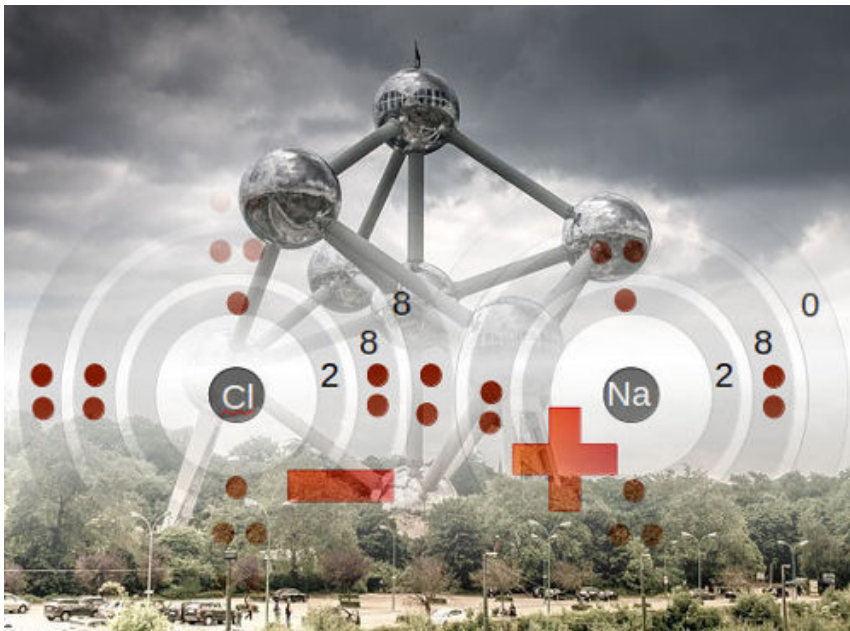


Liaisons, atomes, molécules



Bien que pas chimiste pour quatre sous, je vais essayer de transmettre ce que j'ai compris de ce monde un peu mystérieux des liaisons chimiques, liaisons entre atomes.

Qu'est-ce qu'une liaison ?

Lorsque des atomes restent en contact ayant vaincu l'énergie thermique, on parle de liaison. Des liaisons ? oui, car il y en a plusieurs types, vous trouverez certains qui les séparent plus finement avec beaucoup de noms compliqués, pour ma part, je pars de deux grandes catégories

- *Liaison chimique forte* avec partage d'électrons
- *Liaison électrostatique, liaison chimique faible* pas d'électrons en échange

Vous trouverez certains auteurs qui ne parlent pas de liaison pour les liaisons chimiques faibles mais de forces. Pour ma part que ce soit une liaison (mis en jeu d'électrons) ou force (attraction électrostatique), lorsque un phénomène tend à maintenir des atomes entre eux, c'est, à mon sens, un phénomène de liaison quelque que soit le mode de "collage".

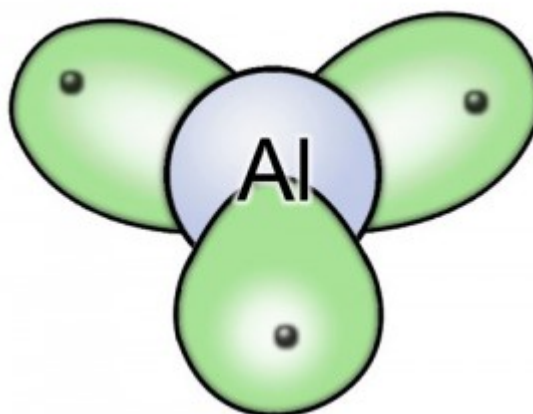
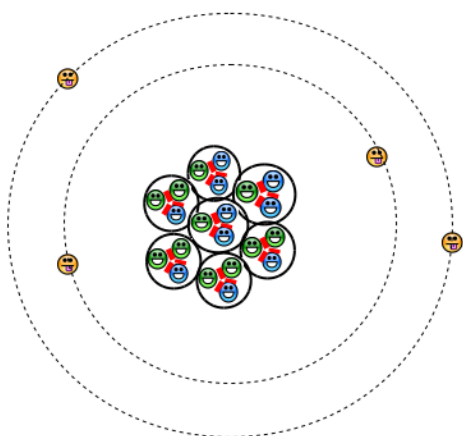
Comme nous verrons, une liaison chimique n'est généralement pas d'un seul type, mais il faut pratiquement toujours comprendre ces liaisons comme ayant plus les caractéristiques

d'un type sans pour autant être totalement de ce type. À chaque fois c'est un mélange de type qui caractérise la liaison chimique.

Avant d'entrer dans la problématique de la liaison entre atomes, voici un très rapide rappel sur les atomes.

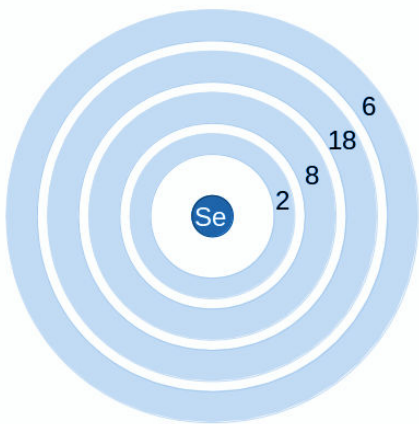
Les atomes

*Sans entrer dans les détails, un atome est constitué d'un noyau en son centre et d'électrons tournoyant autours. Personne n'a jamais vu un atome et c'est en fait impossible optiquement parlant, nous en avons des représentations numériques et symbolique. **Quand on parle de liaison chimique on fait essentiellement référence aux électrons.** Ce qui veut dire que si personne n'a vu d'atome que dire de l'électron !! Cette minuscule objet, cette particule, est en fait très important pour une foule de phénomènes (électricité, magnétisme, liaison chimique, ...), en plus d'être très petit, il est très véloce, car il se déplace à la vitesse de 300'000 km/s ce qui est la vitesse de la lumière ! Les dimensions d'un atome sont infinitésimales (de l'ordre de $10^{-10}m$) et donc l'électron tourne si vite que l'on ne peut que définir une probabilité qu'il se trouve en un endroit donné. De plus si l'on "observe" attentivement un atome on constate que les électrons ont tendance à se promener dans des zones (de forme pas toujours sphérique) particulières que l'on appelle couche électronique. L'ensemble de ces couches prenant le nom de nuage électronique.*



Le tableau périodique des éléments est présenté avec une diagonale verte qui sépare les métaux (à gauche) des non-métaux (à droite). Les zones sont colorées : bleu pour les métaux et jaune pour les non-métaux. Les éléments sont classés par lignes (couche électronique) et colonnes (propriétés chimiques). Les éléments de la colonne la plus à droite (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) sont très peu réactifs.

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	IB	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIA	VIA	VIA
1	non-métaux																18	
2	Li	Be	Métaux										B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
* lanthanides			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
** actinides			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	



Les images ci-dessus représentent pour la première à gauche, un atome selon le modèle de Bohr, c'est un schéma, c'est pas la réalité ! La deuxième image montre un atome d'aluminium avec ses orbitales (lieu où se promènent les électrons) périphériques (les plus à l'extérieur). En effet l'atome a plusieurs couches électroniques superposées, un peu comme les étages d'un immeuble. Les gens, dans notre cas les électrons, ne peuvent que se trouver dans les étages pas entre les étages.

La troisième image est le **tableau périodique des éléments**, c'est le répertoire de tous les atomes connus sur terre. Ils sont rangés de gauche à droite et de haut en bas par ordre croissant de leur nombre de protons en commençant par un proton pour l'hydrogène. Les atomes, en zone bleue, sont les métaux et les non-métaux sont ceux en zone jaune. La valeur de l'électronégativité (force d'attraction des électrons) est visualisée par la grande flèche verte. Sur ce tableau on peut encore voir le nombre de couche électronique, chaque ligne est une couche. Les éléments sont rangés par colonne, éléments présentant les mêmes caractéristiques chimiques. Les éléments de la colonne tout à droite (He hélium, Ne néon, ...) ont comme caractéristique chimique d'être très peu réactifs, ils ne se lient pas (peu) aux

autres éléments. Ce sont les gaz nobles.

Tableau périodique de Mendeleïev :

- ligne → couche électronique
- colonne → même réaction chimique

La dernière image représente l'atome de Sélénium (un non-métal) avec la schématisation de ses couches électroniques. Si l'on parle de liaison il faut simplement retenir la configuration de la dernière couche, la couche périphérique ou la couche de valence. C'est en effet de cette couche (de son nombre d'électrons, six dans le cas du Se) que dépendra les caractéristiques de liaison de l'atome en question.

Rappel des règles sur les charges électriques (vision chimique):

- *L'électron (constituant du nuage électronique) : porteur d'une charge électrique entière négative*
- *Le proton (constituant du noyau atomique) : porteur d'une charge électrique entière positive*
- *Règle : les charges de signes opposés s'attirent et celles de même signe se repoussent*

Liaisons chimiques fortes

On peut en répertorier trois

- *liaison covalente, liaison intramoléculaire*
- *liaison ionique, liaison intramoléculaire*
- *liaison métallique*

Liaison covalente

Dans la nature les atomes cherchent toujours à compléter leur couche électronique externe.

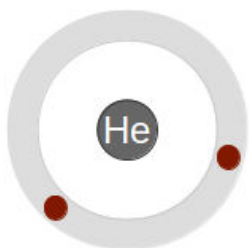
Que veut dire cette règle, le pourquoi, je ne sais pas et je ne suis pas sûr que quelqu'un connaisse ce "pourquoi". En fait, compléter la couche électronique signifie avoir la même couche électronique que le gaz noble le plus proche en gagnant, perdant ou partageant un ou plusieurs électrons. Il est à noter que *cette règle n'est pas absolue*, en fait elle s'applique bien pour les deux à trois premières lignes du tableau périodique, mais ensuite c'est autre chose. L'avantage c'est elle explique clairement le mécanisme de liaison avec la mise en jeu des électrons.

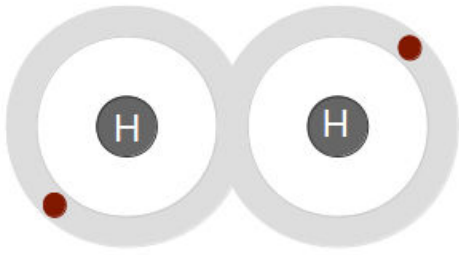
Lorsque deux éléments identiques se présentent l'un proche de l'autre, que se passe-t-il ? Prenons le cas de deux atomes d'hydrogène se promenant



Comme le montre la figure de gauche, ils s'attirent et chacun veut appliquer la règle "compléter sa couche électronique extérieure". Rappelons que l'atome d'hydrogène est l'atome le plus léger et le plus répandu dans le système solaire. Il est composé d'un noyau et d'un électron tournant autour. Son noyau est lui composé d'un proton. Donc un atome d'hydrogène c'est : un électron et un proton.

La règle "*la même couche électronique que le gaz noble le plus proche*", pour l'atome d'hydrogène, le gaz noble le plus proche c'est l'hélium (He). Donc chacun des atomes d'hydrogène voudra avoir sa dernière couche électronique comme l'hélium soit contenir 2 électrons.



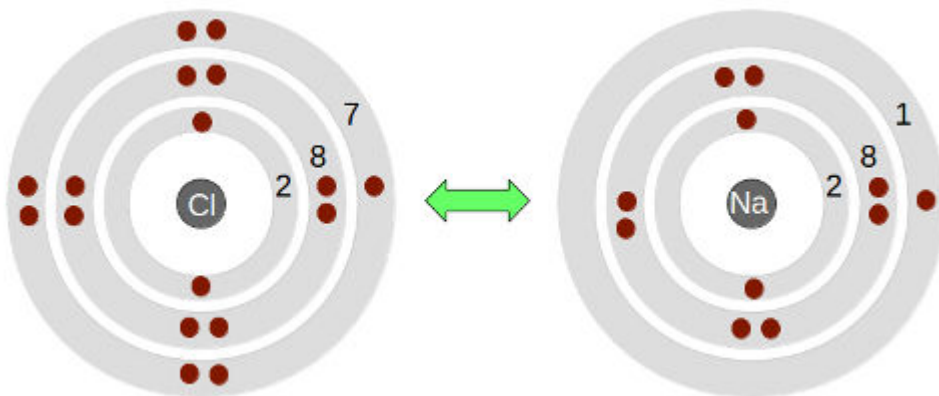


Comme on peut le voir les deux atomes d'hydrogène se sont rapprochés suffisamment pour leurs électrons tournent indifféremment autour de l'un ou l'autre noyau. Ce type de comportement correspond, en fin de compte, au prêt de son électron par chaque atome d'hydrogène. Ce phénomène de prêt crée un lien entre les deux atomes, c'est une liaison chimique forte (partage d'électrons). Dans ce cas étudié, chaque noyau est semblable et donc chacun attire de manière similaire les électrons, dans ce cas nous parlerons d'une **liaison chimique forte dite de covalence**.

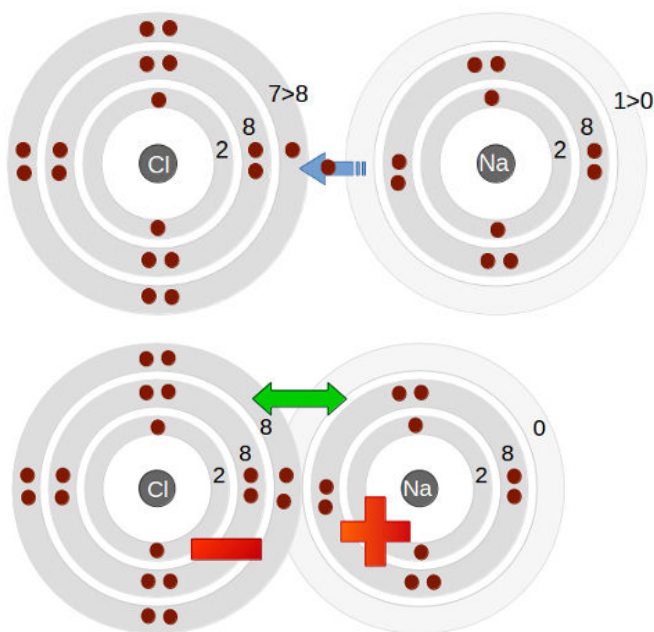
Liaison ionique

Dans la nature, les éléments n'ont pas tous la même force d'attraction pour les électrons. Cette capacité d'attraction est chiffrée sur l'échelle de Pauling qui va de 0.7 à 4. La valeur de 0.7 c'est le plus faible et la valeur 4 le plus fort degré d'électronégativité ce qui signifie le plus grand pouvoir d'attraction des électrons. Vous trouverez [ici](#) les valeurs pour chaque élément (atome) de la table périodique. La flèche verte en travers du tableau périodique ci-dessus est une grossière approximation de la répartition de la force de cette attraction. En bas à gauche la plus faible valeur d'électronégativité (0.7, Francium) et en haut à droite la plus forte valeur (4, Fluor) d'électronégativité.

Imaginons que deux atomes se promènent, un atome de chlore (Cl) et un atome de sodium (Na), que va-t-il se passer ?



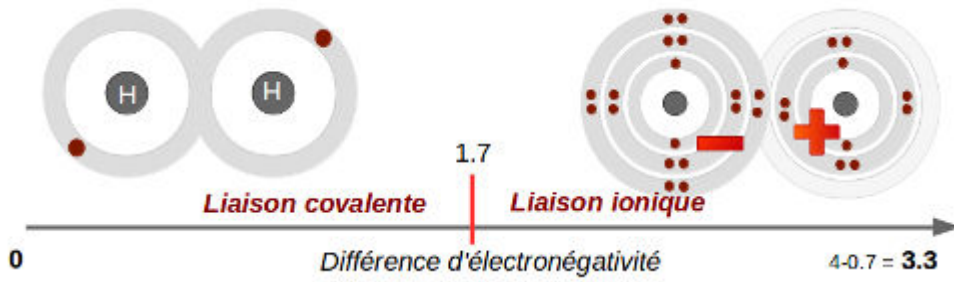
Si l'on reprend la règle "chaque atome veut la même couche électronique que le gaz noble le plus proche", le gaz noble le plus proche pour le chlore (Cl) c'est l'argon (Ar) (un électron de différence entre leurs nuages électroniques) et pour le sodium (Na) c'est le néon (Ne). Ce que l'on constate c'est que ces deux gaz rares ont leur dernière couche complète avec 8 électrons. La différence avec le cas précédent c'est la capacité d'attraction des électrons qui n'est pas la même pour le Cl et le Na. En effet le chlore a une forte capacité d'attraction (électronégativité élevée) tandis que le sodium c'est l'inverse, faible électronégativité, résultat :



L'atome de chlore, captant l'électron du sodium, devient négatif d'une charge et le sodium perdant son électron devient positif d'une charge. Les charges opposées s'attirent, donc le sodium et le chlore s'attirent mutuellement. Nous avons une **liaison chimique forte dite ionique**. C'est une liaison qui apparaît généralement entre métaux et non-métaux.

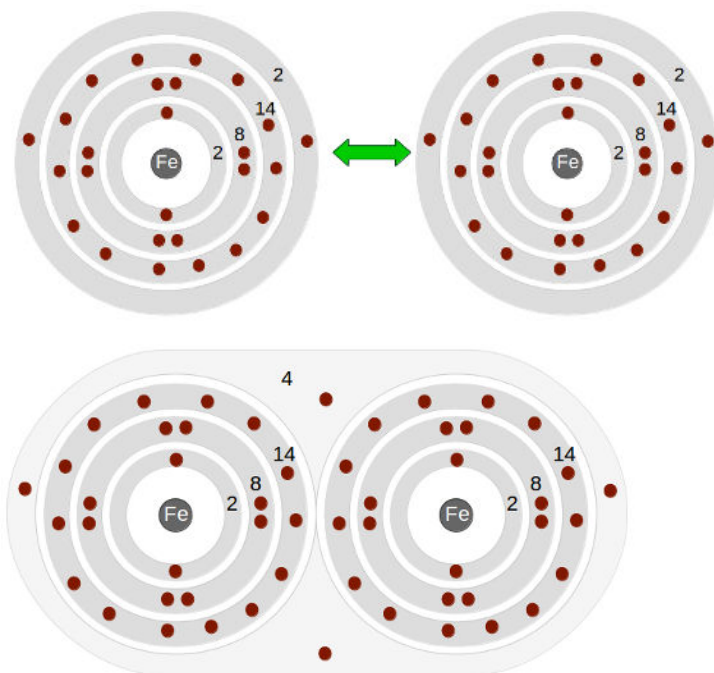
Liaison covalente-ionique et électronégativité

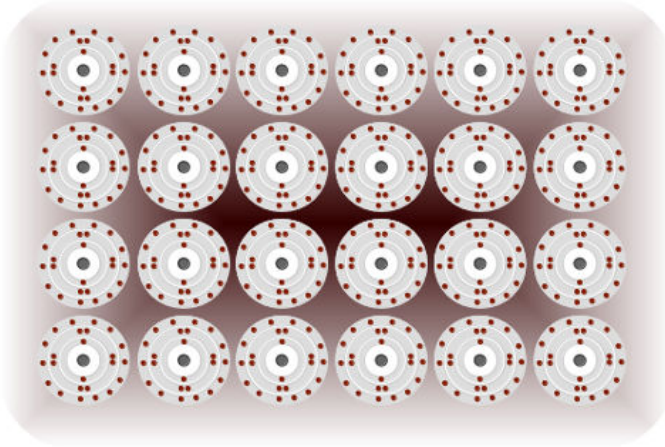
Les liaisons ioniques et covalentes sont en fait de même nature dans le sens où le(s) électron(s) on passe de leur mise en commun au transfert complet d'un atome à l'autre. La valeur de la force d'attraction de(s) électron(s) est l'électronégativité ou plus exactement de la différence d'électronégativité entre les atomes considérés.



Liaison métallique

La liaison métallique peut être vue comme une liaison "covalente spéciale". C'est une mise en commun d'électrons de la part d'atomes semblables ce qui fait un ensemble de ions entourés d'un nuage d'électrons libres. Ce phénomène est possible car ces atomes cèdent facilement leur(s) électron(s) périphérique(s). En voici une représentation, il faut noter que ce genre de liaison n'est vraiment réel qu'avec beaucoup d'atomes, pas avec seulement deux :





Ce type de liaison est environ deux fois moins énergétique qu'une liaison ionique ou covalente, elle présente également les quelques caractéristiques propres aux métaux, qui sont :

- brillant : c'est la réflexion des rayons lumineux sur le nuage électronique du cristal*
- ductiles (propriété de se déformer plastiquement) du fait de leur structure non directionnelle*
- solides à température ambiante (excepté le mercure)*
- des conducteurs électriques et thermiques du fait du nuage d'électrons libres qui entoure les ions métalliques.*
- dense et compacte*

Vous avez ci-dessous une excellente animation résumant bien cette liaison.

Résumé

- liaison covalente : partage d'électrons*
- liaison ionique : prise et perte d'électron*
- liaison métallique : ions pris dans un nuage électronique*
- les liaisons ioniques-covalente sont généralement plus puissantes que la liaison métallique*

Liaisons chimiques faibles

J'en répertorie trois, bien qu'il en aille d'autres (liaison composées, ...), ce sont des interactions intra et intermoléculaire.

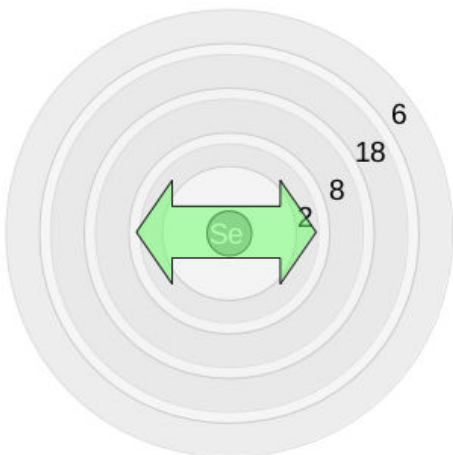
- *force de Van der Waals*
- *liaison hydrogène*
- *liaison hydrophobe*

Force de Van der Waals

Cette force est la combinaison de deux effets de même nature puisque électrostatique.

- *Agitation thermique induisant un déséquilibre électrostatique*
- *L'électronégativité dissemblable entre les atomes d'une molécule*

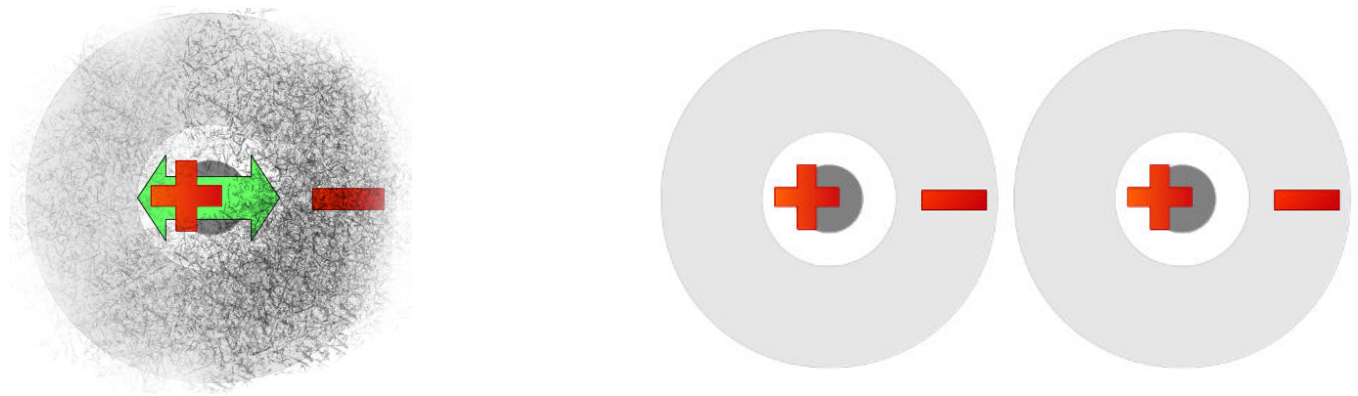
Agitation thermique



Comment l'agitation thermique peut-elle influencer l'attraction des atomes ?

Si l'on observe un atome on voit que le noyau est au centre du nuage électronique, et je vous rappelle que le noyau est constitué de proton charge électrique positive, tandis que le nuage électronique est constitué d'électron, charge électrique négative.

Le noyau et le nuage électronique sont parfaitement centrés l'un par rapport à l'autre et donc les charges électriques se compensent entre elles. L'atome est neutre électriquement parlant. Si, par le mouvement brownien (l'agitation thermique) un court instant le noyau et le nuage électronique ne sont pas centrés, il apparaît un déséquilibre électrostatique. Ce déséquilibre peut être accentué par le fait que les électrons n'ont pas une position vraiment bien établie (je vous rappelle leur vitesse phénoménale et que ce sont des particules quantiques) et que statistiquement il peut arriver qu'il se trouve plus d'un côté du nuage électronique que de l'autre. Ce qui revient à dire que pendant un court instant l'atome peut avoir un déséquilibre électrostatique que je schématise comme suit :

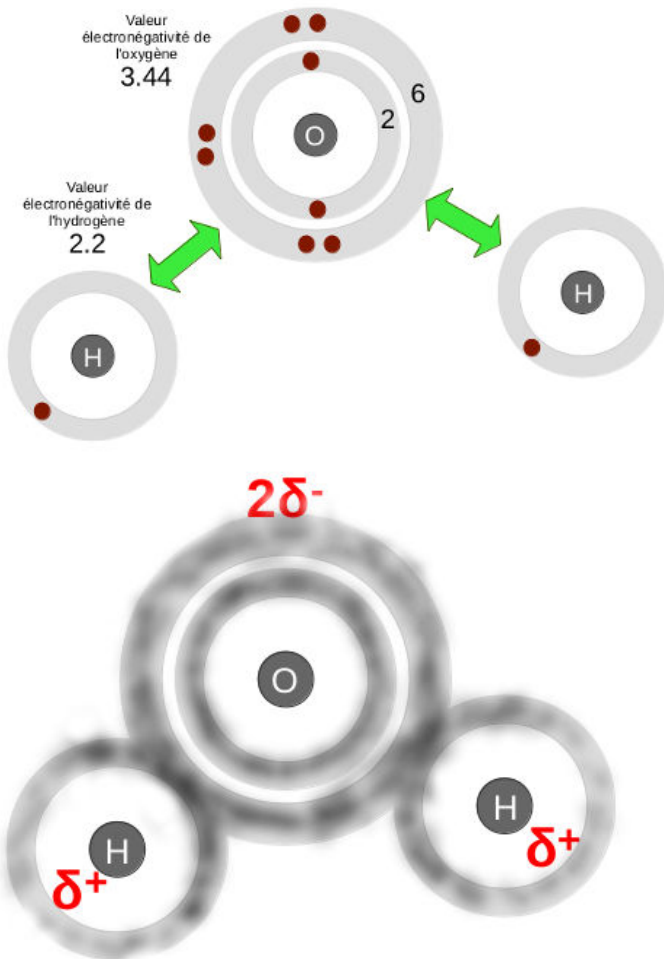


Lorsque un atome subit ce genre de déséquilibre, son état influence les atomes qui l'entourent. Leurs nuages électroniques vont se déformer et ils deviendront également déséquilibrés électro-statiquement parlant. Dans ce type de configuration, on remarque de suite qu'une attraction existe entre les deux atomes.

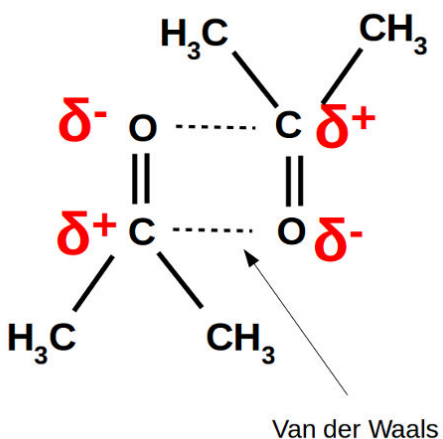
C'est aussi la force de van der Waals.

L'électronégativité dans une molécule

Lorsque deux atomes se lient par une liaison chimique forte, il apparaît pour peu que leur niveau d'électronégativité soit dissemblable, une polarité au niveau de la molécule créée. Nous allons regarder la molécule d'eau pour illustrer ce propos. L'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène et donc attire plus les électrons que l'hydrogène. Ce déséquilibre dans les nuages électroniques des molécules fait que ces molécules ont un côté plus négatif et un côté plus positif.



Nous avons maintenant une molécule polaire, il ne reste plus qu'à approcher deux molécules polaires pour voir l'apparition d'une force d'attraction entre ces molécules. Cette attraction : c'est la force de van der Waals. Je vous propose de prendre une molécule d'acétone et de l'approcher d'une autre molécule d'acétone, que se passe-t-il ? Les zones polaires de signe opposée s'attirent et nous pouvons représenter la situation comme ceci : ([représentation de Lewis](#))



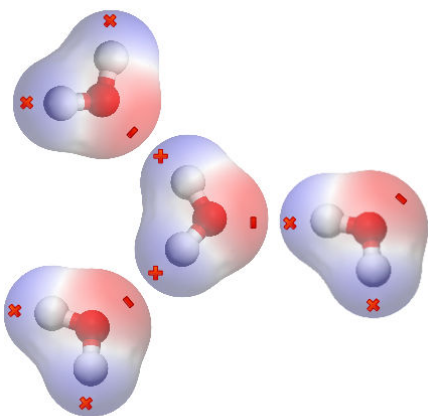
Ces forces d'attraction électrostatiques, que sont les forces de van der Waals, peuvent avoir lieu entre des molécules polaires, entre des molécules polaires et apolaires, ou encore entre des molécules apolaires. Toutes ces forces sont des forces de Van der Waals. *Elles sont faibles mais suffisantes pour créer un état liquide.*

Liaison hydrogène

La liaison hydrogène est une liaison encore bien mystérieuse et dont le mécanisme sous-jacent n'est pas totalement clair. Ce que l'on constate c'est que l'hydrogène se lie facilement avec les éléments fortement négatifs de la deuxième ligne du tableau périodique des éléments, *l'azote, l'oxygène ou le fluor*. Pourquoi bien avec ceux-ci et pas trop bien avec les autres ? Pas de réponse bien claire à l'heure actuelle. Probablement la dimension des atomes en jeu a-t-elle une influence (petit diamètre, distance interatomique petite, forte attraction), mais pas seulement !

L'hydrogène (légèrement positif) attaché à une molécule polarisée a une propension à se lier électro-statiquement avec ces atomes. Cette liaison est beaucoup plus intense que les autres liaisons van der Waals, pourtant de nature identique, mais nettement moins efficace. *On peut dire que l'intensité de la liaison hydrogène est intermédiaire entre la liaison covalente et la liaison van der Waals.* Ces liaisons hydrogènes sont aussi bien intermoléculaires qu'intramoléculaire.

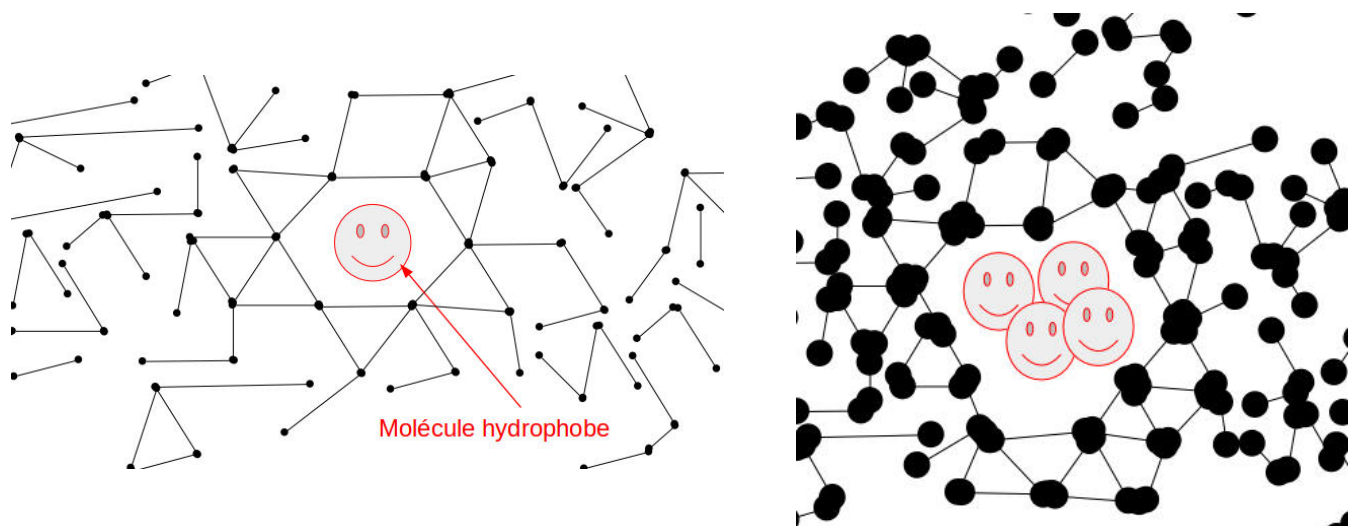
Exemple typique d'une liaison hydrogène : *l'eau*



Chaque molécule d'eau est très solide, la liaison chimique forte de partage d'électron, maintient la molécule d'eau dans une très grande stabilité. Par contre, la liaison entre les molécules est dix fois moins puissante et donc la cohésion entre les molécules est nettement plus aléatoire. Pour visualiser ce phénomène je vous conseille ces deux vidéos :

Liaison hydrophobe

Dans cette liaison, on doit plus parler d'une minimisation d'organisation des molécules d'eau que d'une liaison à proprement parler. En effet, lorsqu'une molécule hydrophobe (littéralement "qui a peur de l'eau") se trouve en présence de molécules d'eau, ces dernières entourent la molécule hydrophobe, comme pour la maintenir hors contact. Il y a une organisation spatiale spontanée des molécules d'eau. S'il y a plusieurs molécules hydrophobes, la zone d'organisation spatiale s'agrandit notablement et pour minimiser le volume de cette organisation les molécules d'eau repoussent les molécules hydrophobes en les réunissant. Ce qui fait un "amas" de molécules hydrophobes entouré de molécules d'eau.



“Bilan”

Contrairement à ce que l'on peut penser, le liquide le plus commun : l'eau n'a pas livré tous ses secrets car sa liaison de cohésion de ses molécules n'est pas encore bien expliquée. La quantité et la complexité des éléments mis en jeu dans ces liaisons rends la prédiction exacte du comportement d'un ensemble de molécule difficile. La statistique est certainement le meilleur moyen de modéliser ces ensembles de molécules afin d'en prévoir l'évolution.

Énergies et liaisons

