

Chapitre 7

Cohésion de la matière. Liaisons de faible énergie

Introduction

Pour expliquer la structure de la matière, les deux premières échelles, des atomes puis des molécules ne suffit pas : assemblage de particules élémentaires en atomes, puis assemblage d'atomes reliés par des liaisons covalentes en molécules. Notons d'ailleurs que la liaison covalente est une liaison *intra*-moléculaire.

A une échelle supérieure, on constate l'existence de trois états principaux de la matière : solide, liquide ou gazeux. En effet les atomes ou molécules s'assemblent eux-mêmes entre eux pour former des phases condensées solides et liquides grâce à divers types de liaisons fortes ou faibles, ou pour former une phase gaz, diluée, dans lesquels ils sont très faiblement liés entre eux.

Plus largement, comment rendre compte des observations suivantes ?

- l'existence de trois états principaux de la matière : solide, liquide, gaz, dont deux états condensés (solide et liquide),
- l'existence de plusieurs types de solides aux propriétés physiques (mécaniques, électriques, magnétiques. . .) et chimiques très différentes : solides ioniques, solides moléculaires, métaux (qui conduisent l'électricité). . .
- la solubilité très variable des solides ou celle des gaz : certaines espèces sont solubles dans certains solvants et pas dans d'autres,
- la miscibilité des liquides entre eux,
- le fait que le volume molaire de la glace soit supérieur à celui de l'eau liquide -une anomalie par rapport à d'autres molécules,
- la structure en double hélice de l'ADN, dans laquelle les bases sont liées entre elles ,
- la structure 3D (secondaire et tertiaire) des protéines,
- l'existence de cristaux liquides,
- etc.

Toutes ces observations s'expliquent par l'existence de liaisons de nature différente ; il faut donc distinguer :

- les liaisons chimiques : liaison covalente *intra*-moléculaire ; ordre de grandeur 100 kJ mol^{-1}

(ex. H_2 : $D\Sigma = 436 \text{ kJ mol}^{-1}$)

-des liaisons responsables de certains états solides -liaison ionique, liaison métallique; ordre de grandeur 100 kJ mol^{-1} à 1000 kJ mol^{-1} (ex. $NaCl$: énergie réticulaire $E_r = 869 \text{ kJ mol}^{-1}$)

-les liaisons physiques ou liaisons de faible énergie également nommées « interactions *inter*-moléculaires » : liaisons de Van der Waals et liaisons hydrogène ; ordre de grandeur : 10^{-2} à 10 kJ mol^{-1} . Elles peuvent être présentes dans les 3 états de la matière. Certaines de ces liaisons peuvent exister entre atomes de gaz rares également, ou entre différentes parties d'une molécule (ex. liaison hydrogène dans les protéines).

Ce chapitre a pour but de décrire les diverses liaisons expliquant la structure de la matière à l'échelle supra-atomique et supra-moléculaire afin d'en déduire une interprétation des phénomènes et propriétés observés.

7.1 Rappel des propriétés intrinsèques des molécules

7.1.1 Polarité

Rappel :

Définition : moment dipolaire $\vec{\mu}$

Toute molécule dans laquelle il existe une dissymétrie de répartition des charges positives (noyaux) et des électrons possède un *moment dipolaire électrique permanent* défini par :

$$\vec{\mu} = q\overrightarrow{G^-G^+}$$

Une molécule *polaire* possède un moment dipolaire non nul ; une molécule *apolaire* ne possède pas de moment dipolaire.

L'existence d'un moment dipolaire engendre des interactions attractives faibles entre molécules (*cf. infra*).

7.1.2 Polarisabilité

Définition : polarisabilité α

C'est une grandeur mesurant l'aptitude du nuage électronique à se déformer sous l'action d'un champ électrique extérieur.

unité SI : $C^2 \cdot m^2 \cdot J^{-1}$

unité CGS : Å^3 ou cm^3 avec $1\text{Å}^3 = 1,112761 \times 10^{-40} C^2 m^2 J^{-1}$

La polarisabilité augmente avec la taille du nuage électronique (les électrons sont de moins en moins liés au noyau) donc avec Z .

H_2O	NH_3	CH_4	CH_3Cl	CCl_4	CH_3OH	C_6H_6
1,48	2,26	2,6	4,56	10,5	3,23	10,4

FIGURE 7.1 – Polarisabilités α (unité $\text{Å}^3 = *10^{-24} cm^3$) de quelques molécules.

Na^+	K^+	Rb^+	Cs^+	F^-	Cl^-	Br^-	I^-
0,15	0,9	1,5	2,7	1,0	3,0	4,15	6,4

FIGURE 7.2 – Polarisabilités α (unité $\text{\AA}^3 = *10^{-24}cm^3$) de quelques ions.

Si un champ électrique s'exerce sur une molécule polarisable, il peut déformer le nuage électronique ce qui décale le barycentre des charges négatives et qui fait apparaître un *moment dipolaire induit*. Celui-ci est temporaire, il disparaît si le champ disparaît. Cette propriété de polarisabilité concerne tant les molécules apolaires que polaires (dans ce cas le moment dipolaire induit temporaire s'ajoute au moment dipolaire permanent).

Moment dipolaire induit : $\mu_i = \alpha \vec{E}$

7.2 Les interactions de faible énergie

7.2.1 Liaisons de Van der Waals



FIGURE 7.3 – Le gecko peut marcher sur des parois verticales grâce aux forces de Van der Waals. Source : Steve Evans/Wikimedia Commons/Licence CC BY

Il existe trois types de liaisons (ou interactions) de Van der Waals :

- interaction entre deux dipôles permanents (Keesom),
- interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit (Debye),
- interaction entre deux dipôles instantanés ou force de dispersion (London).

7.2.1.1 Interaction entre deux dipôles permanents (Interaction de Keesom)

Définition : interaction de Keesom

Interaction attractive entre deux molécules polaires (possédant un moment dipolaire permanent).

En effet existe entre deux molécules polaires une interaction due aux forces électrostatiques attractives exercées par les moments dipolaires électriques l'un sur l'autre : chacun crée un champ électrique auquel l'autre est soumis, ce qui engendre un couple de forces tendant à aligner les moments entre eux.

On peut envisager cette interaction comme une attraction du pôle positif d'une des molécules sur le pôle négatif de l'autre et inversement.

Les dipôles tendent à s'aligner de façon à minimiser leur énergie : *effet d'orientation*. En effet l'énergie d'interaction de Keesom dépend de l'orientation des deux dipôles.

Si les dipôles sont libres de tourner (cas des liquides et des gaz), l'énergie d'interaction est donnée par :

$$W_K = -\frac{\mu_1^2 \mu_2^2}{r^6} \cdot \frac{1}{kT}$$

Keesom : interaction entre deux dipôles permanents

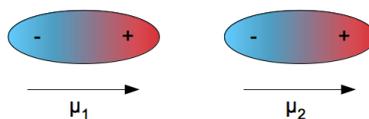


FIGURE 7.4 – Interaction entre deux dipôles permanents (Keesom) : effet d'orientation

W_K dépend aussi de la constante diélectrique ϵ du milieu.

Exemple :

HCl dans le vide à 20 ° C : $W_K = -3,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

Si les dipôles sont fixes (cas d'un solide) alors l'énergie de Keesom est proportionnelle à $\frac{1}{r^3}$ et indépendante de la température.

$$W_K \propto \frac{1}{r^3}$$

7.2.1.2 Interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit (Interaction de Debye)

Définition : interaction de Debye

Interaction attractive entre un dipôle permanent et un dipôle induit.

Une molécule polaire crée autour d'elle un champ électrique. Si une molécule non polaire, mais polarisable, subit l'influence de ce champ électrique, une polarisation induite et donc un moment induit est créé. Il s'exerce alors une interaction attractive entre le dipôle permanent et le dipôle induit. Ceux-ci sont toujours parallèles et de même sens car le dipôle induit est créé dans la direction du champ induit.

On appelle ce type d'interaction, interaction dipôle-dipôle ou interaction de Debye.

Remarque : cette interaction existe aussi lorsque deux dipôles permanents sont en présence.

Elle se superpose alors à l'interaction de Keesom.

Si le dipôle inducteur est libre de tourner, l'énergie d'interaction est :

$$W_D \propto -\frac{\mu_1^2 \alpha_2}{r^6}$$

W_D dépend aussi de la constante diélectrique ϵ du milieu

$W_D \nearrow$ si $\epsilon \searrow$

Exemples :

CHCl_3 et C_6H_6 (mélange)

CHCl_3 $\mu_1 = 1D$

C_6H_6 : $\alpha_2 = 10,4 \times 10^{-24} \text{ cm}^3$

$r = 0,5 \text{ nm}$; $\epsilon = 2$

d'où $W_D = -0,02 \text{ kJ mol}^{-1}$

Exemple : existence d'hydrates de gaz rares (Ar, nH_2O) due à l'association entre les molécules polaires H_2O et un atome de gaz rare polarisé par influence.

7.2.1.3 Interaction entre deux dipôles instantanés (Interaction de London) (forces de "dispersion")

Les molécules non polaires, ainsi que les atomes de gaz rares, présentent une attraction mutuelle, dont les deux types d'interactions décrits jusqu'ici ne peuvent rendre compte. Un troisième type d'interaction intervient donc, appelée interaction de London ou forces de dispersion de London.

Définition : interaction de London

Interaction attractive entre deux dipôles instantanés.

L'interaction de London est d'origine quantique : elle est due aux fluctuations de la densité électronique. Pendant de très courts intervalles de temps, la probabilité de présence des électrons n'est pas à symétrie sphérique - alors que leur distribution moyenne l'est. A une distribution instantanée non sphérique correspond un dipôle instantané. Le champ qu'il crée autour de lui entraîne une polarisation induite de l'atome adjacent, donc un moment induit. L'inverse se produit aussi. On retrouve donc une interaction entre deux dipôles, instantanés ici.

L'énergie d'interaction de London est :

$$W_L \propto -\frac{\alpha_1 \alpha_2}{r^6}$$

Remarque importante : l'interaction de London existe toujours, qu'il s'agisse d'atomes ou de molécules non polaires, ou de molécules polaires - dans ce cas elle se superpose aux interactions de Keesom et de Debye.

Exemple :

CH_4 $\alpha = 2,6 \times 10^{-24} \text{ cm}^3$ $r = 0,5 \text{ nm}$
d'où $W_L = -0,40 \text{ kJ mol}^{-1}$

Exemple d'occurrence : l'interaction de London est responsable de la liquéfaction et solidification des corps simples (N_2, O_2, H_2) et des gaz rares monoatomiques ($He, Ne \dots$), ainsi que du comportement des gaz réels.

7.2.1.4 Comparaison des interactions de Van der Waals

Les trois types d'interactions de Van der Waals ont des énergies en $\frac{1}{r^6}$ (force en $\frac{1}{r^7}$).

Les interactions de Van der Waals sont des interactions à très courte portée.

L'énergie d'attraction totale est :

$$W_{att} = W_K + W_D + W_L = -\frac{a}{r^6}$$

Son ordre de grandeur est 10 kJ mol^{-1} .

Le tableau suivant compare les diverses attractions de Van der Waals.

L'interaction de Keesom augmente avec le moment dipolaire μ .

	μ_D	M	Énergie d'interaction ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)			
			Keesom	Debye	London	Total
Ar	0	40	0	0	8,50	8,50
HCl	1,03	36,5	3,30	1,00	16,80	21,10
HBr	0,78	81	0,68	0,50	21,90	23,08
HI	0,38	128	0,02	0,11	25,83	25,96

FIGURE 7.5 – Comparaison des interactions de Van der Waals pour des atomes ou molécules.

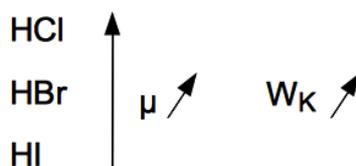


FIGURE 7.6 – Evolution de la force de Keesom parmi les acides halogénés

L'interaction de Debye augmente avec le moment dipolaire μ^2 et la polarisabilité α .

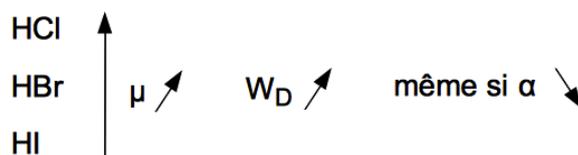


FIGURE 7.7 – Evolution de la force de Debye parmi les acides halogénés. L'augmentation de μ l'emporte

L'interaction de London augmente avec la polarisabilité α . Or celle-ci augmente avec le volume de l'atome ou de la molécule¹ et donc avec la masse atomique ou moléculaire M .

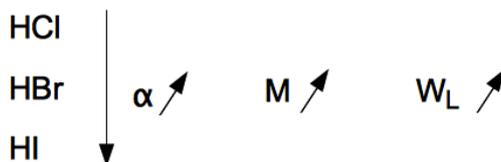


FIGURE 7.8 – Evolution de la force de London parmi les acides halogénés

1. car le nuage électronique, plus étendu et comportant des électrons moins liés au noyau, est plus déformable

Remarque : pour les gaz rares He, Ar... seule l'interaction de London existe.

Remarque : l'interaction de London dépend aussi du potentiel d'ionisation, d'où la différence entre He et Ar.

Importance relative des trois interactions :

En général :

London > Keesom > Debye

Pour les molécules de fort moment dipolaire :

Keesom > London > Debye

7.2.1.5 Interaction répulsive

Les interactions de Van de Waals sont toutes attractives. Cependant, à courte distance entre atomes ou molécules, la *répulsion entre les électrons des couche complètes* (répulsion de Pauli) devient importante et finit à très courte distance par l'emporter sur l'attraction. C'est pourquoi les entités restent à une distance non nulle les unes des autres.

Une approximation acceptable de l'énergie de répulsion à courte distance est donnée par :

$$W_{rep} = \frac{b}{r^{12}}$$

où b est une constante caractéristique de l'entité considérée (atome ou molécule).

7.2.1.6 Énergie potentielle totale

L'interaction entre deux entités est donc la somme des interactions de Van der Waals, attractives, et de l'interaction répulsive.

L'énergie potentielle totale est donnée par :

$$W(r) = W_{att} + W_{rep} = \frac{-a}{r^6} + \frac{b}{r^{12}}$$

Cette courbe admet un minimum (pour lequel l'énergie totale est négative) : la distance minimale d'approche des deux entités.

Définition : rayon de Van der Waals

C'est la moitié de la distance minimale d'approche.

$$r_{vdW} = \frac{r_{min}}{2}$$

Dans les états condensés de la matière (solide et liquide), les atomes ou molécules sont toujours à une distance au moins égale à r_{min} .

Exemple :

Entre deux atomes d'hélium : $W(r_{min} = 0,3nm) = -0,076kJ.mol^{-1}$.

Pour comparaison, la liaison covalente dans la molécule de dihydrogène H_2 a une énergie de $-435kJ.mol^{-1}$ pour une distance internucléaire d'équilibre (longueur de la liaison covalente) de $0,074nm$.

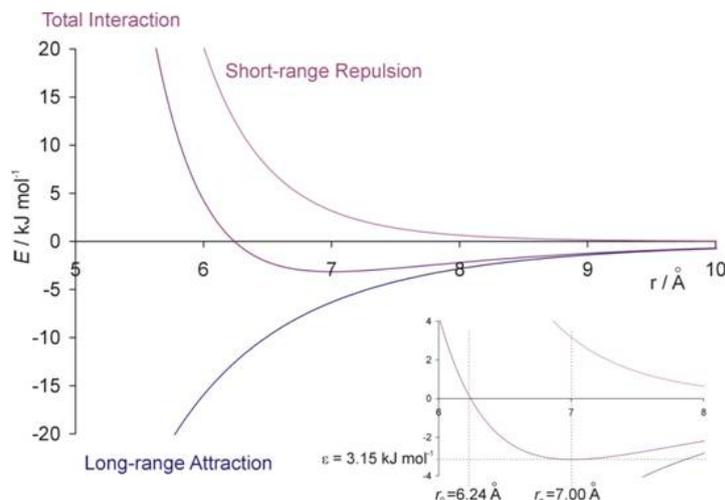


FIGURE 7.9 – Energie potentielle totale d'interaction entre deux molécules de tétrachlorure de carbone CCl_4

7.2.1.7 Conséquences des interactions de Van der Waals : Températures de changement d'état

Espèce	He	Ne	Ar	Kr	Xe	N_2	O_2
$T_{fusion}(K)$	0,8(26atm.)	24	84	116	161	63	55
$T_{ébullition}(K)$	4	27	87	120	166	77	90

Les changements de phase fusion et vaporisation correspondent à la rupture des liaisons intermoléculaires, partiellement puis totalement respectivement.

Plus les interactions intermoléculaires (ici de Van der Waals) sont fortes, plus l'énergie thermique kT à apporter pour les vaincre sera grande donc plus la température de changement de phase T_{fus} et $T_{éb}$ sera élevée.

Pour les gaz rares, T_{fus} et $T_{éb}$ augmentent à mesure qu'on descend dans la colonne car l'interaction de London augmente (avec M ou Z).

Idem entre N_2 et O_2 : la force de London augmente.

Pour les acides halogénés HX où X est un halogène, T_{fus} et $T_{éb}$ augmentent dans la colonne avec l'augmentation de la force de London qui l'emporte sur les autres.

Pour les alcanes T_{fus} et $T_{éb}$ augmentent avec M car la force de London (la seule présente pour la plupart des alcanes) augmente.

7.2.1.8 Conséquences des interactions de Van der Waals : cohésion des cristaux moléculaires

Les cristaux atomiques ou moléculaires de corps simples sont constitués d'atomes ou de molécules liés uniquement par l'interaction de London.

Leur température de fusion augmente avec leur énergie de cohésion, et ces deux grandeurs augmentent avec la force de London (donc avec M).

Composé	Energie de cohésion (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	Température de fusion (K)
H_2	1,0	14
Ne	2,5	24
O_2	8,6	54
N_2	7,8	63
Ar	8,5	82
Kr	12	117
Xe	16	161
HCl	21	158
Cl_2	31	172

FIGURE 7.10 – Energie de cohésion de cristaux atomiques ou moléculaires liés par des liaisons de Van der Waals.

7.2.1.9 Conséquences des interactions de Van der Waals : description des gaz réels

Modèle du gaz parfait :

Dans le modèle du gaz parfait, les entités (atomes ou molécules) sont traitées comme des points mathématiques sans volume propre et sans interactions à distance. Les entités subissent seulement des chocs lorsqu'elles entrent en contact. Ce modèle s'applique bien aux basses pressions.

Equation d'état des gaz parfaits :

$$PV = nRT$$

Modèle du gaz réel :

Les gaz ne sont jamais strictement parfaits, et aux pressions élevées le modèle du gaz parfait est inadapté.

En effet les atomes ou molécules sont en interaction de Van der Waals (a minima London) à distance, et cette interaction augmente lorsque la distance moyenne entre les entités augmente (et donc avec la pression).

Le modèle du gaz réel qui tient compte des interactions de Van der Waals rend mieux compte des observations expérimentales.

Equation d'état des gaz réels :

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$$

7.2.1.10 Conséquences des interactions de Van der Waals : phénomènes en solution

Les interactions de Van der Waals expliquent aussi certains propriétés de solubilité : -par exemple le diiode I_2 est peu soluble dans l'eau H_2O (peu d'interactions possibles)

mais est très soluble dans le CCl_4 en raison des interactions de Van der Waals entre I_2 et CCl_4 .

-il en va de même pour les molécules organiques apolaires (ex. alcanes) qui sont solubles dans les solvants organiques apolaires (CCl_4 , benzène C_6H_6 ...) en raison de l'interaction de London.

Elles expliquent aussi la formation de micelles de molécules amphiphiles (ex. détergents, phospholipides) dans un solvant polaire comme l'eau : les extrémités apolaires hydrophobes se rassemblent au centre par des forces de London, et les extrémités polaires hydrophiles restent en contact avec les molécules d'eau vers l'extérieur de la micelle en raison d'interaction ion-dipôle. Les phospholipides forment également les bicouches lipidiques des membranes cellulaires.

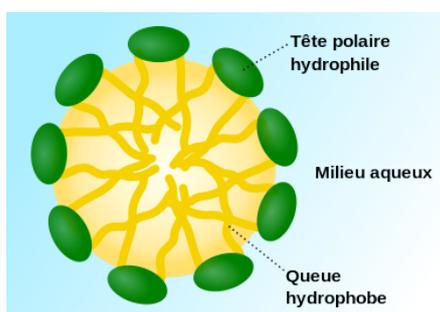


FIGURE 7.11 – Micelle

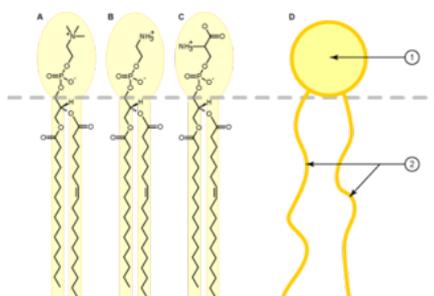


FIGURE 7.12 – Phospholipide

7.2.2 La liaison Hydrogène

7.2.2.1 Définition

Définition : liaison hydrogène

C'est une liaison faible (physique) intermoléculaire, entre un hydrogène relié à un atome électronégatif (O, F, Cl, N...) dans une molécule, et un atome électronégatif porteur d'un doublet libre (O, F, Cl, N...) dans une autre molécule. Elle est en partie d'origine quantique et en partie électrostatique.

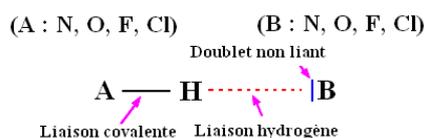


FIGURE 7.13 – La liaison Hydrogène

7.2.2.2 Conséquences de la liaison hydrogène : structure de la glace et anomalie de température de fusion

La glace fond à une température anormalement élevée ($0^\circ C$) en raison des liaisons hydrogène présentes.

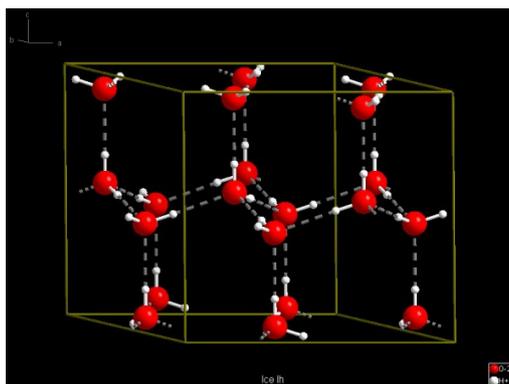
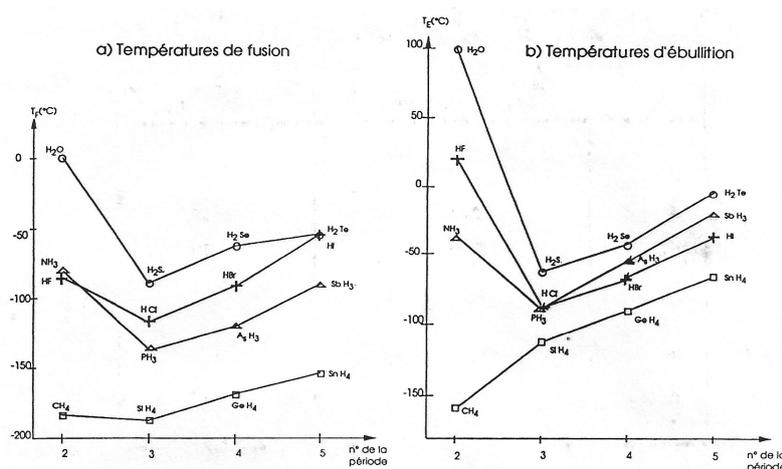


FIGURE 7.14 – Structure de la glace

7.2.2.3 Conséquences de la liaison hydrogène : anomalies des températures de changement d'état



Composés colonne 15	M	T _{eb}	Composés colonne 16	M	T _{eb}	Composés colonne 17	M	T _{eb}
NH ₃	17	-33	H ₂ O	18	+100	HF	20	+19
PH ₃	34	-87	H ₂ S	34	-61	HCl	36,5	-84
AsH ₃	78	-55	H ₂ Se	81	-42	HBr	81	-67
SbH ₃	131	-17	H ₂ Te	130	-2	HI	128	-35

FIGURE 7.15 – Anomalies des températures de changement d'état

On constate des températures de changement d'état anormales (plus élevées) pour les molécules en tête de colonne, faisant intervenir un atome très électronégatif. Cela s'explique par la formation de liaisons hydrogène.

7.2.2.4 Conséquences de la liaison hydrogène : structures 3D de l'ADN et des protéines

La double hélice de l'ADN est stabilisée par des liaisons H entre les paires de bases A-T et G-C :

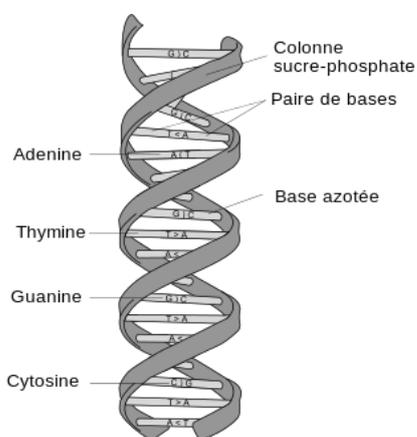


FIGURE 7.16 – Structure de l'ADN

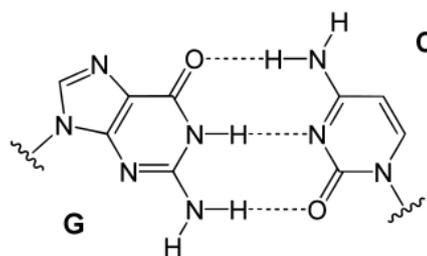
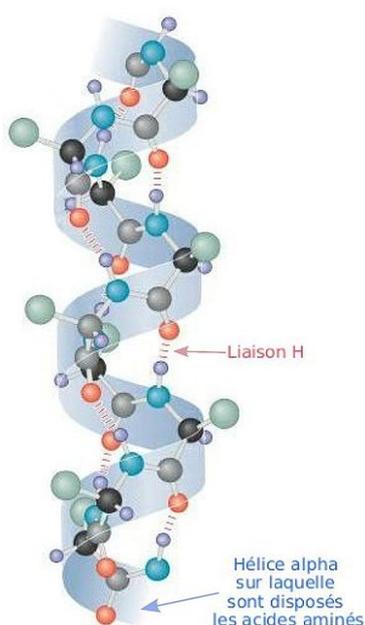
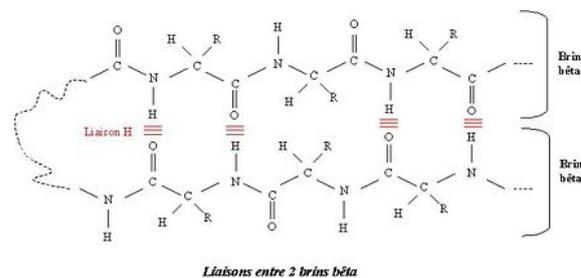


FIGURE 7.17 – appariement des bases

Les structures secondaires des protéines hélices α et feuillets β ainsi que la structure tertiaire s'explique par des liaisons H entre les groupements amides et parfois des résidus d'acides aminés.

FIGURE 7.18 – Hélice α FIGURE 7.19 – Feuillet β

7.2.2.5 Conséquences de la liaison hydrogène : solubilité

Les composés pouvant former des liaisons H avec l'eau sont très solubles dans l'eau : par exemple les alcools, les sucres ; l'ammoniac...

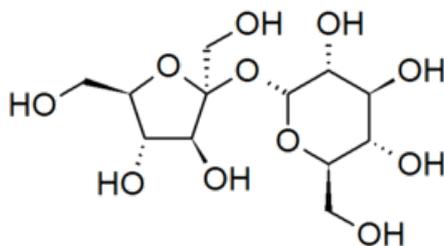


FIGURE 7.20 – le saccharose

7.3 Les interactions ion-dipôle

7.3.1 définition

Définition : interaction ion-dipôle

L'interaction entre un ion et un dipôle est une interaction électrostatique dépendant de l'orientation de l'axe du dipôle par rapport à l'ion et conduisant au minimum d'énergie à l'alignement du dipôle dans la direction de l'ion.

Suivant qu'il s'agit d'un cation ou d'un anion, le dipôle sera dirigé vers l'ion ou en sens contraire.

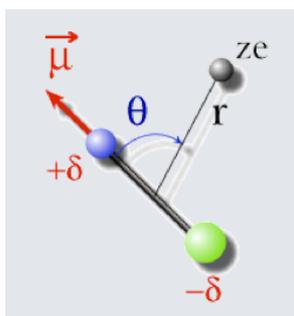


FIGURE 7.21 – Interaction ion-dipôle : position initiale.

L'énergie d'interaction est donnée par :

$$W_{ion-dipôle} = -\frac{q\mu \cos \theta}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

où $q = ze$ charge de l'ion et μ moment dipolaire de la molécule polaire. à la position d'équilibre, le dipôle étant aligné, $\theta = 0$ donc $\cos \theta = 1$;

$$W_{ion-dipôle} = -\frac{q\mu}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

En phase liquide ou gazeuse, les ions et dipôles étant plus ou moins libres de bouger, la moyenne sur toutes les orientations conduit à :

$$W_{ion-dipôle} = -\left(\frac{q\mu}{4\pi\epsilon_0}\right)^2 \frac{1}{6kT} \frac{1}{r^4}$$

Et donc une dépendance avec T : l'énergie d'interaction diminue quand la température augmente.

Ordre de grandeur des interactions ion-dipôle : $40 - 600 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

7.3.2 Application : solvation des ions dans un solvant

En raison de l'interaction ion-dipôle, les ions dissous dans un solvant polaire sont *solvatés* par celui-ci : chaque ion est entouré de molécules polaires de solvant, dont l'orientation dépend de la charge de l'ion (cation ou anion)(cf. figure 7.22). Si le solvant est l'eau, le terme utilisé est ion *hydraté*.

Exemple : la dissolution du chlorure de sodium $NaCl$ dans l'eau qui est un solvant polaire donne une solution dans laquelle les cations Na^+ et les anions Cl^- sont hydratés par en moyenne six molécules H_2O .

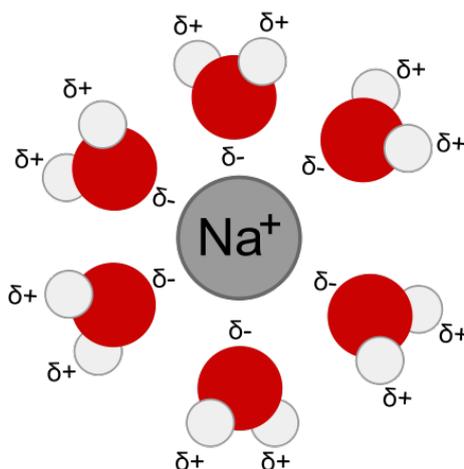
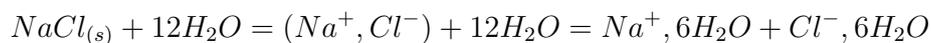


FIGURE 7.22 – Solvation (ici hydratation) d'un cation sodium Na^+ dans l'eau, solvant polaire

L'interaction ion-dipôle de solvant contribue à expliquer la dissolution des composés ioniques ("sels") dans les solvants polaires et la dispersion des ions qu'ils opèrent : séparation des paires cation-anion, chacun étant solvato par des molécules de solvant.



Notation : chaque ion hydraté sera noté $Na^+_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$.

7.4 Les matériaux

7.4.1 Définition : qu'est ce qu'un matériau ?

Définition : matériau

Un matériau est un solide qui a été *choisi*, voire *synthétisé* exprès et *mise en forme* dans le but d'une application précise requérant certaines propriétés physiques. On distingue les *matériaux de structure* et les *matériaux fonctionnels*.

Parmi les *matériaux de structure*, on trouve les matériaux de construction (bâtiment, coque de voilier...), qui doivent présenter des qualités mécaniques (résistance...), ou les matériaux servant à fabriquer des objets moulés (plastiques) qui requièrent de pouvoir être mis en forme -par exemple être liquide à chaud puis se solidifier en refroidissant.

Parmi les *matériaux fonctionnels* figurent les matériaux conducteurs de l'électricité (métaux) pour fabriquer des câbles électriques, les matériaux magnétiques pour fabriquer des aimants, des disques dur, les matériaux transparents optiquement pour des vitres etc. ou encore les matériaux isolants thermiquement (résistant au passage de la chaleur).

Un matériau peut être fait d'une substance naturelle (ex. le bois, la pierre) ou de synthèse. Trouver de nouveaux matériaux de synthèse ou des procédés de mise en forme est un sujet de recherche très actif! Par exemple s'inspirer du vivant pour concevoir des matériaux dits "biomimétiques", ou encore des matériaux "biocompatibles" pour des prothèses.

7.4.2 Les grandes catégories de matériaux

7.4.3 métaux

Définition : métal

un métal est un solide conduisant l'électricité

7.4.4 Céramiques et verres

Définition : céramique

Matériau constitué d'un oxyde d'un élément.

Définition : verre

Un verre est un solide transparent *amorphe*, constitué majoritairement de silice (SiO_2) parfois additionné de fondants.

Dans un verre, les atomes forment un réseau non périodique. Ce n'est donc pas un cristal. Le verre des vitres contient comme fondant le sodium et le calcium (verre sodocalcique). Les verres borosilicates, très résistants au choc thermique, sont utilisés dans la vaisselle en Pyrex par exemple.

7.4.5 Matériaux composites

Définition : matériau composite

Un matériau composite est constitué généralement de deux matériaux non miscibles : une *matrice* et un *renfort*, l'ensemble possédant des propriétés nouvelles par rapport à chaque constituant. La matrice est souvent une matrice polymère nommée résine (ex. polyester). Le renfort est un ensemble ou tissu de fibres de verre ou de carbone.

Les coques de voiliers et d'avion sont constitués de matériaux composites : un tissu de fibres de verre ou de carbone dans une matrice, généralement polymère. Par exemple les coques de voilier sont faites d'une matrice en résines polyester ou époxy. La coque de l'Airbus A380 est faite en *Glare*, un matériau composite d'aluminium et fibres de verre.

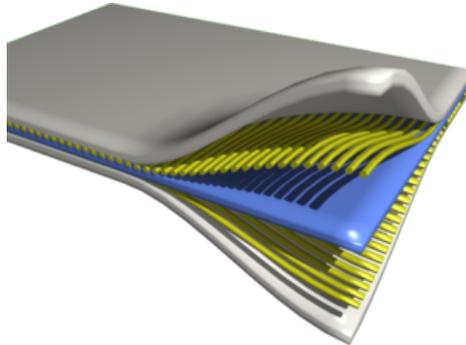


FIGURE 7.23 – Structure d'un matériau composite à plusieurs couches



FIGURE 7.24 – Coque de voilier



FIGURE 7.25 – Airbus A380

7.4.6 La recherche sur les matériaux

La *science des matériaux* cherche à rationaliser la conception et fabrication de matériaux possédant les propriétés souhaitées, en établissant un lien entre structure et propriétés.

L'une des sources d'inspiration pour la recherche de nouveaux matériaux est la nature (*bioinspiration*) : les matériaux de synthèse ainsi conçus sont nommés *matériaux biomimétiques*. On peut citer le *Velcro* qui s'inspire d'une plante, la benoite commune, ou la soie d'araignée qui possède des propriétés de résistance mécanique et de contraction étonnantes.



FIGURE 7.26 –

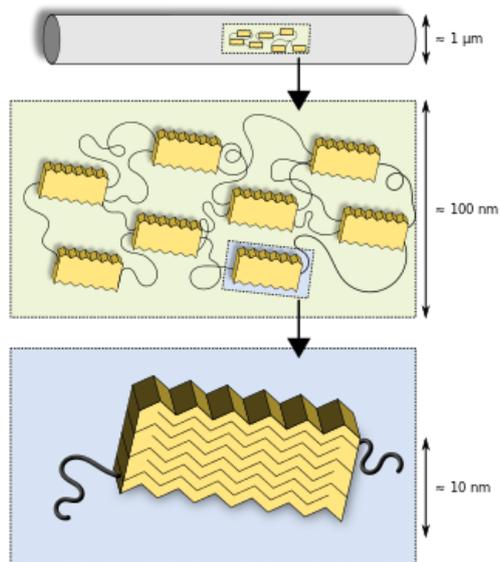


FIGURE 7.27 –

