

Travaux dirigés de Chimie n° 2

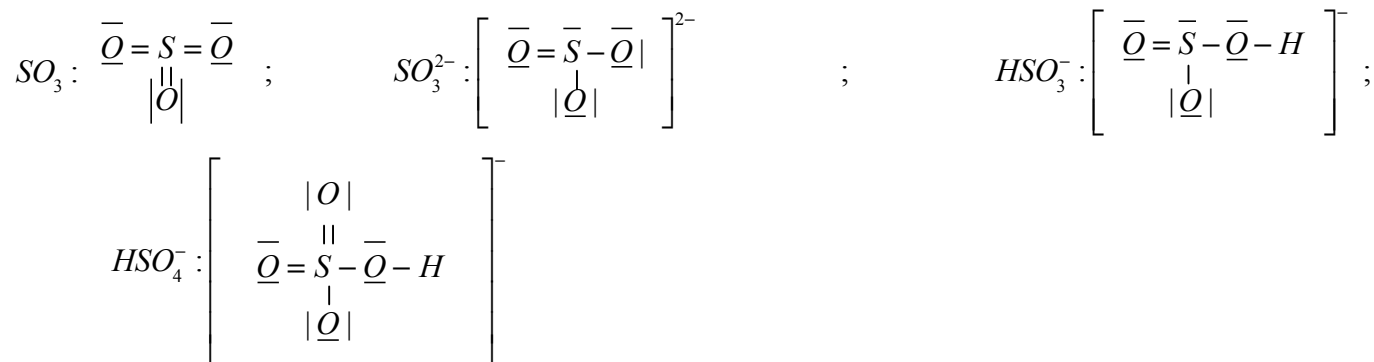
Exercice 1 : Quelques représentations de Lewis

Donner les représentations de Lewis des molécules suivantes : (atome central en gras)

- 1) Fluorométhane : CH₃F.
- 2) Méthylamine CH₃NH₂.
- 3) Chlorure de carbonyle : COCl₂.
- 4) Monoxyde de carbone : CO.
- 5) Dioxyde de carbone : CO₂.
- 6) Ethane : C₂H₆.
- 7) Ethène : C₂H₄.
- 8) Méthanal : HCHO.
- 9) Tétrachlorure de carbone CCl₄.
- 10) Monoxyde de diazote : N₂O.
- 11) Benzène (molécule cyclique) : C₆H₆.

Exercice 2 : Charges formelles

Calculer les charges formelles portées par chaque atome dans les dérivés oxygénés du soufre suivants :



Exercice 3 : Ions polyatomiques

Ecrire la formule de Lewis des ions suivants ; leur atome central est représenté en gras :

1. Ion phosphonium PH₄⁺
2. Ion hypobromite BrO⁻
3. Ion tétrahydroborate BH₄⁻
4. Ion tétrafluoroiodonium IF₄⁺
5. Ion hydrazinium N₂H₅⁺.

Exercice 4 : Le pentachlorure de phosphore

A l'état solide, il est constitué d'un mélange équimolaire d'ions PCl₄⁺ et PCl₆⁻. Ecrire la structure électronique de ces deux ions.

Exercice 5 : L'ion azoture N₃⁻

- a) Donner une structure de Lewis de l'ion cyanure CN⁻.
- b) Proposer une structure de Lewis de l'ion azoture N₃⁻.

Exercice 6 : Composés oxygénés du soufre

1. Quelle est la différence essentielle entre les configurations électroniques de l'atome d'oxygène et de soufre ?
2. Donner une structure de Lewis des espèces suivantes non cycliques où l'atome de soufre est l'atome central :
SO₂ (dioxyde de soufre), SO₃ (trioxyde de soufre), H₂SO₄ (acide sulfurique), SO₃²⁻ (ion sulfite), SO₄²⁻ (ion sulfate), S₂O₃²⁻ (ion thiosulfate) ;
S₄O₆²⁻ (ion tétrathionate) : les 4 atomes de soufre sont reliés par une liaison simple et les atomes centraux ne sont reliés avec aucun autre atome.
S₂O₆²⁻ (ion dithionate) : les 2 atomes de soufre sont reliés par une liaison simple.
Préciser la géométrie des espèces obtenues par rapport à l'atome de soufre.

Exercice 7 : Composés homonucléaires de l'oxygène

- a) Ecrire les formules de Lewis de l'atome d'oxygène, de l'ion O⁻, de l'ion oxyde O²⁻.
- b) Ecrire la formule de Lewis du dioxygène O₂, de l'ion superoxyde O₂^{•-}, de l'ion peroxyde O₂²⁻.
- c) Proposer une structure de Lewis du peroxyde d'hydrogène H₂O₂.
- d) Proposer une structure de Lewis de l'ozone O₃ et une géométrie grâce à la méthode VSEPR.

Exercice 8: Les oxydes d'azote

1. Donner la formule de Lewis principale du monoxyde d'azote NO. Selon la température, il peut se dimériser en N₂O₂. Justifier la facilité de cette dimérisation et donner la formule de Lewis du dimère.
2. Donner deux formules de Lewis du dioxyde d'azote NO₂, où l'azote est l'atome central et justifier qu'il se dimérise facilement en N₂O₄.

Exercice 9 : Autres composés oxygénés de l'azote

Le dioxyde d'azote NO₂ peut donner naissance aux ions nitronium NO₂⁺ et nitrite NO₂⁻.

- a) Représenter les structures de Lewis de ces trois espèces. Dans le cas de NO₂, l'électron célibataire peut être localisé soit sur l'atome d'azote, soit sur l'atome d'oxygène. On rappelle que le numéro atomique de l'oxygène est Z=8.
- b) Montrer que les combinaisons des formes mésomères de NO₂ vues au a) permettent de déterminer les différentes structures de Lewis possibles pour N₂O₄. A partir de ces structures, expliquer l'autodissociation de N₂O₄ liquide : N₂O₄ (liq) → NO⁺ + NO₃⁻

Exercice 10: La borazine

Le chauffage du diborane B₂H₆ avec l'ammoniac NH₃ fournit une molécule cyclique, la borazine B₃N₃H₆.

1. Quelle est la structure de Lewis de cette molécule.
2. A quelle célèbre molécule de chimie organique ressemble la borazine ?