

EXAMEN DE CHIMIE GENERALE
1^{ER} SEMESTRE

04 JANVIER 2024

DUREE : 1H 30 MIN



On donne : $H (Z = 1)$; $C (Z = 6)$; $N (Z = 7)$; $F (Z = 9)$; $Cl (Z = 17)$; $Br (Z = 35)$; $I (Z = 52)$

$\mu (HF) = 1,82 D$; $\mu (HBr) = 0,79 D$; $\mu (HI) = 0,448 D$.

EXERCICE N°1

- Lors de l'interactions des orbitales atomiques s-s et p-p il se forme des orbitales moléculaires. Représenter avec soin chaque recouvrement, en indiquant son type, la nature de la liaison et le type de l'orbitale moléculaire résultante. On prend l'axe (oz) est l'axe internucléaire.
- On considère les molécules diatomiques de type A_2 suivantes : C_2 , N_2 et F_2 .
 - Construire, en justifiant votre réponse, les diagrammes des orbitales moléculaires de C_2 , N_2 et F_2 .
 - En déduire, pour chaque molécule l'indice de liaison, le schéma de Lewis et la nature des liaisons mises en jeu.
 - Comparer, en justifiant, l'énergie de première ionisation de C_2 et C ainsi que celle de F_2 et F.
- On considère les édifices suivants : C_2^{2+} , N_2^{2+} et F_2^{2+} .
 - Pour chaque édifice, donner la configuration électronique, l'indice de liaison et le caractère magnétique.
 - En justifiant votre réponse, comparer la stabilité et les longueurs des liaisons de :
 N_2^{2+} et N_2 ; F_2^{2+} et F_2 .
- L'atome d'azote peut se lier à un atome de fluor pour donner NF, NF^+ et NF^{2+} .
 - Construire le diagramme des orbitales moléculaires de NF. Justifier votre réponse.
 - En déduire les configurations électroniques de NF, NF^+ et NF^{2+} .
 - Justifier l'existence ou la non-existence de ces trois entités moléculaires.

EXERCICE N°2

I)

1. Soit un élément chimique X appartenant à la 4^{ème} période du tableau périodique et dont la représentation de Lewis est : $\boxed{\text{X} \bullet}$

a. Donner la configuration électronique de l'élément X et déduire son numéro atomique
Combien a-t-il d'électrons de valence ?

b. A quelle famille appartient cet élément ?

2. Ecrire la configuration électronique du métal alcalin (Y) appartenant à la même période que l'élément X.

3. La liaison X-Y est-elle covalente ou ionique ?

4. On considère les édifices neutres ou chargés suivants : XCl_3 , XCl_5 , XCl_4^- , X_2O_5 et X_2O_7 .

a. Déterminer la structure de Lewis la plus stable de chaque édifice.

b. En utilisant le modèle VSEPR, donnez la notation de Gillespie, la figure de répulsion et la géométrie de chacun des édifices suivants : XCl_3 , XCl_5 et XCl_4^- .

c. A l'aide d'un schéma clair, précisez le caractère polaire ou non polaire de XCl_3 et XCl_5 .

d. Les dérivés chlorés étudiés peuvent-ils être obtenus en remplaçant l'atome central X par le fluor (F) ? Justifier votre réponse.

5. On considère l'oxyanion de l'élément X : XO_4^-

a. Donner sa structure de Lewis la plus stable.

b. Donner les formes mésomères possibles et déduire sa forme hybride.

c. Donner la géométrie et une représentation spatiale de cet édifice ionique.

d. Donner la ou les valeur(s) de l'angle O-X-O. Justifier votre réponse.

II) Dans le tableau ci-dessous on donne les températures d'ébullition, mesurées sous une pression de 1 bar, des hydrures du groupe 17 : HF, HBr, et HI

Composé	HF	HBr	HI
T _{ébullition} (°C)	20	-66	-35,3

1. Identifier les **différents types** d'interactions intermoléculaires présentes dans chacune de ces substances.

2. Préciser la ou (les) molécule(s) protique(s).

3. Interpréter, **soigneusement**, la différence des températures d'ébullition de ces trois hydrures. (Vous pouvez utiliser les termes polarité, polarisabilité ...)

4. Que peut-on dire de la solubilité de HF dans l'eau et dans le CCl_4 ? Justifier votre réponse.

Fin de l'épreuve