AlloSchool

Physique et Chimie : Tronc Commun

Séance 12 (La géométrie de quelques molécules)

Professeur : Mr EL GOUFIFA Jihad

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
Na : $(K)^2(L)^8(M)^1$	Na^+ : $(K)^2(L)^8$
Mg : $(K)^2(L)^8(M)^2$	Mg^{2+} : $(K)^2(L)^8$
S : $(K)^2(L)^8(M)^6$	S^{2-} : $(K)^2(L)^8(M)^8$
Cl : $(K)^2(L)^8(M)^7$	Cl^- : $(K)^2(L)^8(M)^8$

Atomes	Ions
Li : $(K)^2(L)^1$	Li^+ : $(K)^2$
Be : $(K)^2(L)^2$	Be^{2+} : $(K)^2$
F : $(K)^2(L)^7$	F^- : $(K)^2(L)^8$
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 unes 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

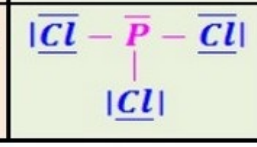
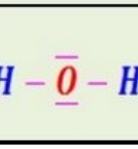
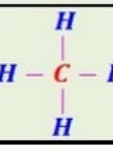
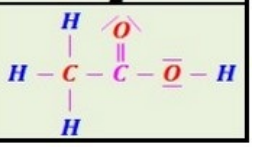
Définition

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	$5 + 3 \times 7 = 26$	$2 \times 1 + 6 = 8$	$4 + 4 \times 1 = 8$	4×1+2×4+2×6=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				

III- Les formules des molécules

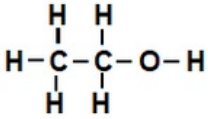
Formules brute

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 :

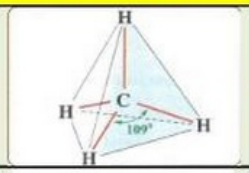
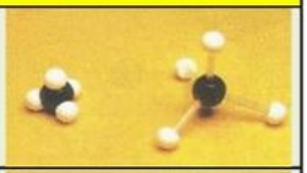
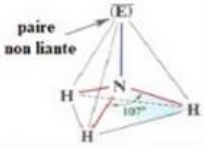
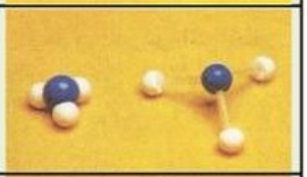
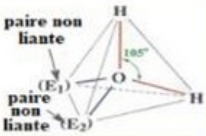
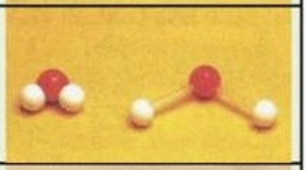
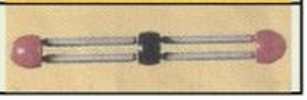
- L'éthanol : $CH_3 - CH_2 - OH$
- L'oxyde de diméthyle : $CH_3 - O - CH_3$

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	

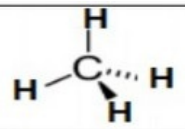
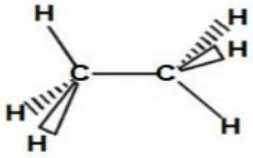
5-2/ Représentation de Cram

La représentation de Cram donne un aperçu de la configuration spatiale des atomes qui composent une molécule.

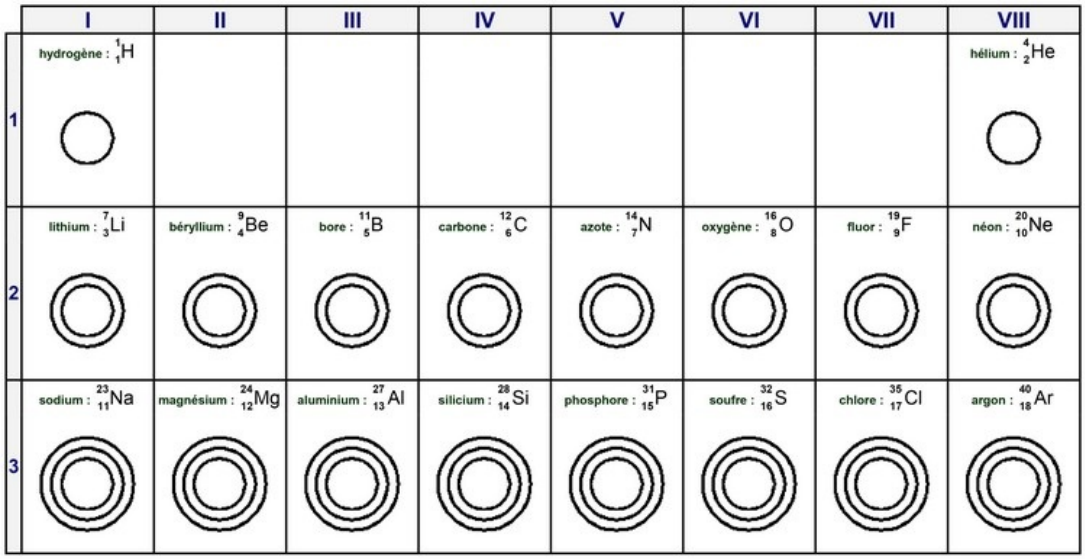
Elle fait apparaître les liaisons en perspective :

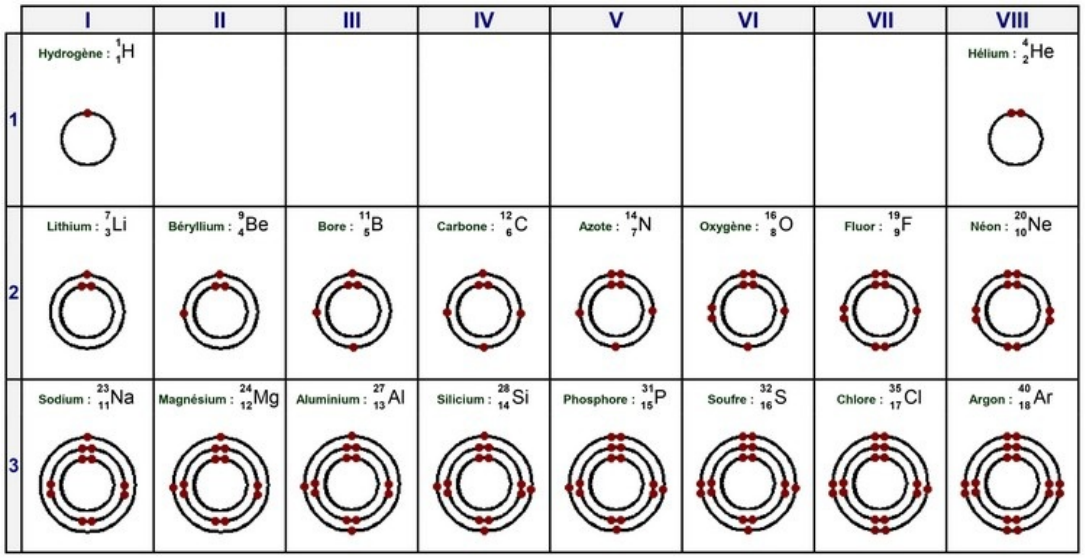
	Liaison située **dans le plan** de la feuille
	Liaison située **en avant du plan** de la feuille
	Liaison située **en arrière du plan** de la feuille

Exemples

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

VI- Tableau périodique





VII- Exercices

7-1/ Exercice 1

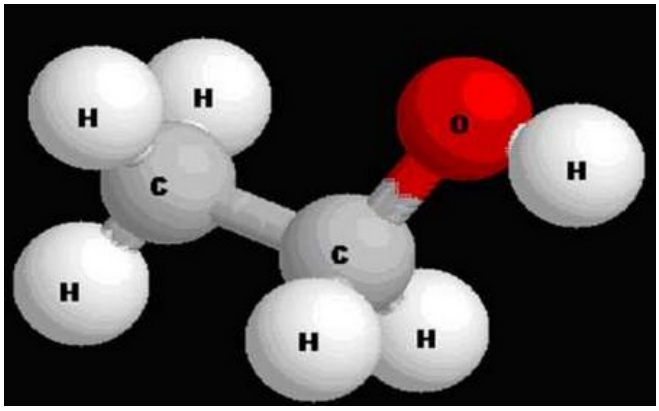
Compléter le tableau suivant :

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.

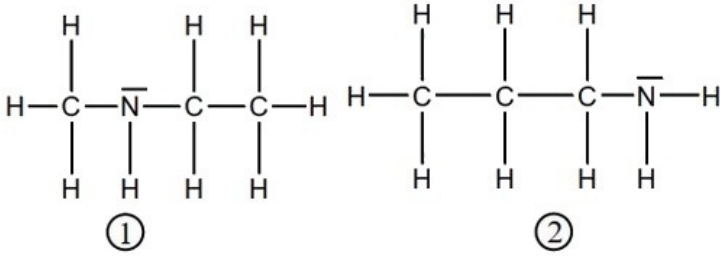
5. Écrire les formules de Lewis correspondant à ces deux isomères.

7-4/ Exercice 4

1. Définir les isomères.
2. Donner toutes les formules semi-développée pour les isomères de la moléculeC_3H_8O .
3. Donner la formule semi-développée de tous isomères des molécules suivantes :

$$CH_4 \ ; \ C_5H_{12} \ ; \ C_4H_9OH$$

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 ?