

Sommaire**I- Règles du DUET et de l'OCTET**

1-1/ Structure des gaz rares

1-2/ La règle du duet

1-3/ La règle de l'octet

1-4/ Application sur les ions monoatomiques stables

**II- Représentation de Lewis d'une molécule**

2-1/ La molécule

2-2/ La liaison covalente

2-3/ La représentation de Lewis d'une molécule

**III- Les formules des molécules****IV- Les isomères****V- Géométrie des molécules**

5-1/ Géométrie spatiale des molécules

5-2/ Représentation de Cram

**VI- Tableau périodique****VII- Exercices**

7-1/ Exercice 1

7-2/ Exercice 2

7-3/ Exercice 3

7-4/ Exercice 4

---

**I- Règles du DUET et de l'OCTET****1-1/ Structure des gaz rares**

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».

Atome	Numéro atomique	Structure électronique	Couche externe
L'hélium $He$	$Z = 2$	$(K)^2$	$(K)^2$
Le néon $Ne$	$Z = 10$	$(K)^2(L)^8$	$(L)^8$
L'argon $Ar$	$Z = 18$	$(K)^2(L)^8(M)^8$	$(M)^8$

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

## 1-2/ 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.

## 1-3/ 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.

## 1-4/ Application sur les ions monoatomiques stables

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- Représentation de Lewis d'une molécule

## 2-1/ La molécule

La molécule est des assemblages des atomes attachés les uns des autres.

La molécule est stable et électriquement neutre.

## 2-2/ La liaison covalente

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 :  $N \equiv N$

## 2-3/ La représentation de Lewis d'une molécule

### Définition

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

1. Écrire la structure électronique de chaque atome.
2. Déterminer le nombre global  $n_t$  d'électrons de couches externes de chaque atome dans la molécules.
3. Déterminer le nombre global  $n_d$  de doublet d'électrons :  $n_d = \frac{n_t}{2}$
4. 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.

5. Déterminer le nombre  $n'_d$  de doublet non liants de chaque atome :  $n'_d = \frac{p-n_L}{2}$

## Exemples

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- Les formules des molécules

### Formules brute

Elle indique le symbole et le nombre des atomes présents.

- Exemple :  $C_2H_6O$

### Formule développée

Elle fait apparaître toutes les atomes et toutes les liaisons entre les atomes de la molécule.

- Exemple :

### Formule semi-développée

Elle indique les types de liaison entre les atomes principaux.

- Exemple :  $CH_3 - CH_2 - OH$

## IV- Les isomères

### Définition

Les 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  $C_2H_6O$  donne deux isomères :

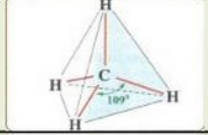

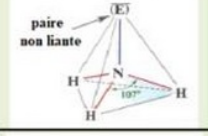
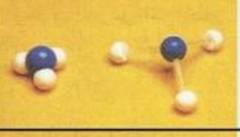
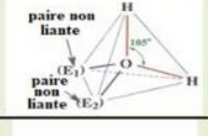
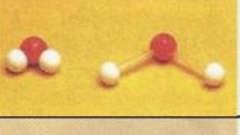

- L'éthanol :  $CH_3 - CH_2 - OH$
- L'oxyde de diméthyle :  $CH_3 - O - CH_3$

## V- Géométrie des molécules

### 5-1/ 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	
$CO_2$	$O = C = O$	Linéaire	

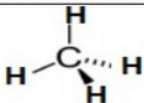
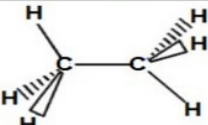
## 5-2/ Représentation de Cram

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 <b>dans le plan</b> de la feuille
	Liaison située <b>en avant du plan</b> de la feuille
	Liaison située <b>en arrière du plan</b> de la feuille

## Exemples

Molécule de méthane $CH_4$	
Molécule d'éthane $CH_3 - CH_3$	

## VI- Tableau périodique

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	hydrogène : ${}^1_1H$ 							hélium : ${}^4_2He$ 
2	lithium : ${}^7_3Li$ 	béryllium : ${}^9_4Be$ 	bore : ${}^{11}_5B$ 	carbone : ${}^{12}_6C$ 	azote : ${}^{14}_7N$ 	oxygène : ${}^{16}_8O$ 	fluor : ${}^{19}_9F$ 	néon : ${}^{20}_{10}Ne$ 
3	sodium : ${}^{23}_{11}Na$ 	magnésium : ${}^{24}_{12}Mg$ 	aluminium : ${}^{27}_{13}Al$ 	silicium : ${}^{28}_{14}Si$ 	phosphore : ${}^{31}_{15}P$ 	soufre : ${}^{32}_{16}S$ 	chlore : ${}^{35}_{17}Cl$ 	argon : ${}^{40}_{18}Ar$ 

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	Hydrogène : ${}^1_1\text{H}$ 							Hélium : ${}^4_2\text{He}$ 
2	Lithium : ${}^7_3\text{Li}$ 	Béryllium : ${}^9_4\text{Be}$ 	Bore : ${}^{11}_5\text{B}$ 	Carbone : ${}^{12}_6\text{C}$ 	Azote : ${}^{14}_7\text{N}$ 	Oxygène : ${}^{16}_8\text{O}$ 	Fluor : ${}^{19}_9\text{F}$ 	Néon : ${}^{20}_{10}\text{Ne}$ 
3	Sodium : ${}^{23}_{11}\text{Na}$ 	Magnésium : ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ 	Aluminium : ${}^{27}_{13}\text{Al}$ 	Silicium : ${}^{28}_{14}\text{Si}$ 	Phosphore : ${}^{31}_{15}\text{P}$ 	Soufre : ${}^{32}_{16}\text{S}$ 	Chlore : ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ 	Argon : ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ 

## VII- Exercices

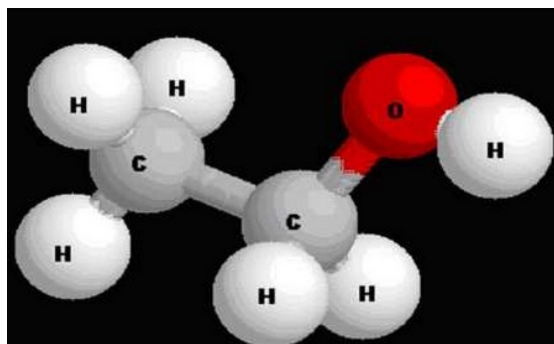
### 7-1/ Exercice 1

Compléter le tableau suivant :

Molécule	Atomes	Structure électronique	$p$	$N_T$	$N_d$	$N_L$	$N_{n,L}$	Représentation de Lewis
$H_2O$	${}_1H$							
	${}_1H$							
	${}_8O$							
$O_2$	${}_8O$							
	${}_8O$							
$CO_2$	${}_6C$							
	${}_8O$							
	${}_8O$							
$N_2$	${}_7N$							
	${}_7N$							
$HCl$	${}_1H$							
	${}_{17}Cl$							
$NH_3$	${}_7N$							
	${}_1H$							
	${}_1H$							
	${}_1H$							

### 7-2/ Exercice 2

Soit le modèle moléculaire représentant la molécule d'éthanol :



1. Écrire la formule brute de cette molécule.
2. Écrire la formule développée de cette molécule et son schéma de Lewis.
3. En déduire la formule semi-développée de cette molécule.

On considère l'atome de carbone ayant une liaison avec l'atome d'oxygène comme central.

4. Faire la représentation de Cram de l'éthanol.

### 7-3/ Exercice 3

#### Les atomes

1. Écrire les formules de Lewis des atomes suivants :  
hydrogène - oxygène - carbone - azote - soufre - fluor
2. Définir la liaison covalente.
3. Définir la valence d'un élément. Préciser la valence des éléments précédents.

#### Les molécules

4. Écrire les formules de Lewis des molécules suivantes :

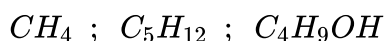
- $HF$  : Fluor d'hydrogène ;
- $H_2S$  : sulfure d'hydrogène ;
- $CO_2$  : dioxyde de carbone ;
- $CH_4$  : méthane ;
- $N_2$  : diazote ;
- $C_2H_4O$  : éthanal.

La formule brute  $C_2H_4O$  correspond à deux corps qui sont des isomères, les propriétés différentes résultent d'une organisation différentes des atomes dans les deux molécules.

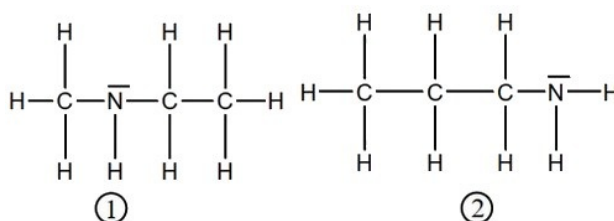
5. Écrire les formules de Lewis correspondant à ces deux isomères.

### 7-4/ Exercice 4

1. Définir les isomères.
2. Donner toutes les formules semi-développée pour les isomères de la molécule  $C_3H_8O$  .
3. Donner la formule semi-développée de tous isomères des molécules suivantes :



On considère les 2 molécules suivantes :



4. Donner la formule brute des molécules.
5. Est-ce qu'il existe d'autres molécules ayant la même formule brute ?