

2 Vers des entités plus stables chimiquement

Pour qu'un atome soit stable, il faut que sa couche de valence soit entièrement remplie. C'est le cas des gaz nobles : ces atomes ne réagissent pas avec d'autres espèces, ils sont bien tout seuls. Ce sont des gaz monoatomiques.

Les autres atomes réagissent pour tenter de ressembler aux gaz nobles (remplir leur couche de valence), et donc atteindre cette stabilité.

Pour cela, ils ont deux possibilités :

- devenir des ions ;
- former des molécules.

I. Les ions monoatomiques

Les atomes des colonnes 1, 2, 3 et 5, 6, 7 du tableau périodique tendent respectivement à perdre ou gagner des électrons pour former un ion monoatomique ayant autant d'électrons que l'atome de gaz noble le plus proche en n° atomique.

Exemples

1. Le fluor F est dans la colonne 7 : il a donc 7 électrons de valence.
Son numéro atomique est 9, et le gaz noble le plus proche est le néon Ne de numéro atomique 10.
Le néon est dans la colonne 8 : il a 8 électrons de valence.
Le fluor doit donc gagner un électron pour devenir stable. En gagnant un électron, il gagne une charge négative : l'ion formé est donc F^- .
2. Le calcium Ca est dans la colonne 2 : il a donc 2 électrons de valence.
Son numéro atomique est 20, et le gaz noble le plus proche est l'argon Ar de numéro atomique 18.
L'argon est dans la colonne 8 : il a 8 électrons de valence.
Le calcium doit donc perdre 2 électrons pour devenir stable. En perdant deux électrons, il perd deux charges négatives et a donc deux charges positives en trop ! L'ion formé est donc Ca^{2+} .
Attention ici : Le calcium qui fait partie de la 4^{ème} période (ligne) avait donc la couche 4 pour couche de valence. En perdant les deux électrons qui la constituaient, la couche 4 est vide, et donc la couche de valence de l'ion Ca^{2+} est donc la couche 3 !

La place des atomes dans le tableau périodique permet donc de savoir quel ion va être formé.

Quelques ions monoatomiques à connaître :

Formule de l'ion	H ⁺	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Cl ⁻	F ⁻	Ca ²⁺
Nom de l'ion	hydrogène	sodium	potassium	magnésium	chlorure	fluorure	calcium

L'autre possibilité pour qu'un atome devienne stable est de former des molécules.

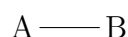
II. Les molécules

II. 1. Liaisons

Une molécule, c'est un assemblage de plusieurs atomes. Pour qu'un atome A se lie à un atome B, ils mettent en commun un électron de valence chacun.

Définition

Cette mise en commun est appelée **liaison covalente**.



Chaque atome va former autant de liaisons covalentes qu'il a besoin d'électrons pour avoir la configuration électronique du gaz noble ayant le n° atomique le plus proche.

Exemple

Le carbone C est sur la 4^{ème} colonne : il a donc 4 électrons de valence.

Son numéro atomique est 6, et le gaz noble le plus proche est le néon Ne de numéro atomique 10.

Le néon a 8 électrons de valence, donc le carbone a besoin de 4 électrons pour remplir sa couche de valence : il va donc pouvoir former 4 liaisons covalentes.

Remarque. Les atomes peuvent également former des doubles ou des triples liaisons lorsqu'ils font plusieurs liaisons covalentes avec le même atome.

II. 2. Schéma de Lewis d'une molécule

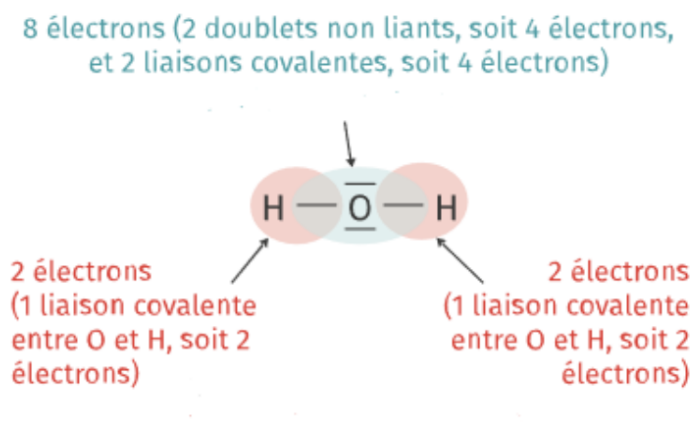
Le schéma de Lewis d'une molécule est une représentation de tous les électrons de valence de tous les atomes qui la constituent.

Pour qu'une molécule soit stable, il faut que tous les atomes qui la constituent aient autant d'électrons de valence que le gaz noble le plus proche en numéro atomique.

Les électrons de valence d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non liants. Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré.



Les formules de Lewis des molécules permettent de vérifier le respect de ces règles en comptabilisant les électrons des liaisons covalentes et des doublets non liants pour chaque atome de la molécule. Le schéma de Lewis d'une molécule est une représentation de tous les électrons de valence de tous les atomes qui la constituent.



Remarque. La plupart du temps, un atome est stable s'il a 8 électrons sur sa couche de valence, car tous les gaz nobles (excepté l'hélium He) ont 8 électrons sur leur couche de valence.

Cependant, les atomes dont le gaz noble le plus proche en numéro atomique est l'hélium He (H, Li et Be) n'auront besoin que de deux électrons sur leur couche de valence pour être stables.

II. 3. Énergie de liaison

Définition

L'**énergie de liaison** correspond à l'énergie à fournir pour rompre une liaison.

Voici quelques exemples :

Liaison	C-H	C-C	C=C	C-O	C=O	O-H
Énergie de liaison (J)	$6,84 \times 10^{-19}$	$5,74 \times 10^{-19}$	$1,02 \times 10^{-18}$	$5,94 \times 10^{-19}$	$1,33 \times 10^{-18}$	$7,62 \times 10^{-19}$

À la fin de ce chapitre, je dois savoir...

- Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.
- Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.
- Nommer les ions : H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , F^- ; écrire leur formule à partir de leur nom.
- Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ($Z \leq 18$).
- Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.