

Structure de la matière 4 – Forces intermoléculaires, solvants

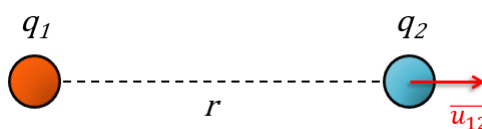
Jusqu'ici nous n'avons étudié que des liaisons **intramoléculaires**, telle que la liaison covalente, c'est-à-dire celles qui s'exercent entre les atomes au sein des molécules. Mais il existe également des forces qui s'exercent entre les molécules elles-mêmes : les forces **intermoléculaires**. Nous avons vu dans le cours précédent que ces forces expliquent la cohésion de certains solides (la glace, assemblage de molécules d'eau « soudées » par des liaisons hydrogène, par exemple). Elles permettent également de rendre compte de l'état liquide. Liquide et solide sont appelés phases condensées : les molécules restent au contact, en interaction, sous l'effet des forces intermoléculaires.

L'énergie nécessaire pour casser une liaison chimique, l'énergie de liaison, est généralement forte. Par exemple, l'énergie de la liaison covalente O-H est de 463 kJ/mol. Les forces intermoléculaires (également nommées **liaisons physiques**) sont généralement plus faciles à rompre, notamment dans le cas des petites molécules. Par exemple, l'énergie d'interaction entre deux molécules d'eau est de 20 kJ/mol. Les forces qui lient des molécules plus volumineuses (comme les macromolécules dans les polymères par exemple) peuvent cependant être bien plus intenses et comparables en intensité aux liaisons chimiques.

1. Origine des forces intermoléculaires : les forces électrostatiques

1.1. Force coulombienne entre deux charges, énergie d'interaction

La force coulombienne est la force électrostatique qui s'exerce entre deux charges ponctuelles. Elle est attractive si les deux charges sont de signes différents, répulsive si elles sont de même charge.



L'expression de cette force **dans le vide** est :

$$\overrightarrow{F_{1 \rightarrow 2}} = \frac{q_1 \cdot q_2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \overrightarrow{u_{12}}$$

Où ϵ_0 est appelé **permittivité diélectrique** du vide et vaut $\epsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2\text{J}^{-1}\text{m}^{-1}$.

Dans un milieu autre que le vide (dans un solvant par exemple), il y a un écrantage de la charge « vue » par chaque particule et la force d'interaction est moindre. On multiplie alors ϵ_0 par une constante caractéristique du milieu notée ϵ_r et appelée **permittivité relative** de ce milieu. On a donc une nouvelle permittivité $\epsilon = \epsilon_r \cdot \epsilon_0$ et la force coulombienne s'écrit :

$$\overrightarrow{F_{1 \rightarrow 2}} = \frac{q_1 \cdot q_2}{4\pi\epsilon r^2} \overrightarrow{u_{12}}$$

Par la suite nous conserverons cette expression générale.

Pour définir les forces intermoléculaires, nous parlerons en réalité d'**énergie d'interaction**. En effet, on peut montrer que la force coulombienne dérive d'une énergie potentielle (voir cours de physique) que nous noterons $E_{cc}(r)$:

$$\overrightarrow{F_{1 \rightarrow 2}} = -\overrightarrow{\text{grad}}(E_{cc})$$

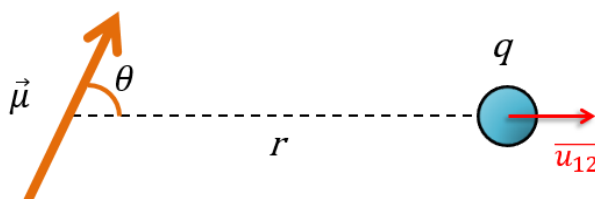
Avec :

$$E_{cc}(r) = \frac{q_1 \cdot q_2}{4\pi\epsilon r}$$

1.2. Interaction charge-dipôle mobile

Un dipôle est un système composé de deux charges opposées (q , $-q$) **séparées** d'une distance l . On définit alors le moment dipolaire μ par la relation $\mu = q \cdot l$. Le dipôle est orienté selon la droite passant par les deux charges, en général en prenant la charge positive comme origine. On le note donc souvent sous la forme d'un vecteur $\vec{\mu}$.

Un dipôle peut interagir avec une charge :



On peut montrer que l'énergie d'interaction est la suivante :

$$E_{cd}(r) = \frac{q\mu \cos \theta}{4\pi\epsilon r^2}$$

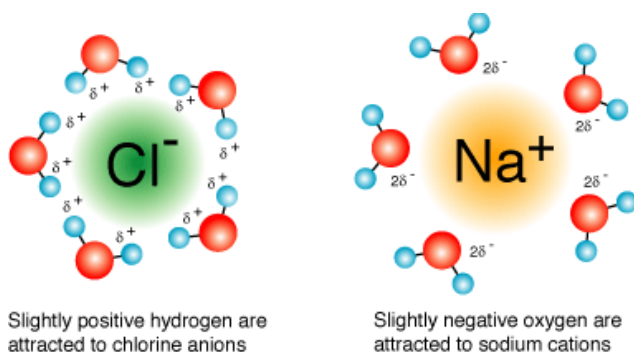
On remarque que l'énergie potentiel est ici en $\frac{1}{r^2}$ alors que pour l'interaction charge-charge elle était en $\frac{1}{r}$. Cela signifie qu'elle décroît plus rapidement avec l'augmentation de la distance : **sa portée est plus courte**.

En réalité, il faut encore modifier l'expression précédente. En chimie, les dipôles seront des molécules polaires, par exemple des molécules de solvant. En raison de l'énergie d'agitation thermique, ces molécules ne sont pas fixes mais animées de différents mouvements de translation et de rotation. Ces mouvements sont d'autant plus rapides que la température est élevée. Dans ce cas, l'énergie d'interaction devient :

$$E_{cd}(r, T) = -\left(\frac{q\mu}{4\pi\epsilon}\right)^2 \frac{1}{6kTr^4}$$

La constante k est la constante de Boltzmann : $k=1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$

On remarque que cette interaction est nécessairement de nature **attractive**. Par ailleurs elle de portée encore plus courte que l'interaction précédente puisqu'en $\frac{1}{r^4}$. Nous verrons plus loin que c'est cette interaction qui intervient lors de la solvation d'espèces ioniques par l'eau :



1.3. Interactions dipôle-dipôle

L'énergie d'interaction entre deux dipôles $\vec{\mu}_1$ et $\vec{\mu}_2$ dépend également de la distance r qui les sépare ainsi que de la température. Elle est également de nature attractive, et de très courte portée :

$$E_{dd}(r, T) = -\left(\frac{\mu_1\mu_2}{4\pi\epsilon}\right)^2 \frac{1}{3kTr^6}$$

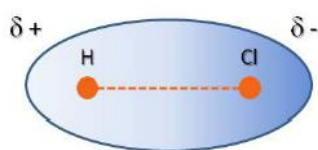
Cette interaction est la plus fréquente au sein d'un même liquide constitué de molécules polaires par exemple. Mais nous allons voir qu'elle peut prendre des formes diverses.

2. Interactions de Van der Waals

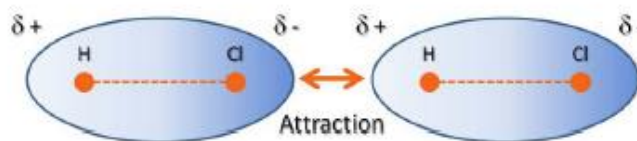
Les interactions électrostatiques permettent de rendre compte des forces intermoléculaires, notamment les interactions dipôles-dipôles en effet. Dans le cas où les molécules sont polaires, l'existence de dipôles est évidente : on parle d'interactions entre **dipôles permanent**. Mais nous verrons que les forces intermoléculaires concernent également les molécules apolaires. En effet, ces molécules possèdent également des charges positives, celles des noyaux des atomes qui les constituent, et des charges négatives mobiles, les nuages électroniques. Cependant **les barycentres des charges positives et négatives sont normalement confondus**. L'origine des interactions intermoléculaires vient du déplacement du nuage électronique de manière à créer des **dipôles induits**. Nous allons voir dans quelles conditions cela peut se produire.

2.1. Interaction dipôle permanent - dipôle permanent : interaction de Keesom

Soit l'exemple de la molécule d'acide chlorhydrique : HCl. Les électrons de la liaison covalente sont déplacés vers l'atome de chlore, plus électronégatif que l'hydrogène. La molécule est polaire, elle constitue un dipôle électrostatique permanent :



Par conséquent, lorsque ces molécules sont suffisamment proches, elles sont susceptibles de s'attirer, de la même manière que deux aimants :



Interaction de Keesom
dipôle permanent-dipôle permanent

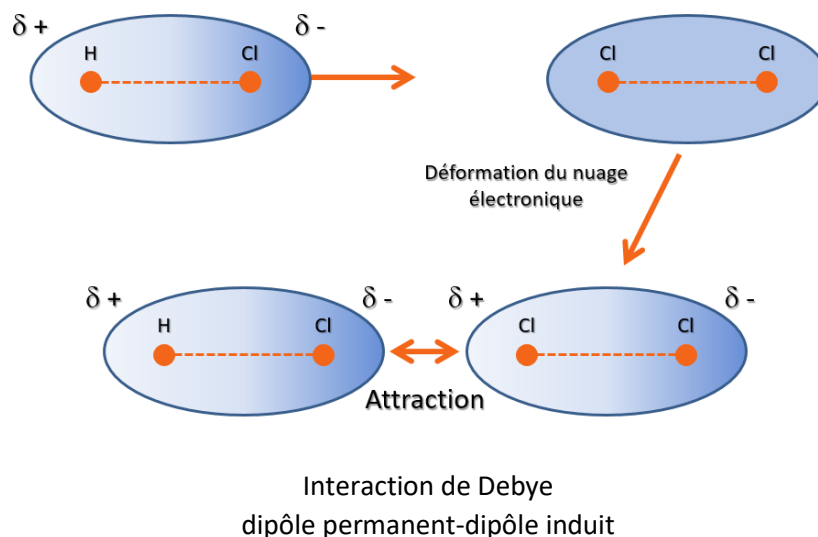
Cette interaction entre deux dipôles permanents est appelée **interaction de Keesom**. Nous avons déjà vu précédemment qu'une telle interaction est de très courte portée puisqu'elle correspond à une énergie potentielle en $\frac{1}{r^6}$. Nous la noterons :

$$E_{Keesom} = -\frac{C_{Keesom}}{r^6}$$

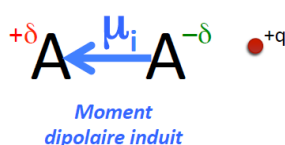
Où C_{Keesom} dépend des moments dipolaires des deux molécules et de la température.

2.2. Interaction dipôle permanent – dipôle induit : interaction de Debye

Une interaction dipôle-dipôle peut également s'exercer entre deux molécules différentes, dont l'une des deux seulement est polaire. Imaginons qu'une molécule HCl s'approche d'une molécule de dichlore Cl_2 , qui elle est apolaire. Le nuage électronique de cette dernière va alors être perturbé par la présence du dipôle HCl : sa déformation va générer un moment dipolaire. Le dichlore est alors appelé dipôle induit.



La formation de dipôles induits fait appel à la notion de **polarisabilité** déjà rencontrée dans le cours d'atomistique. On rappelle que la polarisabilité est la capacité d'un nuage à se déformer de telle sorte qu'il fait apparaître un dipôle induit.



Le moment dipolaire $\vec{\mu}_i$ induit par un champ électrostatique $\vec{E}$ peut alors être obtenu par la relation :

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

μ_i : moment dipolaire induit (C.m)

E : champ électrique créé par la charge q (V.m⁻¹)

α : polarisabilité de la molécule (C.m².V⁻¹)

Dans ces conditions l'énergie d'interaction, appelée interaction de Debye s'écrit :

$$E_{Debye}(r) = - \left(\frac{\mu_i}{4\pi\epsilon} \right)^2 \frac{\alpha}{r^6} = - \frac{C_{Debye}}{r^6}$$

L'énergie d'interaction est naturellement d'autant plus forte que la molécule apolaire est polarisable. Pour pouvoir faire des comparaisons, on utilise une polarisabilité réduite $\alpha' = \frac{\alpha}{4\pi\epsilon_0}$ dont l'unité est le m³ (on parle ainsi également de volume de polarisabilité). Voici quelques valeurs pour de polarisabilités pour des molécules diatomiques :

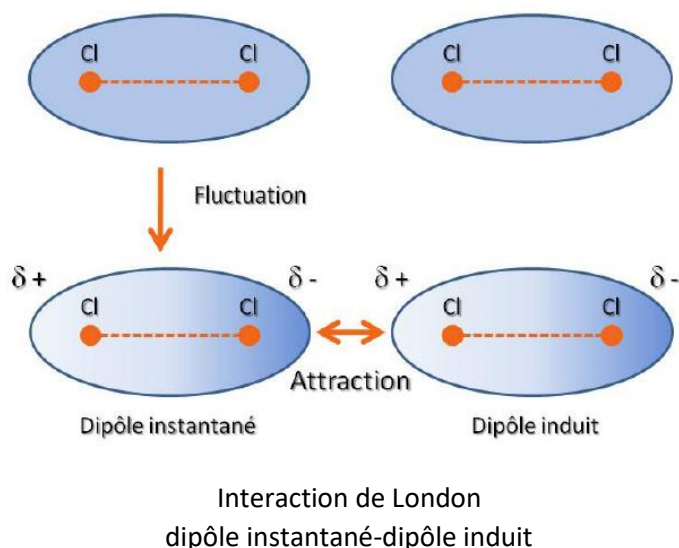
espèce	rayon covalent (pm)	α' (10 ⁻³⁰ m ³)
H ₂	37	0,79
O ₂	73	1,60
N ₂	75	1,76
Cl ₂	100	4,61

Comme nous l'avons déjà remarqué dans le cours d'atomistique, la polarisabilité est d'autant plus élevée que la molécule est volumineuse (rayon covalent élevé). En effet, le nuage électronique est moins retenu par les noyaux car plus éloigné, et il est ainsi plus facilement déformable.

Remarque : ce phénomène de dipôle induit n'est pas propre aux molécules apolaires, il existe également dans les molécules polaires, qui sont donc également soumises aux interactions de Debye.

2.3. Interaction dipôle instantané – dipôle induit : interaction de London

Comment expliquer que deux molécules apolaires (deux molécules de dichlore par exemple) s'attirent également, même sans la présence d'une molécule polaire ? En réalité, la répartition du nuage électronique autour des noyaux n'est pas statique, mais dynamique. Il y a des fluctuations très rapides du moment dipolaire, si bien que la molécule Cl-Cl n'est apolaire qu'**en moyenne** (les fluctuations se compensent dans le temps). Alors, lorsqu'on approche deux molécules apolaires l'une de l'autre, il y a de fortes chances qu'à un moment une légère fluctuation du moment dipolaire de l'une induise un moment dipolaire chez l'autre. Ce nouveau moment dipolaire va à son tour accentuer la polarisation de la première molécule, et ainsi de suite.



Ce type d'interaction est appelé **dispersion** ou **interaction de London**. Elle se déduit des polarisabilités des deux molécules α_1 et α_2 ainsi que de leurs énergies de première ionisation EI_1 et EI_2 :

$$E_{London} = -\frac{3}{2} \left(\frac{EI_1 \cdot EI_2}{EI_1 + EI_2} \right) \cdot \frac{\alpha_1 \alpha_2}{(4\pi\epsilon_0)^2} \cdot \frac{1}{r^6} = -\frac{C_{London}}{r^6}$$

Les interactions de London s'ajoutent aux interactions de Keesom et de Debye dans le cas de molécules polaires.

L'interaction de London est d'autant plus forte que les molécules considérées sont plus polarisables, c'est-à-dire volumineuses.

2.4. Interaction de Van der Waals

L'interaction de Van der Waals correspond à l'interaction attractive totale entre les molécules, c'est-à-dire la somme des trois contributions précédentes :

$$E_{VdW} = E_{Keesom} + E_{Debye} + E_{London} = -\frac{C_{Keesom}}{r^6} - \frac{C_{Debye}}{r^6} - \frac{C_{London}}{r^6} = -\frac{C}{r^6}$$

espèce	E_K	E_D	E_L
Cl ₂	0	0	49,5
CH ₄	0	0	17,2
Ar	0	0	8,5
CO	≈ 0	0,01	8,7
HI	0,03	0,11	25,8
HBr	0,7	0,50	21,9
HCl	3,3	1,0	16,8
NH ₃	13,3	1,5	14,7
H ₂ O	36,3	1,9	9,0

Dans les molécules très polaires comme H₂O, les interactions dipolaires de Keesom sont prépondérantes. Dans les molécules non polaires ainsi que dans les gaz rares, c'est la dispersion seule qui assure la cohésion des molécules.

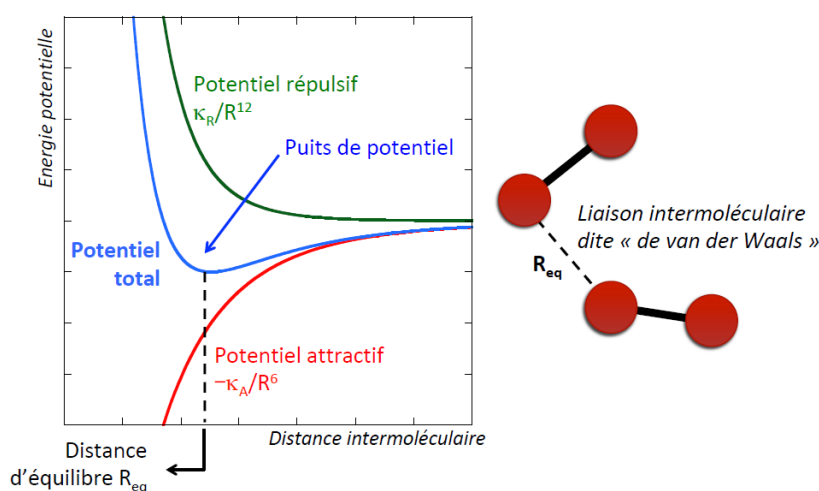
2.5. Interactions répulsives

Les interactions de Van der Waals ont tendance à rapprocher les molécules. Lorsque les molécules deviennent trop proche, une force répulsive les empêche de s'interpénétrer : il s'agit de la répulsion des noyaux. Cette interaction est de portée encore plus courte que l'interaction de Van der Waals :

$$E_{rep}(r) = +\frac{A}{r^{12}}$$

Si l'on considère l'ensemble des forces, répulsives et attractives, l'énergie résultante peut s'écrire :

$$E(r) = +\frac{A}{r^{12}} - \frac{C}{r^6}$$

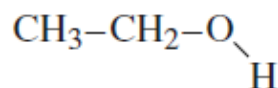


À l'équilibre, la plus courte distance séparant deux molécules est celle qui correspond à l'énergie d'interaction minimale. Pour deux atomes non liés (par covalence), la distance internucléaire minimale est par définition la somme de leurs rayons de van der Waals.

3. Liaison hydrogène

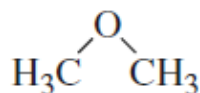
3.1. Mise en évidence de la liaison hydrogène

Considérons les molécules d'éthanol (a) et de méthoxyméthane (b), composés isomères de formule brute C₂H₆O :



(a)

$$p = 1,7\text{D}$$



(b)

$$p = 1,3\text{D}$$

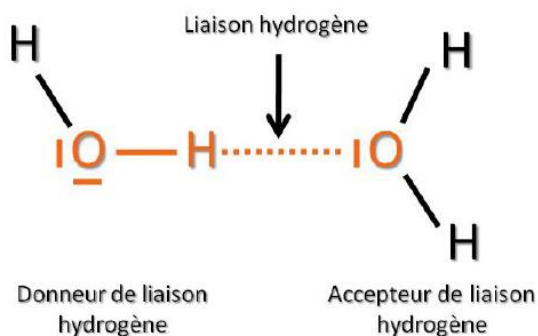
Ces deux molécules ont des moments dipolaires permanents relativement proches et des volumes comparables, donc des polarisabilités voisines. Aussi peut-on penser que les interactions dipôle-dipôle et dipôle instantané-dipôle induit qui s'exercent entre les molécules d'éthanol d'une part et les molécules de méthoxyméthane d'autre part sont du même ordre de grandeur. L'éthanol et le méthoxyméthane devraient donc avoir des températures d'ébullition voisines, ce qui n'est en réalité pas le cas. En effet, l'éthanol bout à 78 °C et le méthoxyméthane à - 25 °C.

L'éthanol présente donc à l'état liquide, des forces intermoléculaires attractives supplémentaires qui s'ajoutent aux forces de van der Waals. Ces interactions sont appelées **liaisons hydrogène**.

3.2. Condition d'existence d'une liaison hydrogène

Pour que s'établisse une liaison hydrogène, il faut :

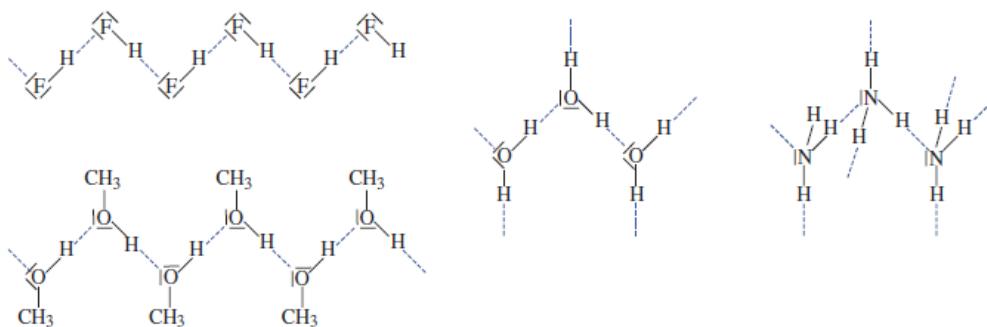
- Un **donneur de liaison hydrogène** : sa molécule doit comporter **un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif** (oxygène O, azote N, fluor F).
- Un **accepteur de liaison hydrogène** : une molécule comportant des hétéroatomes (O, N, F) **porteurs de doublets non liants**.



Liaison hydrogène formée entre deux molécules d'eau

Lorsque ces deux conditions sont réunies, le déficit de charge négative de l'hydrogène du donneur est partiellement compensé par un doublet non liant de l'accepteur. Il faut également noter que la liaison hydrogène est dirigée : elle impose un alignement entre l'hydrogène du donneur, l'hétéroatome lié à l'hydrogène et l'hétéroatome de l'accepteur portant le doublet non liant.

Un même composé chimique peut être à la fois donneur et accepteur de liaisons hydrogène. On rencontre ainsi de nombreuses liaisons hydrogène dans l'acide fluorhydrique ou fluorure d'hydrogène liquide HF, l'eau liquide ou solide H₂O, le méthanol liquide CH₃OH, ou l'ammoniac liquide NH₃.

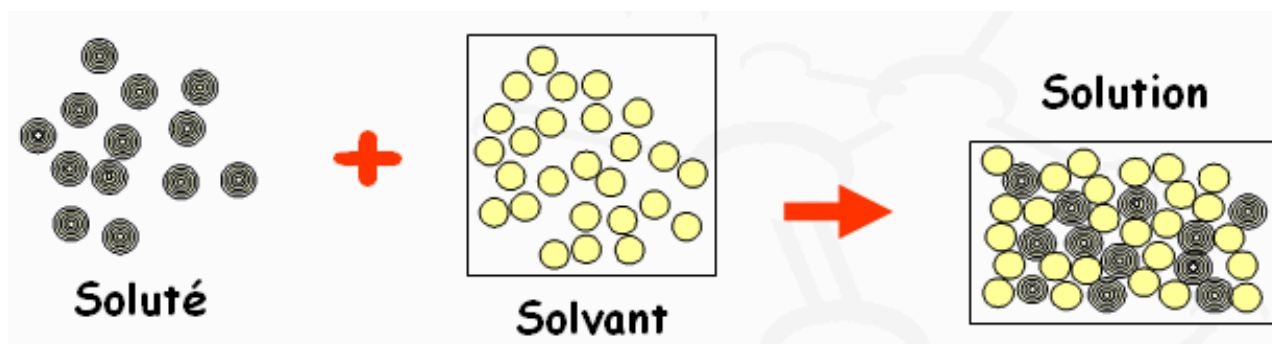


Notons enfin qu'une liaison hydrogène est environ dix fois plus intense qu'une liaison de Van der Waals (pour des petites molécules), et environ dix fois moins intense qu'une liaison chimique.

4. Caractéristiques des solvants – Dissolution

4.1. Caractéristiques des solvants

Selon la nature du solvant et de la substance à dissoudre, les phénomènes à l'œuvre lors de la dissolution ne sont pas exactement les mêmes. Tous cependant impliquent une étape de **solvatation**, qui consiste en la création d'interaction attractives stabilisantes entre le solvant et le soluté. Lorsqu'il n'y a ni ionisation, ni dissociation du soluté en ions, celui-ci conserve donc son intégrité en solution.



Dissolution ne faisant intervenir que la solvatation : le soluté garde son intégrité dans la solution

Le pouvoir solvant d'un composé, ainsi que son aptitude à l'ionisation et à la dissociation, dépend de trois caractéristiques physiques déjà rencontrées précédemment :

- La permittivité relative ϵ_r
- Le moment dipolaire μ
- L'aptitude à engager des liaisons hydrogène

Permittivité relative : solvant dissociant, solvatation des ions

Nous avons vu que l'énergie d'interaction entre deux charges, par exemple une paire d'ions, diminue fortement lorsque la permittivité relative augmente.

- Solvants de permittivité relative faible : $\epsilon_r < 10$: **solvants non dissociants**
Les ions y sont rencontrés sous forme de paires d'ions de type $A^{m+}B^{m-}$ en raison de leur importante attraction mutuelle.
- Solvants de permittivité relative moyenne : $10 < \epsilon_r < 40$
- Solvants de grande permittivité relative : $\epsilon_r > 40$: **solvants dissociants**
Les ions ont gagné leur autonomie compte tenu de la faible interaction d'attraction mutuelle. Les ions séparés seront ainsi efficacement solvatés.

Moment dipolaire : solvation des ions et des molécules polaires

Un solvant présentant un moment dipolaire μ élevé est dit **ionisant**. Compte tenu du champ électrostatique que les molécules polaires sont capables d'engendrer, l'introduction de solutés partiellement ioniques (par exemple H-Cl possédant une charge partielle $+\delta$ sur l'atome d'hydrogène et une charge partielle $-\delta$ sur l'atome de chlore) dans ce type de solvant entraîne la formation d'une **paire d'ions** (dans notre cas H^+Cl^-).

Qu'est-ce qu'un solvant polaire ? Ce terme est souvent utilisé en chimie (organique en particulier) sans être clairement défini. Le chimiste organicien utilise fréquemment un **ordre de polarité** des solvants, du moins polaire au plus polaire. Voici un classement usuel faisant figurer les solvants par ordre croissant de polarité :

Solvant	μ	ϵ_r
Cyclohexane	0	2,0
Ether diéthylique	1,15	4,2
Acétate d'éthyle	1,78	6,0
Cyclohexanone	2,90	18,3
Acétone	2,88	20,7
Ethanol	1,69	24,8
Méthanol	1,70	32,7
Eau	1,85	78,5

Nous observons qu'un solvant dit **polaire**, suivant cette classification, est associé à une forte constante diélectrique et à un fort moment dipolaire, sans qu'apparaisse de corrélation simple entre ces deux grandeurs.

Proticité d'un solvant

Un solvant **protique** (ou protogène) est un solvant donneur de liaisons hydrogènes (il peut également être accepteur).

4.2. Classification des solvants

On peut classer les solvants selon :

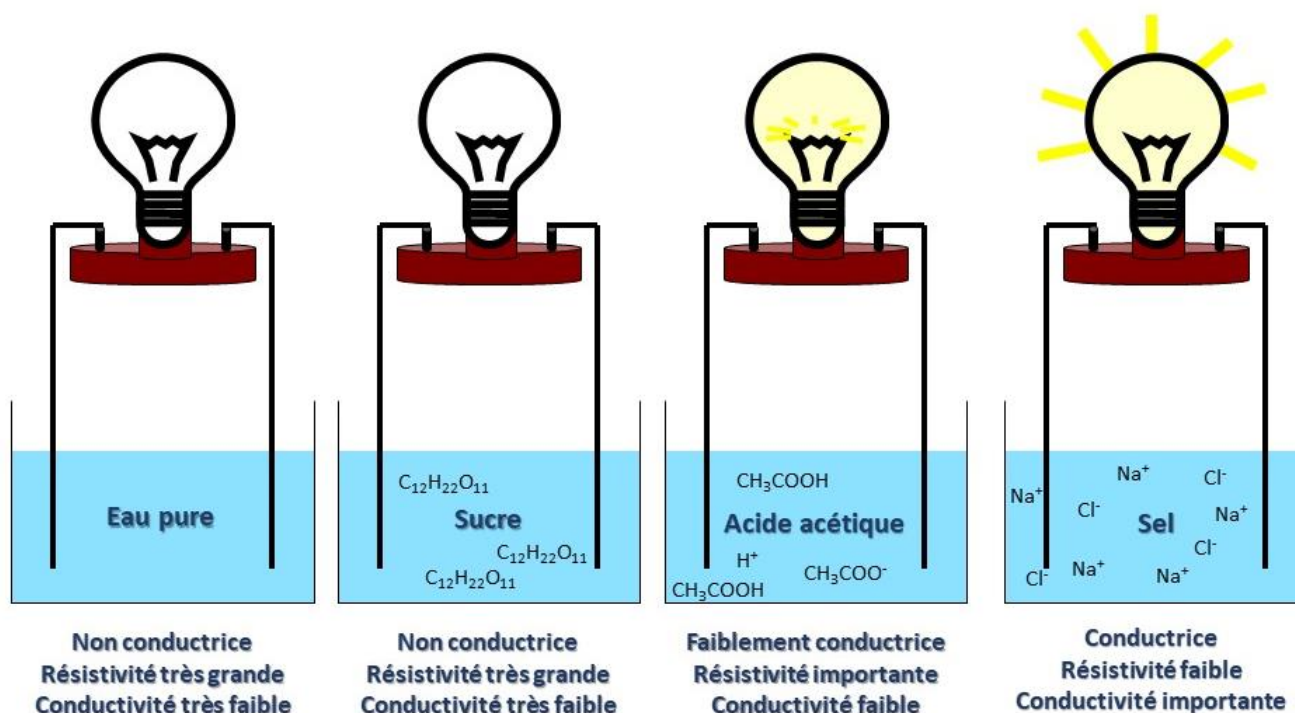
- Leur polarité
- Leur proticité

Il est ainsi d'usage de définir 3 groupes :

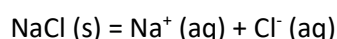
- Solvants apolaires aprotiques : hydrocarbures aliphatiques et aromatiques, etc.
- Solvants polaires protiques : eau, alcools, éthers de glycol, acides carboxyliques, amines primaires et secondaires, etc.
- Solvants polaires aprotiques : cétones, esters, etc.

4.3. Dissolution en phase aqueuse

L'eau pure est un isolant : elle ne conduit pas l'électricité. Cependant, lorsqu'on y dissout des quantités (même très faibles) de sels, d'acides ou de bases, la chute de résistivité devient très importante et la solution obtenue est alors capable de conduire l'électricité. D'autres espèces telles que le sucre ne rendent pas l'eau conductrice.



La conductivité électrique de l'eau est due à la formation d'ions lors de la dissolution d'un composé. Par exemple, le chlorure de sodium se dissocie totalement (jusqu'à une certaine concentration, au-delà de laquelle la solution est saturée) sous forme d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorure Cl^- :



DEFINITIONS

La capacité d'une solution aqueuse à conduire l'électricité, appelée **conductivité électrique**, est due à la présence d'ions.

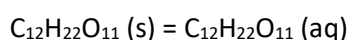
Les **électrolytes forts** sont des espèces chimiques qui se dissocient **totalement** dans l'eau sous forme d'ions.
Exemple d'électrolyte fort : le sel.

Les **électrolytes faibles** sont des espèces chimiques qui se dissocient **partiellement** dans l'eau sous forme d'ions.
Exemple d'électrolytes faibles : l'acide acétique.

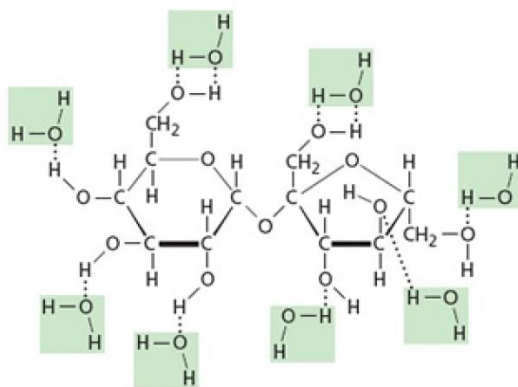
Les **non-électrolytes** sont des espèces chimiques qui **ne forment pas d'ions** lorsqu'elles sont dissoutes dans l'eau.
Exemple de non-électrolyte : le sucre.

Cas des non électrolytes

Lorsqu'on dissout du sucre dans l'eau, les molécules de saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) qui étaient liées dans les cristaux de sucres se séparent car elles ont une bonne affinité pour l'eau : elles ont la capacité de former des liaisons hydrogène avec elle. La formation d'interactions entre les molécules de soluté et de solvant s'appelle **solvatation**. Dans le cas où le solvant est l'eau on parle d'**hydratation**.



Les molécules de soluté sont alors **solvatées** par l'eau : elles s'entourent de molécules d'eau avec lesquelles elles sont liées par des liaisons hydrogène.



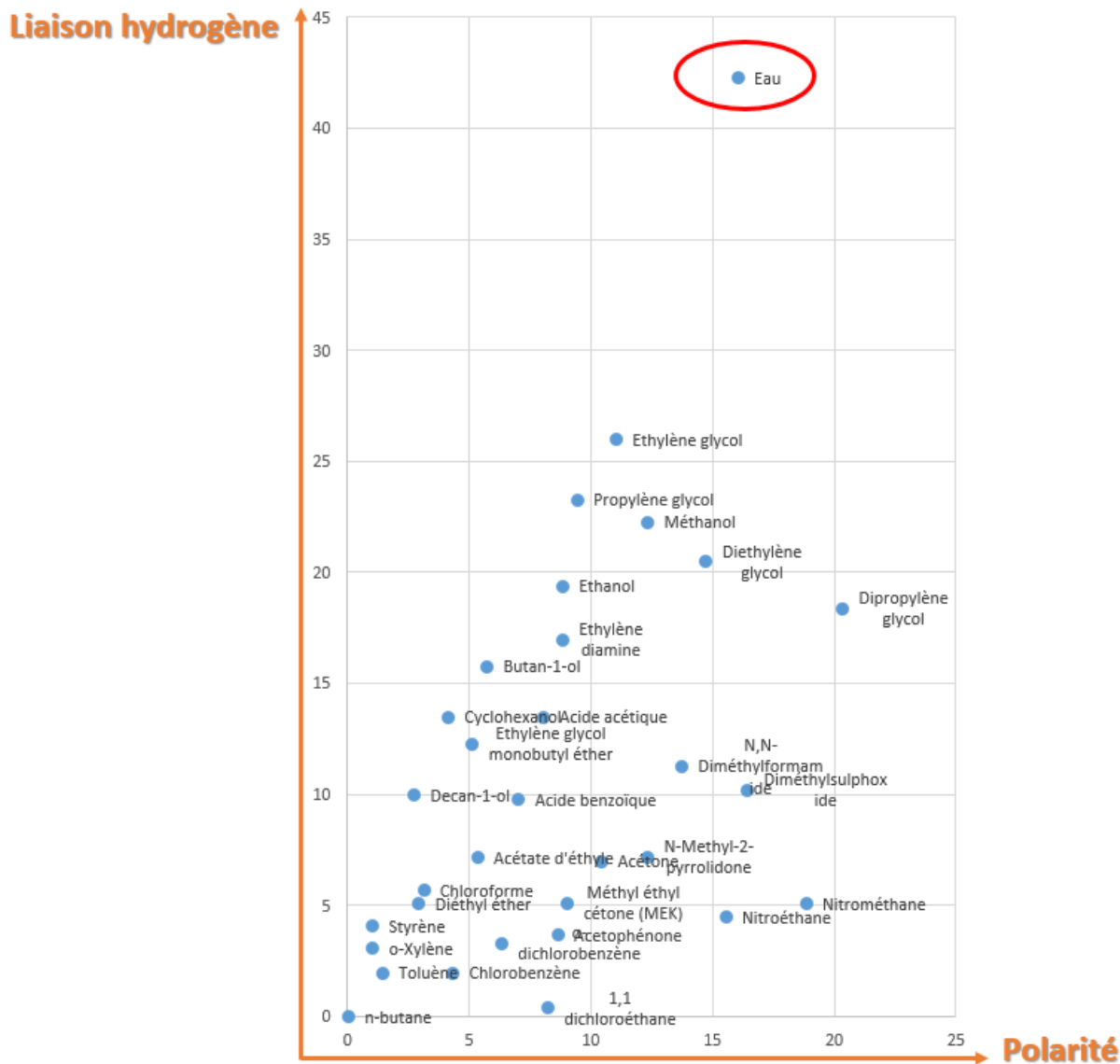
Cas des électrolytes

L'eau est un solvant très spécial, qui favorise la rupture de molécules pour former des ions. On parle alors de phénomène de **solvololyse** : de nouvelles entités chimiques apparaissent dans l'eau sous forme d'ions. Cela est dû à deux caractéristiques importantes de ce solvant :

- C'est un composé **polaire** : le moment dipolaire μ de l'eau est de 1,80 D (Debye), ce qui est relativement élevé. Cela permet à l'eau d'interagir avec les composés polaires.
- C'est un composé **capable d'engager des liaisons hydrogène** (donneur et accepteur de liaisons H). En particulier, les molécules d'eau sont liées les unes aux autres par des interactions très fortes, et ont ainsi la capacité de former un **écran** entre les ions solvatés. Cela explique une constante diélectrique (ou permittivité relative) ϵ_R énorme pour l'eau en comparaison d'autres solvants (78,4).

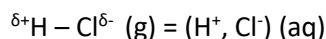
SOLVANT	ϵ_R	μ (D)
n-hexane	1,88	0,00
Ethanol	24,5	1,74
Eau	78,4	1,80
Acétone	20,7	2,82
Toluène	2,38	0,43
DMSO	46,7	3,90
Diéthylène glycol	31,7	2,31

Le système de Hansen 2D permet également de visualiser la particularité de l'eau en représentant les paramètres δ_p et δ_h respectivement liés aux énergies de polarisation et de liaison hydrogène.



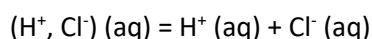
Lors de la dissolution d'un électrolyte dans l'eau, on peut distinguer 2 étapes :

- Etape d'**ionisation** : si l'espèce chimique dissoute n'est pas un composé ionique, l'eau est parfois capable de rompre des liaisons covalentes pour **faire apparaître des charges**. Son moment dipolaire est en effet suffisamment intense pour que ses molécules se comportent comme de petits aimants, capables de polariser fortement des liaisons (déplacement d'électrons) et de créer des paires d'ions. Par exemple, lorsque l'on dissout le chlorure d'hydrogène (gaz) dans l'eau, il y a formation d'une paire d'ions en raison de la polarité de la liaison H-Cl :



Rq : Dans le cas d'un solide ionique comme NaCl, il n'y a pas d'étape d'ionisation ... puisque les ions existent déjà !

- Etape de **dissociation** : l'eau ne se contente pas de créer des ions, elle est ensuite capable de les **séparer**. Dans le cas du chlorure d'hydrogène :



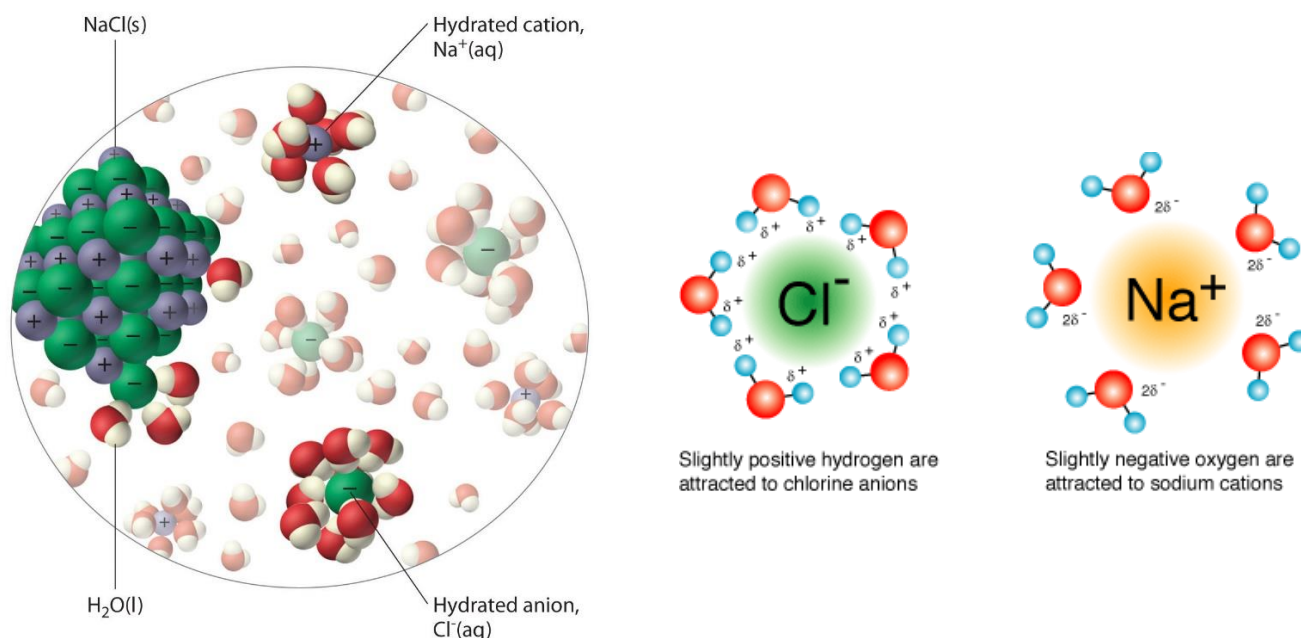
La dissociation peut elle-même être décomposée en deux phases :

- **Solvatation (hydratation)** dans le cas de l'eau : comme dans le cas des non-électrolytes, l'eau peut s'immiscer entre les ions nouvellement créés afin d'interagir avec eux par interactions polaires (composante polaire de l'interaction de Van der Waals) et liaisons hydrogène. Dans le cas de la

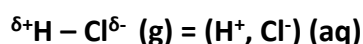
solubilisation d'un solide par exemple, ces interactions extérieures au cristal déséquilibrent les interactions internes et affaiblissent sa cohésion. Les ions à la surface du cristal sont peu à peu arrachés par les molécules d'eau.

- **Dispersion** : En raison de la très grande constante diélectrique de l'eau, les ions solvatés interagissent très peu : ils ne se « voient » plus ! L'agitation thermique contribue alors à les éloigner du cristal. La solution devient alors peu à peu homogène. Cette étape peut être considérablement accélérée si on agite la solution.

Exemple de la dissociation du sel dans l'eau :

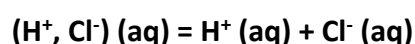


A RETENIR



Nom du phénomène :

Explication du phénomène :



Nom du phénomène :

Explication du phénomène :

4.4. Dissolution en solvant non aqueux

L'introduction d'une substance dans un solvant s'accompagne des étapes d'ionisation et de dissociation décrites dans le cas de l'eau si les propriétés du solvant le permettent (moment dipolaire élevé, permittivité relative élevée), suivie d'une étape de solvation.

Si les propriétés du solvant ne permettent pas de processus d'ionisation / dissociation, l'introduction de la substance se limite à la phase de solvation.

L'étude expérimentale des solubilités des composés moléculaires montre que la solubilité de B dans S est d'autant plus élevée que les interactions intermoléculaires mises en jeu dans B et S sont du même type : qui se ressemble s'assemble. Ainsi :

- Le méthanol CH_3OH et l'eau H_2O constitués de molécules de volume comparable, polaires et participant à des liaisons hydrogène sont miscibles en toute proportion.
- Le diiode I_2 , apolaire et qui ne peut participer à des liaisons hydrogène, est très faiblement soluble dans l'eau alors qu'il est très soluble dans le cyclohexane C_6H_{12} apolaire et aprotique.