

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 21/09/2026 18:55 creat by Kalanso App

La liaison chimique covalente

La liaison chimique 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 les principes de la liaison covalente, ses types, ses propriétés et son importance dans la formation des composés chimiques.

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 de valence 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 et l'hélium).

Prenons l'exemple de la molécule de dihydrogène (H_2). Chaque atome d'hydrogène possède un électron de valence. En partageant leurs électrons, ils forment une paire liante qui permet à chaque atome d'atteindre la configuration électronique de l'hélium ($1s^2$). La représentation de Lewis de H_2 est $H-H$, où le tiret représente la paire d'électrons partagée.

De manière générale, la formation d'une liaison covalente s'accompagne d'une diminution de l'énergie potentielle du système, ce qui la rend énergétiquement favorable. La distance à laquelle l'énergie est minimale correspond à la longueur de liaison.

2. Types de liaisons covalentes

On distingue plusieurs types de liaisons covalentes selon le nombre de paires d'électrons partagées et selon la polarité de la liaison.

a) Liaison covalente simple, double et triple

- **Liaison simple** : une seule paire d'électrons est partagée. Exemple : $H-H$, $Cl-Cl$.
- **Liaison double** : deux paires d'électrons sont partagées. Exemple : $O=O$ dans O_2 , ou $C=O$ dans le dioxyde de carbone.
- **Liaison triple** : trois paires d'électrons sont partagées. Exemple : $N\equiv N$ dans N_2 , ou $C\equiv C$ dans l'acétylène.

Plus le nombre de paires partagées est élevé, plus la liaison est forte et plus la longueur de liaison est courte.

b) Liaison covalente polarisée et apolaire

Lorsque deux atomes identiques forment une liaison covalente, le partage des électrons est équitable : la liaison est **apolaire** (exemple : H_2 , Cl_2). En revanche, si les deux atomes ont des électronégativités différentes, le partage est inégal : la liaison est **polarisée**. L'atome le plus électronégatif attire davantage les électrons, créant une charge partielle négative (δ^-) et laissant l'autre atome avec une charge partielle positive (δ^+). Exemple : HCl , où le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène.

3. Représentation des molécules : structures de Lewis

La structure de Lewis est une représentation schématique qui montre les électrons de valence des atomes dans une molécule. Elle permet de visualiser les liaisons covalentes et les doublets non liants.

Pour établir une structure de Lewis, on suit généralement les étapes suivantes :

1. Calculer le nombre total d'électrons de valence de la molécule.
2. Placer l'atome le moins électronégatif au centre (sauf pour l'hydrogène).
3. Relier les atomes par des liaisons simples.
4. Distribuer les électrons restants en doublets non liants sur les atomes périphériques, puis sur l'atome central.
5. Si nécessaire, former des liaisons multiples pour que chaque atome atteigne l'octet (ou le duet).

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

4. Propriétés des liaisons covalentes

Les liaisons covalentes possèdent plusieurs caractéristiques mesurables :

Propriété	Description	Exemple
Longueur de liaison	Distance moyenne entre les noyaux des deux atomes liés.	$\text{H}-\text{H}$: 74 pm ; $\text{C}-\text{C}$: 154 pm
Énergie de liaison	Énergie nécessaire pour rompre une mole de liaisons à l'état gazeux.	$\text{H}-\text{H}$: 436 kJ/mol ; $\text{N}\equiv\text{N}$: 946 kJ/mol
Polarité	Différence d'électronégativité entre les atomes.	$\text{H}-\text{Cl}$: polarisée ; $\text{H}-\text{H}$: apolaire

Propriété	Description	Exemple
Ordre de liaison	Nombre de paires d'électrons partagées.	1 pour simple, 2 pour double, 3 pour triple.

Ces propriétés influencent les propriétés macroscopiques des substances : par exemple, les molécules avec des liaisons covalentes fortes ont des points de fusion et d'ébullition élevés si elles sont polymériques (comme le diamant), mais les molécules simples comme H_2 ont des points de fusion très bas car les liaisons intermoléculaires sont faibles.

5. Importance de la liaison covalente

La liaison covalente est omniprésente dans la chimie du vivant et des matériaux. Elle constitue la base de la chimie organique, où les atomes de carbone s'enchaînent pour former des chaînes et des cycles. Les protéines, les glucides, les lipides et les acides nucléiques sont tous construits grâce à des liaisons covalentes. De plus, de nombreux matériaux modernes (plastiques, semi-conducteurs, médicaments) reposent sur des architectures covalentes.

La compréhension des liaisons covalentes permet également de prédire la géométrie des molécules (théorie VSEPR) et leurs propriétés spectroscopiques.

Conclusion

La liaison covalente est un modèle essentiel pour expliquer la formation et la stabilité des molécules. Elle résulte du partage d'électrons entre atomes, ce qui leur permet d'atteindre une configuration électronique stable. Ses différentes formes (simple, double, triple, polarisée ou non) et ses propriétés (longueur, énergie, polarité) déterminent le comportement chimique et physique des substances. Maîtriser ce concept est indispensable pour comprendre la chimie moderne, des réactions biochimiques aux matériaux avancés.