

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 22/09/2026 09:40 creat by Kalanso App

La liaison chimique : comprendre les interactions entre atomes

La liaison chimique est un concept fondamental en chimie qui explique comment les atomes s'associent pour former des molécules et des composés. Comprendre la nature de ces liaisons permet de prédire les propriétés des substances, leur réactivité et leurs applications. Ce cours explore les principaux types de liaisons chimiques : la liaison covalente, la liaison ionique et la liaison métallique, ainsi que les interactions faibles.

1. La liaison covalente

La liaison covalente résulte de la mise en commun d'électrons entre deux atomes. Elle se forme généralement entre atomes non métalliques ayant des électronégativités proches. Chaque atome fournit un électron pour former une paire liante, ce qui permet aux deux atomes d'atteindre une configuration électronique stable (règle de l'octet ou du duet).

On distingue :

- **Liaison covalente simple** : une seule paire d'électrons partagée (exemple : H_2).
- **Liaison covalente double** : deux paires d'électrons partagées (exemple : O_2).
- **Liaison covalente triple** : trois paires d'électrons partagées (exemple : N_2).

La liaison covalente peut être polarisée si les atomes ont des électronégativités différentes, créant ainsi une liaison covalente polarisée (exemple : HCl).

Exemple : la molécule d'eau (H_2O)

Dans l'eau, chaque atome d'hydrogène partage une paire d'électrons avec l'atome d'oxygène. L'oxygène, plus électronégatif, attire davantage les électrons, ce qui rend la molécule polaire. Cette polarité explique de nombreuses propriétés de l'eau, comme son pouvoir solvant.

2. La liaison ionique

La liaison ionique se forme entre un métal et un non-métal, lorsque la différence d'électronégativité est suffisamment grande (généralement $> 1,7$). L'atome

métallique perd un ou plusieurs électrons pour devenir un cation, tandis que l'atome non métallique gagne ces électrons pour devenir un anion. L'attraction électrostatique entre ions de charges opposées constitue la liaison ionique.

Les composés ioniques forment des réseaux cristallins et ont des points de fusion élevés. Ils sont souvent solubles dans l'eau et conduisent l'électricité à l'état fondu ou en solution.

Exemple : le chlorure de sodium (NaCl)

Le sodium (Na) perd un électron pour former Na^+ , et le chlore (Cl) gagne un électron pour former Cl^- . Les ions Na^+ et Cl^- s'assemblent en un réseau cubique.

3. La liaison métallique

Dans un métal, les atomes sont empilés de manière compacte, et leurs électrons de valence sont délocalisés sur l'ensemble du métal, formant un « mer » d'électrons. Cette délocalisation explique les propriétés typiques des métaux : conductivité électrique et thermique élevée, malléabilité, ductilité et éclat métallique.

La liaison métallique n'est pas directionnelle, ce qui permet aux atomes de glisser les uns sur les autres sans se briser, d'où la malléabilité.

Exemple : le cuivre (Cu)

Le cuivre est un excellent conducteur électrique car ses électrons sont libres de se déplacer dans tout le métal.

4. Les interactions faibles

En plus des liaisons fortes (covalente, ionique, métallique), il existe des interactions faibles qui jouent un rôle crucial dans de nombreux phénomènes, notamment en biologie :

- **Liaisons hydrogène** : interaction entre un atome d'hydrogène lié à un atome électronégatif (O, N, F) et un autre atome électronégatif. Exemple : dans l'eau, les liaisons hydrogène expliquent son point d'ébullition élevé.
- **Forces de Van der Waals** : interactions attractives entre molécules neutres, dues à des dipôles instantanés ou permanents.

Conclusion

Les liaisons chimiques sont au cœur de la chimie. Elles déterminent la structure et les propriétés des substances. La liaison covalente, ionique et métallique représentent les trois grands types de liaisons fortes, tandis que les interactions faibles, bien que moins

énergétiques, sont essentielles dans les systèmes biologiques et les matériaux. Maîtriser ces concepts permet de comprendre la matière à l'échelle moléculaire et d'expliquer ses transformations.

Document créer par Kalanso App — 22/09/2026 09:40 — Disponible sur Playstore - App