ÉLECTRONÉGATIVITÉ, EFFETS ÉLECTRONIQUES, LIAISONS ET SOLVANTS

ELECTRONEGATIVITÉ

Effets inductifs et mésomère

LES DIFFÉRENTES INTERACTIONS

Interactions électrostatiques, van der waals,
liaisons hydrogène et interactions hydrophobes

SOLVANTS

Généralités

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

I. Electronégativité et polarisation des liaisons.

Tut'Rappel : Hormis les gaz nobles (qui sont stables du fait d'un environnement à 8 électrons -> règle de l'octet), les atomes seuls n'existent quasiment pas.
En effet, les atomes vont se lier les uns aux autres par des liaisons qui sont une mise en commun de deux électrons de valence (dernière couche où il y a des électrons)
entre deux atomes afin de gagner en stabilité.

Les liaisons vont être la résultante
d'un compromis entre les forces de répulsion et d'attraction.

1.Electronégativité

Définition :

Electronégativité : grandeur sans unité qui va mesurer l'aptitude d'un noyau à attirer les électrons.

Il y a plusieurs façons de la caractériser et de la mesurer, mais le principe est toujours le même et l'électronégativité évolue toujours de la même façon: L'échelle de Mulliken basée sur l'énergie d'ionisation (=l'affinité électronique)

c'est-à-dire combien il va falloir fournir d'énergie pour arracher un électron de la couche de valence, ce qui permet de caractériser la force d'attraction.

L'échelle de Pauling, qui est basée sur l'énergie de dissociation des liaisons.
(les deux échelles reviennent in fine à la même chose)

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Ces échelles vont donner une valeur d'électronégativité à chaque élément du tableau périodique. Même si les valeurs absolues peuvent varier les valeurs relatives entre les éléments restent les mêmes. Il est donc possible de classer les éléments en fonction de leur électronégativité pour se faire il faut suivre plusieurs règles :

Dans une même colonne du tableau périodique l'électronégativité décroît lorsque le numéro atomique (nombre de protons) croît.

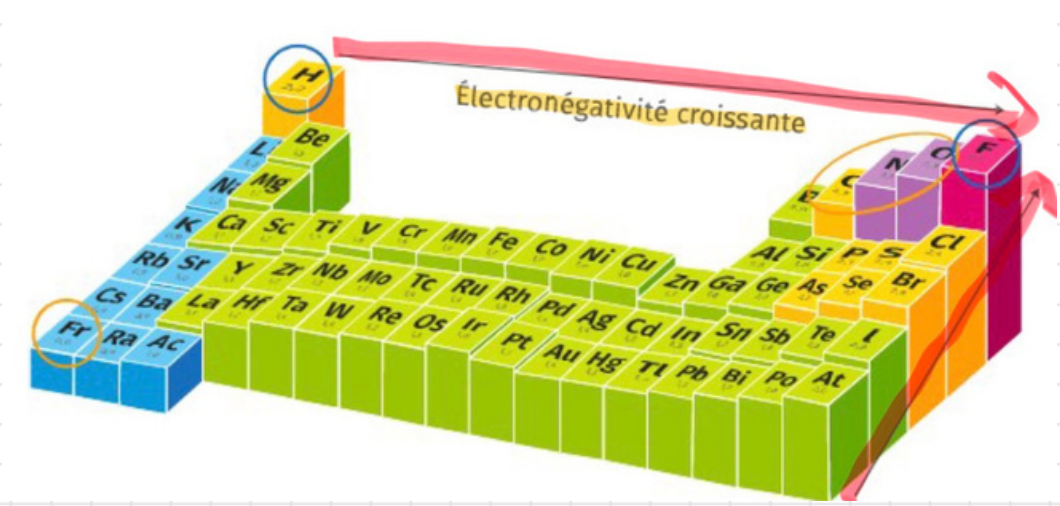
En effet, plus on va avoir de protons (Z) plus on va avoir d'électrons (on se souvient il y a autant de protons que d'électrons), ainsi les derniers électrons seront très loin du noyau de l'atome, et donc la force d'attraction du noyau sera plus faible pour ces derniers.

Dans une même ligne du tableau l'électronégativité croît avec le numéro atomique (Z)
car la charge positive du noyau augmente avec le nombre de protons et va donc pouvoir
attirer plus d'électrons.

L'électronégativité augmente d'en bas à gauche vers en haut à droite;

Les atomes les plus électronégatifs sont en haut à droite, en particulier le fluor qui est l'atome le
plus électronégatif.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.



Mémo: Fier ONCle BrIS nous Chercha à l'Hôtel de Paris

F>O>N>Cl>Br>I>S>C>H>P

Valeurs à retenir	
Fluor (F) :	4,0
Oxygène (O) :	3,5
Azote (N) :	3,0
Chlore (Cl) :	3,0
Brome (Br) :	2,8
Iode (I) :	2,5
Soufre (S) :	2,5
Carbone (C) :	2,4
Hydrogène (H) :	2,1
Phosphore (P) :	2,1

Tous ces éléments ont donc tendance à attirer fortement les électrons par rapport aux autres du tableau périodique. A l'inverse de ces éléments, il existe les éléments électropositif en bas à gauche qui ont tendance à donner des électrons et former ainsi des cations (ions chargés positivement).

les valeurs ne sont pas à connaître garder en tête seulement l'ordre de grandeurs

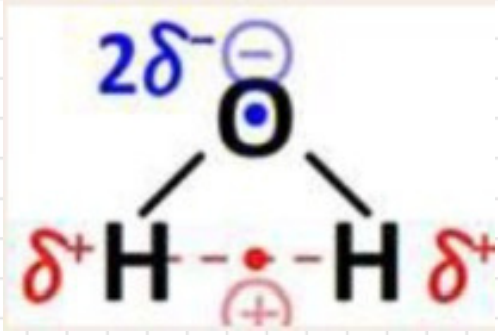
Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

2. Polarisation

L'électronégativité influe sur les liaisons.
Lorsque deux atomes ont la même électronégativité (dans le cas ou la liaison se fait entre deux mêmes atomes), la liaison est non polarisée et 100% covalente. Les électrons sont répartis de manière homogène au sein de la liaison (voir schéma 1 ci-dessous).

Tandis que si les deux atomes de la liaison ont une différence d'électronégativité, la liaison sera polarisée. On aura alors l'apparition de charges partielles δ+ (delta +) et δ- (delta -). Les électrons seront donc plus près de l'atome le plus électronégatif, là où il y a la charge partielle δ-
(voir schéma 2 ci-dessous). On parle de défaut d'électrons et d'excès d'électrons pour ces deux atomes.

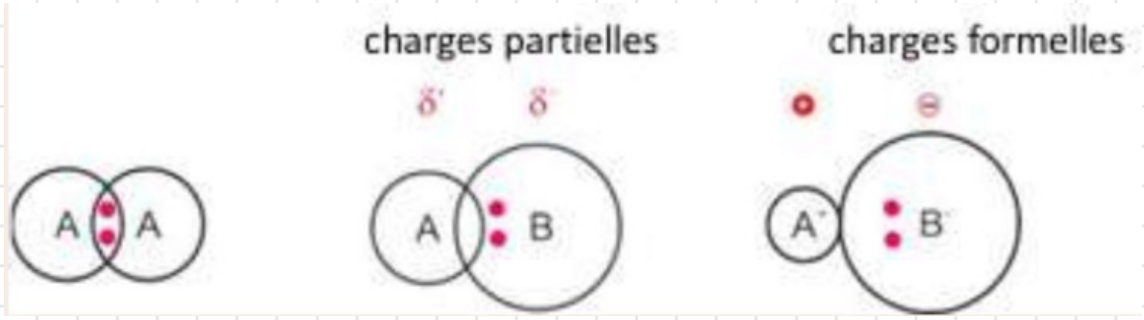
Exemple : La polarité de la molécule d'eau (H2O) est due à la forte électronégativité de l'atome d'oxygène. Il attire les électrons à lui, entraînant un excès d'électrons proche de l'O et un manque d'électrons du coté des H. On a alors deux pôles, un δ- au niveau du O et un δ+ entre les deux H.



attention ici se sont des charges partiels et non des vraies charges elle correspond à la polarisation de la liaison

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Dans le cas le plus extrême, il y a une telle différence d'électronégativité que l'atome le plus électronégatif va récupérer **TOUS** les électrons de la liaison et cette fois-ci on a l'apparition de charge formelle avec un atome chargé positivement et l'autre négativement. La liaison n'est plus considérée comme covalente mais comme une liaison ionique (schéma 3 ci-dessous).



Avec les 2 derniers types de liaisons on a donc l'apparition de sites déficitaires et excédentaire en électron au sein de la molécule. On appelle ces sites respectivement des sites nucléophiles et électrophiles.

ici les infos sont importantes pour comprendre la réactivité par la suite, la partie pratique on va dire.

Alors là maintenant je vais aborder une partie qui tombe chaque années donc soyez concentré, au début c'est dure mas comme je vous l'ai répété on connaît pas tout du premier cours il faut q'y faire avec les nouvelles notions et ensuite vous les maîtriserez

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

LES EFFETS ÉLECTRONIQUES

1.effets inductifs

L'effet inductif est dû à la différence d'électronégativité au sein de la molécule. Cette différence d'électronégativité sera à l'origine d'une polarisation locale qui se propagera le long des liaisons simples situées près de l'élément électronégatif. L'effet inductif ne se propage QUE le long de la liaison simple (σ), il correspond au déplacement de la densité d'électrons dans ces liaisons. Il n'y a pas de déplacement d'électrons (contrairement à l'effet mésomère).

Cependant, cet effet est de courte portée et l'intensité de l'effet inductif va diminuer très rapidement avec la distance (donc avec le nombre de liaisons). En effet, au bout de 3 à 4 liaisons l'effet inductif n'est plus ressenti. Il existe deux types d'effet inductif :

L'effet inductif attracteur/accepteur qu'on abrège en I- → accepte les électrons

L'effet inductif donneur qu'on abrège en I+ → donne des électrons

Les groupements ayant un effet inducteur attracteur (I-) sont :
les atomes avec une charge formelle + carbocations (charge formelle + et case vacante)
-OR
Amine secondaire (NR2)
halogène (-X) → dernière colonne du tableau périodique (sans compter les gaz nobles qui suffisent à eux même)
soufre (-SR)
Amine tertiaire (NR3) nitro (-NO2).
(en gros tous les groupements plus électronégatifs que le carbone et les groupements chargés+)

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

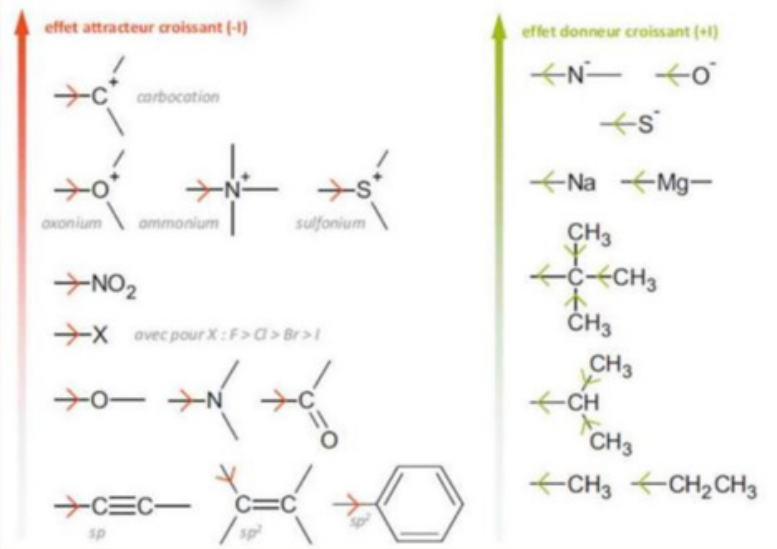


Ici, par exemple le chlore étant plus électronégatif que le carbone, il attire à lui les électrons de la liaison CL-C. On a donc une polarisation de la liaison et l'apparition de charges partielles.

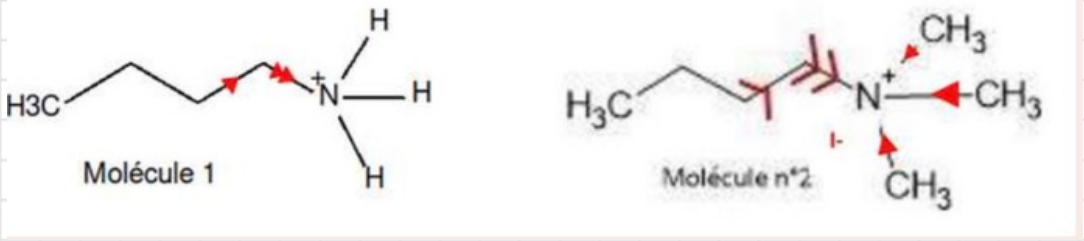
Dans le deuxième exemple, l'azote, en plus d'être plus électronégatif que le carbone, a une charge formelle +. Ainsi, il attire à lui les électrons des liaisons.

Les groupements ayant un effet donneur (I+) sont :
les métaux alcalins (Na, Li,...)
les alcalino terreux (colonnes 2 du tableau périodique(Mg))
les groupes alkyles
atomes portant la charge formelle -.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.



La force de l'effet inductif dépendra ensuite des groupements autour de l'atome étudié. Par exemple, plus un atome qui possède un effet I- sera substitué, plus l'effet I- sera atténué et l'atome stabilisé.



L'effet inductif stabilisera différemment la molécule 1 de la molécule 2. On sait que les groupes sont donneurs (I+) et que l'azote, chargé positivement, sera attracteur (I-). Sur la molécule 2, tous les groupements qui substituent l'azote vont lui donner leurs électrons (façon de parler bien sûr , il n'y a pas de déplacement mais seulement une attraction +++).

Sur la molécule 1, seule la chaîne d'alcanes donnera des électrons. L'atome d'azote aura donc plus d'électrons sur la molécule 2 qu'en 1, et comme les charges négatives des électrons compensent le + de l'azote, la molécule 2 sera plus stable que la molécule 1.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

2. Mésomérie

Définition:Un effet mésomère est un déplacement d'électrons au sein d'une molécule afinde maximiser la stabilité des liaisons et de la molécule dans son ensemble.
On parle d'électrons délocalisés.

L'effet mésomère va permettre de déplacer les électrons π ou non liants de liaisons en liaisons tout au long de la molécule. Ces électrons sont rendus beaucoup plus mobiles par la présence d'orbitales p. Lorsqu'on parle d'effet mésomère, on parle d'une forme intermédiaire à un enchaînement de liaisons, appelée hybride de résonance. C'est une circulation d'électrons entre les liaisons. Cet hybride ne peut se former que lors d'enchaînements spécifiques de liaisons ou système conjugués :

π-σ-π

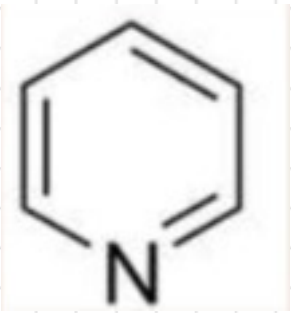
n-σ-π

v-σ-π.

Avec σ qui est une liaison simple entre deux atomes, π qui est une liaison double entre deux atomes, n qui est un doublet non liant libre et v une case vacante (un défaut d'électrons ou lacune électrique).

Attention, un système conjugué doit toujours être séparé par des liaisons simples.
On dit qu'un doublet non liant est libre lorsque l'atome sur lequel il est ne fait pas déjà de liaison π.

Attention, s'il y a un enchaînement n-π le DNL n'est pas délocalisé !

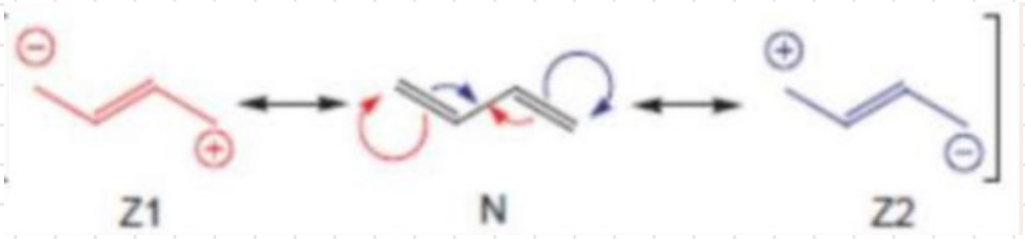


Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Exemple du 1,3butadiène:

Lorsqu'on s'intéresse à la mesure des liaisons du 1,3butadiène on s'aperçoit que la liaison double est de 1,37Å et la liaison simple 1,46Å. Si on regarde les tables, classiquement la longueur d'une liaison simple aux alentours de 1,54 et la liaison double aux alentours de 1,34.

On s'aperçoit que dans le butadiène la longueur de la liaison simple est un petit peu plus courte qu'habituellement et inversement, la longueur de la liaison double est un peu plus longue qu'une liaison double classique. Dans ce cas on n'a pas strictement une liaison simple et on n'a pas strictement des liaisons doubles. Dans le butadiène on a des liaisons à caractère intermédiaire entre liaisons simples et doubles. C'est l'effet mésomère.

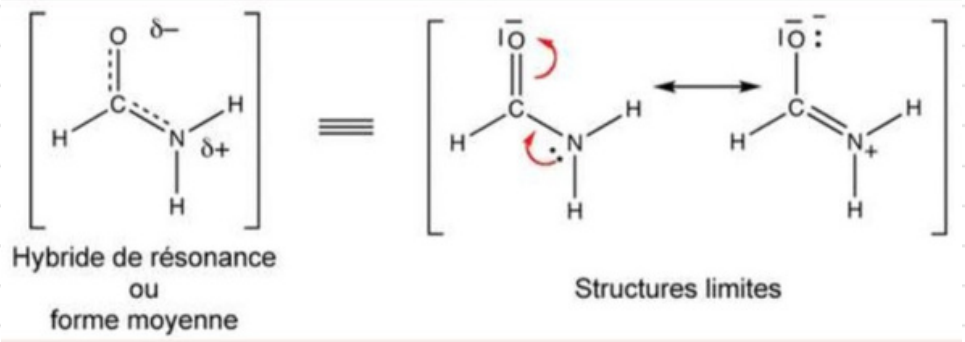


En effet dans le butadiène il y a des doubles liaisons donc une hybridation de type sp2 des carbones : en sp les orbitales p pures sont perpendiculaires au plan de la double liaison et qui permettent la création de la double liaison. On a donc des orbitales p coplanaires et côte à côte, ce qui permet d'envisager que les électrons se déplacent sur l'ensemble de la molécule. On a ici ce qu'on appelle des structures limites, structures mésomères qui représentent des états de notre molécule, elle peut se retrouver dans l'état du milieu neutre ou dans l'état chargé 1 ou 2.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

On peut donc écrire des formes (ou structures) limites. Les formes limites ne sont pas la molécule réelle mais une représentation des charges maximales que la molécule peut avoir par déplacement d'électrons. La forme réelle de la molécule sera celle la plus stable, et donc une moyenne de toutes les formes (en gros un mélange de toutes les formes limites). On dessinera
l'hybride de résonance avec des pointillés à la place des électrons qui se déplacent : On peut donc écrire des formes (ou structures) limites. Les formes limites ne sont pas la molécule réelle mais une représentation des charges maximales que la molécule peut avoir par déplacement d'électrons.

La forme réelle de la molécule sera celle la plus stable, et donc une moyenne de toutes les formes (en gros un mélange de toutes les formes limites). On dessinera
l'hybride de résonance avec des pointillés à la place des électrons qui se déplacent :



Pour représenter l'ensemble des formes possibles de la molécule, on va les écrire entre crochets, chaque forme séparée par des doubles flèches et on représente le déplacement des électrons avec des petites flèches courbées. On parle d'effet mésomère attracteur (M-) ou donneur (M+) en fonction de l'effet du groupe sur le reste de la molécule. Un effet mésomère sera toujours plus intense qu'un effet inductif.
Tut'Help : Si vous regardez bien la mésomérie ça fonctionne un peu comme des
dominos (ayez la vision ça m'aidait vraiment en P1).

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Les groupements avec un effet mésomère attracteur (M-) sont :

NO2 (excellent attracteur/accepteur)

H

case vacante

charge formelle +

carbonyles

acides

amides

esters

immines

nitriles

Les groupements avec un effet mésomère donneur (M+) sont:

molécule avec doublet non liant disponible

→ -OR (alcoolate)

→ -NR2 (amine)

→ -X (halogènes)

→ -SR

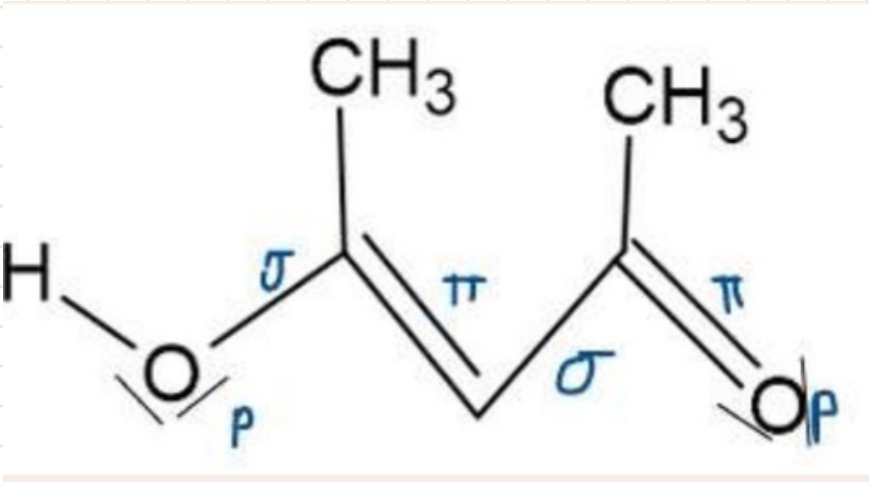
→ amine

charge formelle -

Attention (oui faut toujours faire attention en chimie) le délocalisation commence toujours par un mouvement donneur et fini par un mouvement accepteur. Il va y avoir deux effets qui vont rentrer en compétition, l'électronégativité de l'atome qui va avoir tendance à attirer les électrons, et le doublet non liant qui peut intervenir dans un effet mésomère donneur, ça dépendra de la structure de la molécule.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

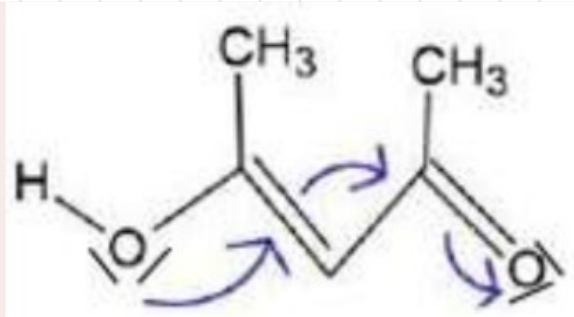
On passe à la pratique, ça va bien se passer

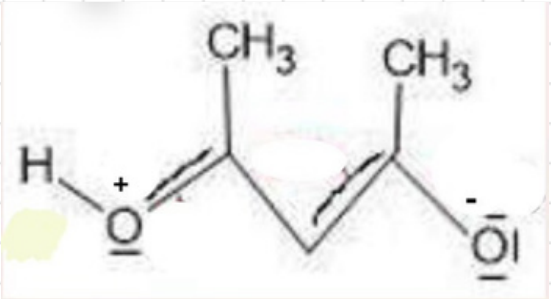


1.On voit déjà qu'il existe un système mésomère (c'est quand même plus simple pour la mésomérie). Ici, le système mésomère est : n-σ-π-σ-π-n.

2.On délocalise les électrons, pour savoir par où on commence, on regarde de quel côté de la molécule se trouve l'effet mésomère donneur. Ici, c'est l'oxygène de gauche qui est donneur.
Celui de droite ne peut pas donner d'électrons à la molécule car il est à côté d'une double liaison et non d'une simple liaison (sigma).

3.On passe à l'action et on cherche la forme limite.





Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Ici, la mésomérie est possible car toutes les orbitales sont coplanaires et donc permettent la délocalisation des électrons. La délocalisation peut se faire sur les orbitales p adjacentes et parallèles les unes par rapport aux autres, les liaisons doivent être coplanaires.

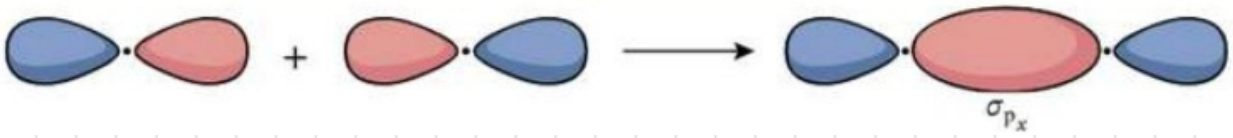
Quand on a un doublet non-liant, il faut vraiment faire attention car il peut se trouver dans une orbitale p pure ou pas, et dans ce cas-là on peut délocaliser. Alors ça c'est un peu les cours de FLORINE, un peu les miens et ça rend la chose pas simple. Comme c'est une notion un peu compliqué et qu'on me pose beaucoup de questions je vous fait un petit récap

EXPLICATION DE TOUT ÇA !!!!!!!!!!

On commence par le début, par la base, une OA (orbitale atomique) = la représentation du volume à l'intérieur duquel il y a 95% de chances de trouver l'e−, à laquelle est associé le signe de la fonction d'onde correspondante.

OM = association d'OAs, c'est donc un recouvrement des orbitales atomiques = représentation du volume à l'intérieur duquel il y a 95% de probabilité de trouver les e− de la liaison
On parle donc bien de liaison, les OMs sont au niveau d'une liaison et non pas de la molécule en entier
(voir schéma)
EN gros 1 liaison c'est l'association de plusieurs orbitales, donc une liaison c'est la,mise en comment des orbitales

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.



Maintenant on a aussi les orbitales hybridées. En fait, les orbitales atomiques peuvent se combiner ou s'hybrider pour créer de nouvelles orbitales appelées orbitales hybridées. (elles sont juste importantes et citées dans le cours pour des questions de stabilité des molécules).

L'hybridation va donc être chevauchement de différentes orbitales pour former un ensemble d'orbitales qui peuvent se chevaucher et créer des liaisons chimiques.

L'hybridation mélange différentes orbitales (s, p, parfois d) pour former un ensemble d'orbitales équivalentes qui peuvent ensuite se chevaucher avec les orbitales d'autres atomes pour former des liaisons chimiques.

Maintenant on passe aux choses sérieuses.

- Les orbitales atomiques -> s, p ou d
- Les orbitales hybridées -> sp, sp2 ou sp3 (on va pas plus loin avec le prof)

donc pour faire encore plus simple vous prenez votre sus couche S et votre sous couche P et vous les fusionner ensuite le chiffre c'est le nombre de case fusionné, pour le s ya pas de chiffres donc c'est 1 le P a 3 donc il y a 4 cases fusionné.
Une orbitale hybridée sp2 c'est une orbitale s + deux orbitales p

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Maintenant si on prend au cas pas cas :

- -> l'hybridation sp^3 : une orbitale "s" + trois orbitales "p" = quatre orbitales sp^3

Les orbitales sp^3 sont responsables de liaisons simples (liaison σ).

- -> l'hybridation sp^2 : Une orbitale "s" + deux orbitales "p" = trois orbitales sp^2.

Une orbitale "p" reste non hybridée et les orbitales sp^2 participent à des liaisons doubles : une liaison σ (formée par le chevauchement des orbitales sp^2) et une liaison π (formée par la superposition des orbitales p non hybridées)

Rappel : π = double liaison

- -> l'hybridation sp : Une orbitale "s" + une orbitale "p" = deux orbitales sp.

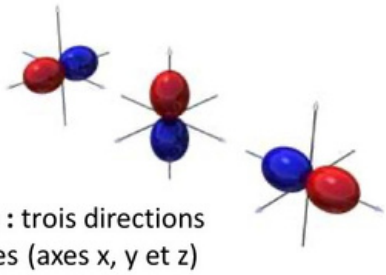
Deux orbitales "p" restent non hybridées et les orbitales sp participent à des liaisons triples : une liaison σ (orbitale sp) et deux liaisons π (orbitale p).

Bon alors déjà je vous met des images des cases des ORBITALES pour que vous voyez tous ça :

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.



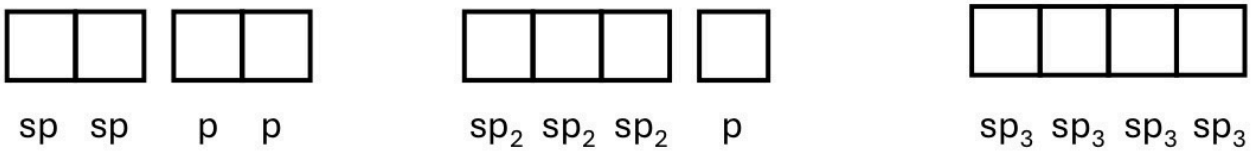
Orbitale s : symétrie sphérique non directionnelle



Orbitale p : trois directions privilégiées (axes x, y et z)



Donc ici vous voyez bien on 3 cases pour P donc 3 directions possibles pour les orbitales, C'EST POUR ÇA QU'ON PARLE D'ORBITALES COPLANAIRES PARCE QU'ON EST DANS L'ESPACE, j'espère que 'est clair, maintenant je vais vous montrez des cases hybridés



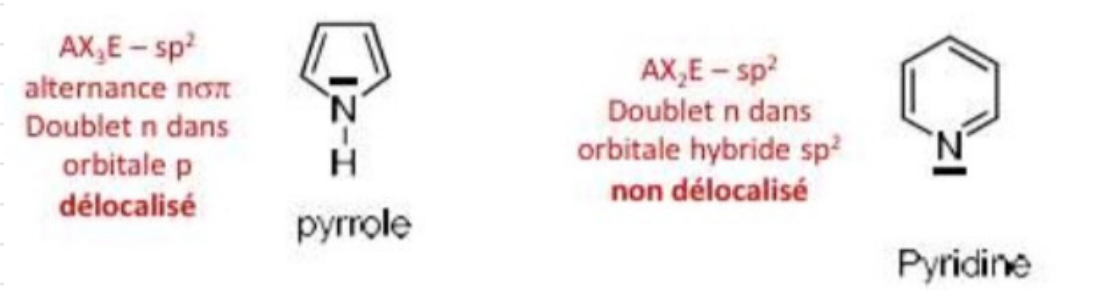
Là vous voyez bien une hybridé sp avec seulement 2 cases fusionnés et le reste

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

L'importance en mésomérie :

En fait ce sont ces fameuses orbitales p pures qui vont permettre la délocalisation des électrons. Donc en mésomérie, il faut que tu arrives à trouver l'hybridation des atomes (avec les exemples ci-dessus), une fois que c'est fait, tu pourras savoir s'il y a délocalisation ou pas.

Voici l'exemple du cours :

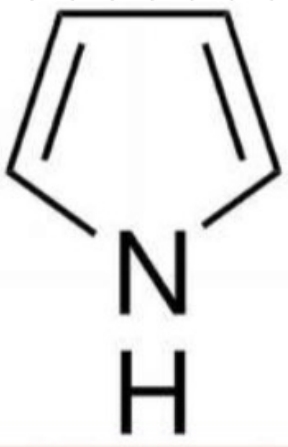


Conjugaison = Délocalisation d'électrons sur toutes les orbitales p adjacentes de l'enchaînement d'atomes.
Les orbitales p doivent être parallèles = Toutes les liaisons impliquées doivent être coplanaires . La délocalisation du doublet non-liant n'est possible que si il se trouve dans une orbitale p pure. Si celui-ci se trouve dans une orbitale sp2, il n'est pas délocalisé. (cette phrase, c'est l'explication du prof).

Si on reprend :
le pyrrole a un doublet non liant p pure car on a 3 liaisons simples la pyridine a un doublet non liant hybridé sp2 car à côté d'une double liaison.
Si vous ne comprenez pas trop, retenez juste que si vous avez un doublet non liant à côté d'une doubleliaison, le doublet non liant ne se délocalise pas.

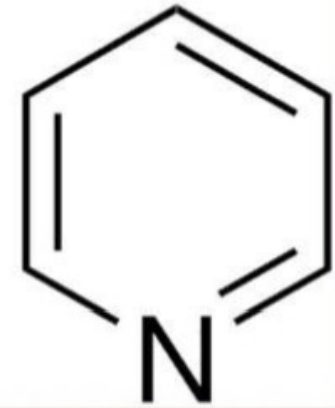
Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Bon j'ai fini d'expliquer je sais que c'est difficile c'est pas une notion facile mais j'espère que c'est plus clair et SVP RELISEZ SI VOUS AVEZ PAS COMPRIS, on comprend pas tout du premier coup



Si on prend l'exemple du pyrrole, on observe qu'il a une hybridation sp2 avec 3 orbitales hybridées sp2 et une orbitale atomique p pure qui correspond à un doublet non liant. On obtient donc un système mésomère n-σ-π et donc le doublet non liant peut se délocaliser sur la structure.

A l'inverse, si on prend la pyridine, on observe également un système mésomère n-σ-π. Seulement, si on regarde les orbitales, on peut remarquer que les électrons des doubles liaisons sont hybridées p et le doublet non-liant est hybridé sp2, Ainsi, Les orbitales ne sont pas coplanaires et donc le doublet non-liant de l'azote ne peut pas se délocaliser dans la structure.



Récap :

l'effet mésomère est plus intense que l'effet inductif (les électrons π sont plus mobiles que les σ.). Attention, pour les halogènes, l'effet inductif est plus important que l'effet mésomère Effet inductif = courte distance Effet mésomère = longue distance Faites toujours attention à ce que vos atomes respecte la règle de l'octet.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

III- LES DIFFERENTES INTERACTIONS

Les effets électroniques au sein d'une molécule peuvent induire la création d'interactions moléculaires qu'on appelle aussi liaisons non covalentes avec d'autres molécules. Ces interactions vont entraîner des conséquences très importantes sur la structure de la matière, notamment en biologie avec la formation de protéines (par les chaînes latérales des acides aminés qui peuvent être chargées). Ce sont elles qui vont entraîner le rapprochement de plusieurs molécules entre elles ou le repliement des protéines. Ces interactions vont être de faible énergie par rapport aux liaisons covalentes.

Il existe 4 types d'interactions moléculaires :

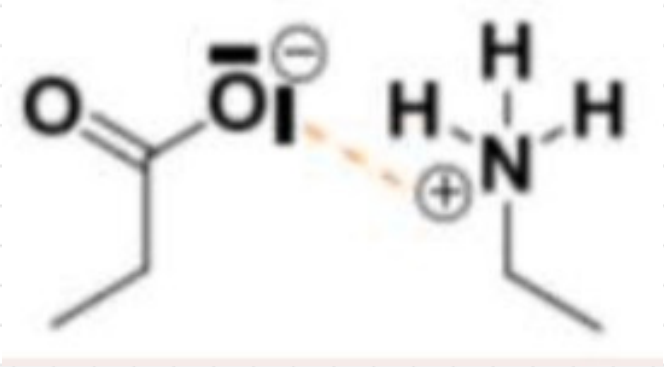
- Interaction électrostatique
- Liaison hydrogène
- Interaction de Van der Waals
- Interaction hydrophobes

1.Interactions électrostatiques

a. L' interaction charge-charge

Elle a lieu entre une charge (+) et une charge (–) (elles vont s'attirer). Cette force d'attraction va être proportionnelle à la distance et à la constante diélectrique du milieu. Par exemple entre un ion carboxylate COO^- et un ammonium $NH4^+$ les charges opposées s'attirent, l'énergie qui résulte de cette interaction dépend des charges et de la distance entre les charges. C'est une énergie de 550 kJ.mol-1 dans le vide, à peu près équivalente à une liaison covalente.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.



Dans l'eau, cette interaction sera plus faible, (car la constante diélectrique de l'eau est très forte). La constante diélectrique de l'eau diminue très rapidement la force des interactions.

Dans l'eau, cette interaction sera plus faible, (car la constante diélectrique de l'eau est très forte). La constante diélectrique de l'eau diminue très rapidement la force des interactions.

Exemple des protéines : les acides aminés peuvent avoir des chaînes latérales ionisées qui feront intervenir les interactions électrostatiques dans la formation des protéines. On va notamment avoirla lysine qui peut être protonée ou pas et l'aspartate qui peut être déprotoné ou pas. Les interactions seront plus ou moins fortes selon la position de l'interaction.

→ Si l'interaction se situe sur la surface de la protéine, elle est également proche des molécule d'eau et donc l'interaction sera relativement faible (6,3 kj.mol-1)

→ Si l'interaction se situe à l'intérieur de la protéine, elle est isolée de l'eau et donc elle est plus forte et beaucoup plus stabilisatrice .

(Souvenez vous que la constante diélectrique de l'eau diminue les interactions électrostatiques).

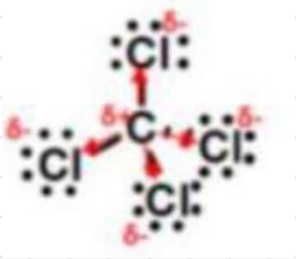
Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

6. L' interaction charge-dipôle permanant

Un dipôle permanent est formé lorsque deux atomes d'électronégativité différente vont induire une polarisation. Dans la molécule de monoxyde de carbone (CO), le carbone sera appauvri en électrons et sera porteur d'une charge partielle $\delta+$ (delta plus) et l'oxygène sera enrichi en électrons et sera porteur d'une charge partielle $\delta-$ (delta moins). Il est dit « dipôle permanent » car l'électronégativité ne va pas varier (il y aura toujours un moment dipolaire).

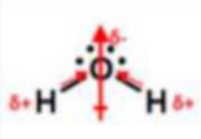
Il peut y avoir une interaction entre un dipôle permanent et une charge. L'énergie se mesure en d^2, l'interaction est encore plus sensible à la distance qu'une interaction entre deux charges, elle se fait à plus courte distance.

La présence de ces moments dipolaires permet d'expliquer la polarité des molécules ou des liaisons. Dans cette molécule de CCl4 (ci-dessous), toutes les liaisons sont polarisées en raison de la différence d'électronégativité entre le carbone et le chlore (halogène). Cependant la molécule dans son ensemble n'est pas polarisée, en raison de la somme de tous ces
moments dipolaires : le moment dipolaire global est nul, cette molécule est apolaire.



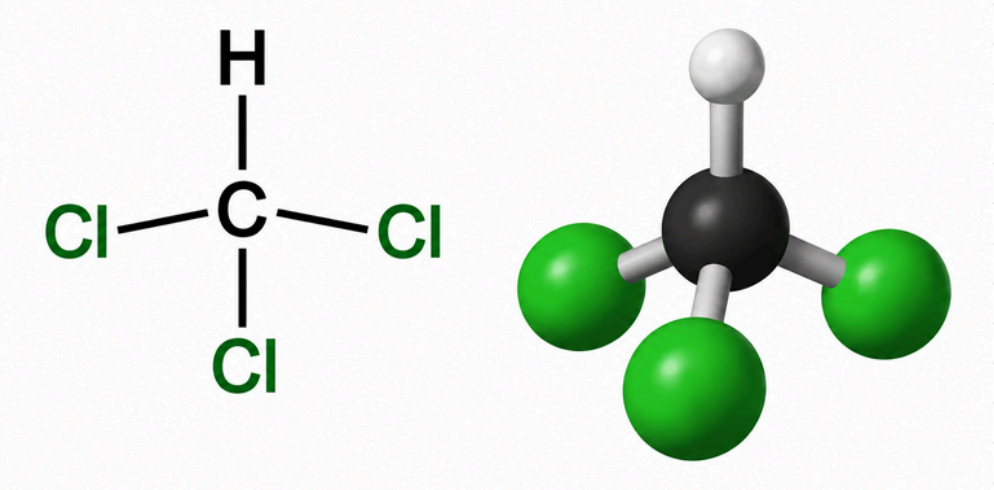
Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Maintenant si on regarde la molécule d'eau H2O, il y a une forte différence d'électronégativité donc la liaison O-H est très polarisée et la structure coudée de cette molécule fait que les deux moments dipolaires ne s'annulent pas. L'eau a un moment dipolaire permanent μ (en debye D), c'est une molécule polaire (solvant polaire).



C'est ainsi qu'on classe les solvants comme apolaire ou polaire

Dernier exemple, le trichlorure de carbone HCCl3 possède un moment dipolaire non nul car les
moments dipolaires vont de l'hydrogène vers le carbone et du carbone vers les chlore. C'est donc une molécule polaire.



Je sais que c'est long et que c'est chaud mais je vous jure que se cours tombe, donc on prend une pause si jamais on est fatigué et se reconcentre

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

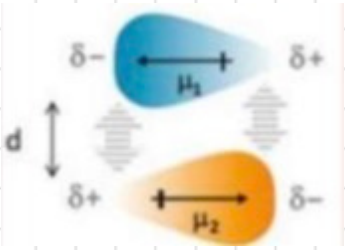
2. Liaisons de Van der Waals

Il existe 3 types d'interactions de Van der Waals:

Dipôle permanent – dipôle permanent : interaction de Keesom
Dipôle permanent – dipôle induit : interaction de Debye
Dipôle instantané – dipôle instantané : interaction de London

a. Interaction de Keesom (dipôle permanant-dipôle permanant)

Les interactions dipôle permanent-dipôle permanent dites de Keesom ou « forces d'orientation » se font entre deux dipôles permanents (molécules polaires). C'est tout simplement une interaction entre les charges partielles opposées des liaisons polarisées.
Une charge δ+ va attirer une charge δ- et les molécules vont s'organiser dans l'espace pour permettre cette interaction.



$$E = -\frac{K_K}{d^6}$$

K_K : Constante de Keesom

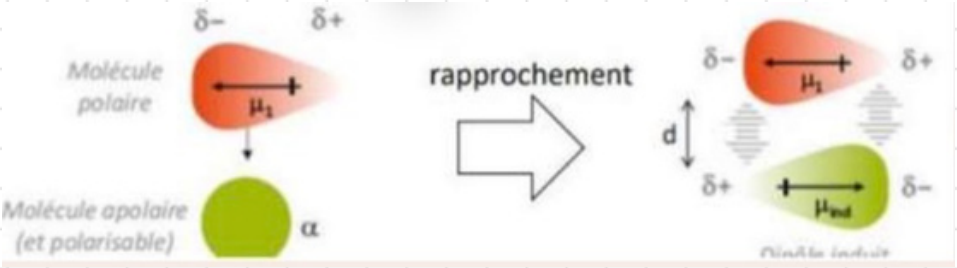
Je demanderai au prof plus d'explications par rapport à cette formule, je vous tiens au jus

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

6. Intéraction de Debye (dipôle permanant-dipôle induit)

Elles sont aussi appelées « forces d'induction ». Ce qu'il va se passer c'est qu'une molécule polaire, en s'approchant d'une molécule apolaire, va changer la forme du nuage d'électrons de la molécule apolaire (en attirant les électrons d'un coté par exemple).

La molécule apolaire va donc devenir un dipôle induit. C'est à dire que la molécule ne présente pas de moment dipolaire permanent, cependant en présence d'une molécule polaire, elle va avoir une répartition des charges différente. On parle de polarisabilité.



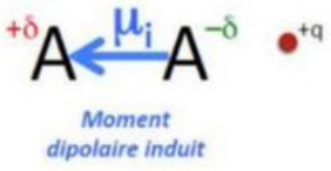
Ce sont des intéractions très faibles et très sensibles à la distance.

La présence d'une charge q près d'une molécule neutre non polaire crée un champ électrique polarisant (E). La molécule placée dans ce champ électrique voit alors son nuage se déformer sous l'action du champ.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

$$E = -\frac{K_0}{d^6}$$

Kd : Constante de Debye



$\vec{\mu}_i = \alpha\vec{E}$

μ_i : moment dipolaire induit (C.m)
E : champ électrique crée par la charge q ($V.m^{-1}$)
α : polarisabilité de la molécule ($C.m^2.V^{-1}$)

là aussi je lui demanderai au prof parce que même moi j'ai pas capté, je vous fais pas tomber en qcm si le prof s'e, vous tranquille

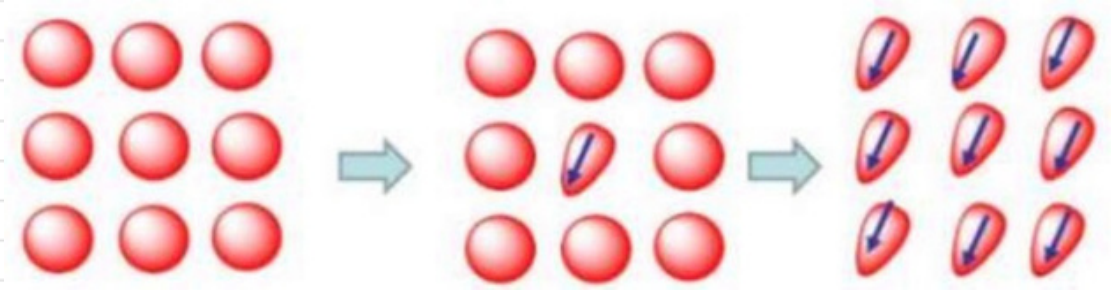
c. Interaction de London (dipôle instantané-dipôle instantané)

Elles sont aussi appelées « forces de dispersion ». Les interactions de London apparaissent spontanément dans un matière faite de molécules apolaires. Il faut noter que la position des électrons n'est pas fixe, mais probable.

C'est à dire que lorsqu'on parle d'électrons, ils ont une probabilité de se situer à un endroit, mais ils bougent tout le temps. On a constamment des modifications du nuage d'électrons. Parfois, les électrons vont se retrouver en plus grande partie à un endroit de la molécule, créant une polarité transitoire.

Le moment dipolaire des molécules peut être dû au hasard mais aussi à la température ou au champ magnétique (liste non exhaustive). C'est ce qu'on appelle un dipôle instantané. Ce dipôle instantané va ensuite influencer les molécules d'à coté, les polarisant également. On va alors avoir une structuration de la matière basée sur ces interactions entre dipôles instantanés.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.



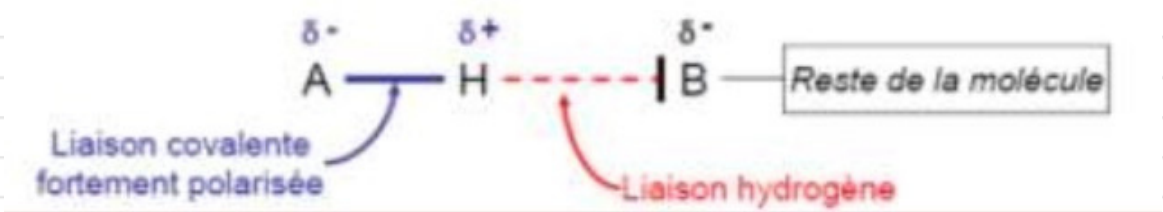
Les interactions de Van der Waals sont donc la somme de toutes les interactions ci-dessus. Soit :

Energie de Van der Waals = énergie de Keesom + énergie de Debye + énergie de London

L'énergie se calculant en 1/d 7 , ce qui rend les interactions très sensibles à la distance.

3. Liaisons hydrogènes

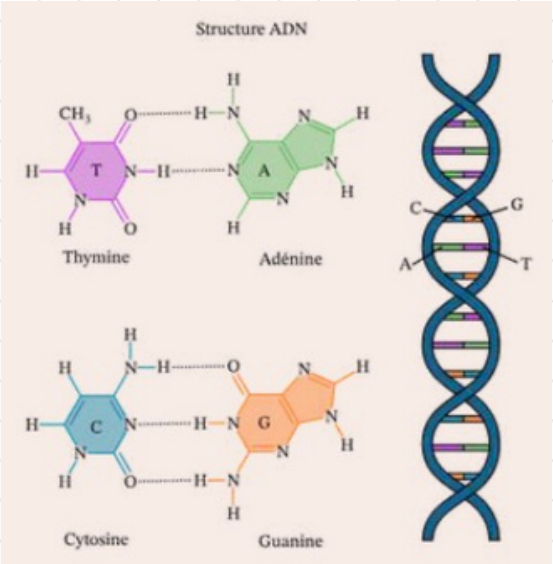
Il s'agit d'un cas particulier d'interaction dipôle-dipôle. Elle se produit lorsqu'un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif (F>O>N>Cl) interagit avec le doublet non-liant d'un autre atome. Il faut que le DNL soit accessible spatialement pour que la liaison se fasse. Il s'agit de la plus forte des liaisons intermoléculaires ou non covalentes avec une énergie comprise entre 5 et 30 kJ/mol.



Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Ces liaisons hydrogènes vont être très importantes pour la structuration de la matière.
C'est une liaison qui est directive : pour qu'elle puisse avoir lieu les trois atomes doivent être colinéaires (=alignés) avec une longueur qui varie entre 2,5 et 3,2 Å

On va retrouver ce type de liaison surtout dans l'eau.
les liaisons hydrogènes vont être fondamentales dans plein d'organisation tel que la structure de l'ADN ou celle des protéines. En effet, elles sont responsables de la complémentarité des bases d'ADN. L'adénine et la thymine font 2 liaisons hydrogènes tandis que la cytosine et la guanine en font 3.

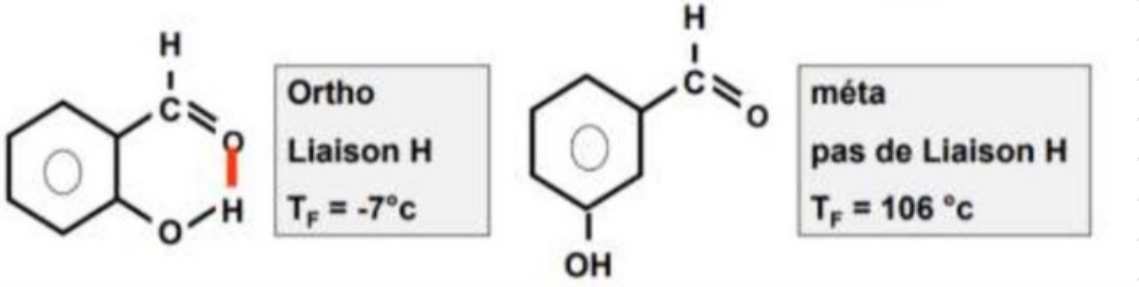


Les liaisons hydrogènes sont également impliquées dans les hélices α et bêta des protéines, elles se font entre l'hydrogène d'un carbonyle et un azote.
Elles vont ainsi permettre de stabiliser les protéines et de maximiser les interactions de Van der Waals.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Les liaisons hydrogènes peuvent être intermoléculaires (entre les molécules) mais aussi être intramoléculaires (au sein d'une molécule) ce qui va entraîner des conséquences physico-chimiques importantes.
Exemple de l'aldéhyde salicylique : L'aldéhyde salicylique présente plusieurs isomères : para, méta, ortho.
En position ortho, une liaison hydrogène intramoléculaire se forme entre le C=O et le O-H : les molécules interagissent peu entre elles et leur température de fusion est ` -7°C (ce composé est liquide à température ambiante).

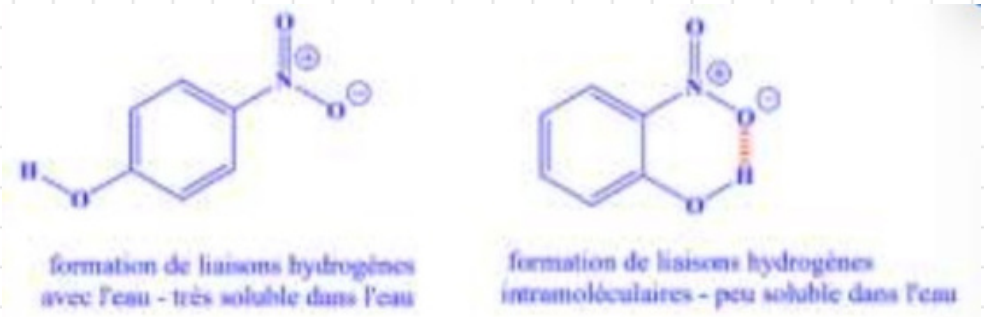
En position méta, la température de fusion sera de 106°C, la liaison hydrogène intramoléculaire ne peut passe faire, mais il y aura des liaisons hydrogènes INTERmoléculaires. Il y aura tout un réseau de liaisons hydrogènes entre les molécules, ce qui permettra de maintenir une certaine unité entre les molécules. La température de fusion est plus élevée car il faudra plus d'énergie pour casser toutes ces liaisons intermoléculaires.



Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Exemple du nitrophénol :

Le para-nitrophénol forme des liaisons intermoléculaires avec l'eau : il est très soluble dans l'eau. L'ortho-nitrophénol est très peu soluble dans l'eau car l'OH et NO2 forment une liaison hydrogène entre eux (les liaisons qui auraient pu se faire avec l'eau sont déjà mobilisées).



Les liaisons hydrogènes sont vraiment importantes pour expliquer les questions de fusion, d'ébullition, de réactivité et de solubilité. Elles permettent d'expliquer certaines propriétés de l'eau en tant que solvant. On a vu les molécules d'eau sont polaires, elles constituent un milieu avec une forte constante diélectrique (78,5). L'eau est un bon solvant pour les molécules polaires. Les interactions entre l'eau et les composés ionique ou polaires sont des interactions qui sont stabilisantes. On parle de solvatation. Le sel de cuisine est soluble dans l'eau, car l'eau est capable de dissocier les molécules (séparer le Na+ du Cl-) et de la solvater.

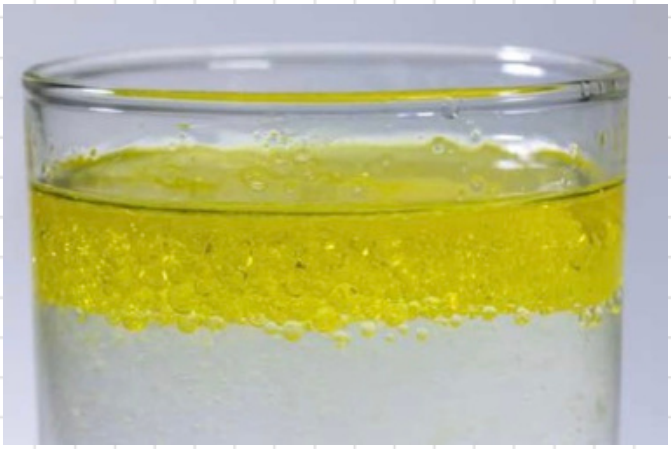
Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

4. Interactions hydrophobes

On parle en réalité d'un « effet » hydrophobe qui permet aux molécules apolaires de minimiser le contact avec l'eau. C'est un effet qui tire son explication dans l'arrangement des molécules plutôt qu'une véritable attraction. Les interactions hydrophobes sont des forces d'attraction qui permettent aux molécules de même nature de s'associer. Ce n'est jamais une force de répulsion.

Ainsi, l'hydrophobie signifie que les molécules de même nature se rassemblent pour éviter le contact avec l'eau.

L'exemple le plus simple que vous connaissez tous d'hydrophobie, c'est le mélange d'eau (solvant polaire) et d'huile (solvant apolaire). Les deux substance ne se mélangent pas. En fait l'interaction est plus favorable entre les molécules d'huiles entre elles et les molécules d'eau entre elles.



Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Cette interaction va intervenir dans le repliement 3D des protéines et autres grosses molécules ou dans le regroupement des grands groupes de molécules comme dans les membranes plasmiques.
Dans les membranes plasmiques, les phospholipides sont des lipides à tête hydrophile et et queue hydrophobe (ou lipophile). L'organisation de la bicouche lipidique est ainsi faite grâce aux interactions hydrophobes.

ENFIN LA DERNIÈRE PARTIE WOOOOW

III. Solvants

Les interactions hydrogènes vu ci-dessus interviennent dans un phénomène de solvatation. Il est donc important de bien choisir son solvant avant de se lancer dans une réaction chimique.

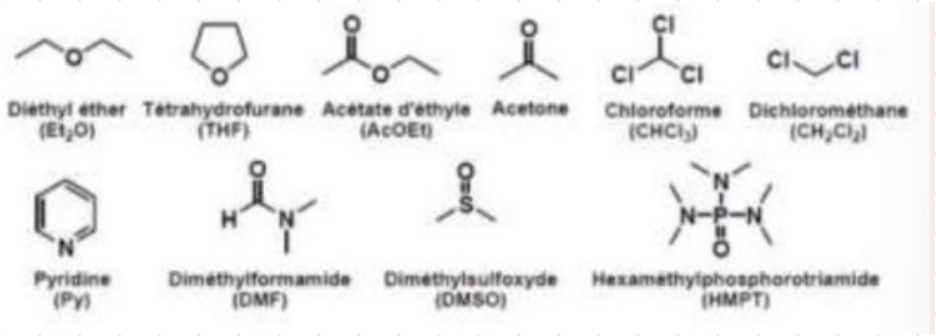
Solvant polaire	Protique	Donneurs de liaisons hydrogènes : H_2O, MeOH, EtOH, CH_3COOH Une molécule polaire protique sera soluble dans un solvant polaire protique (formation de liaisons hydrogènes)
	Aprotique	Accepteurs de liaisons hydrogènes : Acétone, $CHCl_3$,THF Une molécule polaire aprotique sera soluble dans un solvant polaire aprotique
Solvant apolaire	-	CCl4, Cyclohexane Une molécule apolaire sera soluble dans un solvant apolaire

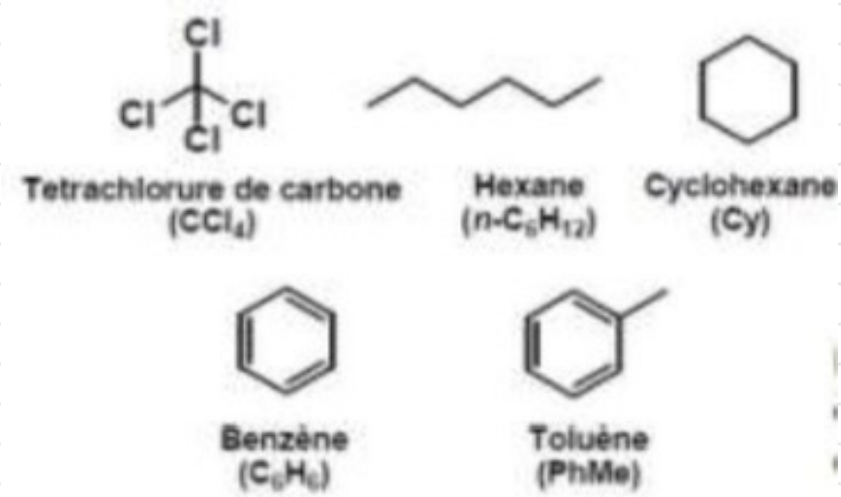
Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Alors ce tableau est à connaître par cœur, c'est important les gars même si c'est chiant. En gros il faut retenir qu'il y a 3 types de solvants :
polaire protique/ polaire aprotique / apolaire On est bien d'accord que c'est un peu compliqué d'apprendre ça comme ça, je vais vous aider un peu à comprendre comment déterminer face à quel type de solvant on est. Polaire et apolaire vous savez ce que ça veut dire maintenant. Protique signifie que notre molécule va donner des liaisons hydrogène alors que aprotique c'est l'inverse. Pour donner des liaisons hydrogènes, bah il faut des hydrogènes (c'est un peu compliqué sinon). Donc une molécule polaire avec hydrogène=polaire protique. Une molécule polaire sans hydrogène= polaire aprotique. Maintenant que vous avez compris, petit mémo: le suffixe "a" de aprotique désigne un manque, ici les solvants aprotiques manquent d'hydrogènes.

Une molécule sera soluble dans un solvant qui possède les mêmes propriétés qu'elle (soluté polaire protique dans solution polaire protique). Qui se ressemble s'assemble ! Pour terminer, on rappelle que l'eau est un très bon solvant pour les molécules polaires (comme le sel) grâce aux liaisons hydrogènes qu'elle fait. Ainsi, les interactions stabilisantes entre l'eau et le composé ionique ou polaire induit un phénomène de solvatation des ions en solution. L'eau est capable de dissocier les molécules d'un réseau cristallin. Plus l'ion chargé est petit, plus il sera solvaté facilement. Les molécules d'eau sont très polaires (μ=1,85D) avec une forte constante diélectrique (ε=78,5). L'eau est un excellent solvant des molécules polaires, plus l'ion est chargé et petit, plus il sera facilement solubilisé.

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.





Les deux listes de molécules sont à connaître PAR CŒUR, force à vous, moi je les ai appris dans le cours de SN/E mais comme ils sont dans mon cours aussi alors je les exige apprenez ça en bien, ce cours est enfin terminé

FIN

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Dédi à mes fillots, Manon Sarah Anissa Erwan Ibrahim Sarah de grasse Samy Shemsy Noa et Nadia (grosse force à vous si vous avez besoin de prises de conscience je suis là, je vous lache pas)

Dédi à Mouna Loïc Farah et à toute la team de masséna (je compte sur vous pour réussir)

Dédi à Wejdène Narjesse Moustapha (vous avez animé ma TTR)

Dédi à Wassim Mehdi et Adem (le miieeell)

Dédi encore à Yazid et Emro (mes gars du parc)

Dédi à Théo et Myriam (boycotter les, nan je rigoles c'est des bons)

Dédi à Carla ma cousine de matière, une pensée pour la biochimie

Dédi à Valentine Morgane Safa 👀 et Vaïana

Dédi à Zakaria et Amine (mes gars de Las1, vive la chimie)

Dédi à Gabin Lilou 😂😂😂 et Lisa

Dédi à Sara Anat G la floppeuse (poisson rouge)

Dédi à mon "HONNEUR", parce que ça pose problème d'en avoir

Dédi à la cohésion des CT, la dream team

Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Dédi aux 4 arabes

Dédi à Camille ma vieille de réactivité

Dédi à Romane ma vieille d'effets électroniques

Dédi à Barnestein le prof de pneumo 3sall

Dédi à D'akkeeuurrr

Dédi à DE OOUUFFF

Dédi à 3 singes de werenoi 🔱🔱🔱

Dédi à Bucci night (doigts de pied en éventail)

Dédi à ma nouvelle coupe

Dédi à Harry Potter de 14h à 22H

Dédi au battle d'aura de Kamilla et Théo (moment le plus gênant de ma vie)

Dédi à la moto de Myriam et au bras de Wassim

Dédi à la collègue de la fille à qui je parlais qui m'a appelé sur la télé, le vice des meufs masterclasse et pour finir j'affiche des gens parce que askip je suis vicieux





Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.

Abdelium-78

Pr.Azoulay





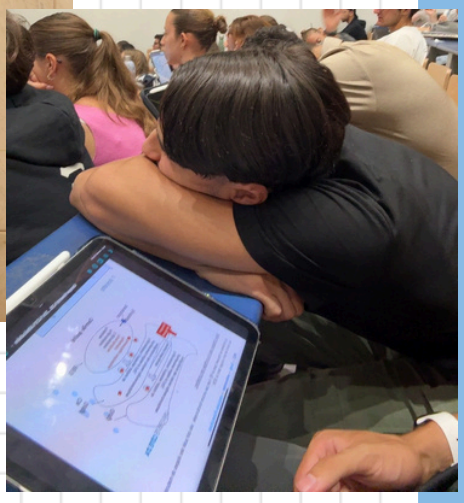












Le tutorat est gratuit. Toute vente ou reproduction est interdite.