

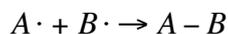
Molécules - Forces intermoléculaires - Solvants

I Représentation de Lewis d'une molécule :

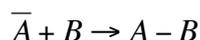
1) Liaison covalente :

Une liaison covalente résulte de la mise en commun par deux atomes, de deux électrons de valence.

Le schéma classique est le suivant (où chaque atome a un électron célibataire sur sa couche de valence) :



Il arrive cependant aussi qu'un des deux atomes apporte les deux électrons de la liaison. On parle alors d'une liaison « dative » ou d'une « liaison covalente de coordination » :



Une liaison covalente peut être double $A = B$ (dans ce cas, 4 électrons ont été mis en commun) ou triple $A \equiv B$ (6 électrons mis en commun).

Une liaison covalente est caractérisée par sa longueur (que l'on notera d_{AB}) et par son énergie (notée D_{AB}). Par définition, l'énergie de liaison est l'énergie qu'il faut fournir pour casser la liaison (lorsque tous les réactifs et les produits sont en phase gazeuse). C'est donc l'énergie de la réaction $A - B_{(g)} \rightarrow A_{(g)} + B_{(g)}$. On l'exprime généralement en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

On donne ci-dessous les longueurs et les énergies de liaisons covalentes pour des molécules très simples :

Molécule	H ₂	O ₂	N ₂	F ₂	Cl ₂	HF	HCl	HBr
Multiplicité	Simple	Double	Triple	Simple	Simple	Simple	Simple	Simple
Energie D_{AB} (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	432	494	942	155	240	565	428	362
Longueur d_{AB} (en pm)	75	121	110	142	199	92	127	141

On retiendra de ce tableau les ordres de grandeurs suivants :

- l'énergie d'une liaison covalente est de l'ordre de quelques centaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- la longueur d'une liaison covalente est de l'ordre de l'Angström ($= 10^{-10} \text{ m}$)
- les liaisons multiples ont tendance à être plus courtes et plus énergétiques que les liaisons simples.

2) Règle du duet, règle de l'octet :

On a vu au chapitre précédent que les gaz nobles sont stables (inertes chimiquement) et que les autres atomes ont tendance à perdre ou à gagner des électrons pour acquérir la même structure électronique qu'eux (ex : Na^+ , Ca^{2+} , Cl^-).

Rappelons les structures électroniques des gaz nobles, qui constituent donc un maximum de stabilité :

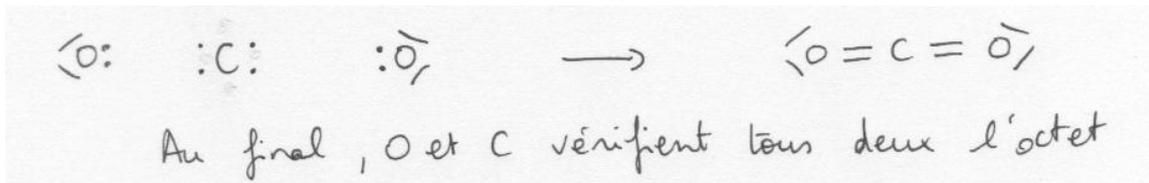
- Hélium He ($Z = 2$) : $1s^2$
- Néon Ne ($Z = 10$) : $1s^2 2s^2 2p^6$
- Argon Ar ($Z = 18$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- Krypton ($Z = 36$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

On constate que l'Hélium a 2 électrons de valence et qu'après, tous les autres gaz nobles ont 8 électrons de valence.

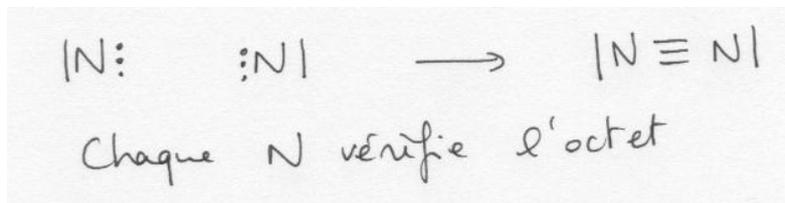
On en déduit les règles suivantes :

- Les atomes proches de l'Hélium (Hydrogène, Lithium, Béryllium) ont tendance à vouloir être entouré de deux électrons de valence (règle « du duet »).

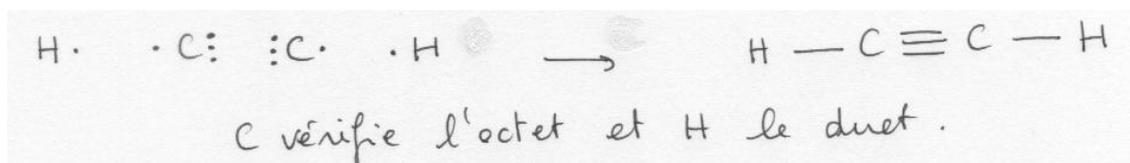
- Dioxyde de carbone CO_2 :



- Diazote N_2 :



- Acétylène (ou « éthyne ») C_2H_2 :



4) Molécules ne vérifiant pas l'octet :

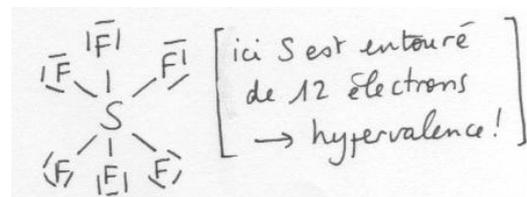
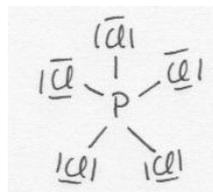
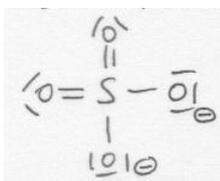
La règle de l'octet constitue en quelque sorte un idéal de stabilité pour les molécules. Cependant, il n'est pas rare de rencontrer des molécules qui ne la vérifient pas, pour diverses raisons :

- Radicaux (ou « radicaux libres ») : Certaines molécules ont un nombre impair d'électrons. Il leur est donc impossible de vérifier l'octet et elles ont un électron célibataire. C'est le cas par exemple du monoxyde d'azote NO :

Bien évidemment ces molécules sont très instables et réagissent très facilement. Elles interviennent dans les réactions de combustion, de polymérisation, les réactions atmosphériques et jouent également un rôle important en biologie (une théorie serait que le vieillissement des êtres vivants est causé par les radicaux).

- Hypervalence : A partir de la troisième ligne de la classification, la présence d'orbitales d dans la couche de valence fait que les atomes peuvent s'entourer de plus de 8 électrons de valence. Quand c'est le cas, on parle d'hypervalence. Les atomes concernés sont souvent le phosphore P, le soufre S et le chlore Cl.

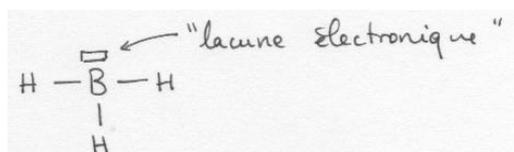
Exemples : SO_4^{2-} , PCl_5 et SF_6 :



Il est important de noter que les atome de la deuxième période (N, O, F) ne peuvent pas faire d'hypervalence (il n'y a pas d'orbitales d dans la couche $n = 2$). Les molécules NCl_5 ou OF_6 n'existent donc pas !

- Lacunes électroniques : certains composés sont déficitaires en électrons : lorsqu'il manque un doublet électronique autour d'un atome pour que celui-ci vérifie l'octet, on représente ce déficit par une lacune électronique (case vide) sur l'atome : \square

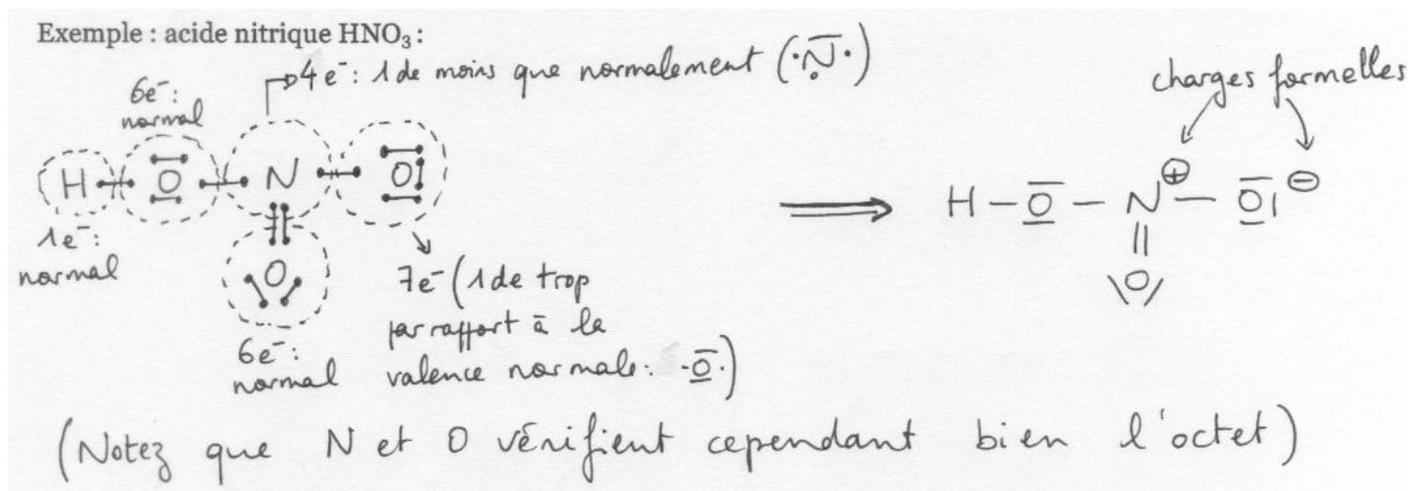
Exemple : le borane BH_3



Remarque : une molécule présentant une lacune électronique s'appelle un « acide de Lewis ». Elle a tendance à capter des doublets non liants (une molécule présentant des doublets non liants s'appelle une « base de Lewis »).

5) Charges formelles :

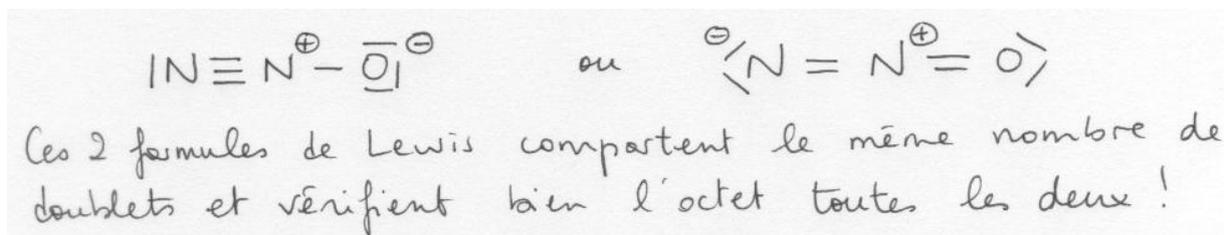
Une molécule est globalement neutre mais il peut y avoir des séparations de charge au sein de la molécule, appelées « charges formelles ». En effet, la formation de liaisons covalentes par un atome peut se traduire par une perte ou un gain d'électrons par rapport à l'atome isolé.



Quand elles existent, il faut toujours faire apparaître les charges formelles dans la structure de Lewis d'une molécule.

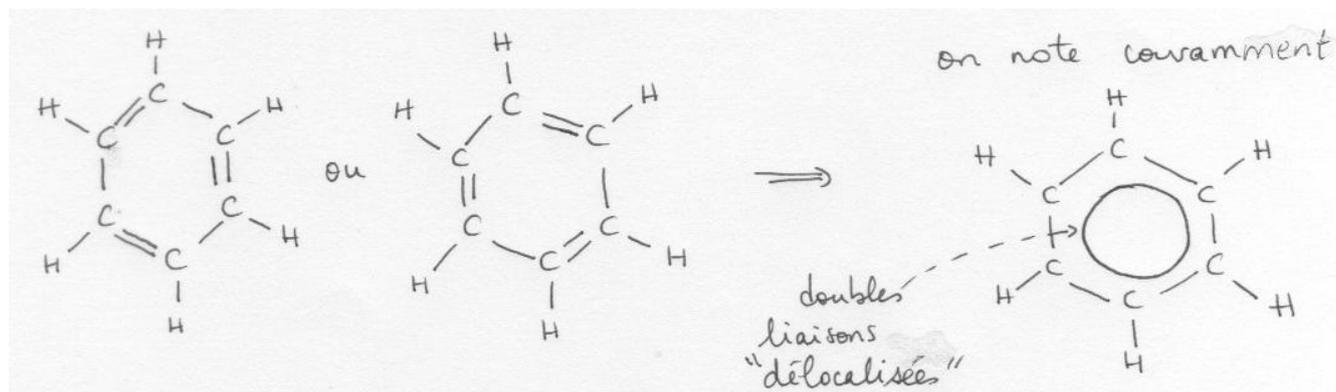
6) Plusieurs structures de Lewis : mésomérie et liaisons délocalisées :

Considérons la molécule de protoxyde d'azote (« gaz hilarant », utilisé pour des anesthésies) N_2O (N est l'atome central). On va voir que l'on peut écrire plusieurs structures de Lewis qui vérifient la règle de l'octet. On dit qu'il y a plusieurs formes mésomères.



On atteint ici les limites de la représentation de Lewis. Aucune formule de Lewis ne décrit correctement la réalité de la molécule qui est en quelque sorte « à mi-chemin » entre ses différentes formes mésomères.

Un exemple célèbre est aussi celui du benzène C_6H_6 (molécule cyclique) :



Quand plusieurs formes mésomères sont envisageables, on privilégiera celles qui vérifient l'octet et qui conduisent à l'apparition du minimum de charges formelles.

7) Méthode « systématique » pour établir des formules de Lewis :

On a déjà vu une méthode simple pour obtenir des formules de Lewis : on écrit les atomes dans le bon ordre avec leurs représentations de Lewis et on essaye d'associer les électrons deux par deux. Cette méthode très rapide marche très bien pour des molécules simples mais devient moins efficace lorsque des molécules ont des structures plus complexes.

On va présenter ici une méthode plus longue mais plus systématique (i.e. qui marche à tous les coups).

Pour illustrer la méthode, on va prendre comme exemple la molécule de protoxyde d'azote N_2O :

1) On compte le nombre total N_e d'électrons de valence présents dans la molécule.

Pour N_2O , $N_e = 2 \times 5$ (azote) + 6 (oxygène) = 16 électrons de valence.

2) On divise ce nombre par deux pour connaître le nombre de doublets d'électrons à répartir dans la molécule (si N est impair, c'est qu'il y aura un électron célibataire).

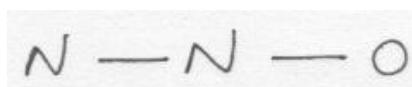
Pour N_2O , on va donc avoir $16/2 = 8$ doublets à répartir.

3) On dispose les atomes « avec bon sens » en tenant compte de leur valence : un atome monovalent comme H ou Cl sera toujours en périphérie de la molécule tandis que C ou N sera plutôt au centre. Pour tous les oxydes (CO_2 , SO_3 ...), les oxygènes sont périphériques (ils sont venus oxyder l'atome central).

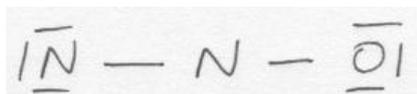
Dans l'exemple de N_2O :



4) On répartit d'abord des doublets pour former des liaisons simples entre les atomes centraux et leurs voisins :



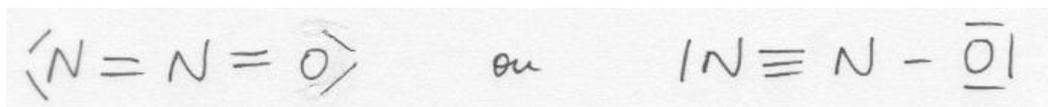
5) On complète l'octet de chaque atome périphérique en lui rajoutant le nombre de doublets nécessaires :



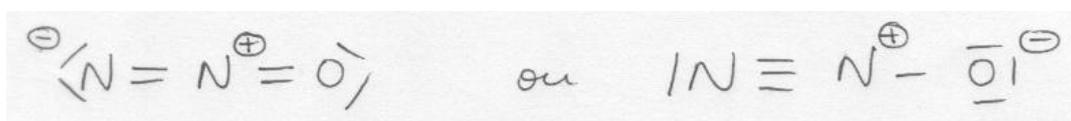
6) S'il en reste, on reporte les doublets restants sur les atomes centraux :

Inutile ici, on a déjà utilisé les 8 doublets.

7) Si les atomes centraux ne vérifient pas l'octet, on forme des liaisons multiples grâce à des doublets que l'on prend sur les atomes périphériques, jusqu'à ce que tous les atomes vérifient l'octet (si c'est possible !):



8) On attribue, si besoin est, des charges formelles aux atomes qui ne présentent pas leur valence habituelle :



II Géométrie et polarité des molécules :

1) Notion de dipôle électrostatique, moment dipolaire, liaisons polarisées :

En électrostatique, un dipôle est un ensemble de deux charges de signes opposés situées à petite distance l'une de l'autre :

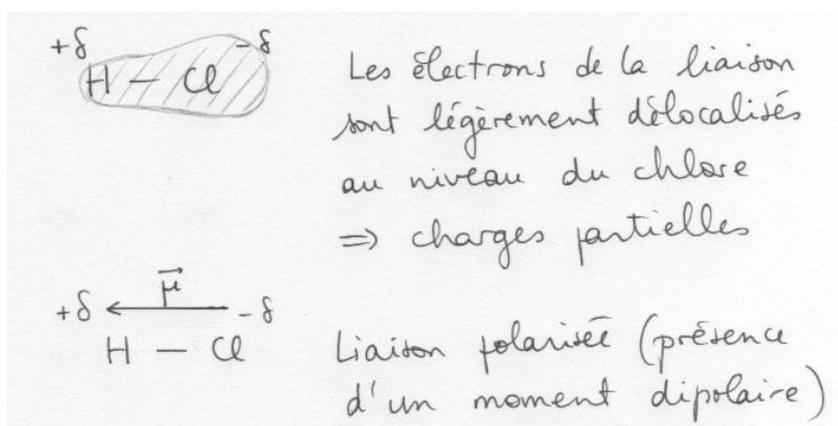


Ainsi un dipôle est globalement neutre mais présente une séparation locale de charge.

Il est caractérisé par son vecteur moment dipolaire (noté en général \vec{p} en physique et $\vec{\mu}$ en chimie) qui est un vecteur dirigé de la charge négative vers la charge positive et ayant pour norme : $\mu = qa$, où a est la distance séparant les deux charges. L'unité SI du moment dipolaire est donc le C.m mais les chimistes préfèrent utiliser le Debye (petite unité, donc plus adaptée à l'échelle d'une molécule) : $1 \text{ D} = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$.

Une liaison chimique sera polarisée s'il y a une différence d'électronégativité entre les deux atomes de la liaison. En effet, dans ce cas, les électrons de la liaison sont légèrement délocalisés vers l'atome le plus électronégatif. Il apparaît donc une charge partielle $-\delta e$ (où $0 < \delta < 1$) au niveau de l'atome le plus électronégatif et la charge partielle opposée $+\delta e$ au niveau de l'atome le moins électronégatif.

C'est le cas, par exemple, de la molécule de chlorure d'hydrogène HCl (Cl est plus électronégatif que H) :

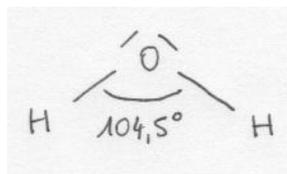


2) Géométrie des molécules et influence sur leur polarité :

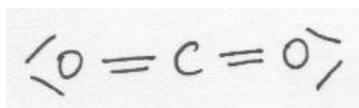
La question que l'on se pose maintenant est de savoir, pour une molécule comportant plusieurs liaisons polarisées, si la molécule dans son ensemble présente ou non un moment dipolaire. En fait, tout dépend de la géométrie de la molécule.

La représentation de Lewis d'une molécule ne représente pas sa géométrie. Ainsi par exemple :

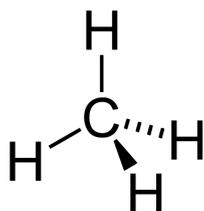
- la molécule d'eau est coudée :



- tandis que la molécule de CO_2 est droite :



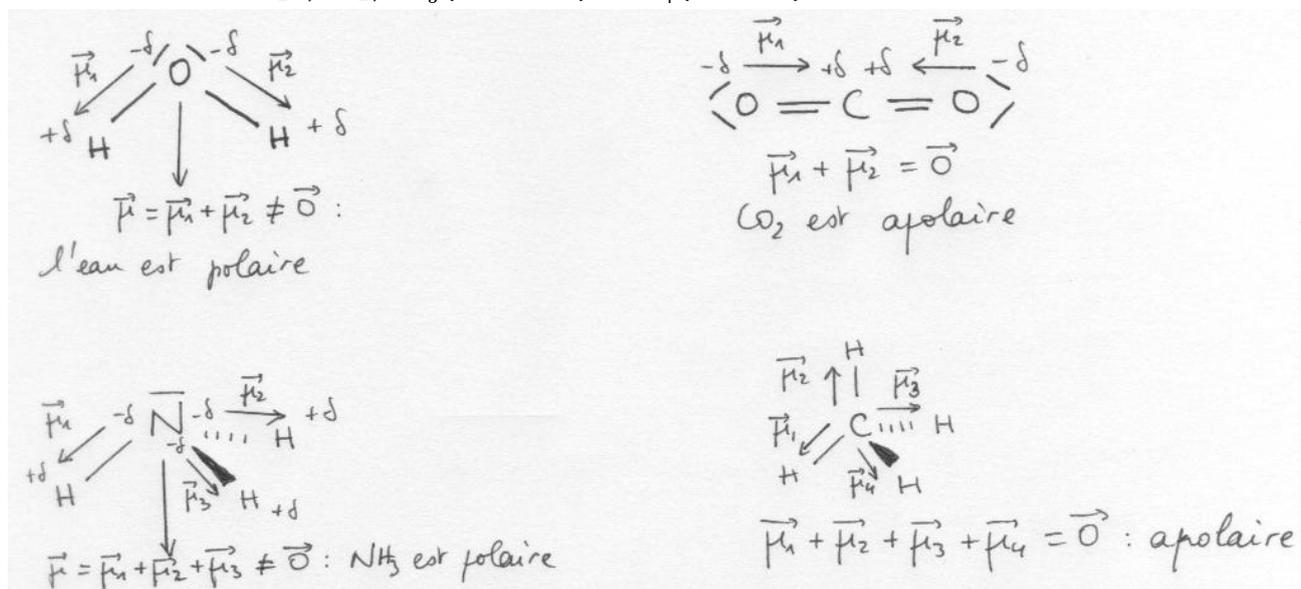
Enfin la plupart des molécules sont tridimensionnelles, comme le méthane CH_4 qui a une structure en forme de tétraèdre. Pour représenter sur une feuille de papier une molécule tridimensionnelle, on peut utiliser la représentation de Cram, où les liaisons sont dessinées différemment selon qu'elles sont dans le plan de la feuille, qu'elles s'avancent vers l'observateur ou bien qu'elles soient dirigées en arrière :



Rem : La forme géométrique d'une molécule est imposée par la répulsion entre les différents doublets électroniques : c'est la méthode VSEPR (pour « Valence Shell Electronic Pair Repulsion »). Cette théorie n'est plus au programme donc, lors des concours, l'énoncé devra donner la géométrie d'une molécule à étudier.

Revenons à la polarité : une molécule sera globalement polaire si la somme des moments dipolaires de ses liaisons n'est pas nulle.

Examinons les cas de H_2O , CO_2 , NH_3 (ammoniac) et CH_4 (méthane) :



Exemples de molécules polaires : eau (H_2O), ammoniac (NH_3), éthanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), saccharose (sucre), chlorure d'hydrogène (HCl). Toutes ces molécules sont solubles dans l'eau, qui est un solvant polaire.

Exemple de molécules apolaires : le dioxygène O_2 , le dihydrogène H_2 et tous les dihalogènes, le dioxyde de carbone CO_2 . Le méthane CH_4 ainsi que tous les hydrocarbures (alcane, alcène) et les graisses. Du fait de leur apolarité, ces molécules ne sont pas (ou très peu) solubles dans l'eau.

III Forces intermoléculaires :

Nous allons à présent étudier les interactions entre les molécules, c'est à dire les « forces intermoléculaires ». Par exemple on peut se demander comment interagissent les différentes molécules d'eau présentes dans un verre d'eau : s'attirent-elles, se repoussent-elles ou bien s'ignorent-elles complètement.

Avant d'entrer dans le détail des différentes interactions possibles, énonçons une généralité importante : les interactions intermoléculaires sont toujours attractives, c'est à dire que les molécules s'attirent toujours (sauf si on essaye de les faire s'interpénétrer, auquel cas, bien évidemment, elles se repoussent).

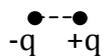
1) Les forces de Van Der Waals :

Il s'agit d'interactions attractives électrostatiques d'assez faible intensité (énergies associées de l'ordre du $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, donc beaucoup plus faibles que pour des liaisons covalentes) et d'assez courte portée (quelques Angströms). Elles sont nommées ainsi en l'honneur du physicien néerlandais Johannes Van der Waals (prix Nobel de physique en 1910).

En fait il s'agit d'interactions entre dipôles. On peut comprendre facilement que les interactions entre dipôles sont toujours attractives grâce aux schémas suivants :



L'attraction entre $+q$ et $-q$ l'emporte sur la répulsion (entre deux $+q$ ou deux $-q$) car les charges opposées sont plus proches.



Dans ce cas, on pourrait penser que les dipôles se repoussent (car les charges de même signe sont proches l'une de l'autre). En fait, cette situation est instable : un des deux dipôles va finir par tourner sur lui-même et on se retrouvera dans la situation du dessus, où les dipôles s'attirent.

Bien évidemment, les forces de Van der Waals sont particulièrement importantes entre deux molécules polaires (par exemple entre deux molécules d'eau). Dans ce cas, on parle d'interactions de Keesom.

Quand une des deux molécules est polaire mais pas l'autre, par exemple entre de l'eau (polaire) et du dioxygène (apolaire), la présence de la molécule polaire déforme le nuage électronique de la molécule apolaire, qui se met alors à présenter un dipôle induit et est attirée par la molécule polaire. C'est l'interaction de Debye, qui est plus faible que celle de Keesom entre deux molécules polaires.

Que se passe-t-il enfin quand les deux molécules sont apolaires (par exemple entre deux molécules de dioxygène) ? On pourrait penser que ces molécules n'interagissent pas mais en fait elles s'attirent faiblement. En fait, même si la molécule de O_2 ne présente pas de dipôle permanent (car il n'y a pas de différence d'électronégativité entre les deux atomes qui la constituent), il peut arriver qu'à un instant le nuage électronique se déforme temporairement et qu'il apparaisse ainsi un dipôle instantané, qui va à son tour créer un dipôle induit dans l'autre molécule, qui sera ainsi attirée. C'est l'interaction de London.

Pour résumer, il y a donc 3 type d'interactions de Van der Waals :

- interactions de Keesom : dipôle permanent / dipôle permanent (entre deux molécules polaires)
- interaction de Debye : dipôle permanent / dipôle induit (entre une molécule polaire et une apolaire)
- interaction de London : dipôle instantané / dipôle induit (entre deux molécules apolaires)

Toutes ces interactions ont des énergies de l'ordre du $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

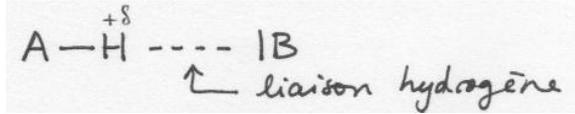
Bien sûr, comme on l'a dit, à très courte distance, les molécules finissent par se repousser (quand leurs nuages électroniques entrent en contact). Il en résulte une distance idéale entre les molécules, qui correspond à la longueur de la « liaison de Van der Waals ».



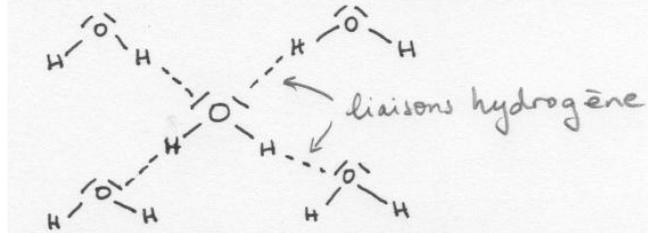
Le gecko (lézard) utilise les forces de Van der Waals pour adhérer à divers types de surfaces (verre...) et grimper ainsi sur des parois verticales.

2) La liaison hydrogène :

La liaison hydrogène est une interaction attractive qui s'établit entre un atome d'hydrogène lié à un atome électronégatif et un autre atome très électronégatif porteur d'un doublet non liant. Dans ce cas, les trois atomes ont tendance à s'aligner :



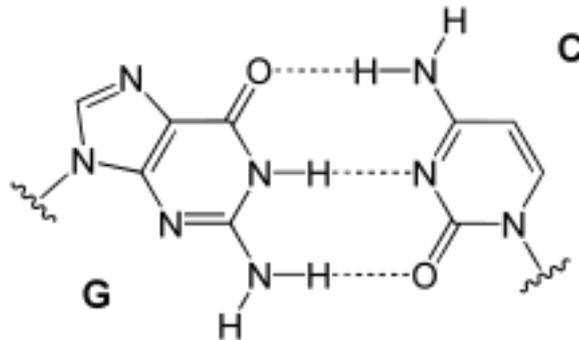
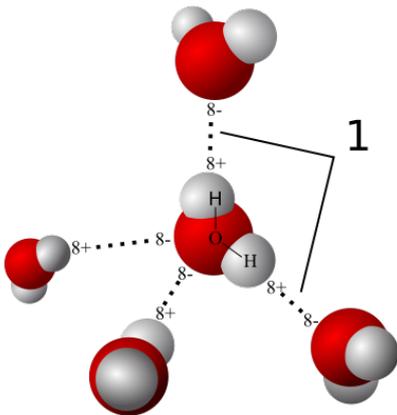
L'eau est un exemple célèbre de molécule présentant des liaisons hydrogènes (ce qui explique sa température d'ébullition élevée) :



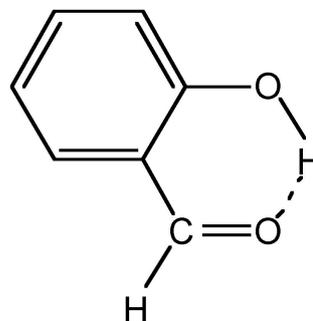
La liaison hydrogène est limitée au cas où les atomes électronégatifs sont l'oxygène O, l'azote N ou le fluor F.

L'énergie des liaisons hydrogène est de l'ordre de 10 à 40 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, ce qui est supérieur (d'un facteur 10 environ) à l'énergie des liaisons de Van der Waals, mais inférieur (toujours d'un facteur 10 environ) à l'énergie d'une liaison covalente.

Des molécules classiques présentant des liaisons hydrogènes sont l'eau, l'ammoniac NH_3 , les acides carboxyliques (ex : acide éthanoïque CH_3COOH), les alcools (éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$).



Liaisons hydrogènes entre 5 molécules d'eau (à gauche) et entre les deux brins d'une molécule d'ADN (à droite).



Liaison hydrogène intramoléculaire (c'est à dire au sein d'une seule molécule) dans une molécule de salicyaldéhyde.

3) Conséquences des interactions intermoléculaires sur les propriétés physico-chimiques des substances :

L'intensité des interactions intermoléculaires permet de comprendre les propriétés physico-chimiques des différents corps, notamment les températures de fusion et d'ébullition.

Ainsi, plus les forces intermoléculaires sont importantes, plus les températures de changement d'état sont élevées (car il devient plus difficile de séparer les molécules, puisqu'elles s'attirent).

Exemples :

- L'eau H_2O a une température d'ébullition de $100^\circ C$ tandis que le sulfure d'hydrogène H_2S (qui a une structure identique, puisque S est en dessous de O dans la classification) a une température d'ébullition de $-60^\circ C$. Cette différence s'explique par la présence de liaisons hydrogènes dans l'eau, qu'il faut casser pour arriver à la vaporiser.

- Températures de vaporisation des halogénures d'hydrogène :

Corps pur	HF	HCl	HBr	HI
T_{vap} (en $^\circ C$)	19	-85	-67	-35

On remarque tout d'abord que HF a une température d'ébullition beaucoup plus élevée que les autres, ce qui s'explique par le fait que HF peut établir des liaisons hydrogène (mais pas les autres). Ensuite, la température d'ébullition augmente de HCl à HI : cela s'explique par le fait que Cl est plus petit que Br, qui est plus petit que I. Or, plus une molécule est grosse, plus elle est polarisable, donc plus les interactions de Van der Waals sont importantes, ce qui explique qu'il est de plus en plus difficile de les vaporiser.

On va voir dans le chapitre suivant que les interactions intermoléculaires permettent aussi d'expliquer la miscibilité ou la non-miscibilité de deux solvants ainsi que la solvation d'un soluté dans un solvant.

III Les solvants moléculaires :

Le rôle du solvant est multiple en chimie. Il peut servir en tout premier lieu à dissoudre les réactifs intervenant dans une réaction chimique et à permettre la rencontre des molécules qui vont réagir, mais il peut aussi être utilisé dans un objectif de purification et d'isolement d'un produit.

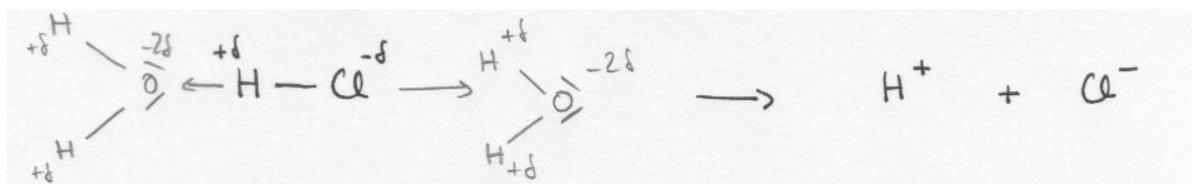
Le problème que l'on se pose est d'estimer les propriétés d'un solvant et de savoir quels sont les solutés qui seront efficacement solvatés (la solvation d'un soluté est une étape de création d'interactions attractives stabilisantes entre le solvant et le soluté).

1) Caractéristiques physico-chimiques d'un solvant :

a) Moment dipolaire et pouvoir ionisant :

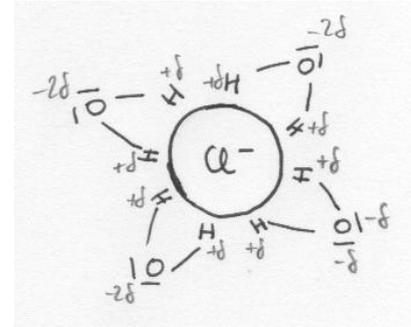
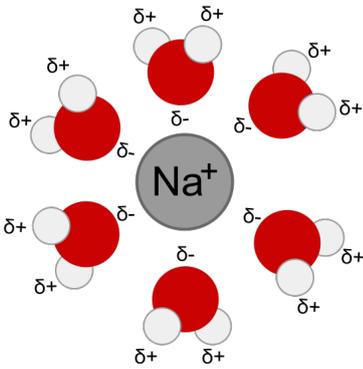
Un solvant polaire est tel que le moment dipolaire de ses molécules est non nul. Le solvant est d'autant plus polaire que ce moment dipolaire a une valeur élevée (en Debye). L'eau ou l'acétone sont des solvants polaires classiques.

Le champ électrique engendré par les molécules polaires du solvant est capable d'ioniser des molécules présentant des liaisons covalentes partiellement ioniques. Par exemple l'eau est capable d'ioniser le chlorure d'hydrogène H-Cl (pour donner de l'acide chlorhydrique $H^+ + Cl^-$) selon le processus suivant :



Pour cette raison, un solvant polaire est dit ionisant.

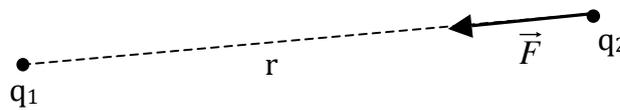
Un solvant polaire permet aussi de solvater les ions, ainsi que d'autres molécules polaires. Un ion est dit solvaté quand il est entouré de molécules du solvant, comme dans le dessin suivant :



Ion sodium solvaté par des molécules d'eau (à gauche) et ion chlorure solvaté (à droite).

b) Permittivité relative : solvant dissociant :

On connaît déjà l'expression de la force attractive de Coulomb (= force électrostatique) que s'exercent deux charges q_1 et q_2 dans le vide, si elles sont séparées d'une distance r :



En norme, $F = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$ où $\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12} \text{ u.s.i}$ est une constante appelée « permittivité du vide » (ou, plus précisément « permittivité diélectrique du vide »).

Dans un milieu matériel (notamment, par exemple, dans un solvant), l'expression de la force de Coulomb entre deux charges est légèrement modifiée. On a :

$$F_{\text{dans solvant}} = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 \epsilon_r r^2} = \frac{F_{\text{vide}}}{\epsilon_r}$$

On voit que l'interaction entre les deux charges dans le solvant a la même forme que celle dans le vide mais sa norme est divisée par une constante ϵ_r appelée « permittivité relative » du solvant.

Un solvant pour lequel ϵ_r est grand sera dit « dissociant » car il sera capable de séparer les paires d'ions.

En effet, supposons que nous plaçons un sel (= solide ionique, par exemple du sel de table $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$) dans un solvant pour lequel ϵ_r est grand. Dans l'air, la cohésion du sel est assurée par les interactions attractives entre les cations Na^+ et les anions Cl^- . Mais, dans le solvant, ces interactions sont affaiblies (divisées par un facteur ϵ_r) et la structure du solide s'effondre sous l'effet des chocs avec les molécules du solvant (dus à l'agitation thermique).

C'est ce qui se passe quand du sel se dissout dans l'eau. L'eau est en fait un des solvants les plus dissociants, avec une permittivité relative proche de 80.

- Un solvant de permittivité relative inférieure à 10 est dit non dissociant (il n'arrive pas à séparer les paires d'ions) : c'est le cas par exemple de l'acide éthanoïque.
- Un solvant de permittivité relative comprise entre 10 et 40 est moyennement dissociant (ex : éthanol).
- Un solvant de permittivité supérieure à 40 est totalement dissociant (ex : eau).

c) Proticité du solvant :

Un solvant est dit « protique » (ou « protogène ») s'il possède un atome d'hydrogène lié à un atome électronégatif (par exemple O). Il peut alors éventuellement libérer des protons H^+ (d'où le nom « protique »). Un solvant protique peut établir des liaisons hydrogène avec un soluté.

Le contraire d'un solvant protique est un solvant aprotique.

Il est évident que l'eau H₂O, l'éthanol CH₃CH₂OH (et tous les autres alcools) et l'acide éthanoïque CH₃COOH (et tous les autres acides carboxyliques) sont des solvants protiques, car ils comportent tous des H lié à de l'oxygène (qui est très électronégatif).

Par contre, le cyclohexane C₆H₁₂ est aprotique.

d) Classification des solvants :

Les solvants sont classés en trois types :

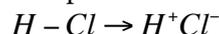
- Les solvants polaires protiques -> ex : eau, alcools, acides carboxyliques, ammoniac.
- Les solvants polaires aprotiques -> ex : acétone (CH₃COCH₃, de nom officiel « propanone »), DMF (diméthylformamide, de formule HCON(CH₃)₂, couramment utilisé dans l'industrie).
- Les solvants apolaires aprotiques -> ex : hexane (C₆H₁₄), cyclohexane (C₆H₁₂), toluène (C₇H₈), les éther-oxydes (communément appelés « éther »).

2) Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique :

On va voir les différentes étapes qui ont lieu quand une espèce est dissoute dans un solvant. On va travailler sur l'exemple de la dissolution du chlorure d'hydrogène (H-Cl) dans l'eau. On sait que, du fait de la différence d'électronégativité entre H et Cl, la liaison covalente de H-Cl est très polarisée : on a une charge partielle +δ sur l'hydrogène et une charge partielle opposée -δ sur le chlore.

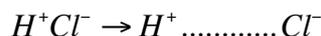
1^{ère} étape : ionisation :

Du fait de la polarité du solvant, la liaison covalente polarisée est cassée et il apparaît une paire d'ions :



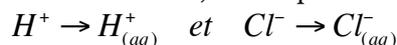
2^{ème} étape : dissociation :

Le pouvoir dissociant du solvant (lié à sa permittivité élevée) affaiblit l'attraction entre le cation et l'anion et finit par les séparer :



3^{ème} étape : solvatation :

Chacun des deux ions s'entoure de molécules du solvant, on dit qu'il est solvaté, ce qui se traduit par :



L'ensemble de ces étapes est résumé dans l'équation bilan de la dissolution : $HCl_{(g)} = H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

3) Solvatation d'un constituant, miscibilité de deux solvants :

Les interactions intermoléculaires influence la solubilité d'un constituant dans un solvant ainsi que la miscibilité entre deux solvants.

Deux solvants sont dis miscibles s'ils peuvent former un mélange homogène (une seule phase). Par exemple, l'eau et l'éthanol (alcool) sont miscibles tandis que l'eau et l'huile ne le sont pas (il y a toujours deux phases, séparées par une interface).

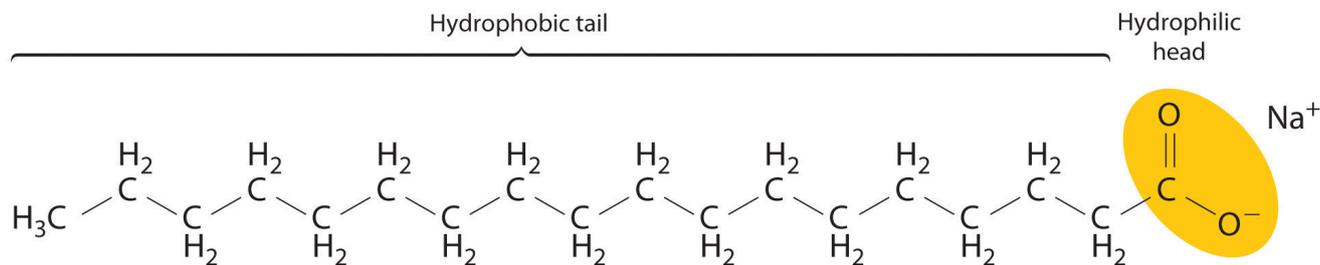
Pour que deux solvants soient miscibles, il faut que les interactions attractives entre leurs molécules soient plus fortes que les interactions des molécules de chaque solvant entre elles.

En pratique, pour savoir si deux solvants sont miscibles, on peut penser au dicton « qui se ressemble s'assemble » :

- deux solvants polaires protiques seront en général miscibles (ex : eau et éthanol)
- par contre, l'eau n'est pas miscible avec les solvants apolaires aprotiques comme le cyclohexane, l'éther ou le benzène.

On peut appliquer la même règle pour savoir dans quel solvant un constituant donné sera le plus soluble. Par exemple le diiode I_2 (apolaire) est beaucoup plus soluble dans le cyclohexane (apolaire) que dans l'eau (polaire) tandis que l'acide éthanique (CH_3COOH , qui est polaire et protique) est plus soluble dans l'eau.

De même les huiles ou les graisses (apolaires) ne sont pas solubles de l'eau, on dit qu'ils sont hydrophobes. C'est pourquoi, pour se laver les mains, on doit utiliser du savon. Le savon est une molécule particulière qui possède une queue apolaire (donc, hydrophobe, qui va préférer se mettre dans la graisse) et une tête polaire (donc hydrophile, qui va se mettre dans l'eau). Le savon permet ainsi de « lier » en quelque sorte l'eau et la graisse, qui sinon s'ignorerait complètement.



Sodium stearate: a soap

Structure d'une molécule classique de savon (stéarate de sodium) : notez la queue apolaire (donc hydrophobe) et la tête polaire et chargée (donc hydrophile)