

**Série de TD n°6**

**Exercice 1**

Soient les espèces chimiques suivantes :



Pour chacune de ces espèces, donner :

1. La représentation de Lewis en précisant si la règle de l'octet est respectée.
2. La formule VSEPR, l'arrangement des doublets électroniques ainsi que la géométrie.

**Exercice 2**

On considère les halogénures d'hydrogène mentionnés dans le tableau suivant :

	HF	HCl	HBr	HI
Moment dipolaire $\mu$ (D)	1,83	1,08	0,82	0,44
Longueur de liaison d (Å)	0,92	1,27	1,41	1,61
Charge partielle $\delta$ (C)				
% caractère ionique partiel				

Compléter ce tableau, discuter les résultats obtenus et conclure.

**Exercice 3**

1. Indiquer la direction des moments dipolaires de liaison des molécules suivantes et en calculer les valeurs:



2. Les molécules : H<sub>2</sub>O, OF<sub>2</sub> et SF<sub>2</sub> présentent des caractéristiques communes. Lesquelles ?
3. Comparer les angles de liaison de ces trois molécules.

**Données :**

$\mu_{\text{OH}} = 1,54\text{D}$  ;  $\mu_{\text{CH}} = 0,4\text{D}$  ;  $\mu_{\text{CO}} = 3,1\text{D}$  ; Angle HOH=104,5° ; Angle HCH=120°

Pour la molécule C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>Cl, on néglige  $\mu_{\text{C-H}}$  devant  $\mu_{\text{C-Cl}} = 1,5\text{D}$  et on considère que tous les angles sont égaux à 120°

**Exercice 4**

Le persulfate d'ammonium ((NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub>) est un composé qu'on peut utiliser pour préparer des circuits électroniques imprimés.

1. L'ion ammonium NH<sub>4</sub><sup>+</sup> est obtenu par protonation de l'ammoniac NH<sub>3</sub>.  
Pour chacune de ces deux espèces chimiques à base d'azote :
  - a. Représenter le diagramme de Lewis.
  - b. Indiquer la formule V.S.E.P.R., l'arrangement des paires électroniques ainsi que la géométrie.
  - c. Attribuer, en justifiant, l'angle de liaison H--N--H parmi les propositions : 107 et 109,5°.
2. L'ion peroxodisulfate S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup> peut être réduit en ion sulfate SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> suite à une réaction d'oxydation.
  - a. Schématiser la structure de Lewis de l'ion sulfate SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> et préciser sa géométrie.
  - b. En utilisant la structure de Lewis précédente, établir celle de l'ion peroxodisulfate S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup>.
3. L'ion sulfate peut également se transformer en dioxyde de soufre SO<sub>2</sub>.

Montrer que cette molécule est polaire, sachant que :

- ✓ L'angle de liaison O--S--O est égale à 119° ;
- ✓ La longueur de liaison S--O est de 1,43 Å ;
- ✓ La charge électrique portée par l'atome S est égale à 7,46×10<sup>-20</sup> C.

### Exercice 5 :

- I. Soit un élément chimique (X) appartenant à la même famille que le brome ( ${}_{35}\text{Br}$ ) et se situe sur la même ligne que l'azote ( ${}_{7}\text{N}$ ).
1. Identifier cet élément (numéro atomique).
  2. Cet atome (X) peut se combiner avec le brome pour former les composés  $\text{BrX}_n$  ( $n < 6$ ).
    - a. Quelles sont les différentes valeurs possibles de n? Justifier vos réponses.
    - b. Pour chacun de ces composés  $\text{BrX}_n$ , donner la représentation de Lewis, la formule V.S.E.P.R, l'arrangement des paires électroniques, la géométrie ainsi que la polarité.
- II. L'élément X peut également former avec l'arsenic ( ${}_{33}\text{As}$ ) des molécules de formule  $\text{AsX}_m$ .
1. Déterminer, en justifiant vos réponses, les différentes valeurs possibles de m.
  2. Pour chacune de ces molécules  $\text{AsX}_m$ , préciser la structure de Lewis, la formule V.S.E.P.R ainsi que la géométrie.
  3. Prévoir les différentes valences possibles de l'arsenic et de l'azote et expliquer pourquoi y a-t-il plus de composés  $\text{AsX}_m$  que  $\text{NX}_m$ .
- III. L'arsenic peut exister sous la forme moléculaire  $\text{As}_4$  dans laquelle chaque atome As est directement lié aux trois autres atomes d'arsenic. Pour cette molécule :
1. Établir la structure de Lewis et vérifier la règle de l'octet.
  2. Indiquer sa géométrie.

### Exercice 6

- I. On considère les molécules de dioxygène ( $\text{O}_2$ ) et diazote ( $\text{N}_2$ ).
1. Pour chacune de ces molécules :
    - a. Représenter le diagramme des orbitales moléculaires, sachant que l'un des deux est corrélé. Expliquer l'origine de cette corrélation.
    - b. Écrire la configuration électronique à l'état fondamental.
    - c. Déterminer l'ordre ou l'indice de liaison et les propriétés magnétiques. Comparer ces résultats avec ceux obtenus à l'aide de la méthode de Lewis. Quel serait cet indice dans le cas des ions moléculaires  $\text{O}_2^+$ ,  $\text{O}_2^-$  et  $\text{O}_2^{2-}$  d'une part, et dans le cas de  $\text{N}_2^+$  et  $\text{N}_2^-$  d'autre part ?
  2. En utilisant l'un des diagrammes énergétiques précédents, montrer que la combinaison  $\text{Ne}_2$  n'est pas envisageable.
- II. L'azote ( ${}_{7}\text{N}$ ) et l'oxygène ( ${}_{8}\text{O}$ ) peuvent se combiner pour former le monoxyde d'azote NO.
1. En utilisant la théorie des orbitales moléculaires, montrer que cet oxyde est paramagnétique.
  2. Cette molécule peut facilement donner l'ion  $\text{NO}^+$ . Proposer une explication.
  3. La longueur de liaison N—O est de 1,15 Å. Justifier cette valeur expérimentale en tenant compte des longueurs de liaisons (d) suivantes:  $d(\text{N-O}) = 1,41 \text{ \AA}$  ;  $d(\text{N=O}) = 1,21 \text{ \AA}$  et  $d(\text{N}\equiv\text{O}) = 1,10 \text{ \AA}$ .
  4. Comparer cette longueur avec celle de  $\text{NO}^+$ . Laquelle de ces deux espèces ( $\text{NO}$  ou  $\text{NO}^+$ ) est la plus stable ? Justifier.

### Données :

Les énergies des orbitales atomiques des atomes d'azote et d'oxygène (en eV) :

Elément	Orbitale atomique 1s	Orbitale atomique 2s	Orbitales atomiques 2p
N	-425,3	-25,7	-15,4
O	-560,1	-33,7	-17,1

### Exercice 7

Le brome peut se manifester sous forme moléculaire  $\text{Br}_2$ .

1. Représenter le diagramme moléculaire de  $\text{Br}_2$  (non corrélé).
2. Cette molécule est-elle diamagnétique ou paramagnétique ? Justifier.
3. Déterminer l'ordre de liaison dans cette molécule et en préciser la nature.

### Exercice 8

1. Indiquer l'état d'hybridation de l'atome central et en déduire la géométrie de chacune des molécules :  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{BCl}_3$  et  $\text{BeCl}_2$ .
2. Déterminer l'hybridation de l'atome de carbone pour les composés suivants :  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$  et  $\text{C}_2\text{H}_2$ .