

Corrigés des exercices

Géométrie de quelques molécules

Exercice 1 :

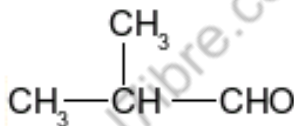
1- Formule brute des molécules A et B :

A et B ont même formule brute C_4H_8O .

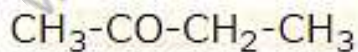
2- Que peut-on dire de ces molécules :

Les molécules A et B ont même formule brute mais des formules développées différents : ce sont des isomères.

3- Formule semi-développée de A :



- Formule semi-développée de B :

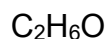


Exercice 2 :

1- Type du modèle utilisé :

Modèle éclaté

2- Formule brute de la molécule :



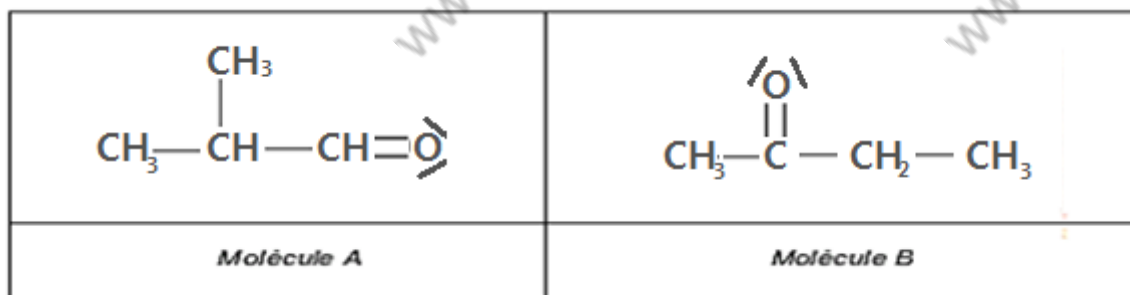
3- Représentation de Lewis de la molécule :

Carbone : 6 électrons soit K(2) L(4) soit 4 électrons externes donc $3 \times 4 = 12$ électrons externes pour les 3 atomes.

Hydrogène : 1 électrons soit K(1) soit 1 électron externe donc $1 \times 6 = 6$ électrons externes pour 6 atomes.

Oxygène : 8 électrons soit K(2) L(6) soit 6 électrons externes donc $6 \times 1 = 6$ électrons externes pour l'atome.

Il y a donc $12 + 6 + 6 = 24$ électrons externe soit 12 doublets d'électrons externes à répartir en doublets liants et non-liants.

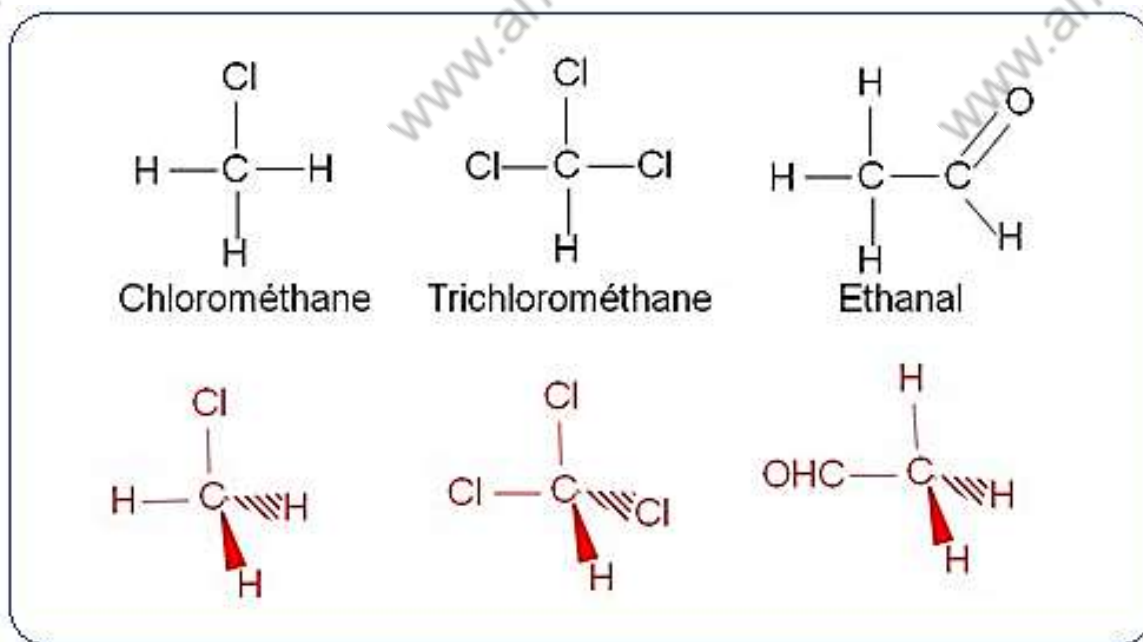


On vérifie bien que C et O respectent la règle de l'octet en s'entourant de 4 doublets d'électrons et que H respectent bien la règle du duet.

Exercice 3 :

1- La formule développée de ces molécules :

2- La représentation de CRAM ces molécules :



Exercice 4 :

1- les formules semi-développées des molécules :

Structures électroniques des atomes :

Carbone : $(K)^2 (L)^2 \rightarrow 4$ liaisons

Hydrogène : $(K)^1 \rightarrow 1$ liaison

Fluor : $(K)^2 (L)^7 \rightarrow 1$ liaison

Les deux atomes de carbones sont donc forcément liés et les atomes de fluor et d'hydrogène sont autour :

Molécule	(A)	(B)
Formule développée	$ \begin{array}{c} \text{F} \quad \text{F} \\ \quad \\ \text{F} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \\ \text{F} \quad \text{H} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{F} \quad \text{F} \\ \quad \\ \text{F} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{F} \end{array} $
Formule semi-développée	$\text{F}_3\text{C} - \text{CH}_2\text{F}$	$\text{HF}_2\text{C} - \text{CF}_2\text{H}$

2- La formule semi-développée

La molécule la moins symétrique est la molécule (A).

Une formule semi-développée est moins détaillée que la formule développée.

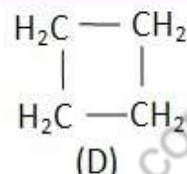
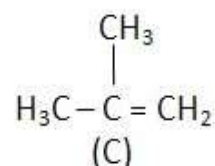
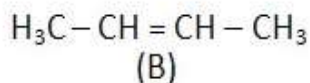
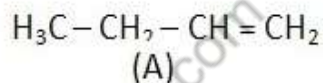
La formule semi-développée de la molécule de Solkane est donc : $F_3C - CH_2F$

On positionne les carbones de façon à ce qu'ils soient visiblement les atomes réalisant les liaisons.

Exercice 5 :

1- les formules semi-développées de ces quatre molécules :

Les molécules possibles sont les suivantes :

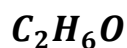


2- Nombre d'isomères insaturés répondant à la formule brute C_4H_8

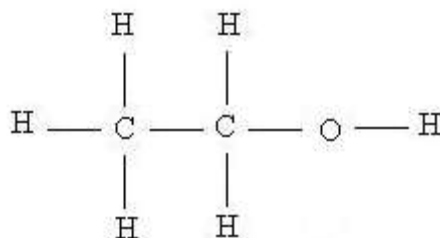
Les molécules (A), (B) et (C) ont une liaison double : elles sont insaturées.

Exercice 6 :

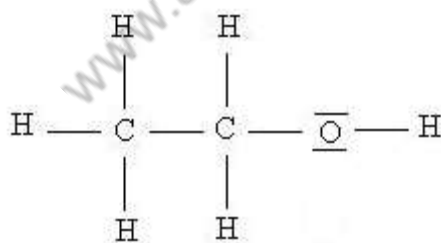
1- Formule brute de la molécule :



2- Formule développée de cette molécule :



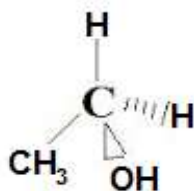
Son schéma de Lewis :



3- Formule semi-développée de cette molécule :



4- Représentation de Cram de l'éthanol :



Exercice 7 :

I- Les atomes

1- les formules de Lewis des atomes :



2- Définition de la liaison covalente :

La liaison covalente entre deux atomes correspond à une mise en commun d'une paire d'électrons.

Cette paire d'électrons constitue un doublé de liaison.

3- Définition de la valence :

La valence d'un élément est le nombre de liaison de covalence que doit former l'atome de cet élément.

En générale les atomes forment des liaisons covalentes de façon que la couche électronique externe possède 8 électrons (2 électrons pour l'hydrogène).

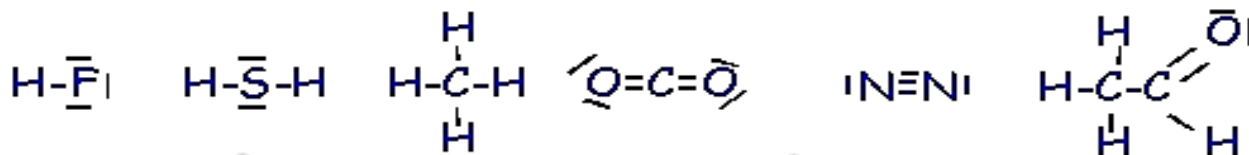
Elément	H	O	C	N	S	F
valence	1	2	4	3	2	1

II- Les molécules

1- Les formules de Lewis des molécules :

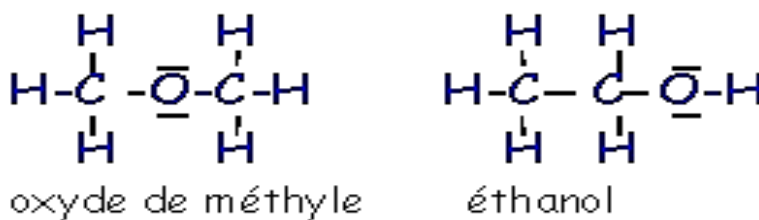
La liaison double est la mise en commun de deux paires d'électrons.

La liaison triple est la mise en commun de trois paires d'électrons.



2- Les formules de Lewis correspondant à ces deux isomères :

La molécule de formule brute $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ est formée de deux atomes de carbones, six atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène. En respectant les valences de ces éléments on peut écrire de deux manières la formule de Lewis ce qui correspond à deux isomères.



Exercice 8 :

1- Schéma de Lewis des atomes :

L'atome	${}_1\text{H}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$
Structure électronique	K^1	$\text{K}^2 \text{L}^4$	$\text{K}^2 \text{L}^5$	$\text{K}^2 \text{L}^8$
schéma de Lewis	$\cdot\text{H}$	$\cdot\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$	$\cdot\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot$	$\cdot\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}\cdot$

2-Déduction du schéma de Lewis des molécules :

Formule de la molécule	$\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$	C_4H_{10}
schéma de Lewis	$ \begin{array}{ccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \\ & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{N} & - \text{H} \\ & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & & \end{array} $	$ \begin{array}{ccccc} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{O} & - \text{H} \\ & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & & \end{array} $	$ \begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \end{array} $

3-1- Formules ioniques et statistiques des composés suivants :

Nom	Carbonate d'aluminium	Péroxodisulfate d'ammonium	Phosphate de fer II
Formule ionique	$(2\text{Al}^{3+}; 3\text{CO}_3^{2-})$	$(2\text{NH}_4^+ + \text{S}_2\text{O}_8^{2-})$	$(3\text{Fe}^{2+}; 2\text{PO}_4^{3-})$
Formule statistique	$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$	$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$

3-2- Noms des composés ioniques ci-dessous :

Formule statistique	FeS_2O_8	$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	$(\text{NH}_4)_2\text{PO}_4$
Nom	Péroxodisulfate de fer II	Carbonate d'aluminium	Phosphate d'ammonium