

## Série N°03 (4 séances)

### Liaisons chimiques

#### Exercice N°01

Soient les liaisons suivantes :

a) C-F ; Si-F ; Ge-F

b) S-F ; S-Cl ; S-Br

1. Indiquer la liaison la plus polaire dans chacun des groupes précédents.
2. Indiquer la polarité sur chacune des liaisons précédentes.
3. Classer les liaisons suivantes en fonction de leur caractère ionique croissant. Indiquer la nature de chaque liaison.



Elément	C	F	S	Cl	Br	Ge	Si	K	N	O	Ga
E.N(X)	2.5	4.0	2.5	3.16	2.8	1.7	1.8	0.8	3.04	3.5	1,0

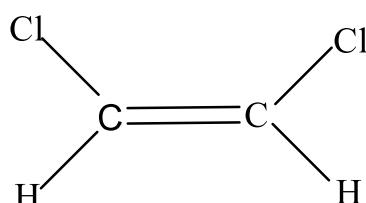
#### Exercice N°02

Dans l'ion  $\text{ClO}_2^-$ , l'angle formé entre les liaisons Cl-O est égal à  $100^\circ$  et le moment dipolaire de la liaison Cl-O ( $\mu_{\text{Cl}-\text{O}}$ ) est égal à  $1,3 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$

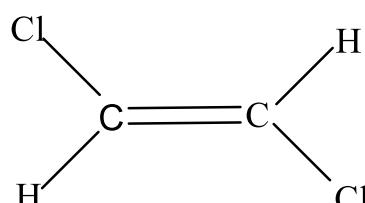
1. Donner la structure de Lewis ainsi que la géométrie de l'ion  $\text{ClO}_2^-$  selon la théorie de VSEPR.
2. Calculer le moment dipolaire  $\mu$  de l'ion  $\text{ClO}_2^-$ .
3. Sachant que le pourcentage du caractère ionique de la liaison Cl-O est égale à 3 %, en déduire la charge  $q$  et la distance  $d$  existante entre Cl et O.

Sachant que le moment dipolaire de la molécule (a) est égal à 1,9D :

1. En appliquant la théorie de VSEPR, déterminer la géométrie de chaque atome de carbone puis déduire leur état d'hybridation.
2. Indiquer la valeur de l'angle formé autour de toutes liaisons de l'atome de carbone.
3. En supposant que  $\mu_{\text{C}-\text{H}}$  et  $\mu_{\text{C}=\text{C}}$  sont négligeables, calculer le moment dipolaire de la liaison C-Cl ( $\mu_{\text{C}-\text{Cl}}$ ) dans la molécule (a).
4. Représenter sur les deux formes de la molécule l'orientation des moments dipolaires partiel et global.
5. Déduire le moment dipolaire de la molécule (b).



(a)



(b)

### **Exercice N°03**

Le moment dipolaire ainsi que la longueur de la liaison du fluorure d'hydrogène H-F valent respectivement :  $6,09 \cdot 10^{-30}$  C.m et  $0,917 \text{ \AA}^\circ$  ( $1 \text{ \AA}^\circ = 10^{-10} \text{ m}$ ).

1. Calculer la valeur du moment dipolaire  $\mu$  de H-F si la liaison était purement ionique ( $H^+$ ,  $F^-$ ).
2. En déduire le pourcentage d'ionicité de la liaison H-F. (Charge de l'électron  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ).

### **Exercice N°04**

On vous propose les molécules et ions suivants :

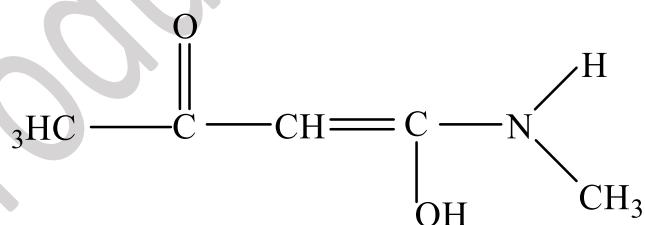
$\text{H}_2\text{S}$  ;  $\text{AsF}_3$  ;  $\text{SiH}_4$  ;  $\text{BCl}_3$  ;  $\text{BeCl}_2$  ;  $\text{OPCl}_3$  ;  $\text{SO}_2$  ;  $\text{ClO}_3^-$  ;  $\text{NO}_3^-$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$  ;  $\text{CH}_3^+$  ;  $\text{NO}^+$  ;  $\text{NO}_2^+$

1. En se basant sur le diagramme de Lewis et en utilisant la théorie de répulsion des paires électroniques de la couche de Valence VSEPR (ou théorie de Gillespie), déterminer pour chaque molécule et ion ci-dessous :
  - a- La forme  $\text{AX}_n\text{E}_m$  et la géométrie moléculaire.
  - b- L'état d'hybridation de l'atome central.
2. Comparer l'angle O-S-O formé dans  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$  et  $\text{SO}_4^{2-}$ . Justifier brièvement en se basant sur la force des interactions DNL-DNL, DNL-DL et DL-DL.
3. Les molécules  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{BCl}_3$  et  $\text{BeCl}_2$  sont-elles polaires ? Justifier.

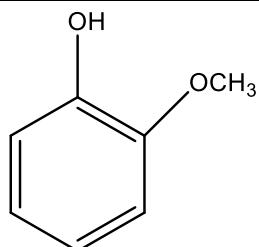
**Données :**  ${}_1\text{H}$  ;  ${}_4\text{Be}$  ;  ${}_5\text{B}$  ;  ${}_6\text{C}$  ;  ${}_7\text{N}$  ;  ${}_8\text{O}$  ;  ${}_9\text{F}$  ;  ${}_14\text{Si}$  ;  ${}_15\text{P}$  ;  ${}_14\text{S}$  ;  ${}_17\text{Cl}$  ;  ${}_33\text{As}$

### **Exercice N°05**

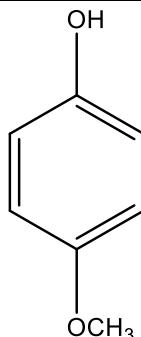
Soit la molécule organique suivante :



1. Compléter les atomes d'oxygène et d'azote de cette molécule par des doublets d'électrons.
2. Donner les états d'hybridation des atomes C, N, O de cette molécule.
3. La molécule est-elle plane ? Entourer tous les atomes qui sont dans le même plan permanent.
4. Combien d'atomes d'hydrogène possède cette molécule qui favorisent la formation de la liaison hydrogène intra et intermoléculaire ?
5. Représenter toutes les liaisons hydrogène intramoléculaires fortes dans cette molécule.
6. Représenter toutes les liaisons hydrogène intermoléculaires possible dans cette molécule avec des molécules d'eau. Dites si la molécule est soluble dans l'eau ? expliquer brièvement.
7. Comparer la force des 2 liaisons (intra et inter). Laquelle est la plus forte ?
8. Expliquer la différence de température d'ébullition entre les molécules suivantes :



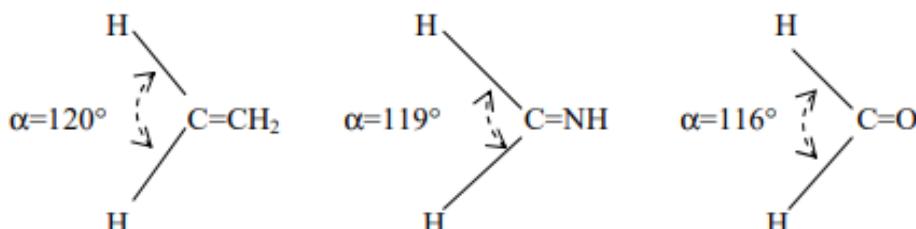
Teb = 205 °C



Teb = 253 °C

### Exercice N°06

En se basant sur l'électronégativité, expliquer pourquoi l'angle  $\alpha$  n'a pas la même valeur pour les trois molécules suivantes :



### Exercice N°07

Un atome X possède la représentation de LEWIS suivante :  $\bullet\ddot{\text{X}}\bullet$

- Sachant que X appartient à la même période que  ${}_{10}\text{Ne}$ , déterminer sa configuration électronique et son numéro atomique Z.
- L'élément X forme avec le carbone ( ${}_{6}^{12}\text{C}$ ) un composé de formule  $\text{C}_2\text{X}_n$ .
  - Représenter cette molécule selon le diagramme de LEWIS, en précisant la valeur n ainsi que la géométrie moléculaire.
  - Ce composé est-il polaire ? Justifier.

### Exercice N°08

Trois éléments, X, Y et Z appartenant à la même période, donnent avec le chlore les trois composés suivants :

**$\text{XCl}_3$  dont la molécule est plane et triangulaire**

**$\text{YCl}_4$  dont la molécule est tétraédrique**

**$\text{ZCl}_3$  dont la molécule est pyramidale**

- Quelle est la configuration de la couche externe de chacun de ces éléments ? Dans quelle colonne de la classification périodique se trouve-t-il ?
- En présence d'ions  $\text{Cl}^-$ , la molécule  $\text{XCl}_3$  peut se transformer en  $\text{XCl}_4^-$ , mais  $\text{YCl}_4$  et  $\text{ZCl}_3$  ne réagissent pas. Déduire dans quelle période se trouvent ces 3 éléments, et les identifier.
- Quelle est la géométrie de l'ion  $\text{XCl}_4^-$  ? Possède-t-il un moment dipolaire non nul ?