

Exercice 2 : composés à base de Tellure (16 points)

1. Donner la composition de l'atome de tellure (proton, neutrons, électrons) ${}^{128}_{52}\text{Te}$.
2. Donner la configuration électronique de l'atome de tellure Te.
3. Distinguer les électrons de cœur des électrons de valence pour l'atome de tellure Te.
4. Quel est son nombre d'oxydation le plus courant ? Justifier.
5. A quelle famille appartient-il ?
6. Quels sont les nombres d'oxydation maximal et minimal possibles pour le tellure ? (en ne prenant en compte que les électrons sur les orbitales s et p). Justifier.

7. Le tellure forme des composés moléculaires avec d'autres atomes comme TeH_2 , TeF_6 , TeO_2 et TeCl_4 . Donner leurs formules de Lewis et leurs géométries selon VSEPR autour de l'atome de Te. Sont-elles parfaites ? Justifier.

a. TeH_2

b. TeF_6

c. TeO_2

d. TeCl_4

8. Le tellure existe sous la forme acide H_2TeO_3 ou basique TeO_3^{2-} . Donner leurs formules de Lewis (pas de liaisons O-O ou Te-H) et leurs géométries selon VSEPR autour de l'atome de tellure. Sont-elles parfaites ? Justifier.

H_2TeO_3 :

TeO_3^{2-} :

9. Que peut-on dire des distances Te-O dans TeO_3^{2-} . Justifier.
10. Quel est le nombre d'oxydation du Te dans l'anion TeO_4^{2-} ?
11. La molécule TeO_4^{2-} présente-elle des formes mésomères ? Si oui donner deux formes mésomères (avec une charge formelle nulle sur Te, pas de liaison O-O) ainsi que l'hybride de résonance.
12. On s'intéresse à la molécule TeOF_4 (pas de liaisons O-F).
- Quelle est sa représentation de Lewis et sa géométrie VSEPR autour de l'atome de Te. Cette géométrie est-elle parfaite ? Justifier.
 - Cette molécule est-elle polaire ? Justifier. Représenter la molécule avec ses moments dipolaires locaux.

Exercice 3 : Diagramme d'Orbitale Moléculaire de l'anion hydroxyde OH⁻ (16 points)

1. Ecrire les configurations électroniques de l'oxygène (O) et de l'hydrogène (H). Distinguer les électrons de cœur des électrons de valence.
2. L'anion OH⁻ est comme indiqué porteur d'une charge moins. Quel élément (H ou O) portera cette charge négative. Justifier.
3. Cette espèce est-elle polaire ? Justifier. Représenter le moment dipolaire sur cet anion.
4. Rappeler les trois "règles" à suivre pour déterminer les interactions à considérer pour la construction d'un diagramme d'orbitales moléculaires.
5. Sachant que les orbitales de valences de l'hydrogène (H) ont pour énergie -13.6 eV (1s) et celles de l'oxygène (O) ont pour énergie -560 eV (1s), -33.9 eV (2s), -17.2 eV (2p). Quelles sont les interactions d'orbitales atomiques à prendre en compte pour tracer le diagramme d'orbitales moléculaires de OH⁻ ? Justifier.

6. Tracer le diagramme d'OM de OH^- . Indiquer pour chaque orbitale moléculaire sa nature.

7. Calculer l'indice de liaison de OH^- . Est-ce en accord avec le modèle de Lewis ? Justifier.

8. La molécule OH^- a-t-elle des propriétés magnétiques ? Justifier.

9. La molécule OH^- est-elle polaire ? Justifier avec et sans diagramme des OM.

Avec diagramme :

Sans diagramme :

L'ion hydroxyde et l'ion sodium forment la base forte connue sous le nom de soude. Le mélange de la soude avec l'acide 2-bromo-propanoïque permet d'obtenir l'acide 2-hydroxy-propanoïque (ou acide lactique) et du bromure de sodium.

10. Donner l'équation chimique de la réaction en indiquant les formules développées en Lewis des réactifs et des produits.

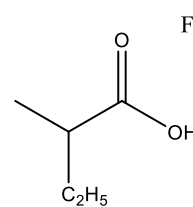
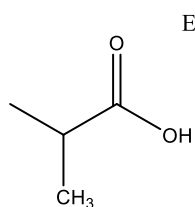
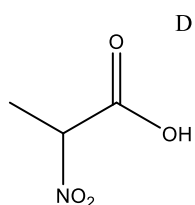
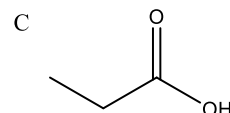
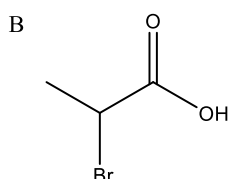
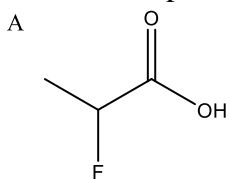
11. Quelles sont les fonctions organiques présentes dans l'acide 2-hydroxy-propanoïque ?

12. Indiquer l'état d'hybridation de chaque atome de carbone et d'oxygène dans l'acide 2-hydroxy-propanoïque.

13. Représenter la molécule dans le modèle des orbitales hybrides.

14. Cette molécule est-elle plane ? Justifier votre réponse.

15. Classer par ordre d'acidité croissante (ou pK_a décroissants) les composés suivants. Justifier votre réponse.



Rappels et données :

Force d'un acide (AH) : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$, on définit le couple acide/base conjuguée : AH/A^- . K_a = constante d'acidité et $pK_a(AH/A^-) = -\log K_a$. Plus un acide AH est fort, plus le taux de dissociation en A^- augmente (l'équilibre est d'autant plus déplacé vers la droite) et donc plus le pK_a et le pH sont faibles.

$\chi_H = 2.2$; $\chi_O = 3.44$; $\chi_I = 2.66$; $\chi_{Br} = 2.96$; $\chi_{Cl} = 3.16$; $\chi_F = 3.98$.

