

Série de TD N°4 « Chimie 1 »

Exercice 01 :

I- Représenter selon le modèle de Lewis, les éléments du tableau périodique suivants : ${}_5\text{B}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{10}\text{Ne}$.

II-1. Donner la notation de Lewis des molécules et ions suivants :

Cl_2 ; NH_3 ; NH_4^+ ; CH_4 ; C_2H_6 ; SF_4 ; SF_6 ; PCl_3 ; PCl_5 ; NCl_3 .

2. Quels sont parmi ces composés ceux qui ne respectent pas la règle de l'Octet ?

3. En se basant sur les structures électroniques des atomes de soufre et de phosphore, expliquer la formation des molécules SF_6 et PCl_5 .

4. Prévoyez les différentes valences possibles du phosphore. Les deux chlorures PCl_3 et PCl_5 existent. Expliquer pourquoi on ne connaît que le composé NCl_3 alors que le composé NCl_5 n'existe pas.

Exercice 02 :

1. On considère les molécules suivantes : BF_3 ; CO_2 ; CH_4 ; C_2H_4 et C_2H_2 . Préciser les états d'hybridation des atomes de carbone et de bore.

2. En utilisant la règle de GILLISPIE trouvé l'état d'hybridation de l'atome central des entités suivantes : SO_2 , H_3PO_4 , NH_4^+ , ClO^- , BF_3 .

- Quelle est la molécule qui n'obéit pas à la règle de l'octet.

Exercice 03:

On considère les molécules : C_2H_2 ; N_2H_2 ; H_2O_2

Donner l'état d'hybridation des atomes C, N, O dans ces trois molécules ainsi que le nombre, la nature des liaisons et le nombre de doublets libres dans chacune d'elles.

Exercice 04 :

A l'aide de la théorie de Gillespie, préciser la géométrie des molécules suivantes :

H_2O ; H_2S ; H_2Se ; H_2Te ; BCl_3 et BF_3 .

Expliquer comment varient les angles de liaisons $\widehat{HXH}$ et les angles de liaisons $\widehat{XBX}$ dans ces molécules.

Exercice 05 : (Cours)

1. Donner le diagramme énergétique des orbitales moléculaires (OM) de la molécule homonucléaire de O_2 .

2. En déduire la structure électronique des ions moléculaires suivants : O^{2-} ; O^{2+} et O_2^{2+}

3. Comparer le nombre de liaisons et la longueur de liaison de ces ions avec ceux de la molécule O_2 et attribuer à chaque molécule ou ion moléculaire une des longueurs de liaison suivantes : 1,49 Å ; 1,26 Å ; 1,21 Å et 1,12 Å.

4. Classer ces espèces chimiques par force de liaison croissante.