

Les liaisons ioniques et covalentes - La règle de l'octet

Il existe de nombreux types de liaisons et de forces chimiques qui lient les molécules ensemble. Les deux types de liaisons les plus élémentaires sont **les liaisons ionique ou covalente**.

Dans la **liaison ionique**, les atomes transfèrent des électrons les uns aux autres. Les liaisons ioniques requièrent au moins un donneur d'électrons et un accepteur d'électrons. En revanche, les atomes ayant la même électronégativité partagent des électrons dans des **liaisons covalentes**, parce qu'aucun des deux atomes n'attire ou ne repulse de préférence les électrons qu'il partage.

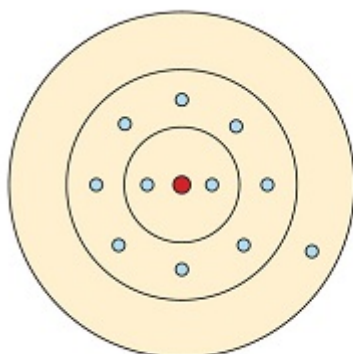
Introduction

La liaison ionique est le transfert complet d'électron(s) de valence entre atomes. C'est un type de liaison chimique qui génère deux ions chargés en sens inverse. Dans les liaisons ioniques, le métal perd des électrons pour devenir un cation chargé positivement, alors que le non-métal les accepte pour devenir un anion chargé négativement. Les liaisons ioniques nécessitent un donneur d'électrons, souvent un métal, et un accepteur d'électrons, un non-métal.

La liaison ionique est observée parce que les métaux ont peu d'électrons dans leurs orbites les plus extérieures. En perdant ces électrons, ces métaux peuvent obtenir une configuration de **gaz noble** et **satisfaire à la règle de l'octet**.

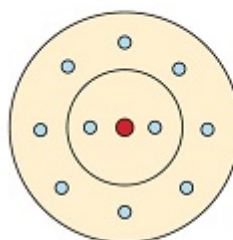
De même, les non-métaux qui ont près de 8 électrons dans leur couche de valence ont tendance à accepter facilement des électrons pour obtenir une configuration de **gaz noble**.

En liaison ionique, plus d'un électron peut être donné ou reçu pour satisfaire à la règle de l'octet. Les charges sur l'anion et le cation correspondent au nombre d'électrons donnés ou reçus. Dans les liaisons ioniques, la charge nette du composé doit être zéro.



Na

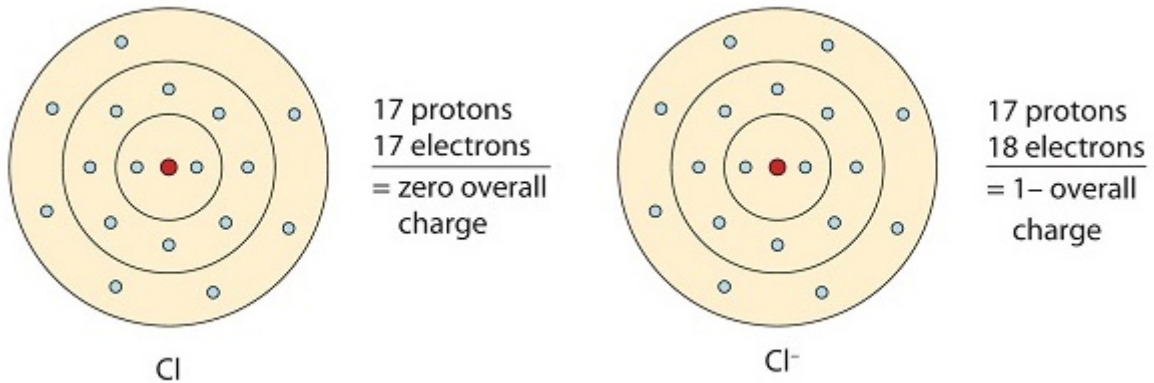
$$\begin{array}{r} 11 \text{ protons} \\ 11 \text{ electrons} \\ \hline = \text{zero overall} \\ \text{charge} \end{array}$$



Na⁺

$$\begin{array}{r} 11 \text{ protons} \\ 10 \text{ electrons} \\ \hline = 1+ \text{ overall} \\ \text{charge} \end{array}$$

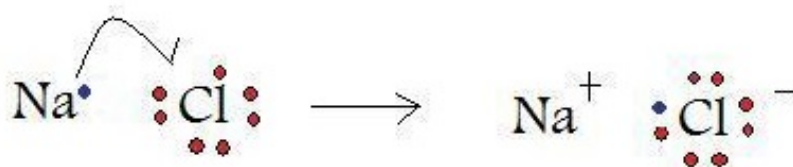
Cette molécule de sodium donne l'électron seul dans son orbite de valence afin d'obtenir une configuration octet. Cela crée un cation chargé positivement en raison de la perte d'électrons.



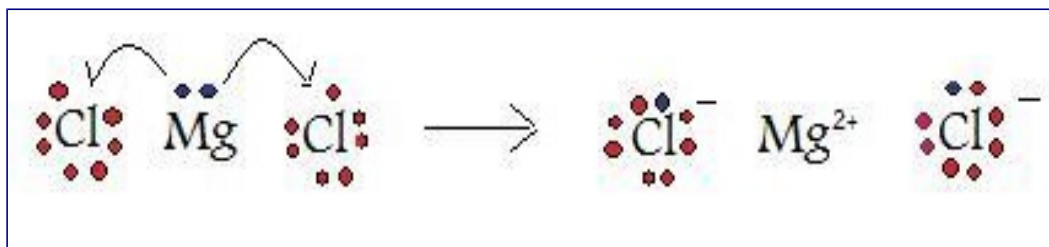
Il existe de nombreux types de liaisons et de forces chimiques qui lient les molécules ensemble. Les deux types de liaisons les plus élémentaires sont les **liaisons ionique ou covalente**.

- Dans la **liaison ionique**, les atomes transfèrent des électrons les uns aux autres. Les liaisons ioniques requièrent au moins un donneur d'électrons et un accepteur d'électrons.
- En revanche, les atomes ayant la même électronégativité partagent des électrons dans des **liaisons covalentes**, parce qu'aucun des deux atomes n'attire ou ne repousse de préférence les électrons qu'il partage.

EXEMPLE : SELS DE CHLORE



Dans cet exemple, l'atome de sodium donne son électron de 1 valence à l'atome de chlore. Cela crée un cation sodium et un anion chlore. Notez que la charge nette du composé résultant est de 0.



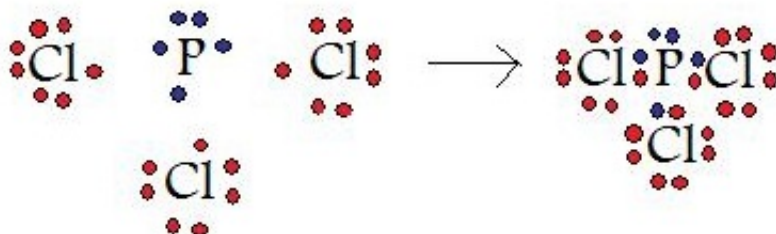
Dans cet exemple, l'atome de magnésium donne ses deux électrons de valence à des atomes de chlore. Chaque atome de chlore ne peut accepter qu'un seul électron avant d'atteindre sa configuration de **gaz noble** ; donc, 2 atomes de chlore sont nécessaires pour accepter les 2 électrons donnés par le magnésium. Notez que la charge nette du composé est de 0.

Liaison covalente

La liaison covalente est le partage des électrons entre les atomes. Ce type de liaison se produit entre deux atomes du même élément ou d'éléments proches l'un de l'autre dans le tableau périodique. Cette liaison se produit principalement entre les non-métaux, mais on peut aussi l'observer entre les non-métaux et les métaux.

Si les atomes ont des électronégativités similaires (la même affinité pour les électrons), des liaisons covalentes sont plus probables de se produire. Parce que les deux atomes ont la même affinité pour les électrons et qu'ils n'ont pas tendance à en donner, ils partagent des électrons afin d'obtenir une configuration octet et de devenir plus stables. De plus, l'énergie d'ionisation de l'atome est trop grande et l'affinité électronique de l'atome est trop faible pour que la liaison ionique se produise. Par exemple : le carbone ne forme pas de liaisons ioniques car il a 4 électrons de valence, la moitié d'un octet. Pour former des liaisons ioniques, les molécules de carbone doivent soit gagner, soit perdre 4 électrons. Ceci est très défavorable ; par conséquent, les molécules de carbone partagent leurs électrons de valence 4 à travers des liaisons simples, doubles et triples afin que chaque atome puisse obtenir des configurations de gaz noble. Les liaisons covalentes comprennent les interactions des orbitales sigma et pi ; par conséquent, les liaisons covalentes conduisent à la formation de liaisons simples, doubles, triples et quadruples.

Exemple: trichlorure de phosphore



Dans cet exemple, un atome de phosphore partage ses trois électrons non appariés avec trois atomes de chlore. Dans le produit final, ces quatre molécules possèdent toutes quatre 8 électrons de valence et satisfont à la règle de l'octet.