

CT4 : La mésomérie

I. Etude expérimentale sur des molécules inorganiques simples

Expérimentalement, on peut déterminer les longueurs de liaison, les moments dipolaires. On en déduit les angles entre les liaisons.

1. Cas de la molécule d'ozone O_3 :

1.1. Ecriture de son schéma de Lewis représentation spatiale selon VSEPR :

1.2. Constat expérimental qui diffère du schéma de Lewis :

Tableau de longueur de liaisons

Liaison	C-H	C-C	C=C	C≡C	C-O	C=O	C-N	C=N	C≡N
Longueur de liaison en pm	107	154	134	120	143	122	147	130	116

Conclusion sur le tableau des longueurs de liaison :

Or dans O_3 , les deux liaisons O-O ont la même longueur dont la valeur est intermédiaire entre celle d'une liaison simple et celle d'une liaison double.

⇒ le schéma de Lewis établi précédemment, introduit une erreur vis-à-vis de la réalité de la molécule d'ozone.

1.3. Comment corriger l'erreur induite par l'écriture d'un seul schéma de Lewis et se rapprocher de la réalité ?

- On va écrire plusieurs schémas de Lewis pour se rapprocher de la réalité.

ATTENTION : Le squelette est fixe dans les différentes écritures

1.4. Important : IL FAUT traduire **le mouvement des électrons par des flèches courbes**

1.5. La meilleure écriture : celle qui est la plus proche de la réalité : l'hybride de résonance :

2. Cas de l'ion sulfate SO_4^{2-} :

2.1. Schéma de Lewis et géométrie :

2.2. Constat expérimental 1: Les quatre liaisons SO ont la même longueur

-
.....
.....

2.3. Constat expérimental 2 : l'ions sulfate est un ion extrêmement stable :

-
.....
.....

2.4. Ecriture des différents schémas de Lewis avec les mouvements d'électrons traduits par des flèches courbes puis écriture de l'hybride de résonance

II. Définitions : liaison délocalisée, électrons conjugués, mésomérie, formes mésomères et hybride de résonance

1. Liaison délocalisée ⇔ Electrons conjugués ⇔ phénomène de mésomérie

1.1. Rappel : Les liaisons vues dans les cours précédents

- **La liaison covalente** est définie comme la mise en commun de 2 électrons par 2 atomes : un doublet d'électron est partagé entre 2 atomes.

Exemple :

- **La liaison acide-base de Lewis** pour laquelle le doublet d'électron partagé provient en fait d'une seule espèce, la base de Lewis et est accueilli par la lacune de l'acide de Lewis. Le partage du doublet s'accompagne de la création de charges :

Exemple :

1.2. La liaison délocalisée et ses électrons conjugués

Quand la mise en commun d'électrons concerne un nombre d'électrons ≥ 2 électrons sur un nombre d'atomes ≥ 3 : on parlera alors de liaison délocalisée.

Important : Une liaison délocalisée représente **un élément de stabilisation important pour la molécule** : elle est toujours plus stable que la molécule de même formule brute, ayant les mêmes fonctions chimiques sans liaison délocalisée.

Exemple :

Les électrons mis en commun dans une liaison délocalisée sont appelés **électrons conjugués**. Ils partagent **le même espace**, c'est-à-dire ils doivent **pouvoir être dans le même plan**.

1.3. Identification de la nature des électrons conjugués mis en jeu dans les liaisons délocalisées

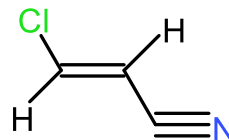
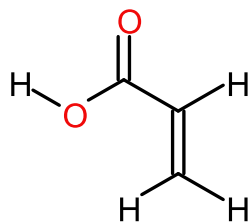
Les électrons conjugués sont : 1°)

2°).....

1.4. Visualisation de l'espace commun partagé par les électrons conjugués

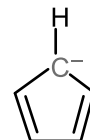
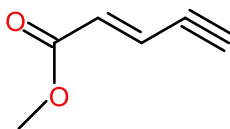
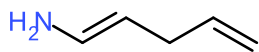
Etablissons la géométrie VSEPR de tous les atomes de ces 2 molécules :

On appellera O_A l'atome d'oxygène doublement lié et O_B l'atome d'oxygène simplement lié :



Conclusion :

1.5. Application : Identification des électrons conjugués sur une structure moléculaire



2. Écriture des FORMES MESOMERES

- Une molécule se représente par sa structure de Lewis mais celle-ci ne permet pas l'écriture d'électrons délocalisés.
- On appelle **formes mésomères, les différentes structures de Lewis permettant de montrer la délocalisation électronique.**

Chaque forme mésomère porte un certain « poids » dans la représentation de la réalité.

- **Les plus importantes** seront toujours celles qui font apparaître le **moins de charges**, mais aussi des **charges en accord avec l'électronégativité** des atomes.
- Pour écrire les différentes formes mésomères d'une molécule, c'est-à-dire les différentes répartitions électroniques possibles de cette molécule, on montrera le **déplacement des doublets d'électrons par des flèches courbes de mouvement d'électrons.**

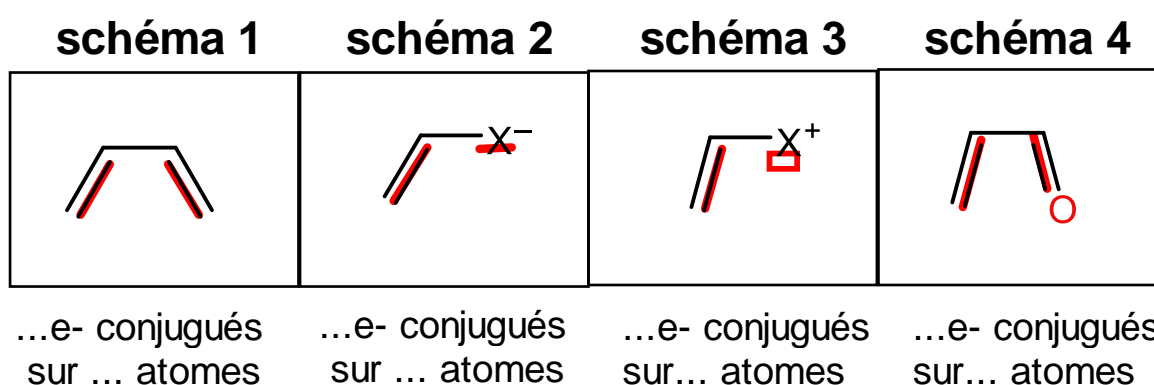
L'ensemble des formes mésomères sera TOUJOURS écrit **entre accolades**.

Grâce à ces écritures, on pourra trouver :

2.1.1. Les sites porteurs d'un **défaut d'électrons**, c'est-à-dire une **lacune électronique** pouvant être associée à une **charge +**, susceptible **d'accepter des électrons** : on les appellera **sites électrophiles**.

2.1.2. Les sites porteurs d'un **excès d'électrons**, c'est-à-dire **porteurs d'un doublet non liant**, associé ou pas à **une charge -** : on les appellera **site nucléophile**.

3. Les mouvements d'électrons rencontrés : 4 « schémas types » ou 4 « modules » combinables :



Détails des formes mésomères de chaque schéma :

