

6. Stabilité des entités chimiques

Les gaz nobles

La dernière colonne de la classification périodique des éléments contient une famille d'éléments nommés « gaz nobles » (ou gaz rares). **Ce sont tous des gaz qui sont particulièrement stables et leur couche externe contient deux (duet – $1s^2$) ou huit (octet – ns^2np^6) électrons.**

Les autres éléments vont essayer de « copier » la structure électronique périphérique des gaz nobles pour atteindre leur stabilité. Pour cela ils ont plusieurs solutions :

- donner ou capturer des électrons pour devenir des **ions**
- former des liaisons avec d'autres atomes pour « partager » des électrons et former des **molécules**.

Les ions monoatomiques

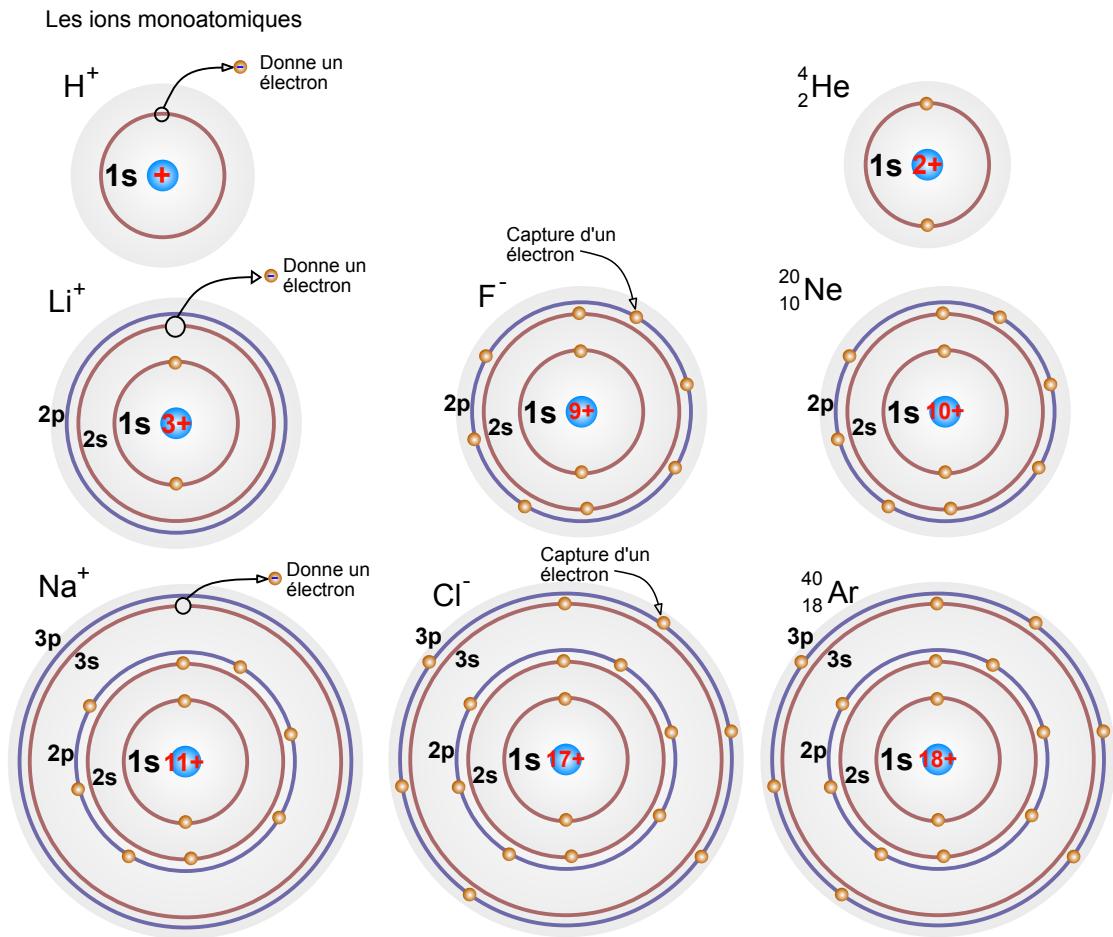
Vous avez vu, en classe de 3^e, que les ions monoatomiques sont des atomes qui ont gagné ou perdu un, ou plusieurs, électrons.

Remarque : certains ions sont des associations de plusieurs atomes qui se partagent des électrons supplémentaires, comme l'ion sulfate SO_4^{2-} , ce ne sont pas des ions monoatomiques.

Les électrons gagnés ou perdus par les ions monoatomiques vont leur permettre d'avoir leur couche électronique périphérique qui a la même composition que le gaz noble le plus proche (dans la classification périodique des éléments), donc avec 2 électrons (pour ressembler à l'Hélium) ou 8 électrons (pour les autres gaz nobles). **On nomme cela la règle du duet ou de l'octet.**

Ainsi, les éléments de la **première colonne de la classification** n'ont qu'à perdre un électron pour avoir la couche électronique périphérique identique au gaz rare de la fin de la ligne précédente. **Ils vont donc perdre très facilement un électron** et devenir des **ions positifs, aussi appelés cations**. **Cette famille d'éléments est appelée Métaux Alcalins (ou simplement alcalins)** et est très réactive. Ils sont à manipuler avec précaution quand ils sont à l'état pur, car ils ont tendance à exploser au contact de l'eau ! Les plus courants sont les ions Lithium Li^+ , Sodium Na^+ et Potassium K^+ .

Remarque : L'ion hydrogène est un cas à part, car il ne peut pas rester seul au vu de sa très grande réactivité. En solution aqueuse il est toujours associé à une molécule d'eau pour former l'ion hydronium H_3O^+ . Il est même capable de gagner un électron pour avoir la même couche électronique que l'hélium quand il forme un ion hydrure H^- .



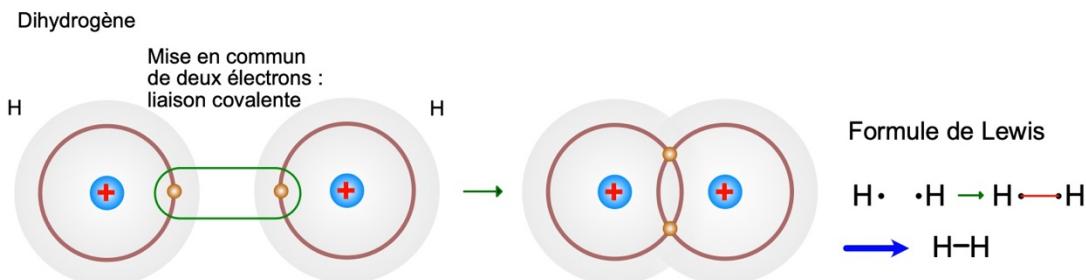
Une autre famille très réactive est celle de l'avant-dernière colonne (la 17^e) de la classification périodique, la famille des **halogènes**. Il ne manque à ceux-ci qu'un électron pour avoir la même structure périphérique que le gaz noble qui les suit. **Ils vont donc facilement capturer un électron et devenir ainsi des ions négatifs, aussi appelés anions.** Les halogènes sont également très réactifs et les plus courants sont les ions Fluorure F^- , Chlorure Cl^- , Bromure Br^- et Iodure I^- . Vous aurez remarqué que sous leur forme ionique on ajoute le suffixe –ure à leur nom.

Liaisons dans les molécules

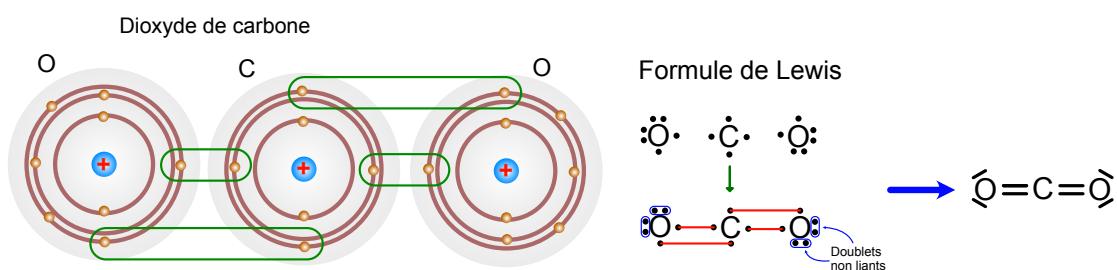
L'autre manière pour un atome d'obtenir une couche électronique externe semblable à celle d'un gaz noble (règle du duet ou de l'octet) est de **partager des électrons**.

Cela implique de trouver un « partenaire » et de mettre en commun un ou plusieurs électrons qui seront alors crédités à la couche externe des atomes qui se les partagent. On dit que les atomes forment des **liaisons covalentes**.

Exemple : l'atome d'hydrogène n'a qu'un seul électron sur son unique couche électronique externe $1s^1$. Deux atomes d'hydrogène peuvent donc mettre leurs électrons en commun et ils auront donc tous deux accès à deux électrons, comme l'hélium, qui est le gaz noble le plus proche.



Le chimiste Gilbert Newton Lewis a proposé en 1916 une représentation, la **formule de Lewis**, qui permet de montrer la formation des liaisons covalentes selon la règle de l'octet (et du duet) : tous les électrons de la couche électronique périphérique sont représentés autour du symbole de l'atome sous forme de points. Les liaisons se forment en reliant les points afin que chaque atome ait 2 ou 8 électrons en comptant les deux électrons à l'extrémité de chaque trait.



Dans la représentation de Lewis, un trait entre deux symboles d'atomes représente une liaison covalente. Il est possible d'avoir jusqu'à trois liaisons covalentes entre deux atomes (soit 6 électrons partagés !).

Les électrons de la couche de valence qui ne forment pas de liaisons se regroupent par deux pour former un **doublet non liant** qui est représenté sous la forme d'un trait le long du symbole de l'élément. Dans l'exemple ci-dessus du dioxyde de carbone, chaque atome d'oxygène possède deux doublets non liants. Si vous comptez les électrons partagés (entourés en vert) pour chaque atome, vous constaterez que le carbone et les deux atomes d'oxygène ont bien 8 électrons chacun sur leur couche de valence.