

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 23/09/2026 04:40 creat by Kalanso App

La liaison chimique covalente

La liaison chimique est l'interaction qui maintient ensemble les atomes dans les molécules et les composés. Parmi les différents types de liaisons, la **liaison covalente** est fondamentale en chimie organique et inorganique. Elle résulte de la mise en commun d'électrons entre deux atomes, ce qui leur permet d'atteindre une configuration électronique stable, généralement celle du gaz noble le plus proche. Ce cours explore la nature de la liaison covalente, ses propriétés et ses applications.

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 structure électronique stable. Par exemple, la molécule de dihydrogène (H_2) résulte du partage de deux électrons entre deux atomes d'hydrogène.

La liaison covalente est représentée par un trait entre les symboles des atomes (par exemple, $H-H$). Elle est caractérisée par une **longueur de liaison** (distance entre les noyaux) et une **énergie de liaison** (énergie nécessaire pour la rompre).

Exemple : formation de la molécule H_2

Chaque atome d'hydrogène possède un électron célibataire dans son orbitale $1s$. En s'approchant, les orbitales $1s$ se recouvrent et les électrons s'apparient, formant une liaison sigma (σ). La configuration électronique de chaque atome devient celle de l'hélium ($1s^2$), un gaz noble stable.

2. Types de liaisons covalentes

On distingue plusieurs types de liaisons covalentes selon le nombre de paires d'électrons partagées et la nature des atomes impliqués.

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

De plus, on peut classer les liaisons covalentes en **liaisons polarisées** et **non polarisées** selon l'électronégativité des atomes. Si les atomes ont des électronégativités différentes, la paire d'électrons est attirée vers l'atome le plus électronégatif, créant une polarité (exemple : H—Cl). Si les atomes sont identiques, la liaison est non polarisée (exemple : H—H).

Exemple : la molécule de dioxygène O₂

Dans O₂, chaque atome d'oxygène possède six électrons de valence. Pour atteindre l'octet, ils partagent deux paires d'électrons, formant une double liaison. La molécule est non polaire car les deux atomes sont identiques.

3. Théorie de la liaison de valence et hybridation

La théorie de la liaison de valence (VB) décrit la formation des liaisons covalentes par recouvrement d'orbitales atomiques. Pour expliquer la géométrie des molécules, on introduit le concept d'**hybridation** des orbitales atomiques.

Par exemple, dans le méthane (CH₄), l'atome de carbone subit une hybridation sp³ : une orbitale 2s et trois orbitales 2p se combinent pour former quatre orbitales hybrides équivalentes dirigées vers les sommets d'un tétraèdre. Chaque orbitale hybride se recouvre avec l'orbitale 1s d'un atome d'hydrogène pour former une liaison σ .

Type d'hybridation	Géométrie	Exemple
sp	Linéaire	BeCl ₂ , C ₂ H ₂
sp ²	Trigonal plan	BF ₃ , C ₂ H ₄
sp ³	Tétraédrique	CH ₄ , NH ₃

4. Propriétés des liaisons covalentes

Les liaisons covalentes confèrent aux molécules des propriétés spécifiques :

- **Force et énergie** : les liaisons covalentes sont fortes, avec des énergies de liaison typiquement comprises entre 150 et 1000 kJ/mol.
- **Directionnalité** : les liaisons covalentes sont orientées dans l'espace, ce qui détermine la forme des molécules.
- **Polarité** : selon l'électronégativité, les liaisons peuvent être polaires, influençant les propriétés physiques comme le point de fusion et la solubilité.
- **Saturation** : un atome peut former un nombre limité de liaisons covalentes, correspondant à sa valence.

Ces propriétés expliquent pourquoi les composés covalents ont souvent des points de fusion et d'ébullition plus bas que les composés ioniques, car les forces intermoléculaires sont plus faibles que les liaisons covalentes elles-mêmes.

5. Exemples de molécules covalentes

De nombreuses molécules courantes sont covalentes :

- **Eau (H_2O)** : deux liaisons simples O—H, molécule polaire coudée.
- **Dioxyde de carbone (CO_2)** : deux doubles liaisons C=O, molécule linéaire non polaire.
- **Ammoniac (NH_3)** : trois liaisons simples N—H, molécule pyramidale polaire.
- **Méthane (CH_4)** : quatre liaisons simples C—H, molécule tétraédrique non polaire.

Ces molécules illustrent la diversité des géométries et des polarités résultant des liaisons covalentes.

Conclusion

La liaison covalente est un concept central en chimie. Elle permet de comprendre la formation des molécules, leur stabilité et leurs propriétés. En partageant des électrons, les atomes atteignent une configuration électronique stable et forment des assemblages aux géométries variées. La maîtrise des liaisons covalentes est essentielle pour expliquer les réactions chimiques, la structure des matériaux et les propriétés des composés organiques et inorganiques. Ce cours a présenté les fondements de cette liaison, ses types, sa description théorique et ses implications pratiques.