

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 21/09/2026 21:00 creat by Kalanso App

La liaison chimique covalente

La liaison chimique est au cœur de la chimie : elle explique comment les atomes s'unissent pour former des molécules et des solides. Parmi les différents types de liaisons, la **liaison covalente** est sans doute la plus fondamentale. Elle résulte de la mise en commun d'électrons entre deux atomes, ce qui leur permet d'atteindre une configuration électronique stable, souvent celle du gaz noble le plus proche. Dans ce cours, nous explorerons la nature de la liaison covalente, ses propriétés, sa représentation et son importance dans la compréhension de la matière.

1. Qu'est-ce qu'une 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 électronique. Par exemple, dans la molécule de dihydrogène (H_2), chaque atome d'hydrogène possède un électron célibataire. En partageant ces deux électrons, ils forment une paire liante et atteignent ainsi la configuration de l'hélium ($1s^2$).

La liaison covalente est généralement représentée par un trait entre les deux atomes : H-H. Elle peut être simple (une paire partagée), double (deux paires) ou triple (trois paires). Par exemple, la molécule de dioxygène (O_2) comporte une double liaison, tandis que la molécule de diazote (N_2) possède une triple liaison.

2. Formation et énergie de liaison

La formation d'une liaison covalente s'accompagne d'une libération d'énergie : la molécule formée est plus stable que les atomes séparés. L'énergie libérée lorsqu'une liaison se forme est appelée **énergie de liaison**. Inversement, il faut fournir cette même énergie pour briser la liaison. Plus l'énergie de liaison est élevée, plus la liaison est forte.

Prenons l'exemple de la molécule H_2 : l'énergie de liaison est d'environ 436 kJ/mol. Cela signifie qu'il faut fournir 436 kJ pour dissocier une mole de H_2 en atomes d'hydrogène. À l'inverse, lorsque deux atomes d'hydrogène se combinent, cette énergie est libérée.

L'énergie de liaison dépend de la nature des atomes et de l'ordre de liaison. Une triple liaison est plus forte qu'une double, elle-même plus forte qu'une simple. Par exemple,

l'énergie de la liaison C-C est d'environ 347 kJ/mol, celle de C=C est d'environ 611 kJ/mol, et celle de C≡C est d'environ 837 kJ/mol.

3. Polarité des liaisons covalentes

Dans une liaison covalente, les électrons ne sont pas nécessairement partagés de manière égale. Cela dépend de l'**électronégativité** des atomes impliqués. L'électronégativité mesure la tendance d'un atome à attirer les électrons vers lui. Si les deux atomes ont la même électronégativité, la liaison est **apolaire** : les électrons sont partagés équitablement. C'est le cas de H₂, Cl₂ ou CH₄ (les liaisons C-H sont considérées comme apolaires car les électronégativités de C et H sont proches).

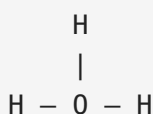
Si les électronégativités diffèrent, la liaison est **polaire**. L'atome le plus électronégatif attire davantage les électrons, acquérant une charge partielle négative (δ^-), tandis que l'autre atome porte une charge partielle positive (δ^+). Par exemple, dans la molécule de chlorure d'hydrogène (HCl),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

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

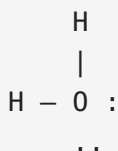
4. Représentation des molécules : formules de Lewis et VSEPR

Pour représenter les liaisons covalentes, on utilise souvent la **formule de Lewis**. Dans cette représentation, les électrons de valence sont symbolisés par des points ou des traits. Les paires liantes sont représentées par des traits entre les atomes, et les paires non liantes (doublets non liants) par des points sur l'atome.

Par exemple, la molécule d'eau H₂O a pour formule de Lewis :



Mais en réalité, l'oxygène possède deux doublets non liants, ce qui donne :



La théorie **VSEPR** (Valence Shell Electron Pair Repulsion) permet de prédire la géométrie des molécules en se basant sur la répulsion entre les paires d'électrons (liantes et non liantes) autour de l'atome central. Par exemple, dans H₂O, l'oxygène a

deux paires liantes et deux paires non liantes, ce qui conduit à une géométrie coudée avec un angle d'environ $104,5^\circ$.

5. Exemples de molécules et propriétés

La liaison covalente est présente dans d'innombrables composés. Voici quelques exemples :

- **Dihydrogène (H_2)** : liaison simple apolaire, gaz à température ambiante.
- **Dioxygène (O_2)** : double liaison apolaire, essentiel à la respiration.
- **Diazote (N_2)** : triple liaison très forte, gaz inerte.
- **Eau (H_2O)** : liaisons polaires, molécule coudée, solvant universel.
- **Méthane (CH_4)** : quatre liaisons simples apolaires, géométrie tétraédrique.
- **Dioxyde de carbone (CO_2)** : deux doubles liaisons polaires, mais molécule linéaire donc apolaire globalement.

Ces exemples montrent la diversité des molécules covalentes et l'importance de la géométrie et de la polarité dans leurs propriétés.

Conclusion

La liaison covalente est un concept central en chimie. Elle permet d'expliquer la formation des molécules, leur stabilité et leurs propriétés. Nous avons vu que cette liaison résulte du partage d'électrons, qu'elle peut être simple, double ou triple, polaire ou apolaire, et que sa représentation et sa géométrie sont essentielles pour comprendre le comportement des substances. Maîtriser la liaison covalente est indispensable pour aborder des domaines plus avancés comme la chimie organique, la biochimie ou la science des matériaux.