Planche 1

Questions de cours

Question Mésomérie : Définir la mésomérie et les formes mésomères. Comment justifie-t-on l'existence de plusieurs formes mésomères ? Qu'est-ce que l'hybride de résonance ?

Question Hypervalence : Définir l'hypervalence. Donner des exemples d'atomes présentant une hypervalence. Comment cela s'explique-t-il dans le modèle de Lewis ?

Exercice 1 : Les oxydes de carbone

L'oxygène et le carbone peuvent s'associer pour former différents oxydes de carbone.
On donne les électronégativités : $\chi(\mathrm{C}) = 2{,}55$; $\chi(\mathrm{O}) = 3{,}44$.

1. Donner le schéma de Lewis du dioxyde de carbone. La molécule est-elle polaire ?
2. Le dioxyde de carbone peut être hydraté en acide carbonique. Écrire l'équation bilan de la réaction d'hydratation. Donner le schéma de Lewis de l'acide carbonique.
3. L'acide carbonique peut donner un ou deux protons pour former respectivement l'ion hydrogénocarbonate ou l'ion carbonate. Donner les formules brutes de ces deux ions. Proposer un schéma de Lewis pour chacun d'eux.
4. Le monoxyde de carbone est un oxyde de carbone moins oxydé que le dioxyde de carbone. Préciser le schéma de Lewis du monoxyde de carbone. La localisation des charges éventuelles est-elle en accord avec les électronégativités des atomes d'oxygène et de carbone ?
5. Le moment dipolaire du monoxyde de carbone vaut 0,10 D. Sachant que la distance inter-atomique vaut 115 pm, calculer la valeur du pourcentage d'ionicité δ (rapport entre la charge partielle de ses atomes et celle qu'ils auraient si la liaison était complètement ionique). Commenter la valeur obtenue au regard du schéma de Lewis.

Planche 2

Questions de cours

Question Systèmes conjugués : Définir un système conjugué. Expliquer comment la mésomérie affecte les longueurs de liaison dans un système conjugué. Quelles sont les conséquences sur la stabilité et les propriétés physiques ?

Question Description des molécules : Quelles sont les deux méthodes pour construire une formule de Lewis ? Quel est l'intérêt de chaque méthode ? Comment valide-t-on une formule de Lewis ?

Exercice 1 : L'ion sulfate et l'acide sulfurique

1. Donner le schéma de Lewis de l'ion sulfate $SO_4{}^{2-}$. Écrire des formes mésomères montrant que les quatre liaisons S−O sont de même longueur et que chaque oxygène porte en moyenne la même charge. Calculer l'indice de chaque liaison.
2. Donner le schéma de Lewis de l'acide sulfurique H_2SO_4. Quelles formes mésomères peut-on écrire ? Ont-elles un poids statistique équivalent ? Préciser alors quelles sont les liaisons les plus courtes et calculer à chaque fois l'indice de liaison.
3. La déshydratation de H_2SO_4 à haute température peut conduire à l'anhydride sulfurique de formule $H_2S_2O_7$. Cette réaction relie deux molécules d'acide sulfurique entre elles avec perte d'une molécule d'eau. Proposer un schéma de Lewis pour $H_2S_2O_7$.
4. En déduire un schéma de Lewis pour l'ion $S_2O_7{}^{2-}$. On a mis en évidence, dans cet ion, deux types de liaison S−O, de longueur 144 pm et 165 pm. Justifier ces valeurs en les attribuant aux liaisons correspondantes.
5. L'ion $S_2O_5{}^{2-}$ possède une liaison S−S, mais ne possède ni cycle, ni liaison O−O. D'autre part, il comporte deux types de liaison S−O, de longueur 145 pm et 150 pm. Proposer un schéma de Lewis de $S_2O_5{}^{2-}$. Justifier les longueurs de liaison en précisant leurs indices.

Planche 3

Questions de cours

Question Configuration électronique : Comment détermine-t-on les ions stables d'un élément à partir de sa configuration électronique ? Expliquer le lien avec la notion de charge effective.

Question Valence : Définir la valence d'un atome. Comment la valence se justifie-t-elle à partir de la configuration électronique ? Donner la valence de plusieurs éléments et justifier.

Exercice 1 : Alcalins et halogènes

1. Donner la configuration électronique du lithium et du sodium à l'état fondamental. Préciser le nombre d'électrons de cœur et le nombre d'électrons de valence.
2. Tracer le diagramme énergétique du sodium à l'état fondamental.
3. Comparer les rayons atomiques du lithium et du sodium. Interpréter en utilisant la notion de nombre de charge effectif.
4. Pourquoi les alcalins sont-ils des réducteurs ?
5. Donner la configuration électronique du fluor et du chlore à l'état fondamental. Préciser le nombre d'électrons de cœur et le nombre d'électrons de valence.
6. Tracer le diagramme énergétique du fluor à l'état fondamental.
7. Comparer les rayons atomiques du fluor et du chlore.
8. Pourquoi les halogènes sont-ils oxydants ?
9. Comparer le pouvoir oxydant du fluor au pouvoir oxydant du chlore.
10. Écrire la réaction entre le sodium et le dichlorure.

Planche Bonus

Questions de cours

Question Tableau périodique : Expliquer la construction du tableau périodique. Comment détermine-t-on la position d'un élément (période et colonne) à partir de sa configuration électronique ?

Question Molécules : Énoncer la règle du duet et la règle de l'octet. Donner la valence des atomes courants (H, C, N, O, halogènes).

Exercice 1 : Le dioxyde de soufre - structure et réactivité

Le dioxyde de soufre SO_2 est un gaz incolore utilisé comme conservateur alimentaire. Le soufre est un élément de numéro atomique $Z = 16$, situé dans la même colonne que l'oxygène.

On donne les électronégativités : $\chi(\text{S}) = 2{,}58$; $\chi(\text{O}) = 3{,}44$.

1. Donner la configuration électronique du soufre. Déterminer sa position dans le tableau périodique (période et colonne).
2. Combien le soufre possède-t-il d'électrons de valence ? Quelle est sa valence habituelle ?
3. Donner la représentation de Lewis de la molécule SO_2. Le soufre respecte-t-il la règle de l'octet ?
4. La molécule SO_2 est-elle polaire ? Justifier.
5. Le dioxyde de soufre est très soluble dans l'eau. Expliquer cette propriété en identifiant les interactions intermoléculaires mises en jeu.
6. Donner la représentation de Lewis de la molécule SO_3 (trioxyde de soufre). Comment peut-on qualifier la situation du soufre dans cette molécule ?
7. Donner la représentation de Lewis de l'ion sulfate ${SO_4}^{2-}$. Le soufre présente-t-il une hypervalence dans cet ion ?

Exercice 2 : Soufre et cinabre

Le soufre est connu depuis l'antiquité. Le numéro atomique du soufre est $Z = 16$.

1. Déterminer la position du soufre dans le tableau périodique (numéro de période, numéro de colonne).
2. Le soufre est-il un métal ou un non-métal ? Justifier.
3. Quel est le numéro atomique de l'élément situé juste au-dessus du soufre dans la classification ? Quel est cet élément ? Comparer son électronégativité à celle du soufre.
4. Quel est le numéro atomique de l'élément situé juste à droite du soufre dans la classification ? Quel est cet élément ? Comparer son électronégativité à celle du soufre.

Le cinabre : Le cinabre est un minéral d'origine volcanique de formule HgS. On indique la configuration électronique d'un atome de mercure Hg isolé :

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}$$

5. Quel est le numéro atomique du mercure ?
6. Si on admet la liaison chimique dans le cinabre comme ionique, quels sont les ions constituant le cinabre HgS ? Pour répondre, on indique que l'ion du soufre possède une configuration électronique identique à celle du gaz noble de plus proche numéro atomique.