

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 22/09/2026 02:00 creat by Kalanso App

La liaison chimique covalente

La liaison covalente est un concept fondamental en chimie qui explique comment les atomes se lient entre eux pour former des molécules. Contrairement aux liaisons ioniques, où les électrons sont transférés d'un atome à un autre, la liaison covalente implique un **partage d'électrons** entre deux atomes. Ce cours explore la nature de cette liaison, ses caractéristiques et son importance dans la compréhension de la structure et des propriétés des molécules.

1. Définition et formation de la liaison covalente

Une liaison covalente se forme lorsque deux atomes mettent en commun une ou plusieurs paires d'électrons afin d'atteindre une configuration électronique stable, généralement celle du gaz noble le plus proche (règle de l'octet pour les éléments de la deuxième période, règle du duet pour l'hydrogène).

Prenons l'exemple de la molécule de dihydrogène (H_2). Chaque atome d'hydrogène possède un électron célibataire dans son orbitale 1s. En partageant leurs électrons, ils forment une paire liante qui assure la cohésion de la molécule. La représentation de Lewis de H_2 est : $H-H$, où le tiret représente la paire d'électrons partagée.

De manière générale, la liaison covalente résulte du recouvrement d'orbitales atomiques. Plus le recouvrement est important, plus la liaison est forte. La distance à laquelle l'énergie du système est minimale correspond à la **longueur de liaison**.

2. Représentation de Lewis et règles de valence

La représentation de Lewis est un outil essentiel pour visualiser les liaisons covalentes. Elle consiste à placer les électrons de valence autour des symboles des atomes, en respectant la règle de l'octet (ou du duet).

Pour écrire une structure de Lewis :

- Compter le nombre total d'électrons de valence.
- Placer les atomes et relier les atomes par des liaisons simples (une paire d'électrons).
- Distribuer les électrons restants en doublets non liants pour compléter les octets.
- Si nécessaire, former des liaisons multiples (doubles ou triples) pour satisfaire la règle de l'octet.

Exemple : la molécule d'eau H_2O . L'atome d'oxygène possède 6 électrons de valence, chaque hydrogène en possède 1. Total = 8 électrons. La structure de Lewis est : $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ avec deux doublets non liants sur l'oxygène.

3. Polarité des liaisons covalentes

Dans une liaison covalente pure, les électrons sont partagés équitablement entre les deux atomes, ce qui se produit lorsque les deux atomes ont la même électronégativité (exemple : H_2 , Cl_2). Cependant, lorsque les atomes ont des électronégativités différentes, le partage n'est pas équitable : on parle alors de **liaison covalente polarisée**.

L'atome le plus électronégatif attire davantage les électrons vers lui, créant ainsi des charges partielles (notées δ^+ et δ^-). Par exemple, dans la molécule de chlorure d'hydrogène (HCl), le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène, donc la liaison est polarisée : $\text{H}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-}$.

La polarité des liaisons influence les propriétés physiques et chimiques des molécules, comme les points de fusion et d'ébullition, la solubilité, et la réactivité.

4. Liaisons multiples et délocalisation électronique

Les atomes peuvent partager plus d'une paire d'électrons pour former des liaisons doubles ou triples. Par exemple, dans la molécule de dioxygène (O_2), chaque atome d'oxygène partage deux paires d'électrons, formant une double liaison : $\text{O}=\text{O}$. Dans la molécule d'azote (N_2), une triple liaison existe : $\text{N}\equiv\text{N}$.

Ces liaisons multiples sont plus courtes et plus fortes que les liaisons simples. De plus, dans certaines molécules, les électrons peuvent être délocalisés sur plusieurs atomes, comme dans le cas du benzène (C_6H_6) où les doubles liaisons sont alternées mais en réalité délocalisées sur tout le cycle, conférant une stabilité particulière.

La théorie des orbitales moléculaires permet de mieux comprendre ces phénomènes en combinant les orbitales atomiques pour former des orbitales moléculaires liantes et antiliantes.

5. Importance de la liaison covalente en chimie et en biologie

La liaison covalente est omniprésente dans la matière vivante et inerte. Elle est responsable de la formation des molécules organiques (glucides, lipides, protéines, acides nucléiques), des gaz atmosphériques (CO_2 , O_2 , N_2), et de nombreux matériaux (plastiques, médicaments).

Comprendre la liaison covalente permet de prédire la géométrie des molécules (théorie VSEPR), leurs propriétés spectroscopiques, et leur réactivité. C'est donc une notion clé pour tout étudiant en chimie.

Conclusion

La liaison covalente est un modèle puissant pour expliquer la formation des molécules. Elle repose sur le partage d'électrons entre atomes, avec des degrés de polarité variables selon les électronégativités. Les représentations de Lewis et les théories modernes (orbitales moléculaires) permettent de décrire et de prédire les structures et propriétés des édifices chimiques. Maîtriser ce concept est essentiel pour aborder des domaines plus avancés comme la chimie organique, la biochimie ou la science des matériaux.