

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 22/09/2026 00:20 creat by Kalanso App

La liaison chimique covalente

La liaison chimique est au cœur de la chimie : elle explique comment les atomes s'assemblent pour former des molécules et des solides. Parmi les différents types de liaisons, la **liaison covalente** est fondamentale. Elle résulte de la mise en commun d'électrons entre deux atomes, ce qui leur permet d'atteindre une configuration électronique stable. Ce cours présente les principes de la liaison covalente, ses caractéristiques et quelques exemples.

1. Origine de la liaison covalente

Les atomes cherchent à acquérir une configuration électronique de gaz noble, c'est-à-dire une couche de valence saturée (règle de l'octet pour les éléments de la deuxième période, règle du duet pour l'hydrogène). Pour ce faire, ils peuvent perdre, gagner ou mettre en commun des électrons. La mise en commun d'électrons conduit à une liaison covalente.

Considérons la molécule de dihydrogène H_2 . Chaque atome d'hydrogène possède un électron de valence. En partageant leurs électrons, les deux atomes forment une paire d'électrons liante qui appartient aux deux noyaux. Cette paire assure la cohésion de la molécule. La représentation de Lewis utilise un trait entre les atomes pour symboliser cette paire partagée : H-H.

De manière générale, une liaison covalente simple correspond au partage d'une paire d'électrons. Il peut y avoir des liaisons doubles (deux paires partagées) ou triples (trois paires partagées), comme dans $O=O$ ou $N\equiv N$.

2. Représentation de Lewis

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). Les électrons non liants sont représentés par des paires libres (ou doublets non liants).

Exemple : la molécule d'eau H_2O . L'atome d'oxygène possède 6 électrons de valence. Il forme deux liaisons simples avec deux atomes d'hydrogène et conserve deux paires libres. La structure de Lewis est : H-O-H avec deux doublets non liants sur l'oxygène.

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

1. Compter le nombre total d'électrons de valence.

2. Placer les atomes et relier par des liaisons simples.
3. Distribuer les électrons restants en doublets non liants.
4. Former des liaisons multiples si nécessaire pour satisfaire l'octet.

3. Polarité des liaisons covalentes

Lorsque deux atomes différents sont liés, la différence d'électronégativité peut rendre la liaison polarisée. L'atome le plus électronégatif attire davantage les électrons de la liaison, créant des charges partielles δ^- et δ^+ . On parle alors de **liaison covalente polarisée**.

Si la différence d'électronégativité est très grande, la liaison devient ionique. On considère souvent qu'au-delà de 1,7 sur l'échelle de Pauling, la liaison est ionique. Entre 0,4 et 1,7, elle est polarisée covalente. En dessous de 0,4, elle est apolaire.

Exemple : dans HCl, l'électronégativité du chlore (3,16) est supérieure à celle de l'hydrogène (2,20). La liaison est polarisée, avec une charge partielle négative sur Cl et positive sur H.

4. Géométrie des molécules

La liaison covalente a une orientation dans l'espace. La théorie VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) permet de prédire la géométrie des molécules en minimisant la répulsion entre les paires d'électrons (liantes et non liantes) autour de l'atome central.

Selon le nombre de paires liantes et non liantes, on obtient différentes géométries : linéaire, trigonale plane, tétraédrique, coudée, etc. Par exemple, la molécule de méthane CH_4 est tétraédrique, avec des angles de $109,5^\circ$. La molécule d'eau H_2O est coudée, avec un angle d'environ $104,5^\circ$ en raison des deux paires libres qui exercent une répulsion plus forte.

Molécule	Paires liantes	Paires non liantes	Géométrie	Angle
CH_4	4	0	Tétraédrique	$109,5^\circ$
NH_3	3	1	Pyramidale	107°
H_2O	2	2	Coudée	$104,5^\circ$

5. Exemples de molécules covalentes

De nombreuses molécules sont formées par des liaisons covalentes. Citons quelques exemples courants :

- **Dioxyde de carbone CO_2** : chaque atome d'oxygène est lié au carbone par une double liaison. La molécule est linéaire.
- **Ammoniac NH_3** : l'azote forme trois liaisons simples avec l'hydrogène et possède un doublet non liant. La molécule est pyramidale.
- **Éthylène C_2H_4** : les deux carbones sont liés par une double liaison, et chaque carbone est lié à deux hydrogènes. La molécule est plane.

Ces exemples montrent la diversité des molécules covalentes et l'importance de la représentation de Lewis et de la géométrie pour comprendre leurs propriétés.

Conclusion

La liaison covalente est un concept central en chimie. Elle permet d'expliquer la formation des molécules et leurs propriétés. Maîtriser la représentation de Lewis, la polarité et la géométrie des molécules est essentiel pour prévoir les réactions chimiques et les interactions entre molécules. Ce cours a présenté les bases de la liaison covalente ; il peut être approfondi par l'étude des orbitales moléculaires et de la liaison métallique.