

2 – LIAISONS COVALENTES

Plan du chapitre

1 Le modèle de Lewis de la liaison covalente	2
1.1 Molécules des éléments des blocs s et p	2
1.2 Liaison covalente	3
1.3 Représentation de Lewis d'une molécule	4
1.4 Molécules isoélectroniques	7
1.5 Exception au principe de Lewis	7
2 Délocalisation électronique	9
2.1 Mise en évidence de la délocalisation	9
2.2 Formes mésomères	9
2.3 Règles d'écriture des formes mésomères	10
2.4 Délocalisation dans les composés hypervalents	11
2.5 Conjugaison	11
3 Longueur et énergie de liaison	13
3.1 Énergie de liaison	13
3.2 Longueur de liaison	13
Exercices	15
Travaux dirigés	17

Programme officiel – Premier semestre – **Thème C – constitution et transformation de la matière**

NOTIONS	CAPACITÉS EXIGIBLES
<p>C.1.2. Cohésion au sein d'entités polyatomiques : molécules et ions</p> <p>Modèles de la liaison covalente.</p> <p>Modèle de Lewis de la liaison covalente localisée. Modèle quantique de la liaison : recouvrement des OA, notion de liaison σ et de liaison π.</p> <p>Longueur et énergie de la liaison covalente.</p> <p>Représentation de Lewis d'une molécule ou d'un ion polyatomique. Hypervalence.</p> <p>Modèle de la liaison covalente délocalisé ; mésomérie.</p>	<p>Relier qualitativement à la notion de recouvrement des OA les différences d'ordre de grandeur des énergies des liaisons σ et π pour une liaison entre deux atomes de carbone.</p> <p>Citer les ordres de grandeur de longueurs et d'énergies de liaisons covalentes.</p> <p>Établir une ou des représentations pertinentes pour une molécule ou un ion polyatomique.</p> <p>Identifier les enchainements donnant lieu à une délocalisation électronique dans une entité et représenter les formes mésomères limites d'une entité chimique.</p> <p>Mettre en évidence une éventuelle délocalisation électronique à partir de données sur les longueurs de liaison.</p>

1 Le modèle de Lewis de la liaison covalente

1.1 Molécules des éléments des blocs s et p

Liaison covalente

Une **liaison covalente** correspond à la mise en commun de deux électrons par deux atomes. Seules les sous-couches de valence sont impliquées dans la construction des molécules.

Valence d'un élément

La **valence d'un élément** est le nombre total de liaisons covalentes qu'il engage avec ses voisins.

colonne	ions usuels	composés covalents usuels
1 (alcalins) ns^1 $1e^-$ de valence	cation X^+	rare dans quelques composés monovalents
2 (alcalino-terreux) ns^2 $2e^-$ de valence	cation X^{2+}	rare dans quelques composés divalents
13 ns^2np^1 $3e^-$ de valence	cation X^{3+}	composés trivalents
14 ns^2np^2 $4e^-$ de valence	très rare	composés tétravalents
15 ns^2np^3 $5e^-$ de valence	très rare	composés trivalents
16 ns^2np^4 $6e^-$ de valence	anion X^{2-}	composés divalents
17 (halogènes) ns^2np^5 $7e^-$ de valence	anion X^-	composés monovalents
18 (gaz inertes) ns^2np^6 $8e^-$ de valence	aucun	très rare

- Les gaz inertes qui ont 8 électrons (2 pour He) autour d'eux sont stables sous forme atomique.
- Un atome ayant toutes ses sous-couches de valence complètes est particulièrement stable.
- Pour le bloc p, cela correspond à un environnement de 8 électrons.

Principe de Lewis (bloc p)

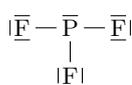
Un atome des colonnes 14 à 17 du bloc p engage autant de liaisons covalentes que nécessaire pour avoir 8 électrons (liants et non liants) dans son voisinage (règle de l'octet).

Cas de l'hydrogène

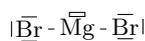
L'hydrogène engage 1 liaison pour avoir 2 électrons dans son voisinage.

Application 1 : règle de l'octet

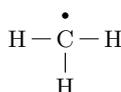
Dans les représentations de Lewis ci-dessous indiquer quels sont les atomes qui ne respectent pas la règle de l'octet.



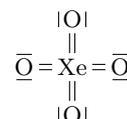
A



B



C



D

1.2 Liaison covalente

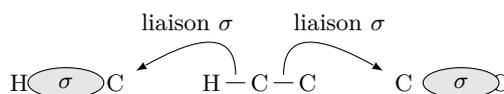
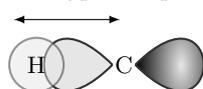
Liaison simple

Une liaison simple est dite **de type sigma** σ : les électrons liants sont **localisés sur l'axe de la liaison**. Les liaisons σ constituent le squelette des molécules.

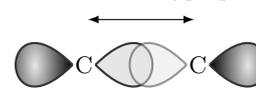
Interprétation orbitaire

Une liaison σ provient du recouvrement de deux orbitales atomiques dirigées selon l'axe de la liaison.

recouvrement axial
d'OA de type s et p



recouvrement axial
d'OA de type p



Libre rotation autour d'une liaison σ

Une liaison σ est de révolution autour de l'axe de la liaison, et il y a **libre rotation autour de la liaison**.

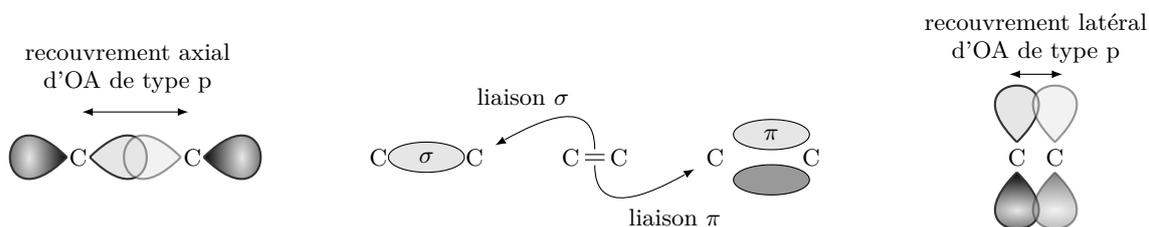
Liaison multiple

Une liaison multiple comporte :

- une liaison σ ,
- une (ou deux) liaison(s) **de type pi** π .

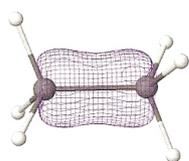
Interprétation orbitale d'une liaison de type π

Les électrons d'une liaison π sont localisés hors de l'axe de la liaison. Elle est formée par recouvrement de deux orbitales atomiques de type p orientées perpendiculairement à l'axe de la liaison.

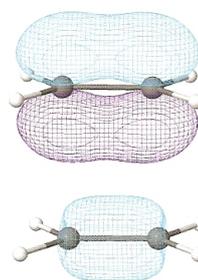


Rotation bloquée autour d'une liaison double

Le recouvrement latéral a pour conséquence que **la rotation autour de la liaison est bloquée**.



Liaison σ de l'éthane



Liaisons σ et π de l'éthène

Localisation des électrons de la liaison C – C de l'éthane et de l'éthène.

1.3 Représentation de Lewis d'une molécule

Représentation de Lewis d'une molécule

La représentation de Lewis d'une molécule schématise où se trouvent les électrons de valence des atomes dans un édifice chimique, et s'ils sont liants ou non liants.

Doublet liant

Une **paire liante** ou **doublet liant** est une paire d'électrons partagée entre deux atomes. Entre deux atomes, il peut y en avoir 1 paire liante (liaison simple), 2 (liaison double) ou 3 (liaison triple).

Doublet non liant

Un **doublet non liant** ou **paire non liante** est une paire d'électrons strictement localisée sur un atome (non mise en partage).

Électron célibataire

Un électron non liant non apparié est un **électron célibataire**. Il y a nécessairement un électron célibataire dans les composés ayant un nombre impair d'électrons de valence.

Lacune électronique

Une **lacune électronique** correspond à une orbitale atomique de valence vacante non impliquée dans la formation de liaison.

1.3.1 Structure des atomes courants

Structure usuelle de l'hydrogène H

H n'est engagé que dans une seule liaison, il est donc aux extrémités des molécules.
Dans les composés inorganiques, H est souvent lié à O ou à N (mais pas toujours).

Structure usuelle du carbone C

C est usuellement tétravalent, et peut engager des liaisons simples, doubles ou triples.

Structure usuelle de l'oxygène

O se trouve sous trois formes principales.

1.3.2 Décompte des électrons

Nombre d'électrons de valence d'une molécule

Le nombre d'électrons de valence d'une molécule correspond à :

- la somme des électrons de valence des atomes qui la constitue,
- plus les électrons excédentaires s'il s'agit d'un anion,
- moins les électrons déficitaires s'il s'agit d'un cation.

$$n_{v \text{ molécule}} = \sum n_{v \text{ atomes}} + \text{nb charges } \ominus - \text{nb charges } \oplus$$

Application 2 : décompte des électrons de valence

Après avoir cherché les numéros atomiques des différents éléments, déterminer le nombre total d'électrons de valence de chacune des molécules suivantes : BrF_3 , CH_2O , ClO_2 , NOCl , N_2H_2 , PF_6^- et ICl_2^+ .
Parmi les précédents, quels sont les composés qui possèdent un électron célibataire ?

1.3.3 Méthode pratique de détermination de la structure de Lewis

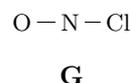
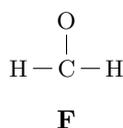
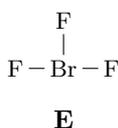
Méthode valable pour les molécules simples (à utiliser pour chercher au brouillon, mais sans valeur démonstrative) :

- Identifier l'atome de plus grande valence ; celui-ci est au centre de la molécule.
- Relier les atomes périphériques à l'atome central par des liaisons simples.

- Positionner les doublets non liants sur les atomes périphériques de sorte qu'ils satisfassent à la règle de l'octet, puis, s'il en reste, sur l'atome central.
- Si l'atome central ne respecte pas la règle de l'octet, transformer un ou plusieurs doublet(s) d'un ou plusieurs atome(s) périphérique(s) en une ou plusieurs liaison(s) multiple(s) avec l'atome central.

Application 3 : représentation de Lewis

On indique ci-dessous le squelette des molécules : BrF_3 , CH_2O et NOCl . Compléter ces structures de Lewis en positionnant les doublets manquants (liaisons multiples et doublets non-liants). On peut s'aider des résultats de l'application 2.



1.3.4 Charges formelles

Charges formelles

La charge formelle caractérise l'excès ou le défaut d'électrons dans l'entourage d'un atome au sein de la molécule par rapport à son nombre d'électrons de valence à l'état neutre.

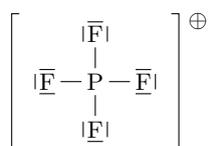
La somme des charges formelles est égale à la charge totale de la molécule.

Méthode pratique de calcul d'une charge formelle

- On suppose qu'on partage équitablement les électrons des liaisons entre l'atome et ses voisins.
- On compte le nombre d'électrons attribué à l'atome.
- On compare ce nombre au nombre d'électrons de valence de cet atome.

Application 4 : charges formelles

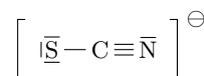
Calculer les charges formelles portées par les différents atomes dans les composés ci-dessous. Lorsqu'une charge est indiquée, elle correspond à la charge globale de l'entité.



H



I



J

1.3.5 Pièges fréquents

- Les molécules inorganiques sont rarement cycliques (mais cela arrive).
- Dans une molécule avec un nombre impair d'électrons de valence, la représentation de Lewis avec un atome entouré de 7 électrons est meilleure que celle avec un atome entouré de 9 électrons.
- La liaison simple O – O est peu stable donc rare.

1.4 Molécules isoélectroniques

Molécules isoélectroniques

Des molécules isoélectroniques ont le même nombre d'atomes et le même nombre d'électrons de valence. Leurs formules de Lewis sont identiques dans l'enchaînement des liaisons (les charges formelles peuvent en revanche être différentes).

1.5 Exception au principe de Lewis

1.5.1 Composés lacunaires

Composés covalents de la colonne 13

Représentation de Lewis du borane BH_3 ?

Composé lacunaire

Lorsqu'un atome du bloc s ou p a un environnement comportant seulement 6 électrons (ou moins), il est porteur d'au moins une lacune électronique.

Application 5 : le trichlorure d'aluminium

Donner la représentation de Lewis de AlCl_3 .

1.5.2 Hypervalence dans les colonnes 15, 16 et 17

Représentation de Lewis de la phosphine PH_3 et de l'ion phosphate ?

Valence des éléments de la colonne 15

La valence des éléments de la colonne 15 peut être :

- uniquement 3 pour l'azote N,
- 3 ou 5 pour le phosphore P et les éléments au-dessous de lui.

Application 6 : les chlorures de phosphore

Les chlorures de phosphore ont une formule brute de la forme PCl_n . Quelles sont les valeurs de n possibles ? Représenter les schémas de Lewis des composés correspondant.

Représentation de Lewis du sulfure d'hydrogène SH_2 et de l'ion sulfate.

Valence des éléments de la colonne 16

La valence des éléments de la colonne 16 peut être :

- uniquement 2 pour l'oxygène O,
- 2, 4 ou 6 pour le soufre S et les éléments au-dessous de lui.

Application 7 : les fluorures de soufre

Les fluorures de soufre ont pour formule brute SF_n . Quelles sont les valeurs de n envisageables ? Donner la représentation de Lewis de la molécule pour la plus grande valeur de n .

Hypervalence

On dit qu'un élément est hypervalent lorsqu'il s'entoure d'un nombre d'électrons supérieur à 8. L'hypervalence n'est observée qu'à partir de la 3^e période.

Tentative d'interprétation

L'hypervalence met en jeu les orbitales atomiques de la sous-couche d immédiatement supérieure aux sous-couches de valence.

Quand y a-t-il hypervalence ?

Une structure hypervalente ayant un minimum de charge formelle décrit mieux une molécule qu'une structure respectant la règle de l'octet avec davantage de charges formelles. Dès lors qu'elle permet d'écrire une représentation de Lewis présentant moins de charges formelles, l'hypervalence est observée.

Application 8 : représentation de Lewis du chlorure de thionyle

Proposer une représentation de Lewis du chlorure de thionyle SOCl_2 . Quelle est la valence du soufre ?

Application 9 : valence des éléments de la colonne 17

Quelle est la valence attendue des éléments de la colonne 17 ?
Quelles hypervalences peut-on attendre à partir de la 3^e période ?

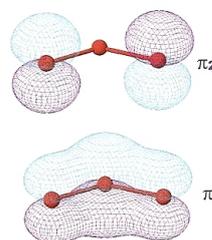
2 Délocalisation électronique

2.1 Mise en évidence de la délocalisation

Représentation de Lewis de la molécule d'ozone O_3 ?

À confronter avec :

- les faits expérimentaux qui indiquent deux liaisons identiques,
- les calculs de localisation des électrons les plus hauts en énergie de la molécule.



Les deux doublets les plus hauts en énergie ne sont pas localisés sur un site précis (liaison ou atome).

Délocalisation électronique

On dit qu'un doublet d'électron est **délocalisé** lorsque sa probabilité de présence recouvre plusieurs sites (atomes ou liaisons). La délocalisation d'un doublet est appelée phénomène de **mésomérie**.

2.2 Formes mésomères

- Le formalisme de Lewis suppose que chaque doublet soit localisé sur un site précis.
- Le formalisme de Lewis est *a priori* inadapté pour représenter la délocalisation.

Représentation de la délocalisation avec la représentation de Lewis

On peut décrire la délocalisation par l'écriture de plusieurs représentations de Lewis d'une molécule, qui diffèrent par la position des doublets délocalisés.

Ces différentes représentations sont appelées les **formes mésomères** ou **formes résonantes** ou **formes limites** de la molécule.

Comment passer d'une forme résonante à une autre ?

On passe d'une formule à l'autre en « basculant » les doublets d'électrons délocalisés d'un site à un site voisin :

- d'un atome à une liaison voisine et inversement,
- d'une liaison à une liaison voisine.

Les formes limites sont reliées entre elles par une flèche spécifique : \longleftrightarrow .

Formes limite de l'ozone.

Répartition électronique dans la molécule

Une forme résonante prise isolément ne décrit pas correctement la molécule.

C'est la considération simultanée de l'ensemble des formes résonantes qui permet de décrire la réalité de la répartition électronique au sein de la molécule.

On peut schématiser la répartition électronique par l'hybride de résonance de la molécule.

2.3 Règles d'écriture des formes mésomères

Doublets délocalisables

La délocalisation électronique concerne **exclusivement** certains **doublets de type π** :

- certaines paires liantes de type π ,
- certaines paires non liantes, ou électrons célibataires.

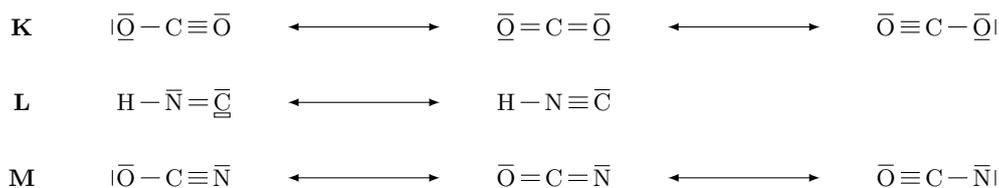
Lorsque la délocalisation est possible, on peut retenir qu'il n'y a qu'un seul doublet délocalisable autour d'un atome donné (sauf en cas d'hypervalence de cet atome).

Entre deux formes limite, seuls les doublets π sont répartis différemment. En conséquence les formes résonantes ont :

- le même squelette (les électrons σ ne sont pas affectés par la délocalisation),
- le même nombre d'électrons de valence (seule leur répartition change),
- ont la même charge globale (le nombre d'électrons n'est pas modifié).

Application 10 : « mouvement » de doublets π

Compléter les schémas suivants, en indiquant les mouvements des doublets électroniques qui permettent de passer d'une forme limite à l'autre. Préciser les charges formelles dans chacun des cas.



Importance relative des formes résonantes

Toutes les formes résonantes ne contribuent pas nécessairement autant à la description de la répartition électronique dans la molécule.

Une forme limite a d'autant plus de poids dans la description de la répartition électronique que :

- les atomes respectent la règle de l'octet ou ont une hypervalence compatible avec leur configuration électronique ;
- les charges formelles sont en accord avec les électronégativités des atomes (cette règle n'étant pas prioritaire sur la précédente) ;
- les charges formelles sont les plus petites possibles et les plus éloignées possibles.

Application 11 : importance des formes résonantes

Pour chacune des molécules **K**, **L** et **M** de l'application précédente, déterminer la (les) forme(s) résonante(s) qui contribue(nt) le plus à la description de la structure réelle du composé.

2.4 Délocalisation dans les composés hypervalents

Délocalisation dans les ions phosphate et sulfate

Dans l'ion phosphate PO_4^{3-} , toutes les liaisons sont équivalentes par mésomérie.
Dans l'ion sulfate SO_4^{2-} , toutes les liaisons sont équivalentes par mésomérie.

2.5 Conjugaison

Conjugaison

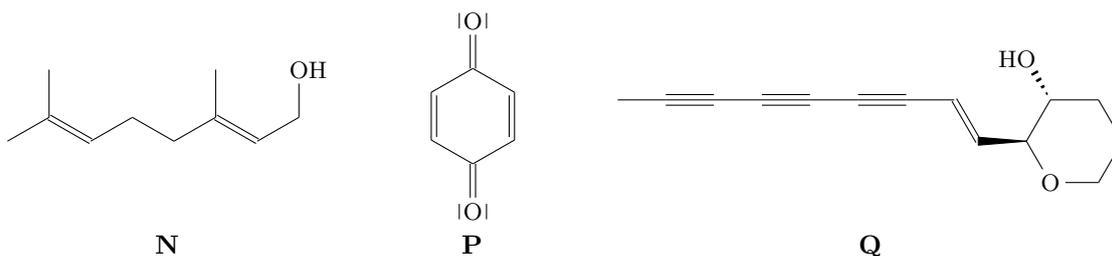
On parle de **conjugaison** dans une molécule lorsqu'une **paire d'électrons π** (liaison π ou doublet non liant délocalisable) est **séparée d'une autre paire d'électrons π ou d'une lacune électronique, par une seule liaison σ** .

La présence de paires d'électrons conjuguées implique l'existence de formes résonantes.

Application 12 : décompte de doublets conjugués

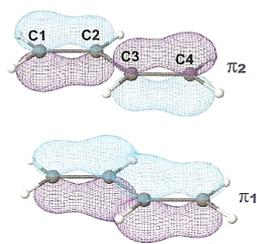
Déterminer le nombre de doublets π conjugués dans les composés suivants.

- le géraniol (**N**), responsable de l'odeur du géranium,
- la quinone (**P**),
- l'ichthyothéréol (**Q**), poison entraînant des convulsions chez les mammifères, et utilisé par les Indiens d'Amazonie.



Conjugaison $\pi - \pi$

Il y a conjugaison $\pi - \pi$ lorsque 2 (ou plus) doublets π liants sont conjugués.



Conjugaison $\pi - n$

Il y a conjugaison $\pi - n$ lorsqu'un doublet π liant est conjugué avec un doublet π non liant.

Conjugaison $\pi - \oplus$

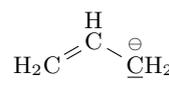
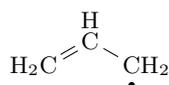
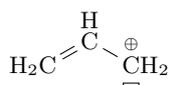
Il y a conjugaison $\pi - \oplus$ lorsqu'un doublet π liant est conjugué avec une lacune électronique.

Conjugaison $n - \oplus$

Il y a conjugaison $n - \oplus$ lorsqu'un doublet π non liant est conjugué avec une lacune électronique.

Application 13 : type de conjugaison

Identifier les types de conjugaison présents dans le cation allyle, le radical allyle et l'anion allyle. Dénumérer les électrons délocalisés, et écrire les principales formes résonantes.



Aromaticité

Une molécule présente un caractère aromatique si elle possède :

- une structure cyclique ou polycyclique plane ;
- avec $4n + 2$ électrons π délocalisés toutes les liaisons du cycle (n est un entier).

3 Longueur et énergie de liaison

3.1 Énergie de liaison

Énergie de liaison

L'énergie de liaison est l'énergie à fournir pour rompre la liaison.

$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$ 347 kJ · mol ⁻¹	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ 602 kJ · mol ⁻¹	$\text{HC} \equiv \text{CH}$ 836 kJ · mol ⁻¹
--	--	--

Énergie des liaisons σ et π

Une liaison π est moins forte qu'une liaison σ car le recouvrement des orbitales atomiques est moins important.

Ordre de grandeur des énergies de liaison (à connaître)

L'énergie d'une liaison covalente est de **quelques centaines de** kJ · mol⁻¹ :

- environ 140 kJ · mol⁻¹ pour la liaison simple O – O (assez fragile),
- environ 350 kJ · mol⁻¹ pour la liaison simple C – C (très solide).

3.2 Longueur de liaison

Longueur de liaison

La longueur d'une liaison est la distance moyenne à l'équilibre entre les noyaux des deux atomes de la liaison.

carbone	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$ 154 pm	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ 134 pm	$\text{HC} \equiv \text{CH}$ 120 pm
azote	$\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2$ 145 pm	<i>cis</i> FN = NF 121 pm	$\text{N} \equiv \text{N}$ 109 pm
oxygène	HO – OH 147 pm	O = O 121 pm	

Longueur et multiplicité des liaisons

Plus la multiplicité de la liaison augmente, plus la liaison est courte. Les atomes doivent se rapprocher pour permettre le recouvrement latéral des OA p qui assurent les liaisons π .

Ordre de grandeur des longueurs de liaison (à connaître)

La longueur d'une liaison covalente est typiquement de 100 nm à 150 nm.

Les longueurs des liaisons entre deux atomes de carbone sont : 154 pm pour la liaison simple C – C, 134 pm pour la liaison double C = C et 120 pm pour la liaison triple C \equiv C.

molécule	H ₂ O ₂	O ₃	O ₂
liaison O – O	simple	intermédiaire	double
distance O – O	149 pm	128 pm	121 pm

Conséquence de la délocalisation sur la longueur de liaison

Si une liaison n'a pas la même multiplicité dans deux formes mésomères, sa longueur réelle est intermédiaire entre les longueurs des liaisons sous laquelle elle apparaît dans ces deux formes mésomère.

Longueurs de liaison dans l'ion phosphate

Discuter de la longueur des 4 liaisons de l'ion phosphate.

Application 14 : longueurs de liaison dans l'ion sulfate

Discuter de la longueur des 4 liaisons de l'ion sulfate.

La longueur de liaison est une évidence expérimentale de la délocalisation

Le benzène a 6 liaisons identiques de longueur égale à 139 pm. Qu'en déduire ?

Exercices

Exercice 1 : l'ion cyanure et le cyanure d'hydrogène

1. Donner la formule de Lewis de la molécule de cyanure d'hydrogène (HCN).
2. En solution aqueuse, le cyanure d'hydrogène est appelé l'acide cyanhydrique ; il appartient au couple acide-base HCN/CN⁻. Déduire de la question précédente la représentation de Lewis de l'ion cyanure CN⁻.

Exercice 2 : structure de Lewis de composés azotés

Donner la structure de Lewis des composés azotés ci-dessous.

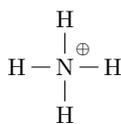
1. Ammoniac NH₃ et amidure NH₂⁻.
2. Acide nitreux HNO₂, dans lequel il n'existe pas de liaison N – H.
3. Ion hydrazinium N₂H₅⁺.

Exercice 3 : composés interhalogénés

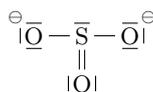
L'iode et le fluor sont susceptibles de s'associer au sein d'un édifice covalent, pour donner des composés interhalogénés de formule IF_n, dans lesquels l'iode est l'atome central. Quelles sont les valeurs de *n* envisageables ?

Exercice 4 : formes résonantes

Écrire les principales formes résonantes, lorsqu'elles existent, des composés suivants.



D
ion ammonium



E
ion sulfite



F
ion nitrosyle

Exercice 5 : hybrides de résonance

Donner les structures des hybrides de résonance des ions méthanoate HCO₂⁻ (**G**) et nitrate NO₃⁻ (**H**).

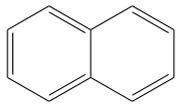
Exercice 6 : structure de l'ion perchlorate

Le chlore peut s'associer à l'oxygène au sein d'édifices polyatomiques, mais les composés formés sont relativement instables. L'ion perchlorate ClO₄⁻ est le plus stable des oxydes de chlore. Il est utilisé sous forme de perchlorate d'ammonium NH₄ ClO₄ comme explosif ou comme propergol dans les propulseurs de fusées.

1. Écrire une formule de Lewis de l'ion perchlorate présentant un minimum de charges formelles. Que peut-on dire de la valence du chlore dans cet ion ?
2. Représenter les formes résonantes qui contribuent le plus à la description de la molécule.

Exercice 7 : composés aromatiques

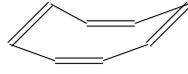
Pour chacun des composés suivants, déterminer le nombre d'électrons conjugués et discuter leur caractère aromatique : naphthalène (**P**), cation cyclopentadiényle (**Q**), cyclooctatétraène (**R**), cyclohepta-1,3,5-triène (**S**) et uracyle (**T**).



P



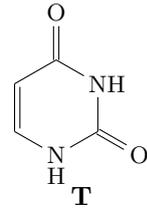
Q



R



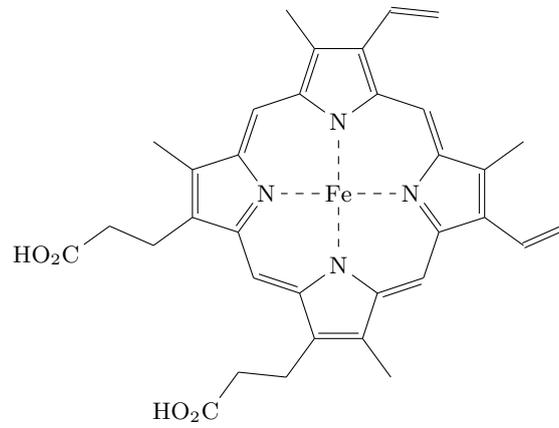
S



T

Exercice 8 : structure hémique

Un certain nombre d'enzymes (hémoglobine, cytochromes, etc) possèdent un hème lié à leur structure protéinique. Un exemple d'hème est donné ci-dessous. Déterminer, en le justifiant, si cette structure est aromatique¹. Une partie de la molécule est-elle plane ?



1. On précise que l'atome métallique central ne joue pas de rôle dans la délocalisation électronique.

Travaux dirigés

Exercice 1 : structure de quelques solvants

Proposer des représentations de Lewis des solvants usuels suivants :

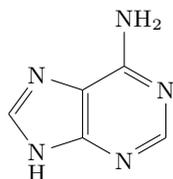
- eau H_2O ,
- dioxyde de carbone supercritique CO_2 ,
- tétrachlorure de carbone CCl_4 ,
- acétonitrile CH_3CN ,
- diméthylsulfoxyde (DMSO) $(\text{CH}_3)_2\text{SO}$.

Exercice 2 : structure d'ions polyatomiques

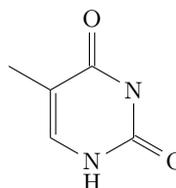
1. Proposer une formule de Lewis pour l'ion carbonate CO_3^{2-} et l'ion chlorite ClO_2^- .
2. Montrer que, dans chacun de ces ions, les liaisons sont toutes exactement équivalentes.

Exercice 3 : structure électronique des bases azotées

Quels sont les doublets conjugués dans les bases azotées de l'ADN ?



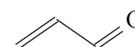
adénine



thymine

Exercice 4 : réactivité d'une énone

On considère le propenal, également connu sous le nom d'acroléine. Cette molécule est formée lors de la combustion de certains composés comme les matières plastiques ou les acides gras. En conséquence, elle est formée en quantité importante lors de la cuisson de viande (barbecue ...). Elle est lacrymogène et irritante pour les voies respiratoires, et à ce titre a été utilisée comme gaz de combat pendant la première guerre mondiale.



1. Déterminer le type de conjugaison présent dans la molécule.
2. On constate que la molécule comporte deux sites privilégiés d'attaque par des composés riches en électrons : les atomes de carbone n°1 et 3. Expliquer.