

Sujet 3 : Schéma de Lewis d'une entité moléculaire

Introduction

Depuis l'Antiquité, les scientifiques ont cherché à comprendre la structure des substances qui composent notre monde. Cependant, ce n'est qu'au début du XX^e siècle que Gilbert Newton Lewis, chimiste américain, a proposé une méthode révolutionnaire pour représenter les molécules : le schéma de Lewis. Cette innovation, en illustrant simplement les électrons et les liaisons, a marqué un tournant dans la chimie moléculaire.

Problématique : En quoi les schémas de Lewis révolutionnent-ils notre compréhension des molécules et des réactions chimiques ?

Nous répondrons en trois étapes : d'abord en retraçant l'histoire et l'importance des schémas de Lewis (I), ensuite en exposant les principes de leur construction (II), et enfin en explorant leurs applications et limites (III).

I. Histoire et importance des schémas de Lewis

1. Le contexte historique

- À la fin du XIX^e siècle, les chimistes avaient identifié les atomes et molécules, mais la structure des liaisons chimiques restait floue.
- En 1916, Gilbert N. Lewis publie ses travaux sur les électrons de valence et introduit le concept de liaison covalente comme un partage d'électrons.

2. Une révolution pour la chimie

- Les schémas de Lewis offrent une représentation intuitive et universelle des molécules.
- Ils rendent accessible la compréhension de phénomènes complexes, comme la polarité des molécules ou la réactivité chimique.

3. Applications immédiates

- Ces schémas deviennent rapidement un outil fondamental pour les chimistes, notamment dans les domaines de la synthèse organique et de la chimie analytique.
-

II. Principes et construction des schémas de Lewis

1. Les principes fondamentaux

- **Électrons de valence** : Ce sont les électrons des couches externes qui participent aux liaisons chimiques.
- **Règle de l'octet** : Les atomes tendent à acquérir une configuration stable avec 8 électrons sur leur couche externe (sauf exceptions, comme l'hydrogène avec 2 électrons).

2. Étapes de construction d'un schéma de Lewis

- Compter les électrons de valence.
- Relier les atomes par des liaisons simples.
- Répartir les électrons restants pour respecter l'octet.
- Ajuster avec des liaisons doubles ou triples si nécessaire.

3. Exemples de schémas simples

- **Eau (H₂O)** : Deux liaisons simples entre l'oxygène et les hydrogènes, avec deux doublets non liants sur l'oxygène.
- **Dioxyde de carbone (CO₂)** : Deux liaisons doubles entre le carbone et les oxygènes.
- **Ammoniac (NH₃)** : Trois liaisons simples avec un doublet non liant sur l'azote.

4. Cas particuliers

- **Molécules hypervalentes** : SF₆ (soufre avec plus de 8 électrons).
 - **Radicaux libres** : NO (molécules avec un nombre impair d'électrons).
-

III. Applications et limites des schémas de Lewis

1. Prédictions géométriques et moléculaires

- La théorie VSEPR (Répulsion des Paires d'Électrons de Valence) permet, à partir des schémas de Lewis, de prévoir la forme des molécules.
- Exemple :
 - CH₄ : Tétraédrique, car aucun doublet non liant.
 - H₂O : Forme coudée à cause des doublets non liants.

2. Réactivité chimique

- Les schémas permettent de localiser les doublets non liants et les zones riches en électrons (sites nucléophiles) ou pauvres en électrons (sites électrophiles).
- Exemple : La réactivité des molécules organiques peut être anticipée, comme dans les réactions d'addition ou de substitution.

3. Limites des schémas de Lewis

- **Absence de dimension tridimensionnelle** : Les schémas ne tiennent pas compte des orbitales moléculaires ou de la véritable géométrie spatiale.
- **Inexactitude pour certains cas** : Les molécules délocalisées, comme le benzène, ou les radicaux libres ne sont pas bien représentés par ce modèle.

Conclusion

Le schéma de Lewis constitue un pilier de la chimie moléculaire, offrant une représentation simple et pédagogique des molécules. Il permet d'expliquer la stabilité, la réactivité et les propriétés géométriques des entités moléculaires. Toutefois, ses limites ont conduit au développement de modèles plus sophistiqués, comme ceux des orbitales moléculaires.

Ouverture : Aujourd'hui, les outils numériques basés sur la théorie quantique complètent les schémas de Lewis en offrant des représentations encore plus précises des molécules et de leurs interactions.