

Les molécules : Introduction

Une molécule est un **assemblage d'atomes, relié les uns aux autres** comme des wagons de train. Si vous n'avez pas encore vu ce qu'est un atome je vous renvoie à l'article dédié [ici](#) et sinon quelques rappels seront donnés au fur et à mesure.

DANS L'EPISODE PRECEDENT SUR LES ATOMES

Les **atomes** sont **constitués d'un noyau et d'électrons** qui gravitent autour du noyau. Ces électrons gravitent autour du noyau dans un nuage électronique et sont « répartis » sur différentes couches (les **couches électroniques**). Pour être stable, un atome doit avoir **2 ou 8 électrons** sur sa couche la plus **externe**. Pour cela il va se **lier à d'autres atomes** d'une manière ou d'une autre pour former une **molécule**

Pour avoir un peu plus d'informations sur un atome (nombre d'électrons par exemple), il faut regarder le tableau périodique des éléments ou tableau de Mendeleïev.

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ELEMENTS

1/ Tableau périodique des éléments

Table des matières

DANS L'EPISODE PRECEDENT SUR LES ATOMES.....	1
REPRESENTATION D'UNE MOLECULE	4
LES FORMULES BRUTE, SEMI-DEVELOPPEE ET DEVELOPPEE.....	4
<i>La formule brute</i>	4
<i>La formule semi-développée</i>	5
<i>La formule développée</i>	5
RAPPELS SUR LES COUCHES ELECTRONIQUES.....	5
LA REPRESENTATION DE LEWIS.....	7
LES LIAISONS DANS UNE MOLECULE.....	8
PETIT RAPPEL SUR LES ATOMES	9
LES LIAISONS COVALENTES	9
<i>Liaisons covalentes non polarisées</i>	10
<i>Liaisons covalentes polarisées</i>	10
LES LIAISONS IONIQUES.....	11
LES LIAISONS HYDROGENE.....	13
LES LIAISONS ENTRE MOLECULES.....	14
RAPPELS SUR LES ELECTRONS, LES MOLECULES POLAIRES ET APOLAIRES	14
LES FORCES DE VAN DER WAALS.....	15
<i>Les forces dipôle-dipôle / interaction entre 2 molécules polaires :</i>	16
<i>Les forces dipôle induit-dipôle / interaction entre 1 molécule polaire et 1 molécule apolaire :</i>	16
<i>Les forces dipôle instantané-dipôle instantané / interaction entre 2 molécules apolaires :</i>	16
A RETENIR.....	17

Table des illustrations :

1/ Tableau périodique des éléments.....	1
2/ Formules brute, semi-développée et développée de l'éthanol.....	4
3/ Structure électronique d'un atome : généralités et exemples du carbone et de l'oxygène	6
4/ Représentation de Lewis généralité et exemple de l'éthanol.....	7
5/ Liaisons covalentes : généralité et exemple du dioxygène et de l'eau.....	10
6/ Les liaisons ioniques : exemple du chlorure de sodium.....	12
7/ Les liaisons hydrogène : exemples de l'eau et de l'ADN	13
8/ Différence entre molécules polaires et apolaires.....	14

.....

Note sur ce document : Il a été fait avec les connaissances que j'ai pu acquérir et vérifier au moment où je l'ai écrit. Il peut contenir des erreurs malgré ce travail rigoureux. N'hésitez pas à m'envoyer votre avis à l'adresse suivante : contact@fantabio.fr , J'y répondrai avec plaisir !

De plus, les images insérées ont été conçues pour être sur le site internet www.fantabio.fr , ce qui explique que certaines d'entre elles soient un peu petites. Les images sont disponibles sur le site internet : www.fantabio.fr/les-molecules, je vous invite à vous y rendre si vous avez besoin des illustrations un peu plus grandes ou zoomer dans le document.

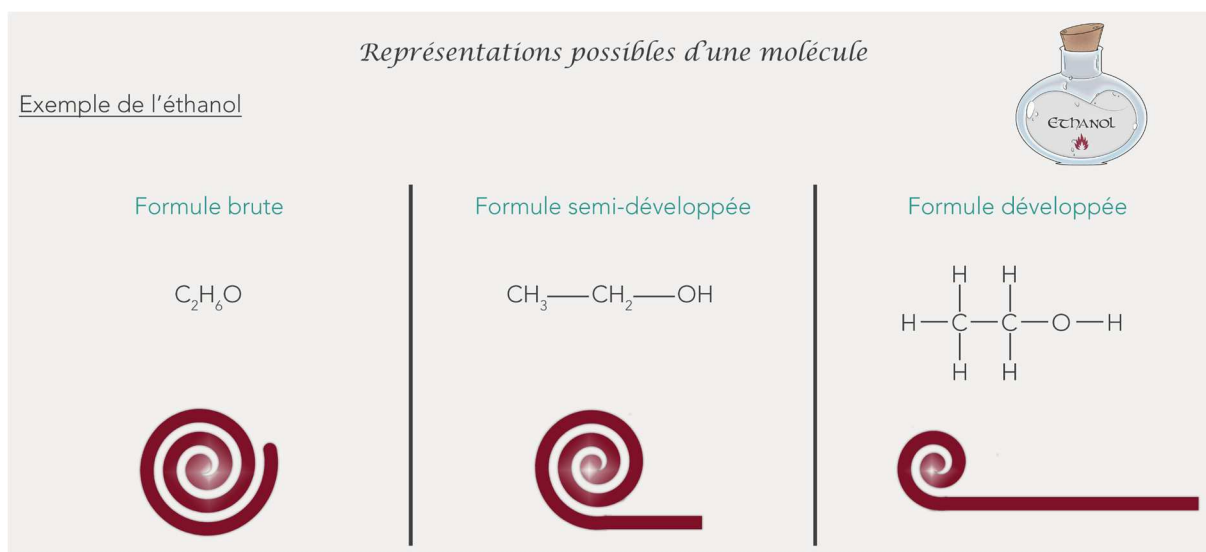


REPRESENTATION D'UNE MOLECULE

Les formules brute, semi-développée et développée

Il existe beaucoup de façons de représenter une molécule qui nous donne plus ou moins d'information sur la molécule : La **formule brute**, la formule **semi-développée**, la formule **développée** et la formule typographique, la **représentation de Lewis**, la **représentation de CRAM** etc..

Pour commencer, les plus simples sont les formules brutes, semi-développées et développées.



2/ Formules brute, semi-développée et développée de l'éthanol

La formule brute

On a le symbole chimique du premier atome la composant suivi du symbole chimique du 2ème atome et ainsi de suite. Si la molécule contient plusieurs atomes identiques, cela est indiqué par un chiffre mis en indice. Nous avons aucune autre information sur la molécule avec cette formule.



Exemple

L' O_2 est une molécule composée de 2 atomes d'oxygène. Le dioxyde de carbone CO_2 est composé d'un atome de carbone et de 2 atomes d'oxygène.

Un dernier exemple : l'eau H_2O : 2 atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène.

La formule semi-développée

Ici, la formule fait apparaître **toutes les liaisons** entre les atomes **sauf celles avec l'hydrogène H**. Les **liaisons** sont **représentées par des tirets** entre 2 atomes.

La formule développée

Cette formule est la plus complète des trois car **toutes les liaisons** entre les atomes **sont représentées**.



Rappels sur les couches électroniques

Dans l'exemple donné ci-dessus, on remarque que tous les atomes n'ont pas le même nombre de liaisons. Les atomes de carbone C sont reliés à 4 atomes alors que les atomes d'hydrogène H sont reliés à 1 seul atome à chaque fois. Cela s'explique par le fait que le **but d'un atome** dans sa vie est de **devenir stable** et que pour être stable, ce dernier doit avoir **2 ou 8 électrons** sur sa couche **externe (ou couche de valence)**. Ce sont les **règles du duet** (pour les atomes ayant moins de 4 électrons en tout) **et de l'octet** (pour tous les autres).

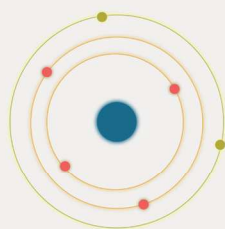
Pour savoir combien d'électrons possèdent un atome sur sa couche de valence, il faut **connaître** son **nombre total d'électrons** et retrouver sa **structure électronique** (c'est à dire comment sont répartis les électrons autour de l'atome).



Remarque

Le nombre d'électrons d'un atome est facilement trouvable : il est égal au nombre de protons Z inscrit dans le tableau périodique des éléments.

Structure électronique d'un atome

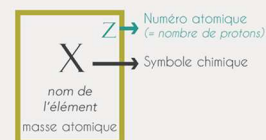


- Noyau central : protons et neutrons (neutrons : non chargés, protons chargés +)
- Electrons (chargés -)
- Couches électroniques
- Couche de valence
- Electrons de valence (chargés -)

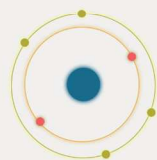
Modèle planétaire d'un atome
(modèle simplifié de l'atome)

1^{ère} couche (K) : 2 électrons max
 2^{ème} couche (L) : 8 électrons max
 3^{ème} couche (M) : 18 électrons max
 ...
 (X) : nom de la couche
 $(X)^n$: n = nombre d'électrons sur la couche

Structure électronique d'un atome

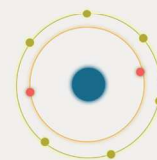


Légende du tableau périodique des éléments



structure électronique (K)²(L)⁴

Exemple du carbone (6 électrons)



structure électronique (K)²(L)⁶

Exemple de l'oxygène (8 électrons)

3/ Structure électronique d'un atome : généralités et exemples du carbone et de l'oxygène



Remarque

J'ai représenté les modèles planétaires des atomes dans l'exemple ci-dessus mais cela n'est évidemment pas nécessaire. Il faut juste savoir retrouver la structure électronique pour connaître le nombre de liaison qu'un atome peut faire.

Un atome peut avoir **jusqu'à 7 couches électroniques** (pour les plus gros atomes) et chaque couche peut contenir un certain nombre d'électrons.

Le nombre maximum d'électrons par couche est égal à : $2n^2$ avec n qui est le numéro de la couche (1^{ère} couche, 2^{ème} couche, 3^{ème} couche etc). La 1^{ère} couche peut contenir 2 électrons, la 2^{ème} couche peut en contenir 8 et la 3^{ème} peut en contenir 18 etc..

Elles ont des petits noms pour les identifier : La 1^{ère} couche : **K**, 2^{ème} couche : **L**, 3^{ème} couche : **M**, puis la couche **N** etc..

On peut écrire la structure électronique simplifiée des atomes grâce à ces couches en utilisant le modèle suivant : $(X)^Y$ avec X = nom de la couche et Y nombre d'électrons sur la couche X.



Remarque

Le nombre de couches dépend du nombre d'électrons que possède l'atome en question. Les couches se remplissent les unes après les autres (pour les 3 premières couches). La couche la plus externe est appelée couche de valence. Lorsque cette couche est remplie ou contient 2 ou 8 électrons, l'atome devient stable.

Une fois que l'on a la structure électronique d'un atome et donc le nombre d'électrons qu'il a sur sa couche externe, on peut connaître le nombre de **liaisons** qu'il peut faire avec d'autres atomes. En effet, ce sont les **électrons de la couche la plus externe qui participent aux liaisons** entre atomes. On rappelle qu'un atome pour être stable et content doit avoir 2 ou 8 électrons sur sa couche externe.



Exemple

L'atome de carbone à 6 électrons, sa structure électronique est : $(K)^2 (L)^4$ Il a donc 4 électrons sur sa couche externe et il lui en faut 4 pour atteindre la stabilité. $(8 - 4)$.

L'atome d'oxygène à 6 électrons sur sa couche de valence (structure électronique $(K)^2 (L)^6$). Il lui en faut donc 2 supplémentaires pour être stable : il peut faire 2 liaisons.



La représentation de Lewis

Représentation de Lewis



X Symbole de l'atome

— Doublet liant → 2 électrons participant aux liaisons (1 électron de l'atome en question et 1 électron de l'atome lié)

— Doublet non liant → 2 électrons **ne participant pas** aux liaisons (2 électrons appartenant à l'atome en question)

• Electron seul

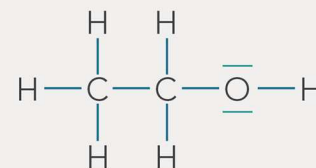


structure électronique $(K)^2 (L)^6$

6 électrons sur couche externe

2 liaisons possibles = 2 doublets liants

4 électrons non liants = 2 doublets non liants



Exemple de l'oxygène (8 électrons)

Exemple de la molécule d'éthanol

4/ Représentation de Lewis généralité et exemple de l'éthanol

Dans les formules précédentes, les liaisons entre atomes sont **représentées par des tirets** entre 2 atomes. Dans la représentation de Lewis, on va également **noter les électrons de la couche de valence qui ne participent pas aux liaisons**.

On distingue alors les **doublets liants** et les **doublets non-liants**. Les doublets liants correspondent à 2 électrons liants 2 atomes entre eux. Ils sont représentés par un tiret entre les 2 atomes liés. Au contraire, les doublets non-liants sont 2 électrons ne participant pas aux liaisons entre atomes. Ils sont représentés par un tiret autour de l'atome.

Pour avoir la représentation de Lewis, on part de la formule développée et on rajoute les doublets non liants.



Remarque

Un électron seul est représenté par un point et un doublet d'électrons (deux électrons) est représenté par un tiret. Tous les atomes n'ont pas forcément de doublets non liants.



Exemple

Comme vu un peu plus haut, l'oxygène à 6 électrons de valence, parmi ces 6 électrons 2 vont participer aux liaisons avec d'autres atomes et on va représenter en plus les 4 électrons qui ne participent pas aux liaisons.

Cette représentation va nous permettre de connaître la géométrie de la molécule. En effet, jusqu'à maintenant les formules présentées sont des représentations planes qui ne prennent pas en compte la structure 3D des molécules. Certaines représentations comme la représentation de CRAM permettent de représenter la molécule en perspective.

LES LIAISONS DANS UNE MOLECULE

On vient de voir que pour atteindre la stabilité et la zénitude les atomes se lient entre eux. Ces liaisons entre atomes sont des **liaisons chimiques**. Elles correspondent à un **transfert ou partage d'un ou plusieurs électrons entre 2 atomes**. Comme vous l'aurez sûrement compris, les électrons mis en jeu dans les liaisons sont les électrons de valence c'est-à-dire les électrons qui sont sur la couche la plus externe de l'atome.

Les liaisons chimiques peuvent être formées ou détruites hyper rapidement (ordre d'un milliardième de milliardième de seconde). Certaines sont des liaisons fortes et d'autres des liaisons faibles. Cela dépend de l'énergie nécessaire pour casser ces liaisons. Une liaison

forte a besoin de beaucoup d'énergie pour être cassée ou coupée par rapport à une liaison faible qui aura besoin de peu d'énergie pour être cassée.

On en distingue 3 différentes (*qui vont ici des plus fortes aux plus faibles*) :

- ♥ Les liaisons **covalentes**
- ♥ Les liaisons **ioniques**
- ♥ Les liaisons **hydrogène**



Petit rappel sur les atomes

Les atomes ont des électrons (chargés négativement) qui tournent autour d'un noyau (chargé positivement). Ils ont donc une charge globale neutre.

Chaque atome peut plus ou moins attirer des électrons. On mesure leur affinité avec les électrons grâce à l'**électronégativité**.

Plus un atome est **électronégatif** et plus il **attire les électrons**. Au contraire, **moins** il est **électronégatif** moins il attire les électrons (**plus il voudra donner ses électrons**).



Remarque

On peut trouver les électronégativités des atomes dans le tableau périodique des éléments. De manière générale, les atomes les plus électronégatifs se retrouvent en haut à droite du tableau et les moins électronégatifs sont en bas à gauche.



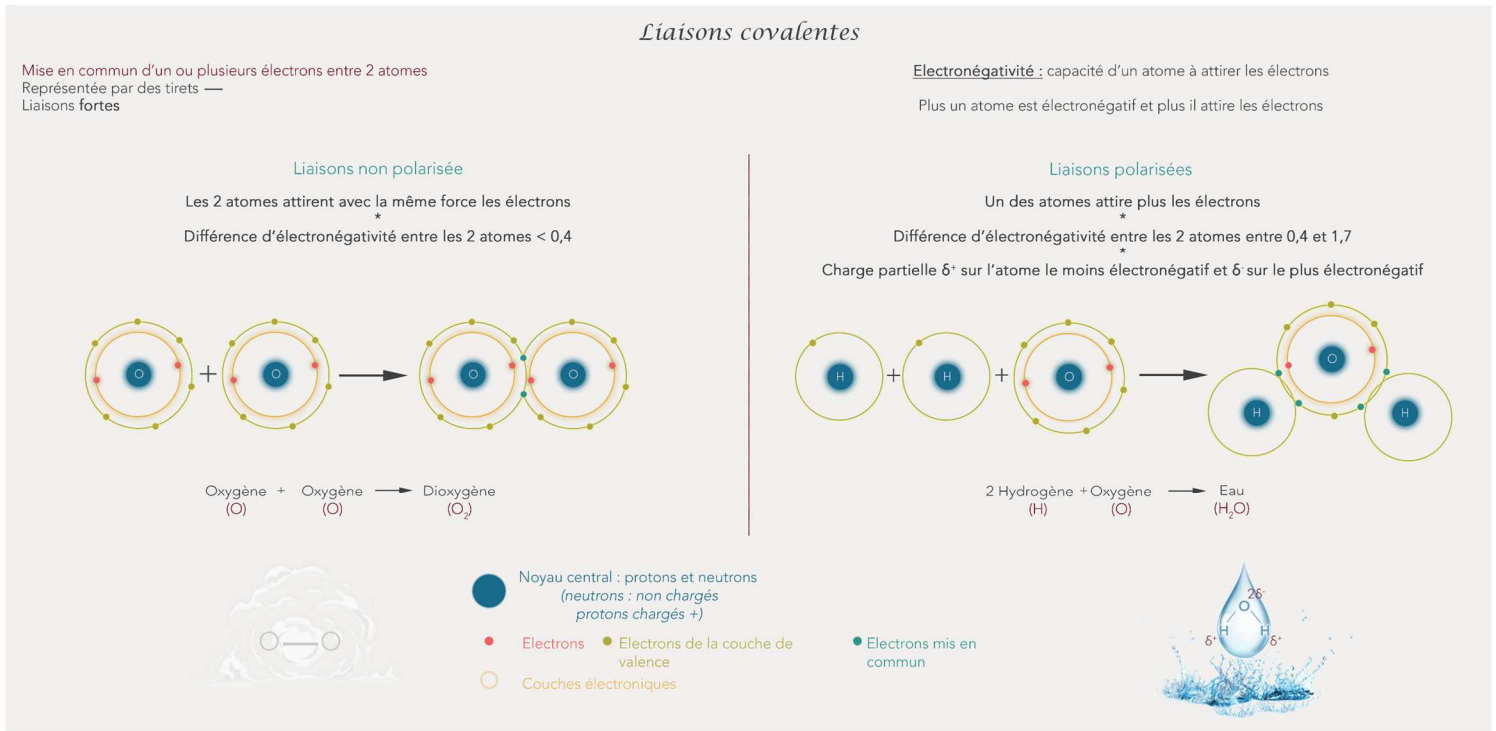
Les liaisons covalentes

Pour ces liaisons, les 2 atomes mis en jeu **partagent au moins une paire d'électrons** externes entre eux. Les **électrons** mis en commun **appartiennent** donc **aux 2 atomes** concernés. Le but étant toujours de respecter la règle de l'octet ou du duet pour atteindre une stabilité.

Les atomes peuvent partager 2, 4 ou 6 électrons entre eux. Dans ce cas, les liaisons entre les atomes sont représentées respectivement par un trait, 2 traits ou 3 traits superposés mis entre les 2 symboles chimiques. Elles se font en général entre 2 éléments qui ne sont pas des métaux.

Il s'agit de **liaisons fortes** car il faut beaucoup d'énergie pour les briser. De plus, il existe 2 types de liaisons covalentes :

- ♥ Les liaisons covalentes **non polarisées**
- ♥ Les liaisons covalentes polarisées ou **liaisons polarisées**



5/ Liaisons covalentes : généralité et exemple du dioxygène et de l'eau

Liaisons covalentes non polarisées

Elle se crée entre 2 atomes qui ont une électronégativité proche. La différence entre les 2 électronégativité des atomes doit être inférieure à 0.4.

Liaisons covalentes polarisées

Elle se fait entre 2 atomes qui ont une **différence d'électronégativité comprise entre 0,4 et 1,7**.

Ici **un des atomes attire un peu plus les électrons que l'autre**. Ainsi les électrons mis en commun auront tendance à se promener un peu plus autour de l'atome le plus électronégatif (donc celui qui attire le plus les électrons).

Ainsi on va se retrouver avec ce que l'on appelle une charge partielle sur les atomes concernés par la liaison. Cette **charge partielle se note delta δ** . On notera un petit δ^- à côté de l'atome le plus électronégatif et δ^+ à côté l'atome le moins électronégatif.



Exemple

Une molécule d'eau H_2O va avoir une liaison polarisée entre son atome d'oxygène et ses atomes d'hydrogène. L'atome d'oxygène étant plus électronégatif que les atomes d'hydrogène, celui-ci portera la charge partielle négative et les atomes d'hydrogène porteront une charge partielle positive.



Remarque

Une molécule est polarisée à partir du moment où elle a une liaison polarisée. On dit que c'est une **molécule polaire**. Par exemple, l'éthanol est une molécule polaire : elle contient une liaison polarisée entre un atome d'oxygène et un atome d'hydrogène (comme l'eau).



Remarque

Si la différence d'électronégativité est supérieure à 1,7 les électrons vont être totalement attirés vers l'atome le plus électronégatif. La liaison devient alors une liaison ionique (vue juste après).



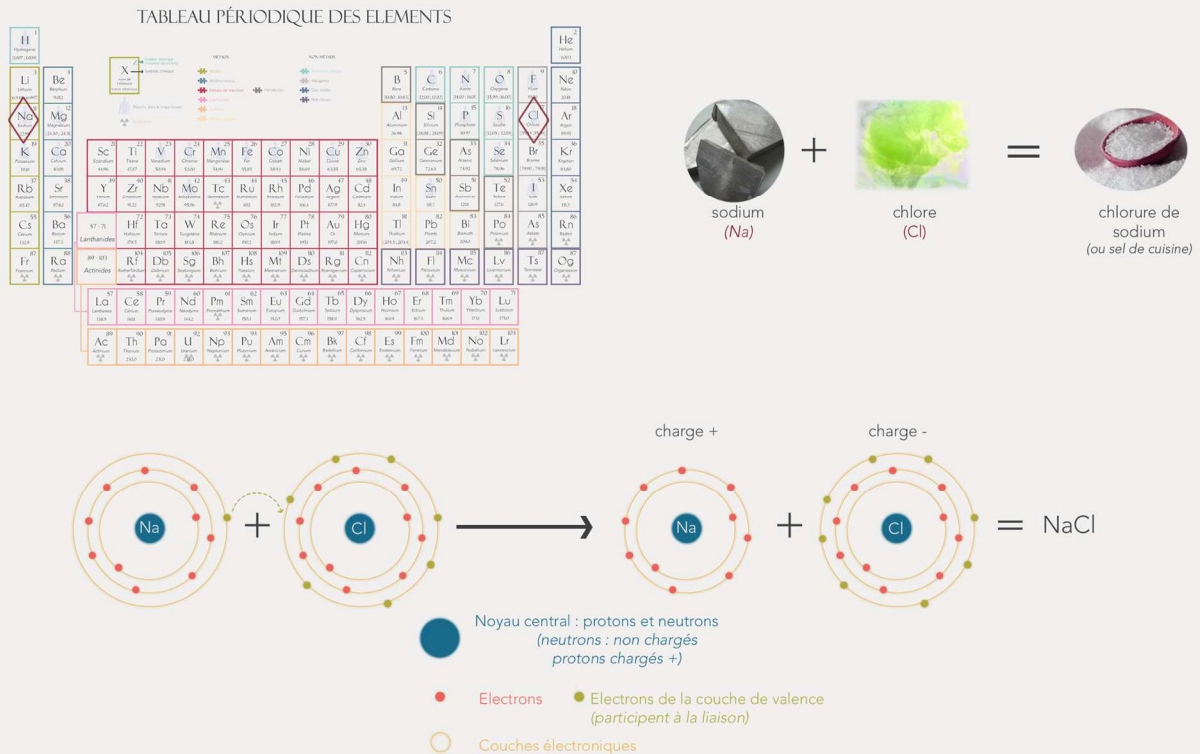
Les liaisons ioniques

Elles se forment quand **un atome donne ou prend un électron à un autre atome**. La différence d'électronégativité entre les 2 atomes est supérieure à 1,7 (*un des 2 atomes attire fortement et complètement les électrons de l'autre atome*).

Les 2 atomes mis en jeu deviennent des **ions** (un chargé positivement (*il a perdu un ou des électrons*) et un négativement (*il a gagné un ou plusieurs électrons*) et **s'attirent mutuellement** (les charges opposées s'attirent) (ils font copain copain).

Elles ont une **force intermédiaire** mais reste des liaisons assez fortes.

Les liaisons ioniques



6/ Les liaisons ioniques : exemple du chlorure de sodium



Exemple

Un exemple donné souvent est le sel de cuisine : NaCl ou chlorure de sodium. Il est composé d'un ion Na^+ et d'un ion Cl^- . (Ici la molécule est composée de 2 ions dont les charges s'annulent et donc elle est neutre).

Rappelons-nous que les atomes sont stables si leur couche de valence (dernière couche d'électrons de l'atome) contient 8 électrons (règle de l'octet).

L'atome de sodium contient 11 électrons : il y en a 2 sur sa 1ère couche électronique, 8 sur sa 2ème et 1 seul (tout seul et triste) sur sa 3ème couche (la couche de valence de l'atome).

L'atome de chlore lui contient 17 électrons : il en a 2 sur sa 1ère couche électronique, 8 sur sa 2ème et 7 sur sa 3ème (il en manque donc 1 pour arriver à 8).

Ce qui va se passer quand un atome de chlore et un atome de sodium vont se croiser c'est que l'électron solitaire du sodium va aller faire un tour chez le chlore (qui lui va être content d'avoir un nouveau pote). Ainsi, l'ion sodium sera stable (2ème couche devient sa couche de

valence respecte la règle de l'octet car contient 8 électrons) et l'ion chlorure sera aussi stable (3ème couche respecte la règle de l'octet) et tout le monde est content.

Les liaisons hydrogène

Les liaisons hydrogènes se forment entre **un atome d'hydrogène et un atome très électronégatif**. Cela peut être un atome d'oxygène, de chlore, d'azote ou de fluor par exemple.

Elle **peut lier 2 atomes au sein d'une même molécule** ou de **2 molécules polarisées différentes**. Elle est représentée par des pointillées entre les 2 atomes impliqués dans la liaison.

Ce sont des liaisons très **communes et fondamentales** pour la vie. Ce sont des **liaisons très faibles et de proximité**.

Les liaisons hydrogène

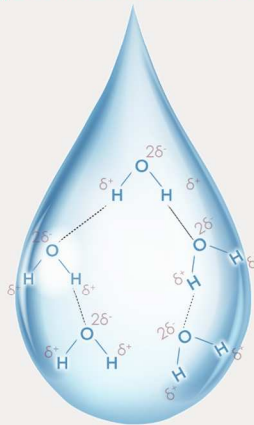
Liaison entre un **atome H** et un **atome très électronégatif** (O, Cl, N, F par exemple)

Entre 2 molécules polarisées ou au sein d'une même molécule

Représentée par des pointillées -----

Liaisons faibles et de proximité

Exemple entre les molécules d'eau (H_2O)



Liaisons covalentes : —
Liaisons hydrogène : -----

Charges partielles :
Positives : δ^+
Négatives : δ^-

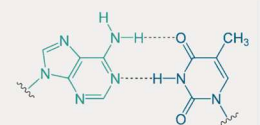
Exemple dans la molécule d'ADN



2 brins
1 molécule ADN



2 bases reliées par
2 ou 3
liaisons hydrogène



Exemple A et T

7/ Les liaisons hydrogène : exemples de l'eau et de l'ADN



Exemple

On les retrouve notamment dans l'eau, elles permettent de relier les molécules d' H_2O entre elles, mais aussi dans l'ADN qui est une très très grosse molécule pour stabiliser sa structure.

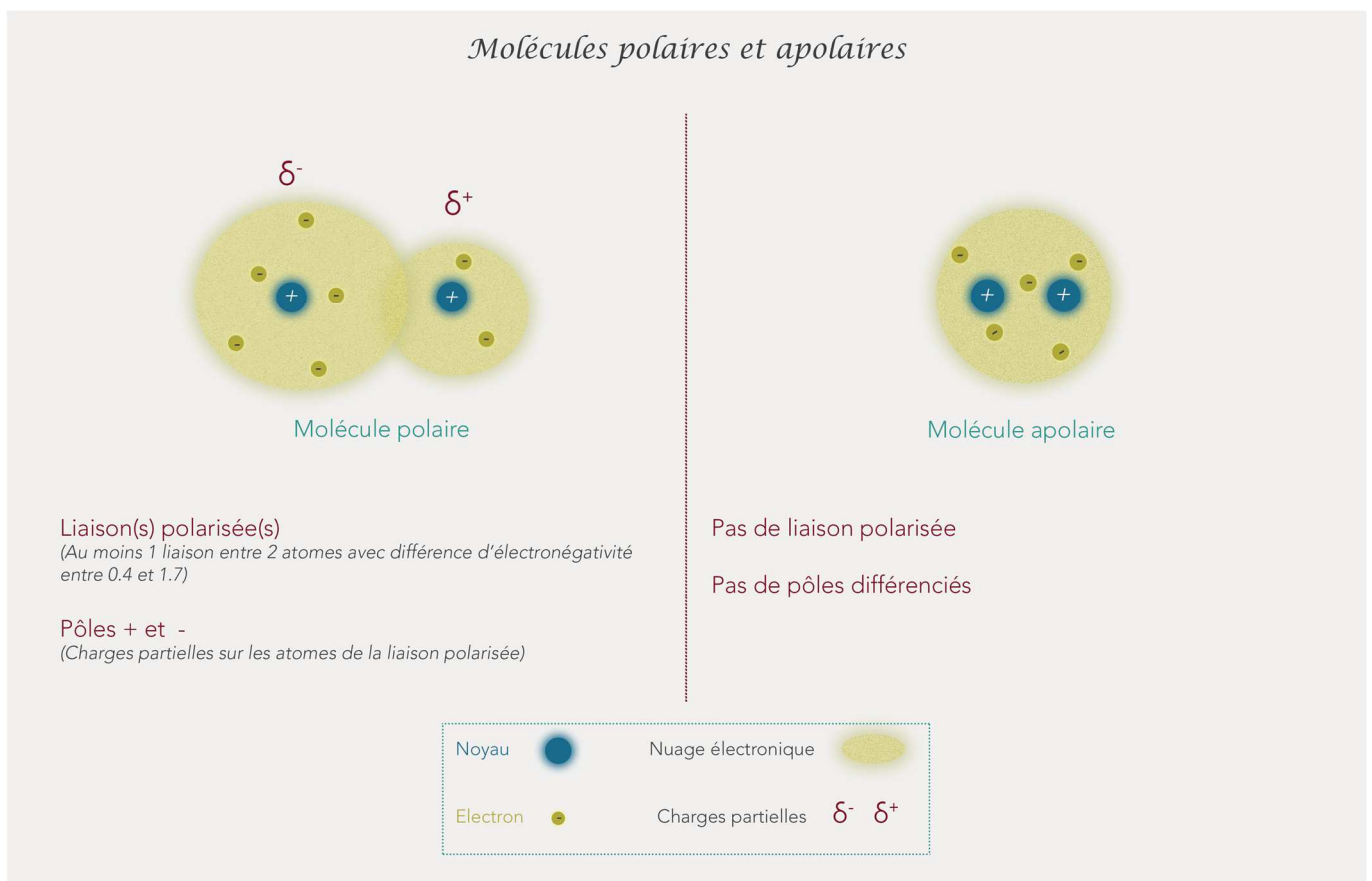
LES LIAISONS ENTRE MOLECULES

Comme nous venons de le voir, les molécules peuvent se lier entre elles (et heureusement !). Pour cela différentes manières s'offrent à elles :

- ♥ Les **liaisons hydrogène** que l'on vient de voir
- ♥ Les **forces de Van Der Waals**

Pour mieux comprendre les forces de Van der Waals et les interactions entre molécules, il est d'abord important de présenter qu'il existe 2 grands types de molécules : les molécules **polaires** et les molécules **apolaires**.

Les molécules polaires et apolaires



8/ Différence entre molécules polaires et apolaires

Les électrons **tournent de manière aléatoire** autour des atomes dans un **nuage électronique** (nuage simplifié dans les illustrations données jusqu'à maintenant). Les atomes ont une

certaine capacité pour attirer les électrons. Cette capacité est nommée **électronégativité**. Plus un atome est électronégatif et plus il va attirer les électrons.

Comme vu précédemment, si une **liaison** se fait **entre 2 atomes** qui ont une **différence d'électronégativité** comprise **entre 0.4 et 1.7**, on dit que la **liaison** est **polarisée**. Un des atomes de la liaison attire donc un peu plus les électrons que l'autre : les électrons vont tourner un peu plus autour de l'atome le plus électronégatif. Cela va créer des **charges partielles** entre les 2 atomes et le nuage électronique va alors légèrement changer : et on va alors avoir **un pôle négatif et un pôle positif**. Le pôle négatif sera du côté de l'atome le plus électronégatif et le pôle positif sera autour de l'autre atome.

Si une molécule contient au moins une liaison polarisée alors c'est une molécule polaire (on verra les exceptions plus tard).

Si une molécule n'a pas de liaison(s) polarisée(s) cela veut dire que c'est une molécule **apolaire** (*a* : *absence*). Les électrons sont attirés de la même façon par les atomes et donc tournent autour d'eux sans préférence pour l'un ou l'autre.



Exemple

L'eau que l'on a vue précédemment est une molécule polaire donc un dipôle ou dipôle permanent. L'éthanol comme tous les alcools est aussi une molécule polaire.



Remarque

La molécule totale reste neutre. C'est juste le fait que les électrons sont plus attirés vers un atome par rapport à l'autre qui fait que les 2 atomes sont chargés partiellement.



Les forces de Van Der Waals

Ce sont des forces qui permettent aux molécules de se lier entre elles. Ce sont des forces **faibles et de proximité** : il faut que les molécules soient très proches pour qu'elles puissent se lier comme ça et il faut très peu d'énergie pour les briser.

Par rapport aux liaisons vu précédemment, ici se sont des **liaisons électrostatiques** : ce sont les **charges opposées des molécules qui s'attirent** mutuellement (comme un aimant).

On en distingue 3 différentes selon les molécules impliquées :

- ♥ Les **forces dipôle-dipôle** (ou forces de Keesom) : interaction entre **2 molécules polaires**
- ♥ Les **forces dipôle induit-dipôle** (ou forces de Debye) : interaction entre **une molécule polaire et une molécule apolaire**
- ♥ Les **forces dipôle induit-dipôle induit** (ou forces de London) : interaction entre **2 molécules apolaires**



Remarque

Un **dipôle** ici est une **molécule polaire** (aussi appelé molécule polarisée).

Les forces dipôle-dipôle / interaction entre 2 molécules polaires :

Les forces dipôle-dipôle ou forces de Keesom font que **2 molécules polaires proches s'attirent** : les charges partielles opposées s'attirant mutuellement.

Les forces dipôle induit-dipôle / interaction entre 1 molécule polaire et 1 molécule apolaire :

Un dipôle induit est une **molécule apolaire qui se polarise** (elle devient polaire) **lorsqu'elle se rapproche d'une molécule polaire**. Cette polarisation n'est pas définitive du tout : si les 2 molécules s'éloignent, la molécule redeviens apolaire.



Remarque

La molécule apolaire se polarise du fait que la charge partielle positive existante de la molécule polaire va attirer ses électrons et donc cela va créer une charge partielle négative là où les électrons auront plus tendance à aller et une charge partielle positive là où ils vont moins.

Les forces dipôle instantané-dipôle instantané / interaction entre 2 molécules apolaires :

Ici il s'agit d'interaction entre **2 molécules apolaires**.

Vu que les électrons se déplacent autour des atomes, il arrive qu'ils se retrouvent à un temps donné un peu plus près d'un atome que de l'autre. Cela créé au temps t donné une charge partielle sur les atomes comme pour les molécules polaires. Elle peut ainsi attirer d'autres molécules qui seraient présentes autour d'elle.

A RETENIR

Les **molécules** sont un **enchaînement d'atomes liés les uns aux autres**. (Ces atomes peuvent être identiques ou différents.) Les liaisons qui lient les atomes entre eux sont des **liaisons chimiques** c'est-à-dire que c'est un **transfert ou partage d'électrons entre 2 atomes**. Il existe 3 types de liaisons différentes qui peuvent être plus ou moins fortes : (ici montrée de la plus forte à la plus faible)

- ♥ **Les liaisons covalentes** polarisées ou pas : partage d'un ou plusieurs électrons
- ♥ **Les liaisons ioniques** : transfert d'un ou plusieurs électrons
- ♥ **Les liaisons hydrogène** : liaisons entre un atome d'hydrogène H et un atome très électronégatif.

Les **molécules** peuvent également **interagir entre elles**. Cela est possible grâce aux liaisons hydrogène vu au-dessus et aux **forces de Van der Waals**. Pour les forces de Van der Waals, ce sont les charges partielles des molécules qui s'attirent (comme un aimant, les charges opposées s'attirent). Il en existe 3 différentes selon si les molécules qui interagissent sont **polaires ou apolaires**. Ici se sont des interactions faibles et de proximité.

On peut représenter les molécules de différentes manières : en utilisant les **formules brutes, semi-développées ou développées** mais aussi en utilisant des **représentations de Lewis** plus complète ou des représentations de CRAM pour connaître la géométrie de la molécule.

Maintenant que vous savez tout cela, vous pouvez continuer votre voyage au cœur de la chimie avec l'article suivant.