UNIVERSITE CHEIKH ANTA DIOP DE DAKAR
FACULTE DES SCIENCES ET TECHNIQUES
DEPARTEMENT DE CHIMIE

L_2PCSM **Semestre 1** **2023-2024**

Série 2 Chimie Inorganique

EXERCICE N° 1

1. Donner la configuration électronique du chlore ($_{17}$Cl) en déduire leur nombre d'électron de valence.

2. Donne toutes les valences possibles du chlore.

3. Établir les représentations de Lewis et prévoir la forme géométrique des anions :

Hypochlorite $C\ell O^-$, chlorite $C\ell O_2^-$, chlorate $C\ell O_3^-$ et perchlorate $C\ell O_4^-$;

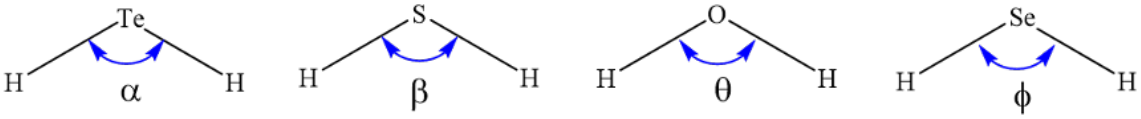
EXERCICE N° 2

1. Donner la structure de LEWIS des composés suivants et en déduire leur géométrie par la théorie de l'hybridation ou celle de la VSEPR, puis rendre compte des liaisons autour de l'élément central : **BF_3 ; COF_2 ; $NaHSO_3$; $POCl_3$; $(NH_4)ClO_3$; PF_5 ; SF_4 ; BrF_5 ; $BrCl_3$; $H_2S_2O_7$; $Na_2H_2As_2O_6$, $H_4P_2O_8$.**

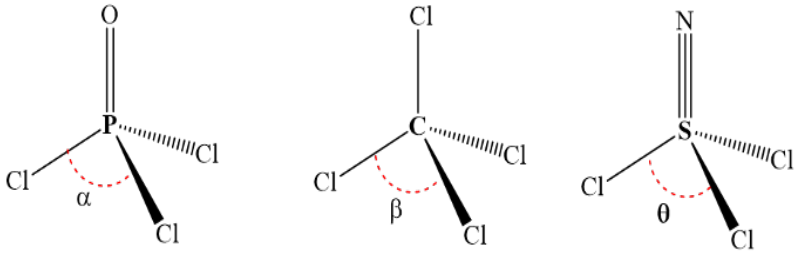
EXERCICE N° 3 : Distorsions angulaires

1. Classez les molécules suivantes dans l'ordre croissant de leur angle de liaison : l'eau, le dioxyde de carbone, le dioxyde de soufre et le trifluorure de chlore.

2. Attribuer en justifiant la mesure (**104,5° ; 92,2° ; 91,0° et 89,5°**) de chaque angles valenciels dans la série de molécules isostructurales suivantes :



3. Attribuer aux angles valenciels des molécules ci-dessous, la mesure correspondante : 98 ; 102 et 109,5 °



EXERCICE N° 4

Déterminer la structure des composés suivants et proposer une géométrie dans chaque cas : **$[Al_2Cl_6F_3]^{3-}$; $[As_2F_{10}O]^{2-}$; $[Bi_2Cl_8O_2]^{2-}$; $[Ga_2Cl_7]^{-}$; $[Al_3Cl_6O_3]^{3-}$** (cyclique).

Série 3 Chimie Inorganique

Exercice 1:

La molécule de monoxyde d'azote NO est paramagnétique.

1) Décrire cette molécule dans le modèle de Lewis. Ce modèle rend-il compte de son paramagnétisme ?
2) Décrire cette molécule dans le modèle C.L.O.A - O.M. (on supposera qu'il y a intéraction s-p). Donner la structure obtenue selon ce modèle. Ce modèle rend-il compte du paramagnétisme de cette molécule ? Donner la configuration électronique de la molécule. Calculer l'indice de liaison et le nombre de liaison.
3) Donner les orbitales moléculaires HOMO et LUMO.
4) L'ionisation de NO en NO^+ est assez facile. Justifier ce fait expérimental.
5) Comparer les distances N - O dans NO et NO^+.

Exercice 2:

On donne les énergies des orbitales atomiques des atomes de carbone et d'oxygène.
Carbone : 2s (-19 eV) ; 2p (-11,7 eV) Oxygène : 2s (-33,7 eV) ; 2p (-17,1 eV)
1) Soient les molécules C_2 et O_2
a) Pour une de ces molécules il y a une forte interaction sp. Laquelle ? L'interaction sp est négligeable pour l'autre. Laquelle ?
b) Construire le diagramme des Orbitales moléculaires de C_2 et de O_2. Donner la structure de corrélation des molécules. Discuter de la stabilité de la molécule C_2.
c) La molécule de O_2 peut donner un cation et un anion. Quand on observe les longueurs de liaisons on trouve : $dO_2^- > dO_2 > dO_2^+$. Justifier ces résultats.
d) Dans la série O_2, O_2^+ et O_2^- quelle est l'entité dont l'énergie de dissociation est la plus élevée ? Pourquoi ?

Exercice 3: Diagramme d'OM de l'acide chlorhydrique

On cherche à établir le diagramme d'orbitales moléculaires du chlorure d'hydrogène sachant

$E_{1s}(H) = -13{,}6$ eV ; $E_{3s}(Cl) = -29{,}1$ eV et $E_{3p}(Cl) = -13{,}0$ eV

1. Quelles sont les interactions possibles entre ces OA et lesquelles sont nulles ?
2. En déduire l'allure du diagramme d'OM et son remplissage électronique.
3. Donner l'indice de liaison et le nombre de liaison, indiquer si le résultat est en accord avec la théorie de Lewis, puis déterminer l'HOMO et le LUMO de la molécule HCl.