

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 21/09/2026 19:50 creat by Kalanso App

La liaison covalente

La liaison covalente est un concept fondamental en chimie qui explique comment les atomes se lient entre eux pour former des molécules. Elle résulte de la mise en commun d'électrons de valence entre deux atomes, leur permettant ainsi d'atteindre une configuration électronique stable, souvent celle du gaz noble le plus proche. Comprendre la liaison covalente est essentiel pour appréhender la structure et les propriétés de la matière.

1. Définition et formation de la liaison covalente

Une liaison covalente se forme lorsque deux atomes partagent une ou plusieurs paires d'électrons. Chaque atome fournit un électron pour former la paire liante. Ce partage permet aux atomes de compléter leur couche de valence et d'acquérir une stabilité énergétique.

Prenons l'exemple de la molécule de dihydrogène (H_2). Chaque atome d'hydrogène possède un électron de valence. En s'associant, ils mettent en commun leurs électrons pour former une paire liante, ce qui donne à chaque atome la configuration électronique de l'hélium ($1s^2$). La molécule H_2 est ainsi plus stable que les atomes isolés.

La liaison covalente est généralement représentée par un trait entre les deux atomes ($H-H$). On distingue les liaisons simples (une paire d'électrons partagée), doubles (deux paires) et triples (trois paires).

2. Polarité des liaisons covalentes

Lorsque deux atomes différents forment une liaison covalente, la paire d'électrons n'est pas nécessairement partagée équitablement. Cela dépend de l'électronégativité de chaque atome, c'est-à-dire de sa capacité à attirer les électrons vers lui.

Si les deux atomes ont des électronégativités similaires, la liaison est **apolaire** (ou non polaire). C'est le cas de la molécule de dichlore (Cl_2), où les deux atomes de chlore partagent équitablement les électrons.

Si les électronégativités diffèrent, la liaison est **polaire**. L'atome le plus électronégatif attire davantage les électrons, acquérant une charge partielle négative (δ^-), tandis que l'autre atome porte une charge partielle positive (δ^+). Par exemple, dans la molécule de chlorure d'hydrogène (HCl), le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène, créant une liaison polarisée.

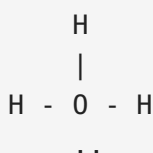
La différence d'électronégativité permet de classer les liaisons :

- Différence $< 0,4$: liaison covalente apolaire
- Différence entre $0,4$ et $1,7$: liaison covalente polaire
- Différence $> 1,7$: liaison ionique (transfert d'électrons)

3. Représentation des molécules : la théorie de Lewis

Pour représenter les liaisons covalentes, on utilise souvent les structures de Lewis. Elles montrent les électrons de valence sous forme de points ou de traits. Chaque paire partagée est représentée par un trait, et les paires non liantes (doublets non liants) par des points.

Prenons l'exemple de la molécule d'eau (H_2O). L'atome d'oxygène possède six électrons de valence. Il forme deux liaisons simples avec deux atomes d'hydrogène et conserve deux doublets non liants. La structure de Lewis de l'eau est :



Cette représentation permet de visualiser la géométrie de la molécule et de prédire certaines propriétés.

4. Propriétés des liaisons covalentes

Les liaisons covalentes ont des caractéristiques qui influencent les propriétés des molécules :

- **Longueur de liaison** : distance entre les noyaux des deux atomes liés. Elle diminue lorsque l'ordre de liaison augmente (simple $>$ double $>$ triple).
- **Énergie de liaison** : énergie nécessaire pour rompre une mole de liaisons. Plus l'énergie est élevée, plus la liaison est forte. Les liaisons multiples sont plus énergétiques que les liaisons simples.
- **Polarité** : influence les propriétés physiques comme les points de fusion et d'ébullition, la solubilité, etc.

Ces propriétés expliquent pourquoi les molécules polaires ont des températures de fusion et d'ébullition plus élevées que les molécules apolaires de masse molaire similaire, en raison des interactions dipôle-dipôle plus fortes.

5. Exemples de molécules covalentes

De nombreuses molécules courantes sont formées par des liaisons covalentes :

Molécule	Formule	Type de liaison	Polarité
Dihydrogène	H ₂	Simple	Apolaire
Dioxygène	O ₂	Double	Apolaire
Eau	H ₂ O	Simple	Polaire
Dioxyde de carbone	CO ₂	Double	Apolaire (linéaire)
Ammoniac	NH ₃	Simple	Polaire

Le dioxyde de carbone (CO₂) est un exemple intéressant : bien que les liaisons C=O soient polaires, la molécule est linéaire et les moments dipolaires s'annulent, rendant la molécule globalement apolaire.

Conclusion

La liaison covalente est au cœur de la chimie moderne. Elle permet d'expliquer la formation des molécules, leur géométrie et leurs propriétés physico-chimiques. En maîtrisant les concepts de partage d'électrons, de polarité et de représentation de Lewis, on peut prédire le comportement des substances et comprendre de nombreux phénomènes naturels et industriels. La liaison covalente est donc une notion indispensable pour quiconque souhaite approfondir l'étude de la matière.