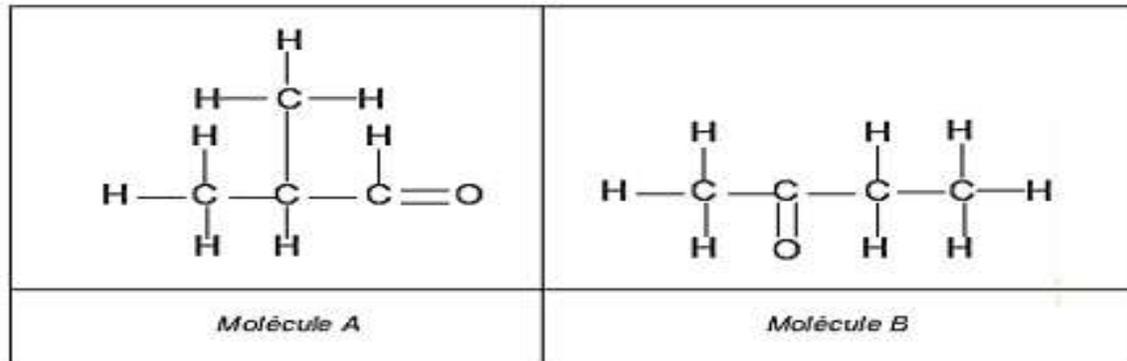


## Géométrie de quelques molécules

### Exercice 1 :

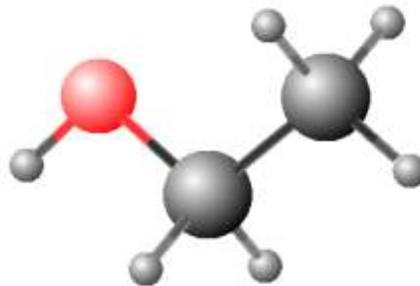
On considère la formule développées des molécules A et B :



- 1- Donner les formules brutes de A et B.
- 2- Que peut-on dire de ces molécules ?
- 3- Donner leurs formules développées.

### Exercice 2 :

L'acétone est le principal constituant du solvant utilisé pour retirer le vernis à ongles. Elle est également utilisée comme dissolvant pour dissoudre la colle.



- 1- Nommer le type du modèle utilisé sur l'image jointe.
  - 2- A partir de ce modèle, déterminer la formule brute de cette molécule.
  - 3- En utilisant le nombre d'électrons externes intervenant dans les atomes de cette molécule ; en déduire sa représentation de Lewis.
- On donne : C : Z=6 ; O : Z=8 ; H : Z=1
- 4- Donner leurs représentations de Lewis.

### Exercice 3 :

On considère les molécules suivantes :

le chlorométhane  $CH_3Cl$ , le trichlorométhane  $CHCl_3$  et l'éthanal  $CH_3COH$ .

- 1- Représenter la formule développée de ces molécules.
- 2- Représenter en représentation de CRAM ces molécules.

### Exercice 4 :

Le Solkane est un produit utilisé comme frigorigène (fluide permettant d'obtenir le froid)

Son nom scientifique est le 1,1,1,2-tétrafluorométhane et sa formule brute est  $C_2H_2F_4$ .

- 1- Trouver les formules semi-développées des molécules qui répondent à cette formule brute.
- 2- Donner la formule semi-développée du Solane que c'est la moins symétrique.

On donne :  $Z(C) = 6$  ,  $Z(H) = 1$  ,  $Z(F) = 9$

### Exercice 5 :

Quatre molécules hydrocarbure ont la même formule brute,  $C_4H_8$  et des formules semi-développées différentes.

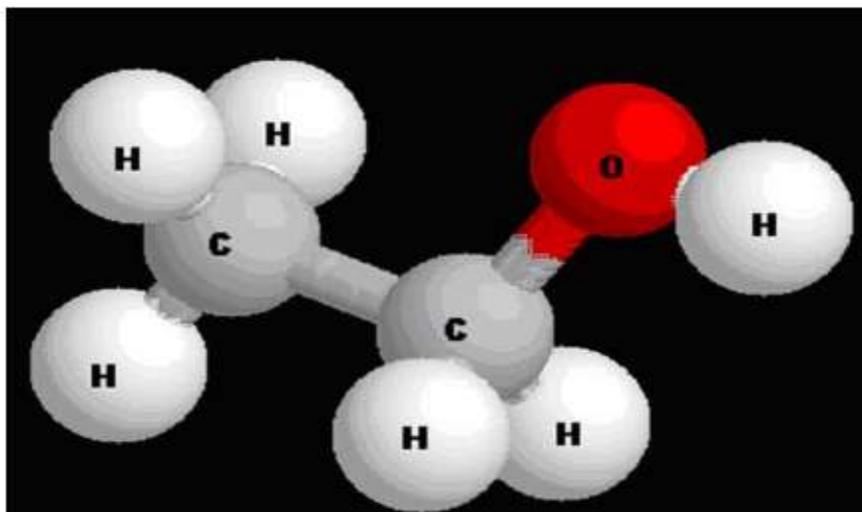
- 1- Déterminer les formules semi-développées de ces quatre molécules.

On donne  $Z(C) = 6$  ;  $Z(H) = 1$

- 2- Lorsqu'une molécule a au moins une liaison double, on dit qu'il est insaturée . Combien y a-t-il d'isomères insaturés répondant à la formule brute  $C_4H_8$  ?

### Exercice 6 :

Soit le modèle moléculaire représentant la molécule d'éthanol :



- 1- Ecrire la formule brute de cette molécule.
- 2- Ecrire la formule semi-développée de cette molécule et son schéma de Lewis.
- 3- En déduire la formule semi-développée de cette molécule.
- 4- On considère l'atome de carbone ayant une liaison avec l'atome d'oxygène comme central. Faire la représentation de Cram de l'éthanol.

## Exercice 7 :

### I- Les atomes

- 1- Ecrire 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.

### II- Les molécules

- 1- Ecrire 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.

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

Ecrire les formules de Lewis correspondant à ces deux isomères.

## Exercice 8 :

- 1- Rappeler la représentation de Lewis des atomes suivants :  ${}_1H$  ,  ${}_6C$  ,  ${}_7N$  et  ${}_8O$ .
- 2- En déduire le schéma de Lewis des molécules suivants :  $C_3H_7N$  ;  $C_3H_8O$  ;  $C_4H_{10}$ .
- 3- On considère le tableau ci-dessous :

Ions	carbonate	Phosphate	ammonium	aluminium	fer II	peroxodisulfate
Formules	$CO_3^{2-}$	$PO_4^{3-}$	$NH_4^+$	$Al^{3+}$	$Fe^{2+}$	$S_2O_8^{2-}$

- 3-1- Donner les formules ioniques et statistiques des composés suivants :

a- Carbonate d'aluminium.

b- Peroxodisulfate d'ammonium.

c- Phosphate de fer II.

3-2- Nommer les composés ioniques ci-dessous :

a-  $FeS_2O_8$

b-  $Al_2(CO_3)_3$

c-  $(NH_4)_2PO_4$

## Corrigés des exercices Géométrie de quelques molécules

### Exercice 1 :

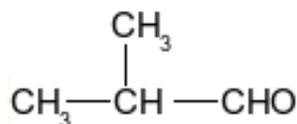
1- Formule brute des molécules A et B :

A et B ont même formule brute  $C_4H_8O$ .

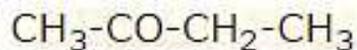
2- Que peut-on dire de ces molécules :

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 :



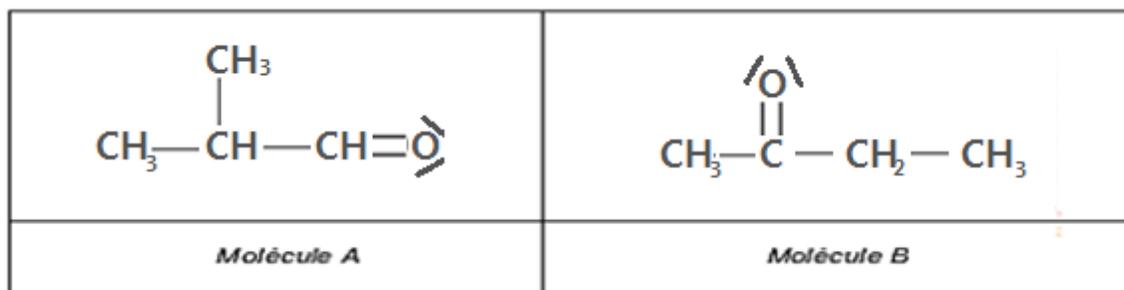
3- Représentation de Lewis de la molécule :

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.

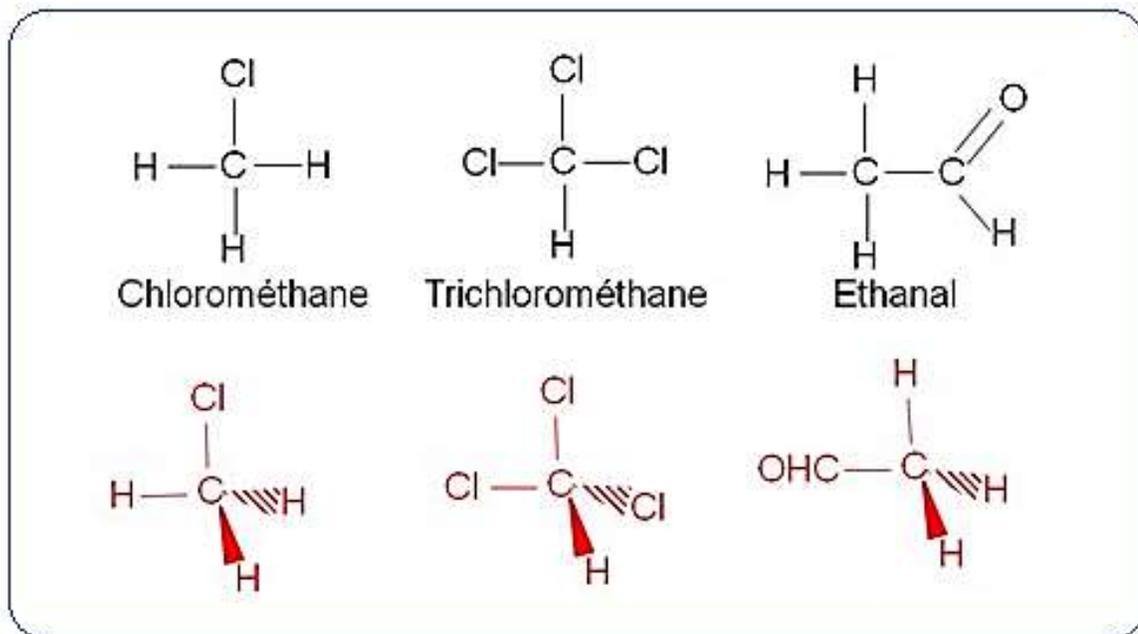


On vérifie bien que C et O respectent la règle de l'octet en s'entourant de 4 doublets d'électrons et que H respectent bien la règle du duet.

## 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.

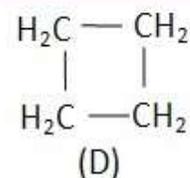
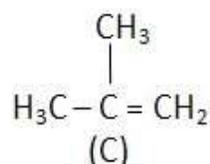
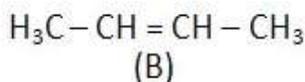
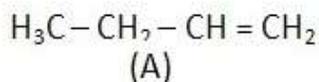
La formule semi-développée de la molécule de Solkane est donc :  $F_3C - CH_2F$

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  $C_4H_8$

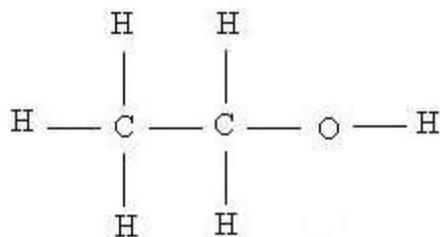
Les molécules (A), (B) et (C) ont une liaison double : elles sont insaturées.

### Exercice 6 :

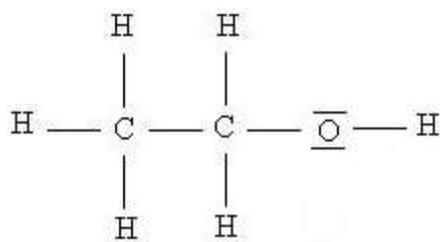
1- Formule brute de la molécule :



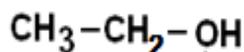
2- Formule développée de cette molécule :



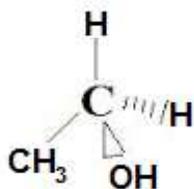
Son schéma de Lewis :



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 doublet 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).

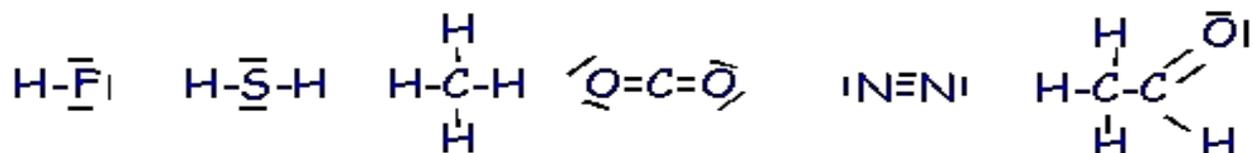
Elément	H	O	C	N	S	F
valence	1	2	4	3	2	1

## II- Les molécules

### 1- Les formules de Lewis des molécules :

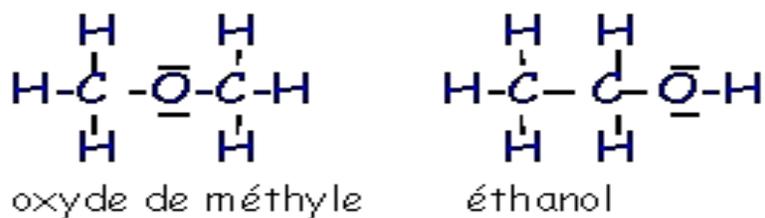
La liaison double est la mise en commun de deux paires d'électrons.

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  $C_2H_4O$  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 :

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

2-Déduction du schéma de Lewis des molécules :

<b>Formule de la molécule</b>	$\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$	$\text{C}_4\text{H}_{10}$
<b>schéma de Lewis</b>	$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & & \\ &   &   &   & & & \\ \text{H} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{N} & -\text{H} & & \\ &   &   &   & & & \\ & \text{H} & \text{H} & & & & \end{array}$	$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & & & & \\ &   &   & & & & \\ \text{H} & -\text{C} & -\text{C} & -\overset{\cdot}{\text{O}} & -\text{H} & & \\ &   &   & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & & & & \end{array}$	$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ &   &   &   &   & & \\ \text{H} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{H} & \\ &   &   &   &   & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \end{array}$

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

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

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

<b>Formule statistique</b>	$\text{FeS}_2\text{O}_8$	$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	$(\text{NH}_4)_2\text{PO}_4$
<b>Nom</b>	Péroxodisulfate de fer II	Carbonate d'aluminium	Phosphate d'ammonium