

1 La liaison covalente

1.1 Définition

Afin d'acquérir la configuration électronique des gaz nobles, les atomes peuvent aussi former des molécules.

Pour former des molécules, les atomes se lient par des liaisons covalentes obtenues par la mise en commun de deux électrons (doublet liant). Chacun des atomes possède une configuration électronique semblable à celle du gaz noble le plus proche.

La liaison covalente correspond donc à la mise en commun de deux électrons de valence. Elle est notée : A—B

1.2 Formation de la liaison covalente

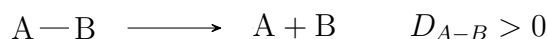
Cette liaison se forme lorsque les atomes qui se lient fournissent chacun un électron de valence (électron célibataire de la couche externe). Ils mettent en commun chacun un électron.



Remarque : Un électron célibataire est représenté par un point (\bullet) et un doublet d'électrons est représenté par un tiret ($-$).

1.3 Énergie d'une liaison covalente

L'énergie d'une liaison covalente A-B est l'énergie qu'il faut fournir à la molécule AB gazeuse pour la dissocier en atomes gazeux. Elle est notée D_{A-B} et s'exprime en J.mol^{-1} . Elle est aussi appelée énergie de dissociation.



Énergie de la liaison covalente O-H

$$D_{\text{O-H}} = 459 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Cette énergie de la liaison covalente augmente avec la multiplicité des liaisons et avec la différence d'électronégativité.

Exemple : La molécule de chlorure d'hydrogène H—Cl

L'électronégativité de l'atome d'hydrogène est de 2,20 et celle de l'atome de chlore est de 3,16. La différence d'électronégativité entre les deux atomes est de 0,96. Cette valeur est supérieure à 0,4 donc la liaison H—Cl est polarisée.

L'atome le plus électronégatif devient légèrement négatif et porte une charge partielle négative notée δ^- .

L'atome le moins électronégatif devient légèrement positif et porte une charge partielle positive notée δ^+ .

Exemple : La molécule de chlorure d'hydrogène H—Cl

L'atome de chlore est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène donc l'atome de chlore devient légèrement négatif et porte une charge partielle négative notée δ^- et l'atome d'hydrogène devient légèrement positif et porte une charge partielle positive notée δ^+ . On peut représenter les charges partielles comme ci-dessous :



4 Entités polaires et apolaires

Une molécule est polaire :

- si elle a des liaisons polarisées
- ET si le centre des charges positives ne coïncide pas avec celui des charges négatives.

Une molécule est apolaire :

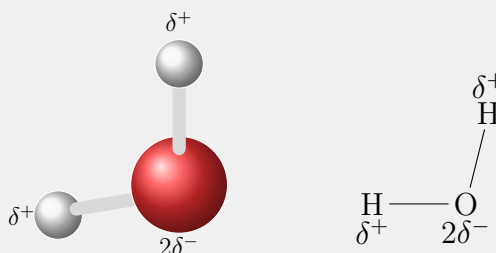
- si elle n'a pas de liaisons polarisées
- OU si le centre des charges positives coïncide avec celui des charges négatives.

Exemple 1 : La molécule d'eau

La molécule d'eau est une molécule polaire car :

- elle possède des liaisons polarisées : La liaison O—H est une liaison polarisée car la différence d'électronégativité entre l'atome d'oxygène (3,44) et l'atome d'hydrogène (2,20) est supérieure à 0,40.
- et le centre des charges positives ne correspond pas à celui des charges négatives.

L'atome d'hydrogène est moins électronégatif que l'atome d'oxygène donc l'atome d'hydrogène devient légèrement positif et porte une charge partielle positive notée δ^+ . On peut représenter les charges comme ci-dessous :



Exemple 2 : La molécule de dioxyde de carbone

La molécule de dioxyde de carbone est une molécule apolaire car :

- elle possède des liaisons polarisées : La liaison C–O est une liaison polarisée car la différence d'électronégativité entre l'atome d'oxygène (3,44) et l'atome de carbone (2,50) est supérieure à 0,40.
- mais le centre des charges positives correspond à celui des charges négatives.

L'atome de carbone est moins électronégatif que l'atome d'oxygène donc l'atome de carbone devient légèrement positif et porte une charge partielle positive notée δ^+ . On peut représenter les charges comme ci-dessous :

