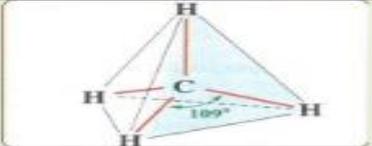
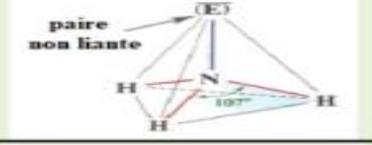
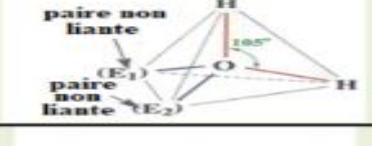
L'éthanol : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ et l'oxyde de diméthyle : $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$

IV- Géométrie des molécules :

1-Géométrie spatiale des molécules :

La géométrie de la molécule résulte des répulsions entre les **doublets liants** et **non liants** qui se repoussent au maximum les uns des autres et la molécule prend une certaine **disposition spatiale**.

On trouve un **atome central** relié avec d'autres atomes par des **liaisons covalentes**.

La molécule	Géométrie	Forme	Modèle moléculaire
CH_4		tétraédrique	
NH_3		Pyramide	
H_2O		Plane coudée V	
CO_2	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$	Linéaire	

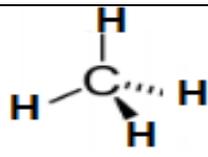
2- Représentation de Cram :

La représentation de Cram donne un aperçu de la configuration spatiale des atomes qui composent une molécule. Elle fait apparaître les liaisons en perspective :

	Liaison située dans le plan de la feuille
	Liaison située en avant du plan de la feuille
	Liaison située en arrière du plan de la feuille

Exemple :

Molécule de méthane :

<p>Molécule de méthane CH_4</p>	
<p>Molécule d'éthane $CH_3 - CH_3$</p>	