

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 : $(K)^2(L)^8(M)^2$	Mg²⁺ : $(K)^2(L)^8$	Be : $(K)^2(L)^2$	Be²⁺ : $(K)^2$
S : $(K)^2(L)^8(M)^6$	S²⁻ : $(K)^2(L)^8(M)^8$	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 : $(K)^2(L)^6$	O²⁻ : $(K)^2(L)^8$

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	$P : \frac{5-3}{2} = 1$ $Cl : \frac{7-1}{2} = 3$	$H : \frac{1-1}{2} = 0$ $O : \frac{6-2}{2} = 2$	$H : \frac{1-1}{2} = 0$ $C : \frac{4-4}{2} = 0$	$H : \frac{1-1}{2} = 0$ $C : \frac{4-4}{2} = 0$ $O : \frac{6-2}{2} = 2$
Représentation de Lewis	$\begin{array}{c} \overline{Cl} - \overline{P} - \overline{Cl} \\ \\ \overline{Cl} \end{array}$	$H - \overline{O} - H$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H - C - H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H - C - \overset{\overline{O}}{ } - \overline{O} - H \\ \\ H \end{array}$

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 :
$$\begin{array}{c} H \\ | \\ H - C - C = C - N - H \\ | \quad | \\ H \quad C - H \quad H \end{array}$$

CH_3

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 :

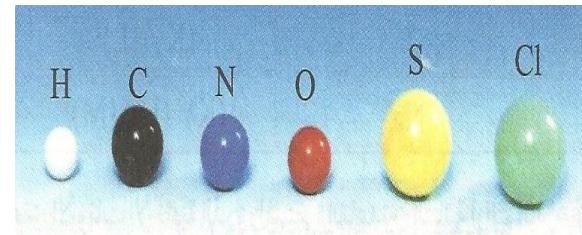
Formule Brute : C_3H_8O Les Isomères:

$$\begin{array}{c} H_3C - CH_2 - CH_2 - OH \\ | \\ H_3C - CH - CH_3 \\ | \\ OH \\ H_3C - O - CH_2 - CH_3 \end{array}$$

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		tétrédrique	
NH_3		Pyramide	
H_2O		Plane coudée V	
CO_2	$O = C = O$	Linéaire	

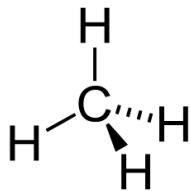
2 – Représentation de Cram :

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_6

