

Deuxième Partie :
constituants de la
matière
Unité 5
4 H

هندسة بعض الجزيئات
La géométrie de quelques molécules

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ
Tronc Commun
Chimie

I – Règles du DUET et de l'OCTET :

1 – Activité :

L'hélium He ($Z = 2$), le néon Ne ($Z = 10$) et l'argon Ar ($Z = 18$) sont des éléments qui n'existent sur la nature que sous la forme d'atomes isolés. Ce sont des gaz qui ne réagissent pas, ils sont qualifiés de «nobles».

a- Ecrire la structure électronique de ces éléments.

La structure électronique est : $He : (K)^2$, $Ne : (K)^2(L)^8$, $Ar : (K)^2(L)^8(M)^8$.

b- La couche externe de chaque atome est-elle saturée ou non ?

La couche externe de chaque atome est saturée car elle contient le nombre maximum d'électrons.

c- Ecrire la structure électronique de l'atome de lithium Li ($Z = 3$) et l'atome de chlore Cl ($Z = 17$). Les deux atomes ont-ils une stabilité chimique ?

La structure électronique est : $Li : (K)^2(L)^1$ et $Cl : (K)^2(L)^8(M)^7$

Les deux atomes sont instables parce que leurs couches externes sont insaturées.

d- Ecrire la structure électronique des ions Li^+ et Cl^- . Sont-ils caractérisés par la stabilité chimique ?

La structure électronique est : $Li^+ : (K)^2$ et $Cl^- : (K)^2(L)^8(M)^8$

Les ions sont stables car leurs couches externes sont saturées.

2 – Stabilité des gaz rares ou nobles :

Les gaz rares (l'Hélium He ($Z = 2$), Néon Ne ($Z = 10$) et Argon Ar ($Z = 18$) ...) ne participent quasiment pas à des réactions chimiques, ne forment pas de molécules ou d'ions. Les gaz rares sont stables à l'état d'atome isolé car leur couche externe est saturée.

3 – Énoncé des règles :

✚ La règle du « duet » : Au cours des transformations chimiques, les éléments chimiques de numéro atomique ($Z \leq 4$) évoluent de manière à avoir la structure électronique du Hélium $He : (K)^2$. Ils ont alors deux électrons sur leur couche externe.

✚ La règle de l'« octet » : Au cours des transformations chimiques, les éléments chimiques de numéro atomique ($5 \leq Z \leq 18$) évoluent de manière à avoir la structure électronique de plus proche gaz rare dans le tableau périodique des éléments (de Néon $Ne : (K)^2(L)^8$ ou Argon $Ar : (K)^2(L)^8(M)^8$). Ils portent donc 8 électrons sur leur couche externe.

4- Application sur les ions monoatomiques stables :

Les ions monoatomiques stables vérifient les règles duet et octet.

Atomes	Ions	Atomes	Ions
$Na : (K)^2(L)^8(M)^1$	$Na^+ : (K)^2(L)^8$	$Li : (K)^2(L)^1$	$Li^+ : (K)^2$
$Mg : (K)^2(L)^8(M)^2$	$Mg^{2+} : (K)^2(L)^8$	$Be : (K)^2(L)^2$	$Be^{2+} : (K)^2$
$S : (K)^2(L)^8(M)^6$	$S^{2-} : (K)^2(L)^8(M)^8$	$F : (K)^2(L)^7$	$F^- : (K)^2(L)^8$
$Cl : (K)^2(L)^8(M)^7$	$Cl^- : (K)^2(L)^8(M)^8$	$O : (K)^2(L)^6$	$O^{2-} : (K)^2(L)^8$

II – Les molécules :

1 – Définition :

La **molécule** est des **assemblages d'atomes** attachés les uns aux autres. La molécule est **stable** et électriquement **neutre**.

2 – Liaison covalente :

Une **liaison covalente** est une **liaison chimique** dans laquelle deux atomes se partagent **deux électrons** (un électron chacun) de leurs **couches externes** afin de former un **doublet d'électrons liant** les deux atomes. C'est une des forces qui produit l'**attraction mutuelle** entre atomes.

EXEMPLES :

Pour l'**Hydrogène** $H(Z = 1): (K)^1$ le **nombre de liaisons covalentes** possible est : $n_L = 2 - 1 = 1$, nous disons que l'atome d'**hydrogène** est **monovalent**.

Pour l'**oxygène** $O(Z = 8): (K)^2(L)^6$ le **nombre de liaison covalentes** possible est : $n_L = 8 - 6 = 2$, nous disons que l'atome d'**oxygène** est **bivalents**.

Pour l'**Azote** $N(Z = 7): (K)^2(L)^5$ le **nombre de liaisons covalentes** possibles est : $n_L = 8 - 5 = 3$, nous disons que l'atome d'**Azote** est **trivalents**.

Pour le **Carbone** $C(Z = 6): (K)^2(L)^4$ le **nombre de liaisons covalentes** possible est : $n_L = 8 - 4 = 4$, nous disons que l'atome du **Carbone** est **tétravalents**.

Remarque :

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

EXEMPLES :

Liaison covalente simple : $H - H$

Liaison covalente double : $O = O$

Liaison covalente triple : $N \equiv N$

} **Liaison covalente multiple**

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 :

- Écrire la **structure électronique** de chaque atome.
- Déterminer le **nombre global** n_t d'électrons de **couches externes** de chaque atome dans la molécule.
- Déterminer le **nombre global** n_d de **doublets d'électrons** : $n_d = \frac{n_t}{2}$.
- Déterminer le **nombre** n_L de **liaisons covalentes** que doit établir l'atome pour acquérir une structure en octet ($8 - p$) ou en duet ($2 - p$) suivant la règle à laquelle il est soumis avec p le **nombre d'électrons d'équivalence**.
- Déterminer le **nombre** n'_d de **doublets non liants** de chaque atome :

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

EXEMPLE : représenter selon le modèle de Lewis les molécules suivante :

Molécule	PCl_3	H_2O	CH_4	$C_2H_4O_2$
structure électronique	$P : (K)^2(L)^8(M)^5$ $Cl : (K)^2(L)^8(M)^7$	$H : (K)^1$ $O : (K)^2(L)^6$	$H : (K)^1$ $C : (K)^2(L)^4$	$H : (K)^1$ $C : (K)^2(L)^4$ $O : (K)^2(L)^6$
n_t	$5 + 3 \times 7 = 26$	$2 \times 1 + 6 = 8$	$4 + 4 \times 1 = 8$	$4 \times 1 + 2 \times 4 + 2 \times 6 = 24$
$n_d = \frac{n_t}{2}$	$\frac{26}{2} = 13$	$\frac{8}{2} = 4$	$\frac{8}{2} = 4$	$\frac{24}{2} = 12$
n_L	$P : 8 - 5 = 3$ $Cl : 8 - 7 = 1$	$H : 2 - 1 = 1$ $O : 8 - 6 = 2$	$H : 2 - 1 = 1$ $C : 8 - 4 = 4$	$H : 2 - 1 = 1$ $C : 8 - 4 = 4$ $O : 8 - 6 = 2$
n'_d	$P : \frac{5-3}{2} = 1$ $Cl : \frac{7-1}{2} = 3$	$H : \frac{1-1}{2} = 0$ $O : \frac{6-2}{2} = 2$	$H : \frac{1-1}{2} = 0$ $C : \frac{4-4}{2} = 0$	$H : \frac{1-1}{2} = 0$ $C : \frac{4-4}{2} = 0$ $O : \frac{6-2}{2} = 2$
Représentat-ion de Lewis				

III – Isomères :

1 – Types de formules :

Formule Brute : Indique le **nombre** et la **nature** des atomes des différents constituants chimiques de la molécule.

Formule semi-développée : Indique le **type de liaisons** entre les atomes principaux.

Formule développée : à partir du **modèle de Lewis**, nous obtenons la formule développée en **supprimant** les **paires électroniques non liantes**.

EXEMPLE :

Formule Brute : C_4H_9N Formule semi-développée $CH_3 - C = CH - NH_2$

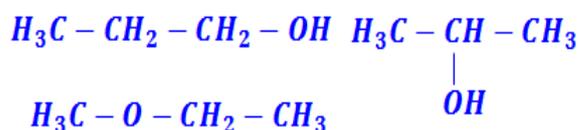
Formule développée :

2 – Isomère :

On appelle **isomères** toute espèce chimique ayant la **même formule brute** mais correspondre **plusieurs formules semi-développées différentes** (des **propriétés physiques ou chimiques différentes**).

EXEMPLE :

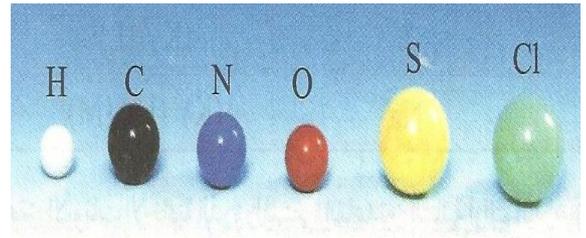
Formule Brute : C_3H_8O Les Isomères:

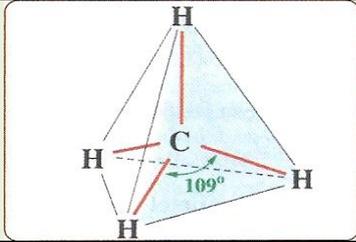
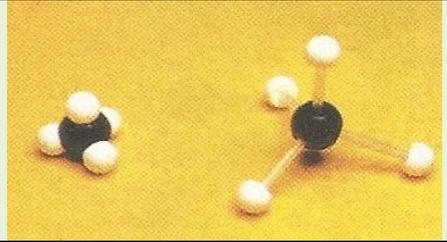
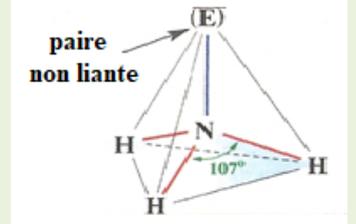
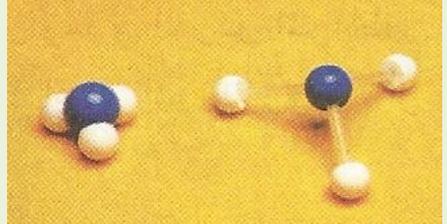
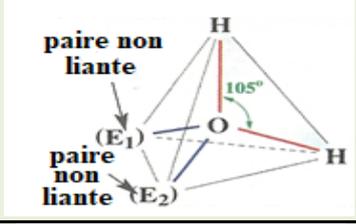
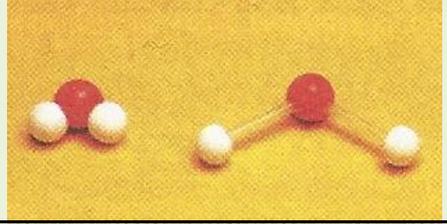
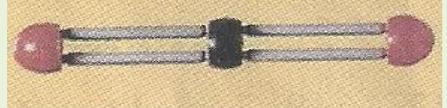


IV – Géométrie des molécules :

1 – Géométrie spatiale des molécules :

Les **doublets liants** et **non liants** se repoussent (charge négative) et la **disposition spatiale** d'une molécule est liée à cette répulsion, de façon à ce qu'ils soient **le plus loin possible**. On trouve souvent un **atome central** relié par 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	$O = C = O$	Linéaire	

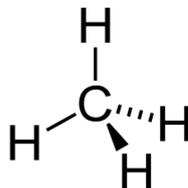
2 – Représentation de Cram :

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** CH_4



molécule d'**éthane** C_2H_8

