

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 22/09/2026 02:05 creat by Kalanso App

La liaison chimique covalente

La liaison covalente est un concept fondamental en chimie qui explique comment les atomes se lient pour former des molécules. Contrairement aux liaisons ioniques qui résultent d'un transfert d'électrons, la liaison covalente repose sur le partage d'électrons entre deux atomes. Ce cours explore les principes de la liaison covalente, ses caractéristiques, et son rôle dans la formation 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 ou du duet). Ce partage permet à chaque atome de compléter sa couche de valence.

Prenons l'exemple de la molécule de dihydrogène (H_2). Chaque atome d'hydrogène possède un électron sur sa couche 1s. En partageant leurs électrons, ils forment une liaison covalente simple, et chaque atome acquiert ainsi une configuration stable à deux électrons (règle du duet). La représentation de Lewis de H_2 est $H-H$, où le tiret représente la paire d'électrons partagée.

De même, dans la molécule de chlore (Cl_2), chaque atome de chlore apporte un électron non apparié de sa couche externe ($3s^2 3p^5$), et ils partagent une paire pour former une liaison covalente simple. Chaque atome atteint ainsi l'octet.

2. Représentation de Lewis et règles de stabilité

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 les règles suivantes :

- Les électrons de valence sont représentés par des points ou des croix.
- Une liaison covalente est représentée par un tiret (une paire partagée).
- Les doublets non liants sont représentés par des paires de points.
- Chaque atome doit respecter la règle de l'octet (ou du duet pour l'hydrogène).

Par exemple, la molécule d'eau (H_2O) a la structure de Lewis suivante : l'atome d'oxygène central est lié à deux atomes d'hydrogène par des liaisons simples, et possède deux doublets non liants. Cela donne à l'oxygène un total de 8 électrons (4 liaisons + 4 non liants) et à chaque hydrogène 2 électrons.

Il existe des exceptions à la règle de l'octet, notamment pour les atomes de la période 3 et au-delà, qui peuvent avoir plus de 8 électrons (octet étendu), comme dans le cas du phosphore dans PCl_5 ou du soufre dans SF_6 .

3. Types de liaisons covalentes : simple, double, triple

Selon le nombre de paires d'électrons partagées, on distingue :

- **Liaison simple** : une seule paire partagée (ex : H—H , Cl—Cl).
- **Liaison double** : deux paires partagées (ex : O=O dans O_2 , C=O dans CO_2).
- **Liaison triple** : trois paires partagées (ex : $\text{N}\equiv\text{N}$ dans N_2 , $\text{C}\equiv\text{C}$ dans l'acétylène).

Plus le nombre de liaisons partagées est élevé, plus la liaison est courte et forte. Par exemple, la longueur de la liaison C—C est d'environ 154 pm, celle de C=C est de 134 pm, et celle de $\text{C}\equiv\text{C}$ est de 120 pm. De même, l'énergie de liaison augmente avec le nombre de liaisons.

La molécule de diazote (N_2) possède une liaison triple, ce qui la rend très stable et explique son inertie chimique. Chaque atome d'azote apporte trois électrons non appariés ($2s^2 2p^3$), et ils partagent trois paires pour atteindre l'octet.

4. Polarité des liaisons covalentes

Dans une liaison covalente, si les deux atomes ont des électronégativités différentes, la paire d'électrons partagée est attirée vers l'atome le plus électronégatif. Il en résulte une liaison covalente polarisée, avec des charges partielles δ^+ et δ^- .

Par exemple, dans la molécule de chlorure d'hydrogène (HCl), le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène. La liaison est polarisée : l'hydrogène porte une charge partielle positive (δ^+) et le chlore une charge partielle négative (δ^-). On représente cela par $\text{H}^{\delta+}\text{—Cl}^{\delta-}$.

La différence d'électronégativité ($\Delta\chi$) permet de classer les liaisons :

- Si $\Delta\chi < 0,4$: liaison covalente non polaire (ex : H—H , C—H).
- Si $0,4 < \Delta\chi < 1,7$: liaison covalente polarisée (ex : H—Cl , O—H).
- Si $\Delta\chi > 1,7$: liaison ionique (ex : Na—Cl).

La polarité des liaisons influence les propriétés physiques des molécules, comme leur solubilité, leur point d'ébullition, et leur réactivité.

5. Exemples de molécules covalentes et propriétés

Les molécules covalentes peuvent être simples (diatomiques) ou complexes (polyatomiques). Voici quelques exemples :

Molécule	Type de liaison	Propriétés
H ₂ O	Simple (O—H)	Polaire, liquide à température ambiante, solvant universel
CO ₂	Double (C=O)	Non polaire (linéaire), gaz à température ambiante
CH ₄	Simple (C—H)	Non polaire (tétraédrique), gaz
NH ₃	Simple (N—H)	Polaire, gaz, base faible

La géométrie des molécules est déterminée par la théorie VSEPR (Répulsion des Paires Électroniques de la Couche de Valence), qui découle de la liaison covalente. Par exemple, la molécule de méthane (CH₄) est tétraédrique car les quatre paires liantes se repoussent mutuellement pour être le plus éloignées possible.

Les composés covalents ont généralement des points de fusion et d'ébullition plus bas que les composés ioniques, car les forces intermoléculaires sont plus faibles. Ils sont souvent mauvais conducteurs d'électricité à l'état pur, sauf s'ils s'ionisent en solution (comme HCl dans l'eau).

Conclusion

La liaison covalente est au cœur de la chimie organique et inorganique. Elle permet d'expliquer la formation des molécules, leur stabilité, leur géométrie et leurs propriétés physico-chimiques. Maîtriser les concepts de partage d'électrons, de représentation de Lewis, de polarité et de types de liaisons est essentiel pour comprendre les réactions chimiques et les interactions entre molécules. La liaison covalente, bien que simple en apparence, ouvre la porte à une immense diversité de composés et de comportements chimiques.