

Deuxième Partie :
constituants de la
matière
Unité 5
4 H

هندسة بعض الجزيئات La géométrie de quelques molécules

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 :

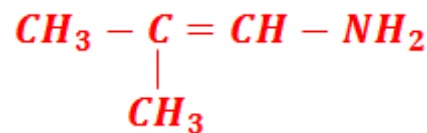
Formule Brute : Indique le **nombre** et la **nature** des atomes des différents constituants chimiques de la molécule.

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

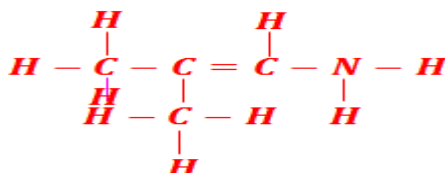
Formule développée : à partir du **modèle de Lewis**, nous obtenons la formule développée en **supprimant** les **paires électroniques non liantes**.

EXEMPLE :

Formule Brute : C_4H_9N Formule semi-développée



Formule développée :

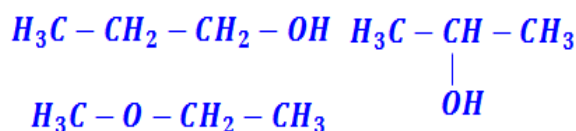


2 – Isomère :

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 :

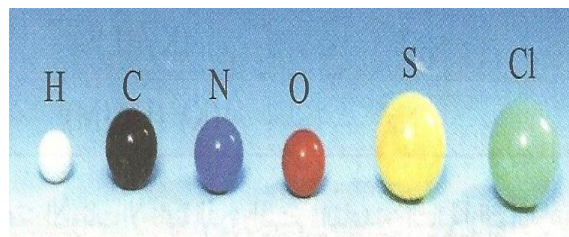
Formule Brute : C_3H_8O Les Isomères:



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 | |

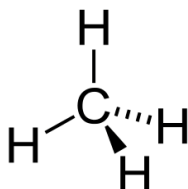
2 – Représentation de Cram :

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

