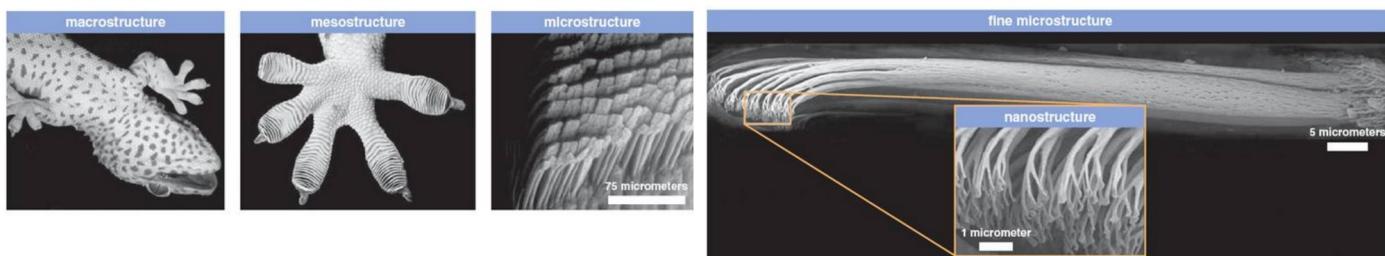


AM2 : Relations structure-propriétés

La liaison covalente qui lie les atomes dans une molécule est une liaison forte, elle possède une énergie de quelques centaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Les molécules obtenues n'ont cependant pas une existence individuelle (sauf dans le cadre du modèle du gaz parfait) et la cohésion des phases solide et liquide, les interactions en phase gazeuse (gaz réel) sont liées à des interactions entre molécules dues à des forces intermoléculaires. Ces forces sont toujours d'origine électrique et il existe toujours une distance correspondant à un minimum d'énergie du système définissant la liaison entre molécules. Nous allons étudier les deux types de forces intermoléculaires : les interactions de Van der Waals et la liaison hydrogène. Ces liaisons sont faibles car les énergies mises en jeu sont largement inférieures aux énergies qui interviennent dans la liaison covalente (quelques $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ à quelques dizaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).



Les forces de Van der Waals n'interviennent pas seulement dans les solides et les liquides : des expériences menées par des chercheurs américains ont permis de montrer que le gecko adhère aux murs par ce type de forces. Les spatules permettent aux pattes du gecko d'aller « coller » à une surface par des forces de Van der Waals car elles approchent la surface à une échelle nanométrique, condition nécessaire pour que les forces de Van der Waals aient une action significative.

<https://culturesciences.chimie.ens.fr/thematiques/chimie-du-vivant/les-forces-de-van-der-waals-et-le-gecko>

Plan du cours

I	Les forces intermoléculaires	2	I.5	Résumé des liaisons chimiques	7
I.1	Les interactions de Van der Waals	2	II	Les solvants moléculaires	7
I.2	Répulsion à très courte portée	4	II.1	Caractéristiques d'un solvant	7
I.3	Liaisons hydrogène	5	II.2	Mise en solution d'un composé ionique	10
I.4	Conséquences des liaisons intermoléculaires . .	6	II.3	Miscibilité de deux corps purs liquides	10
			II.4	Cas du solvant eau	11
			II.5	Choix d'un solvant	11

À savoir par ❤️

- ✓ Interactions de Van der Waals, définition et ODG.
- ✓ Liaisons hydrogène, définition et ODG.
- ✓ Propriétés des solvants moléculaires : polarité, caractères ionisant, dissociant, protique.
- ✓ Mise en solution d'une espèce moléculaire ou ionique, solubilité.

À savoir faire 💡

- ✓ Interpréter l'évolution des valeurs de températures de changement d'état de différents corps purs moléculaires par l'existence de liaisons de Van der Waals ou hydrogène.
- ✓ Associer une propriété d'un solvant moléculaire à une ou des grandeurs caractéristiques (pouvoir ionisant ↔ moment dipolaire, pouvoir dissociant d'un solvant ↔, permittivité diélectrique relative).
- ✓ Interpréter la miscibilité/non miscibilité de deux solvants.
- ✓ Interpréter la solubilité d'une espèce chimique moléculaire ou ionique dans un solvant donné.

I Les forces intermoléculaires

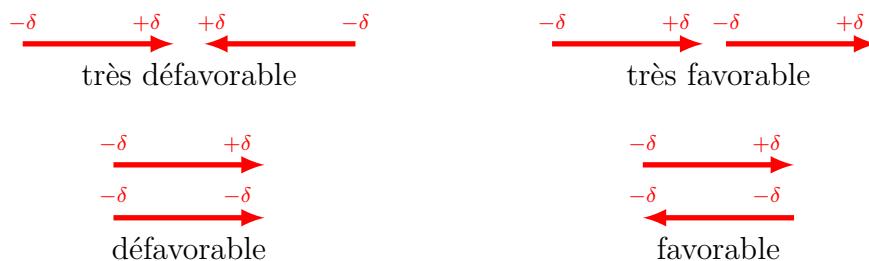
Certains faits expérimentaux comme l'existence de solides moléculaires (I_2 , H_2 , Ne , Ar , la « carbo-glace » CO_2 , etc.) et les associations entre gaz rares et vapeur de mercure : $Ne-Hg$; $Kr-Hg$) ne peuvent être interprétés en termes de liaison covalente ou ionique, et ont conduit à admettre l'existence d'autres forces d'interaction à courte portée. Pour assurer la cohésion dans ces édifices, des liaisons intermoléculaires s'établissent entre les molécules. Ce sont des forces attractives, d'origine électrostatique, qui assurent la cohésion des liquides et des solides moléculaires. Ces interactions sont beaucoup moins énergétiques que les liaisons covalentes, qui assurent la liaison des atomes au sein d'une molécule.

I.1 Les interactions de Van der Waals

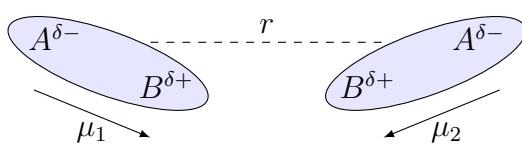
Il existe 3 types d'interaction de Van der Waals : Keesom, Debye, London.

a) Les interactions dipolaires de Keesom

Ce sont les forces entre molécules polaires, c'est à dire entre deux moments dipolaires permanents. C'est un effet d'orientation : les molécules, modélisables par des dipôles, s'orientent de façon à ce que leur énergie mutuelle soit minimale. Cela correspond à un alignement des dipôles, pour obtenir la configuration la plus stable :



Dans un gaz réel, une phase liquide ou une solution, les molécules ne sont pas dans une position figée et sont susceptibles de se déplacer et de tourner. Les interactions électrostatiques qui tendent à aligner les dipôles dans une direction privilégiée sont concurrencées par l'agitation thermique qui tend à réorienter les dipôles dans des directions aléatoires. Les molécules d'un liquide sont d'autant plus liées entre elles que leur moment dipolaire est élevé et que la température est basse, de façon à minimiser leur énergie potentielle d'interaction (formule donnée ci-dessous).



$$E_K(r) = -\frac{(\mu_1)^2(\mu_2)^2}{3(4\pi\varepsilon_0)^2kTr^6} = -\frac{K_K}{r^6}$$

avec : r = distance entre les centres des molécules en m
 T = température en K
 $\mu_{1,2}$ = moment dipolaire en C·m

b) Les interactions de polarisation de Debye

Définition

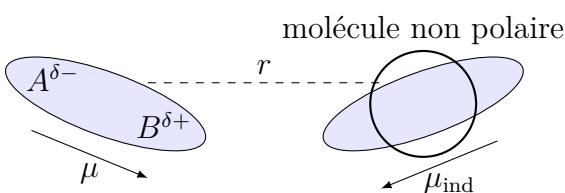
Polarisabilité : Lorsqu'un atome ou une molécule est placé dans un champ électrique \vec{E} , son nuage électronique se déforme, ce qui crée un moment dipolaire induit $\vec{\mu}_{ind}$ tel que :

$$\mu_{ind} = \alpha \vec{E}$$

avec α = polarisabilité de l'atome ou de la molécule, en $C \cdot m^2 \cdot V^{-1}$

Cette polarisabilité est d'autant plus grande que le nuage électronique est étendu et peu lié aux noyaux (donc facilement déformable) → concerne les atomes de numéros atomiques élevés.

Les forces de Debye sont des interactions attractives entre une molécule polaire (qui crée un champ électrique) et une molécule non polaire, qui va se polariser sous l'effet du champ électrique créé par la molécule polaire placée près d'elle, et qui a donc un moment dipolaire induit : $\vec{\mu}_{\text{ind}} = \alpha \vec{E}$. C'est donc une interaction dipôle permanent / dipôle induit, dont l'énergie potentielle est également proportionnelle à $\frac{1}{r^6}$ (formule donnée ci-dessous).



$$E_D(r) = -\frac{\mu^2 \alpha}{(4\pi\epsilon_0)^2 r^6} = -\frac{K_D}{r^6}$$

avec : r = distance entre les centres des molécules en m
 μ = moment dipolaire en C·m
 α = polarisabilité en C·m²·V⁻¹

c) Les interactions de dispersion de London

D'après la mécanique quantique, les électrons sont en mouvement incessant dans une molécule. Les molécules apolaires (mais polarisables) peuvent donc former un dipôle instantané, nul en moyenne, et qui évolue au cours du temps. Chaque dipôle instantané est en interaction avec les dipôles instantanés des molécules voisines. Ce sont des interactions dipôle instantané / dipôle instantané, modélisées par des forces appelées forces de London.

L'énergie potentielle d'interaction entre les dipôles instantanés qui apparaissent dans deux molécules A et B dépend des polarisabilités α_A et α_B des molécules considérées, de la distance r qui les sépare, et de leur énergie de première ionisation E_{iA} et E_{iB} :

$$E_L(r) = -\frac{3}{2} \cdot \left(\frac{E_{iA} E_{iB}}{E_{iA} + E_{iB}} \right) \cdot \left(\frac{\alpha_A \alpha_B}{(4\pi\epsilon_0)^2 \cdot r^6} \right) = -\frac{K_L}{r^6}$$



Remarque

L'énergie de première ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir à l'atome gazeux dans son état fondamental pour lui arracher un électron.

d) Force résultante = force de Van der Waals

L'interaction attractive d'une molécule avec ses voisines en phase liquide est donc la somme des 3 effets présentés précédemment (Keesom, Debye, London), ce qui conduit à une énergie potentielle d'attraction :

$$E(r) = -\frac{K_K + K_D + K_L}{r^6}$$

avec r = distance entre deux molécules.

Une force d'attraction intermoléculaire, appelée force de Van der Waals, dérive de cette énergie potentielle, elle varie en $\frac{1}{d^7}$, ce qui en fait une interaction de très courte portée.



Remarque

Les interactions de Debye sont liées à la polarité des molécules, alors que celles de Debye et London sont liées à sa polarisabilité.

e) Effet des forces de Van der Waals

Les forces de Van der Waals interviennent dans de nombreux processus :

- Formation de cristaux moléculaires(ex : le diiode I₂). La cohésion entre les molécules est due à des forces intermoléculaires de faible énergie, les électrons restant localisés sur les molécules. Les corps obtenus sont des isolants, à faible température de fusion. (mais dans chaque molécule du cristal, les atomes sont liés par liaison de covalence, même structure qu'à l'état gazeux).

- Dissolution de cristaux moléculaires dans des solvants (\rightarrow partie II.5) : ces cristaux sont beaucoup plus solubles dans les liquides organiques (acétone, éther, CCl_4) que dans l'eau. Exemple : dissolution de I_2 dans CCl_4 .
- Températures de changement d'état : Plus la molécule contient d'électrons, plus les forces de Van der Waals sont importantes (augmentation de la polarisabilité) : un changement d'état solide \rightarrow liquide, liquide \rightarrow gaz ou solide \rightarrow gaz consiste à rompre un certain nombre de ces liaisons de Van der Waals, donc la température de ces changements d'état augmente quand le nombre d'électrons augmente. Exemples : températures de vaporisation en Kelvin (K) (liquide \rightarrow gaz) :

Gaz rares	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
	4 K	27 K	87 K	120 K	165 K	211 K

Halogènes	F_2	Cl_2	Br_2
	85 K	138 K	331 K

\rightarrow La température de changement d'état augmente quand on descend une colonne du tableau périodique. Ceci explique qu'à 25 °C sous 1 bar, Cl_2 est gazeux, Br_2 est liquide et I_2 est solide.
La température de changement d'état augmente également avec la masse molaire.

- Lorsque les forces intermoléculaires sont uniquement de type Van der Waals, les températures de changement d'état sont toujours assez basses. Ainsi, sous la pression atmosphérique à température usuelle (25 °C), il en résulte souvent des gaz ou des liquides très volatils.
Exemple : le diiode I_2 est un cristal violet, très coloré et de dureté faible. Un léger chauffage donne des vapeurs violettes \rightarrow sublimation facile (caractéristique des cristaux moléculaires)

I.2 Répulsion à très courte portée

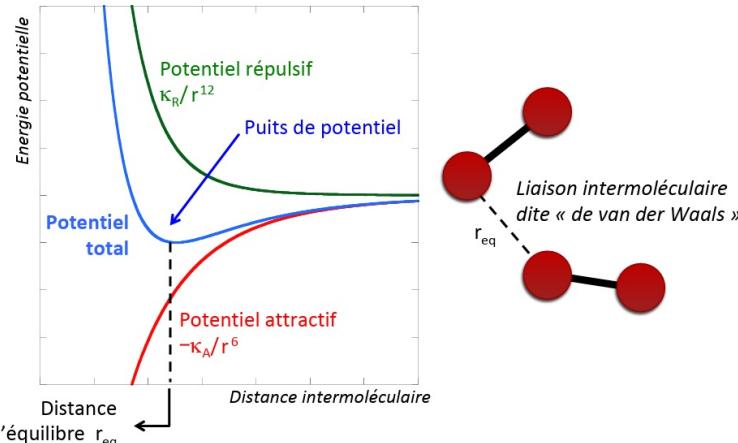
Lorsque les molécules sont trop proches on atteint le domaine d'impénétrabilité des nuages électroniques : il existe donc une force de répulsion stérique, dont l'énergie associée varie en $\frac{1}{r^{12}}$:

$$E_{\text{tot}} = \frac{A}{r^{12}} \quad \text{avec } A \text{ et } B \text{ une constante positive}$$

L'interaction d'une molécule avec ses voisines en phase liquide est donc la somme des 3 effets attractifs présentés précédemment (Keesom, Debye, London), et de la répulsion stérique, ce qui conduit à une énergie potentielle totale :

$$E_{\text{tot}} = \frac{A}{r^{12}} - \frac{K_K + K_D + K_L}{r^6}$$

avec r = distance entre deux molécules



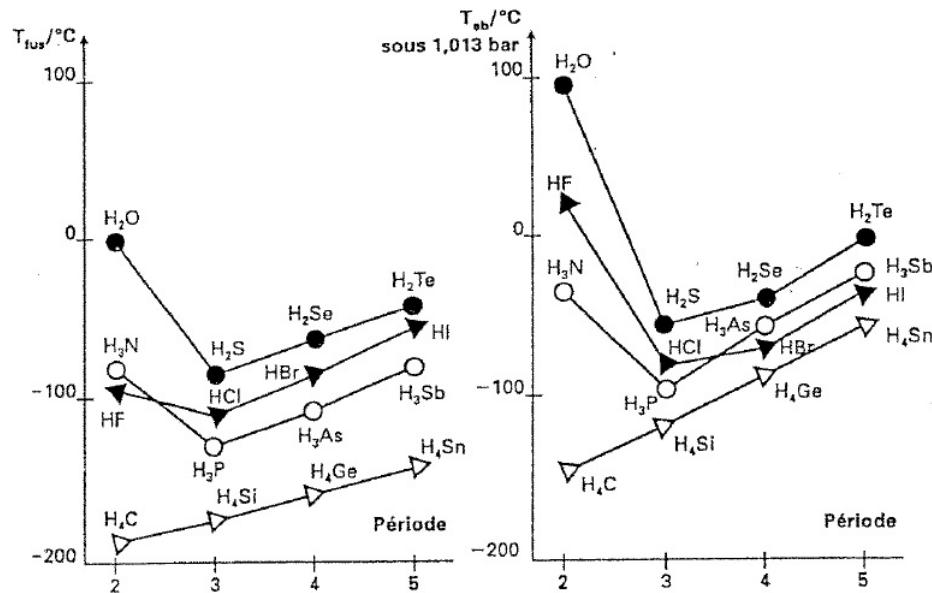
On peut tracer ce profil d'énergie potentielle totale :

Le minimum d'énergie potentielle caractérise la position d'équilibre ainsi que l'énergie de liaison dite « de Van der Waals ». La distance d'équilibre r_{eq} , appelée distance de Van der Waals, est la distance moyenne entre deux molécules dans un liquide ou un solide (état condensé), c'est la longueur de la liaison intermoléculaire.

I.3 Liaisons hydrogène

a) Mise en évidence

En étudiant les constantes physiques de composés hydrogénés (par exemple, l'évolution des températures de fusion et d'ébullition des composés hydrogénés des colonnes 14 (colonne du carbone), 15 (colonne de l'azote), 16 (colonne de l'oxygène) et 17 (colonne des halogènes), on constate des anomalies :

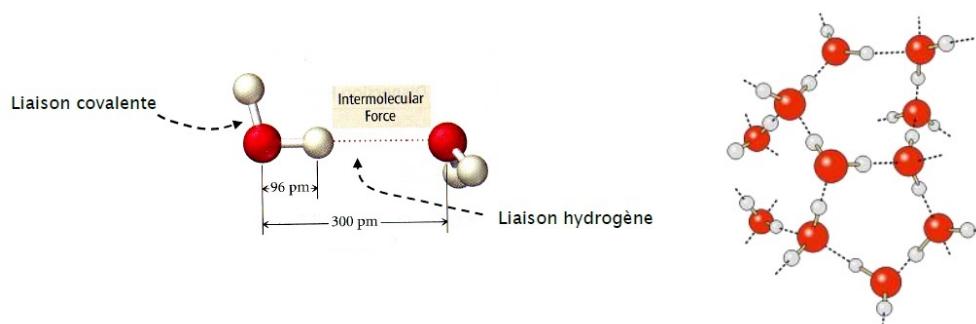


On devrait, conformément à ce qui a été étudié dans la partie I.1, constater une croissance régulière des températures de changement d'état avec la taille. Or, on peut constater que le premier terme de chaque famille (H_2O , HF , NH_3) a un comportement « anormal » (sauf CH_4) en termes seulement de forces de Van der Waals.

Dans le cas de l'eau, une extrapolation approximative à partir de la courbe décrite par les autres membres de la famille donnerait une température d'ébullition de -75°C (au lieu de $+100^{\circ}\text{C}$) et une température de fusion de -120°C (au lieu de 0°C) !

b) Molécule d'eau

L'eau est une molécule fortement polaire. H a une charge partielle $+\delta$ proche de $+e$. Quand H est proche de l'atome O d'une molécule voisine, il existe une attraction entre le proton et un doublet non-liant de cet atome.



La liaison hydrogène $\text{H}^{+\delta} \cdots \text{O}^{-2\delta}$ est à peu près deux fois plus longue que la liaison covalente $\text{H}—\text{O}$ et environ 20 fois plus faible (de l'ordre de $20 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Dans l'eau solide ou liquide (état condensé) ce type d'interaction provoque des associations de molécules très solides (ce qui explique que la glace ne fond qu'à 0°C , et que l'eau liquide ne bout qu'à 100°C). Ces associations ont toujours lieu par l'intermédiaire d'un atome d'hydrogène, d'où le nom donné à ce type d'interaction.

c) Généralisation

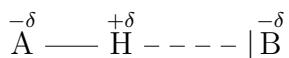


Définition

Liaison hydrogène : Une liaison hydrogène est formée par un atome d'hydrogène placé entre un atome A très électronégatif et un atome B également très électronégatif et porteur d'un doublet non liant. C'est une liaison dirigée (= les atomes A, H et B tendent à s'aligner) et relativement forte (environ $25 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ pour l'eau).

On observe principalement des liaisons hydrogène entre H et les atomes suffisamment électro-négatifs : oxygène O, fluor F et azote N.

On la représente par :



I.4 Conséquences des liaisons intermoléculaires



Propriétés

Température de transition de phase :

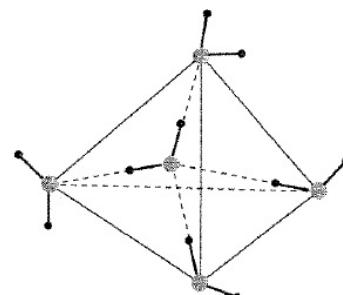
- Plus les **forces de van der Waals** sont importantes, plus les températures de fusion et de vaporisation sont élevées.
- L'existence de **liaisons hydrogène** augmente de façon très importante les températures de fusion et de vaporisation.

Application directe

La température d'ébullition du butane C_4H_{10} vaut $-0,5^\circ\text{C}$ et celle de l'heptane C_7H_{16} vaut $98,4^\circ\text{C}$. Situer les températures d'ébullition du pentane C_5H_{12} et de l'octane C_8H_{18} par rapport aux températures précédentes.

Les liaisons hydrogène permettent aussi d'expliquer la structure et la cohésion de certains solides moléculaires (\rightarrow AM3).

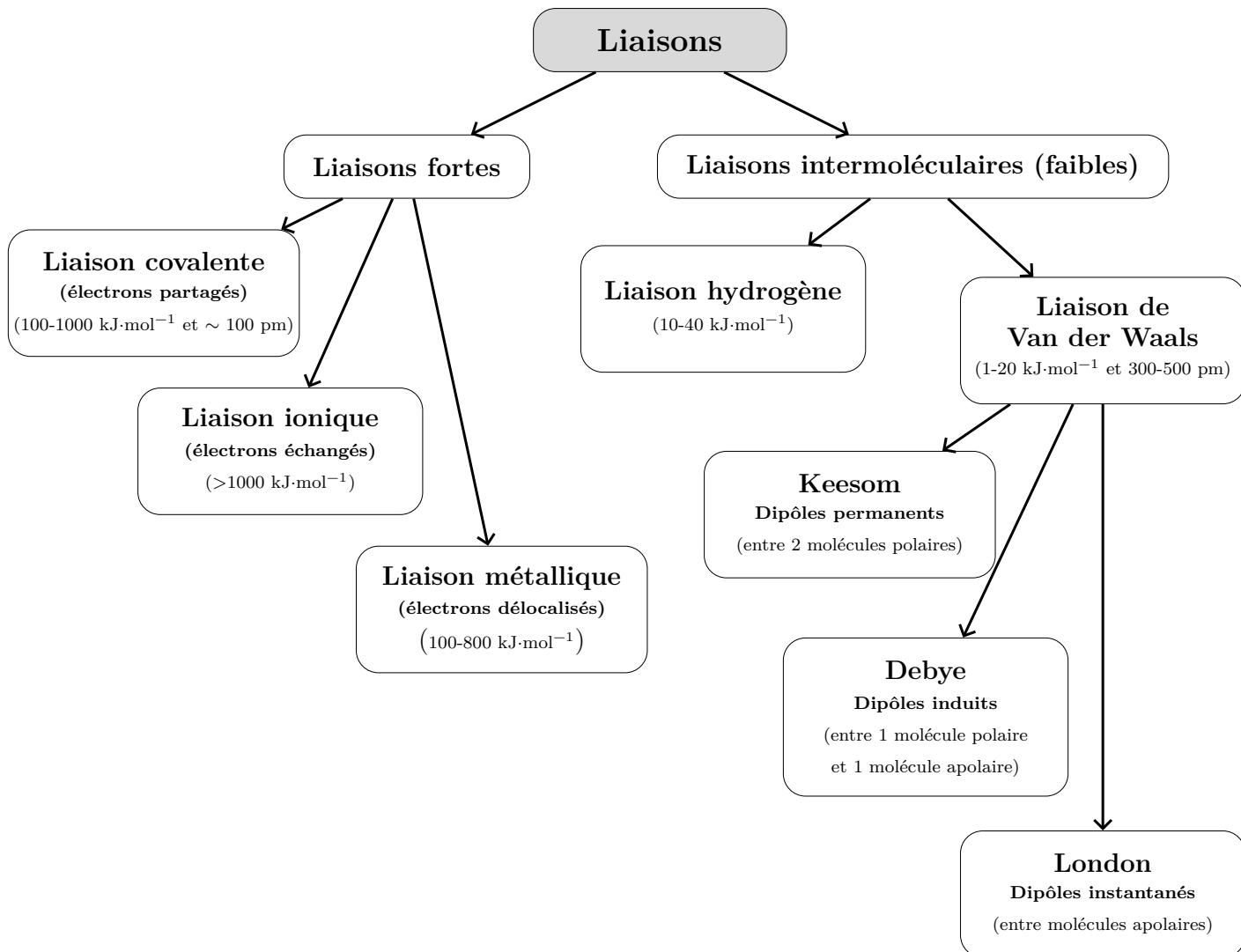
L'exemple le plus important de cristal moléculaire avec la présence de liaisons H est celui de la glace (eau solide) qui présente 11 variétés allotropiques. La structure dépend des conditions expérimentales. Toutes ces variétés ont en commun l'environnement tétraédrique d'une molécule d'eau (figure ci-contre) : chaque atome O est au centre d'un tétraèdre régulier dont les 4 sommets sont des atomes d'oxygène.



Chaque atome O est lié par covalence (en traits gras) à deux atomes H et il assure aussi deux liaisons hydrogène (en pointillés) avec deux autres atomes H portés par deux molécules d'eau voisines. Ainsi, chaque atome O est aussi au centre d'un tétraèdre irrégulier dont les 4 sommets sont des atomes H : la distance O—H (liaison covalente) est de 100 pm alors que la distance O---H (liaison hydrogène) est de 180 pm, donc bien supérieure.

À cause des liaisons hydrogène, la structure de la glace est lacunaire, et l'importante proportion d'espaces vides a pour conséquence une faible masse volumique pour la glace, inférieure à celle de l'eau liquide. C'est un comportement assez exceptionnel (en général, un liquide possède une masse volumique plus faible que celle du solide correspondant). Ainsi, la glace flotte sur l'eau.

I.5 Résumé des liaisons chimiques



Après avoir étudié dans une première partie différentes interactions qui peuvent exister entre des molécules, nous allons nous intéresser plus particulièrement aux solvants, et voir comment ces interactions intermoléculaires influencent leurs caractéristiques, déterminant ainsi leurs capacités à dissoudre des solutés solides ou à se mélanger avec d'autres liquides.

II Les solvants moléculaires

II.1 Caractéristiques d'un solvant

Rappel

Solvant : Un solvant est l'espèce ultra-majoritaire d'un mélange. Les autres espèces de ce mélange sont les solutés.

Les réactions chimiques qui peuvent se dérouler au sein d'une solution sont très influencées par la nature du solvant. Les forces mises en jeu entre solutés et solvant dépendent des caractéristiques du solvant :

- son caractère polaire
- son pouvoir ionisant
- son caractère protique
- son pouvoir dissociant

♥ Propriété

Conditions de dissolution : Les semblables dissolvent les semblables.

a) **Polarité du solvant**

♥ Définitions

Solvant polaire : un solvant est polaire s'il est constitué de molécules polaires (= qui ont un moment dipolaire non nul : $\vec{\mu} \neq \vec{0}$).

Exemple : l'eau est un solvant fortement polaire ($\|\vec{\mu}\| = 1,85 \text{ D}$).

Solvant apolaire : un solvant est polaire s'il est constitué de molécules apolaires (= qui ont un moment dipolaire nul : $\vec{\mu} = \vec{0}$).

Exemple : le pentane est un solvant apolaire.

Pouvoir ionisant : c'est la capacité d'un solvant à transformer un soluté ionique (ex : NaCl) ou une molécule ionisable (ex : HCl) en une paires d'ions. Plus le moment dipolaire des molécules constituant le solvant est grand, plus il est ionisant.

Exemple : l'eau étant fortement polaire, c'est un solvant fortement ionisant.

♥ Propriétés

Un solvant apolaire dissout des solutés apolaires.

Exemple : I₂ dans du cyclohexane.

Un solvant polaire dissout les composés polaires.

Exemple : HCl dans l'eau.

b) **Caractère protique**

♥ Définition

Caractère protique : Un solvant est dit protique si il est susceptible d'établir des liaisons hydrogène avec le soluté.

Exemple : l'eau est un solvant protique.

💡 Remarques

- On dit aussi qu'un solvant est protique s'il est « donneur » de protons (il développe des liaisons H avec des molécules solvatées sont « acceptrices » de protons). Cette interaction stabilisante permet une meilleure solvatation des molécules (voir II.2).
- En général, il suffit que la molécule de solvant possède un H qui est lié à autre chose qu'un C pour que ce solvant soit protique.

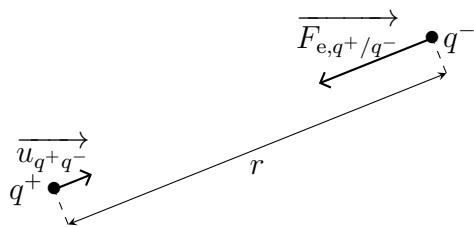
♥ Propriété

Les solutés susceptibles de former des liaisons hydrogène sont solubles dans les solvants protiques.

c) Caractère dissociant

En solution, les ions sont soumis à la force de Coulomb :

$$\overrightarrow{F_{q^+/q^-}} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r} \frac{q_{q^+} q_{q^-}}{r^2} \overrightarrow{u_{q^+q^-}}$$



ϵ_0 = permittivité du vide = $8,85 \times 10^{-12}$ F·m $^{-1}$

ϵ_r = permittivité relative du solvant = $8,85 \times 10^{-12}$ F·m $^{-1}$

avec : q^+ et q^- = charges électriques des ions, en C

r = distance q^+q^- en m

$\overrightarrow{u_{q^+q^-}}$ = vecteur unitaire dirigé de q^+ vers q^-

Définition

Pouvoir dissociant : C'est la capacité d'un solvant à dissocier une paire d'ions (= à emmener chaque ion loin de son contre-ion). Il se quantifie avec la permittivité relative ϵ_r , grandeur sans dimension, qui intervient dans la loi de Coulomb.

Propriétés

Plus la permittivité diélectrique relative ϵ_r d'un solvant est grande, plus l'interaction anion-cation est faible dans ce solvant, les ions vont alors facilement s'éloigner.

Au contraire, plus ϵ_r est faible, plus les ions restent associés.

Valeurs de permittivités :

- Si $\epsilon_r > 40$: le solvant est dispersant : les ions se dispersent.
- Si $\epsilon_r < 20$: le solvant est non dispersant : les ions restent liés.
- Si $20 < \epsilon_r < 40$: la dispersion est partielle.

Exemple : l'eau, $\epsilon_r = 80$, est un solvant fortement dissociant.

Remarque

La permittivité diélectrique du milieu ($\epsilon = \epsilon_0\epsilon_r$) décrit la réponse d'un milieu à un champ électrique (capacité des molécules à s'orienter et/ou à se polariser sous l'effet d'un champ : cette propriété est donc reliée à la fois à la polarité et à la polarisabilité des molécules).

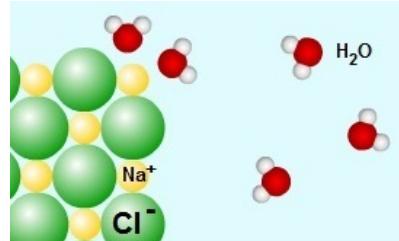
d) Classification des solvants

Avec les propriétés présentées, on peut classer les solvants :

- solvants polaires, dissociants et protiques (ex : l'eau)
- solvants polaires, dissociants et aprotiques (ex : l'acétone)
- solvants polaires, non dissociants et aprotiques (ex : acétate d'éthyle)
- solvants apolaires (ex : cyclohexane)

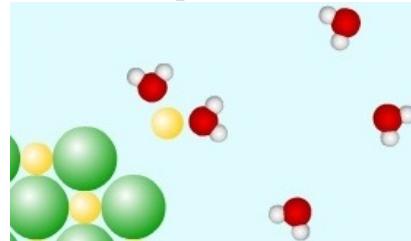
II.2 Mise en solution d'un composé ionique

Première étape : l'ionisation



Quand un solide ionique est introduit dans un solvant polaire, des molécules de solvant l'entourent en s'orientant à sa surface : les cations attirent le pôle négatif des molécules de solvant (l'atome O portant δ^- pour l'eau) et les anions attirent les pôles positifs des molécules du solvant (les atomes H portant δ^+ pour l'eau).

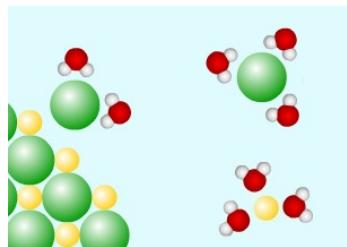
Deuxième étape : la dissociation



Ces interactions électrostatiques compensent les forces attractives du cristal sur ces ions : les ions se détachent du cristal.

L'ionisation est d'autant plus facile que le solvant est polaire.

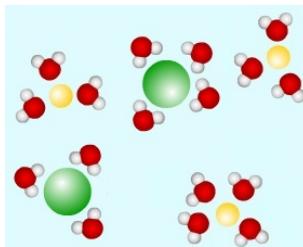
Troisième étape : la solvatation



Les ions dissociés s'entourent de molécules de solvant : ils sont alors « solvatés ». Pour le solvant eau, les ions sont « hydratés », et notés (aq).

La dissociation est d'autant plus facile que le solvant a une forte permittivité relative.

Quatrième étape : la dispersion



Les ions solvatés se répartissent progressivement dans la solution, cette phase est accélérée par l'agitation, il y a formation de liaisons faibles (Van der Waals, hydrogène) entre les molécules de solvant et les ions.

La solvatation est d'autant plus facile que le solvant est polaire, polarisable, et/ou protique.

II.3 Miscibilité de deux corps purs liquides



Définition

Miscible : On dit que deux solvants sont miscibles si leur mélange constitue un phase homogène.

Les molécules de chacun des solvants sont alors uniformément réparties au sein du mélange.

Deux liquides peuvent être :

- totalement miscibles : le mélange forme une phase unique ;
- partiellement miscible : le mélange forme deux phases différentes mais chaque phase est un mélange des deux corps purs à proportions différentes, (il faudrait plutôt parler ici de solubilité) ;
- non miscibles : le mélange est constitué des deux phases, chacune des phases ne contenant qu'un seul corps pur. La phase la plus dense occupe la partie inférieure du mélange .



Remarque

Pour interpréter la miscibilité de 2 liquides, il faut comparer l'intensité des forces intermoléculaires entre molécules identiques avec les forces inter-moléculaires entre molécules différentes. Ce sont les liaisons faibles qui peuvent s'établir entre les molécules des deux espèces qui déterminent si deux liquides sont miscibles.

II.4 Cas du solvant eau

Le cas du solvant eau est très courant en chimie. Nous l'étudierons en détail au second semestre (cours sur les solutions aqueuses SA).



Propriétés

L'eau est un solvant polaire, dispersant et protique.



Définitions

Hydrophobe : qualifie les composés qui ne sont pas solubles dans l'eau, c'est le cas lorsque les espèces chimiques sont liés par des liaisons de Van der Waals.

Exemples : les huiles, les hydrocarbures

Hydrophile : qualifie les composés solubles dans l'eau, c'est le cas des molécules polaires, des ions et des composés liés par liaison hydrogène.

Exemples : l'éthanol, le saccharose

II.5 Choix d'un solvant

a) Pour préparer une solution

Plusieurs critères peuvent être pris en compte pour choisir un solvant, suivant l'espèce chimique que l'on veut étudier (et qui jouera le rôle de soluté) :

- les espèces chimiques polaires ou fortement polarisables sont très solubles dans les solvants polaires (par exemple HCl dans l'eau). Au contraire les espèces apolaires et/ou peu polarisables sont peu solubles dans un solvant polaire (par exemple les alcanes dans l'eau).
- Les espèces chimiques apolaires sont très solubles dans les solvants apolaires (par ex. I₂ dans le cyclohexane).
- Les espèces chimiques protiques sont très solubles dans les solvants protiques (par ex. l'éthanol dans l'eau).

La dangerosité et la toxicité du solvant sont aussi des critères à prendre en compte ! Dans le cadre de la chimie verte on cherche à mettre au point de nouveaux solvants efficaces et inoffensifs.

b) Pour faire une extraction par solvant

On peut utiliser la non miscibilité de deux solvants pour réaliser une extraction. Pour extraire une espèce dissoute dans un solvant, on utilise un autre solvant dans lequel elle est plus soluble. Le nouveau solvant doit être aussi très peu miscible avec le solvant initial. Par agitation l'espèce à extraire passe du premier au deuxième solvant. L'opération est réalisée dans une ampoule à décanter. Pour réaliser une bonne extraction, il faut donc choisir un solvant qui a une grande affinité avec le soluté à extraire.