

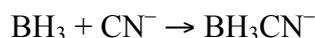
Exercice 1. Oxotétrafluorure de soufre (5 points)

On considère la molécule F_4SO dans laquelle le soufre est l'atome central.

- 1) Ecrire la structure de Lewis.
- 2) Donner la structure de l'environnement électronique de l'atome de soufre en utilisant la nomenclature VSEPR.
- 3) Nommer la figure de répulsion associée à cet environnement électronique.
- 4) Indiquer l'état d'hybridation de l'atome de soufre.
- 5) Schématiser les deux géométries possibles de la molécule F_4SO , dans lesquelles l'atome d'oxygène occupe des positions non équivalentes.
- 6) Dans les deux géométries, quelles sont les valeurs attendues pour les angles FSF ?
- 7) Expérimentalement, on met en évidence deux positions non équivalentes (a et b) pour les atomes de fluor, donnant lieu aux angles suivants : $F_{(a)}SF_{(a)} \approx 110^\circ$ et $F_{(b)}SF_{(b)} \approx 180^\circ$. En déduire la géométrie la plus stable de la molécule.
- 8) En utilisant cette géométrie, schématiser les dipôles le long des liaisons S-O et S-F.
- 9) On note $\vec{\mu}_{SO}$ et $\vec{\mu}_{SF}$ les dipôles le long des liaisons S-O et S-F. Ecrire l'expression de la norme du dipôle total de la molécule et fonction de la norme de $\vec{\mu}_{SO}$ et $\vec{\mu}_{SF}$.

Exercice 2. Liaison de coordinence (4 points)

On considère la réaction ci-dessous :



- 1) Schématiser les structures de Lewis des trois espèces impliquées dans la réaction.
- 2) Donner l'état d'hybridation des atomes de carbone et de bore dans les trois espèces.
- 3) En utilisant le formalisme des cases quantiques, schématiser la formation des liaisons dans l'ion BH_3CN^- .
- 4) Représenter schématiquement les orbitales atomiques hybrides et les orbitales non hybridées de l'ion BH_3CN^- . Distinguer sur le schéma les liaisons de type σ et de type π .

Exercice 3. Oxanions (4 points)

On considère la série des anions suivants :

CO_3^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	SO_4^{2-}
Carbonate	Nitrate	Phosphate	Sulfate

Pour chacun de ces ions :

- 1) Schématiser la structure de Lewis, en faisant apparaître différentes formes mésomères le cas échéant.
- 2) Donner la structure de l'environnement électronique de l'atome central en utilisant la nomenclature VSEPR.
- 3) Indiquer l'état d'hybridation de l'atome central.
- 4) Calculer le degré d'oxydation de l'atome central.

Exercice 4. Potentiel de Lennard-Jones (5 points)

L'énergie potentielle d'interaction entre deux molécules peut s'exprimer comme la somme d'un potentiel attractif et d'un potentiel répulsif, où r est la distance moyenne entre molécules :

$$E_{LJ}(d) = 4\varepsilon \left\{ \left(\frac{\sigma}{r} \right)^{12} - \left(\frac{\sigma}{r} \right)^6 \right\}$$

- 1) Identifier le terme attractif de ce potentiel.
- 2) Donner la nature des différentes interactions intermoléculaires pouvant être à l'origine du potentiel attractif.
- 3) Tracer une courbe schématisant l'évolution de E_{LJ} en fonction de r , en justifiant la valeur des asymptotes aux faibles distances ($r \rightarrow 0$) et aux grandes distances ($r \rightarrow \infty$).
- 4) Exprimer la dérivée de E_{LJ} par rapport à r .
- 5) Donner l'expression du minimum r_0 de E_{LJ} . En déduire le sens physique de ε .
- 6) Calculer les rayons de Van der Waals des atomes d'argon ($\sigma_{Ar} = 340$ pm) et de Xénon ($\sigma_{Xe} = 410$ pm).

Exercice 5. Interactions intermoléculaires (2 points)

- 1) Expliquer pourquoi la solubilité de l'argon dans l'eau (53 g.L^{-1}) est plus importante que celle de l'hélium ($1,5 \text{ g.L}^{-1}$).
- 2) L'association entre deux brins d'ADN s'explique par la formation de liaisons hydrogène entre les paires de bases adénine et thymine (A-T), d'une part, guanine et cytosine (G-C), d'autre part. Schématiser l'association entre paires sur un dessin. Expliquer pourquoi l'une des associations est plus forte que l'autre.

