Chapitre 5.
Les interactions de faible énergie

I. Interactions électrostatiques

II. Interactions de Van der Waals

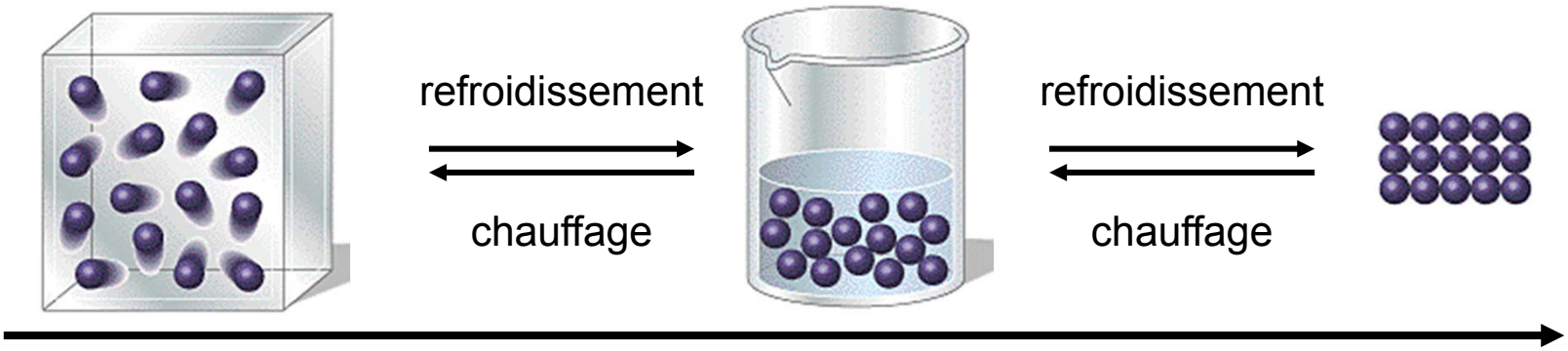
III. Liaison hydrogène

IV. Hydrophilie / hydrophobicité

Introduction

Passage entre les différents états de la matière

GAZ	LIQUIDE	SOLIDE
Pas de volume propre Pas de forme propre	Un volume propre Pas de forme propre	Un volume propre Une forme propre



Si les molécules d'un corps A forment entre elles des interactions plus fortes que celles que forment entre elles les molécules d'un corps B, alors le corps A aura des températures de changement d'état plus élevées que celles du corps B.

Solubilité d'un composé dans un solvant donné

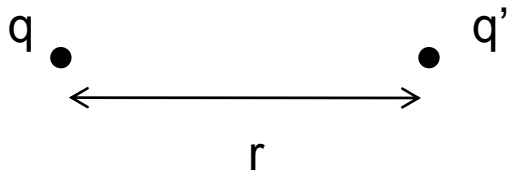
Plus les molécules d'un soluté (composé à dissoudre) forment d'interactions intermoléculaires avec celles d'un solvant, plus ce soluté est soluble dans le solvant considéré.

I. Interactions électrostatiques

I.1) Interaction entre 2 charges

I.2) Interaction ion - dipôle

I.1) interaction entre deux charges



$$E \propto \frac{q \times q'}{r}$$

$$\left\| \vec{f} \right\| \propto \frac{1}{r^2}$$

Si q et q' sont de même signe

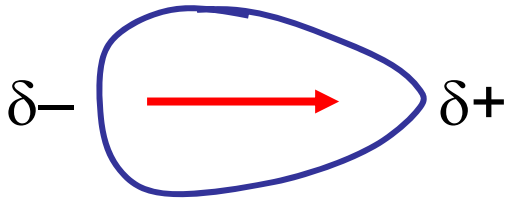
- ✓ E > 0
- ✓ interaction répulsive

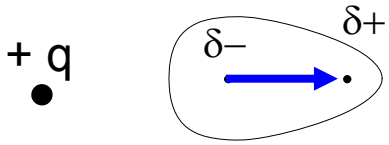
Si q et q' sont de signe différent

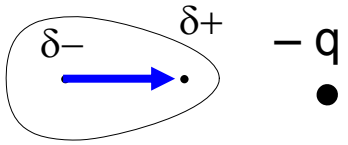
- ✓ E < 0
- ✓ interaction attractive

I.1) interaction ion - dipôle

Une molécule polaire (qui possède un moment dipolaire) est un dipôle électrostatique.







Conséquences :

✓Les ions ont beaucoup d'affinité avec l'eau, solvant polaire.

✓Dans les molécules de taille importante, les zones chargées sont hydrophiles.

II. Interactions de Van der Waals

II.1) interaction dipôle-dipôle

II.2) interaction liée à la création d'un dipôle induit

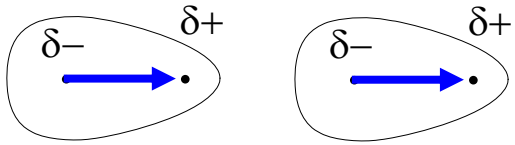
II.3) interaction dipôle instantanné – dipôle instantanné

II.4) Expression et comparaison des interactions de Van der Waals

II.5) exemples de conséquences de l'existence des interactions de Van der Waals

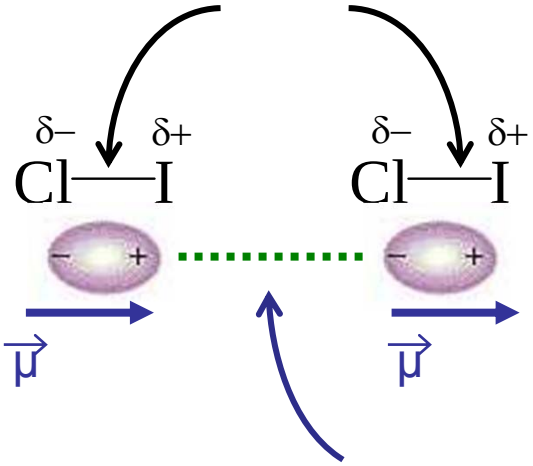
II.1) interaction dipôle-dipôle

Interactions entre deux dipôles permanents
i.e. entre deux molécules polaires



ou « forces d'orientation »
ou interaction de **Keesom**

Liaisons covalentes : fortes

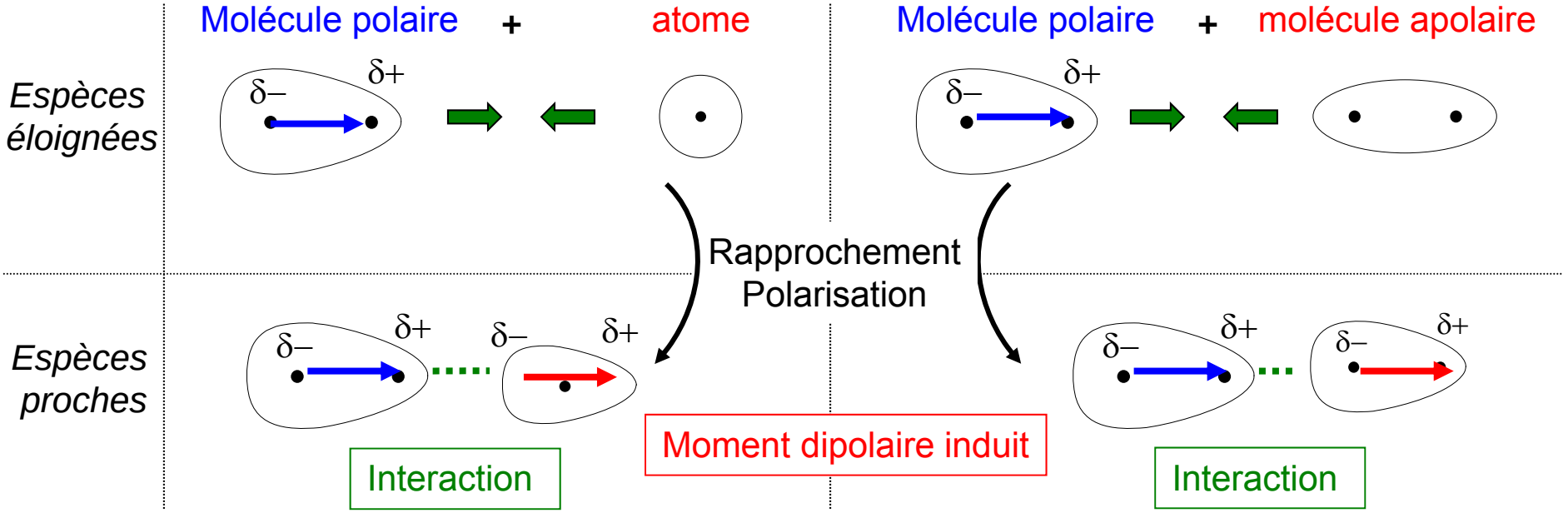


Interaction dipôle - dipôle : faible

Les interactions dipôle-dipôle sont d'autant plus fortes que les moments dipolaires sont élevés et que la température est basse.

II.2) Interaction liée à la création d'un dipôle induit

interaction entre une espèce polaire et une espèce apolaire



ou « forces d'induction »
*ou interaction de **Debye***

II.2) interaction liée à la création d'un dipôle induit

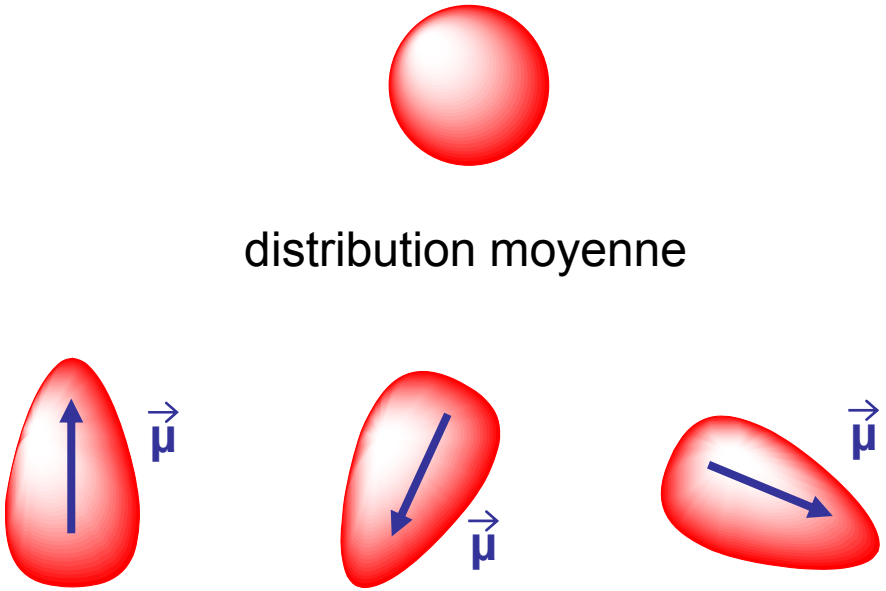
Les interactions entre une espèce polaire et une espèce apolaire sont d'autant plus fortes que :

le moment dipolaire de l'espèce polaire est grand
la polarisabilité de l'espèce apolaire est grande.

Rappel : la polarisabilité augmente avec la taille d'un atome.
En première approximation, la polarisabilité d'une molécule augmente avec sa taille.

II.3) Interaction dipôle instantanné – dipôle instantanné

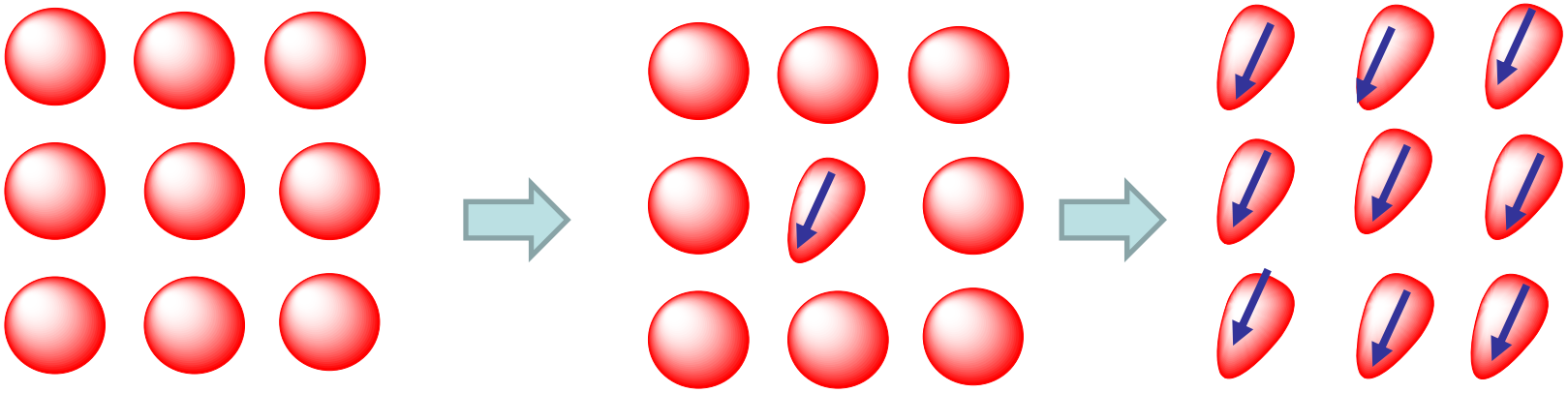
interaction entre deux espèces apolaires



distribution moyenne

Moments dipolaires instantanés

II.3) Interaction dipôle instantanné – dipôle instantanné



ou « forces de dispersion »
ou interaction de **London**

Les interactions entre deux espèces apolaires sont d'autant plus fortes que les espèces considérées sont polalisables.

II.4) expression et comparaison des interactions de Van der Waals

Interaction entre les deux mêmes espèces séparées d'une distance d.

$$E_{\text{vdW}} = -\frac{K_K + K_D + K_L}{d^6}$$

Les interactions de London sont prépondérantes dans les espèces apolaires de tailles importantes; les interactions de Keesom sont prépondérantes dans les espèces polaires de petite taille.

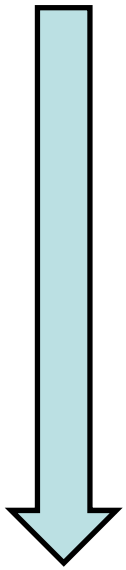
La force d'attraction intramoléculaire qui dérive de ce potentiel d'interaction, appelée force de Van der Waals, varie en $1/d^7$. C'est donc une force de très courte portée.
(exemple : si d est multipliée par 2, la force est divisée par 2^7 soit 128).

II.5) exemples de conséquences de l'existence des interactions de Van der Waals

i) Influence sur les températures de changement d'état.

Exemple 1. Implication sur les températures de changement d'état des gaz nobles

Gaz noble	$T_{ébullition}$ (°C)	T_{fusion} (°C)
He	-269	-270
Ne	-246	-249
Ar	-186	-189
Kr	-153	- 157
Xe	-108	-112



Le rayon des atomes donc la polarisabilité augmente

Effet des interactions de London uniquement

II.5) exemples de conséquences de l'existence des interactions de Van der Waals

i) Influence sur les températures de changement d'état.

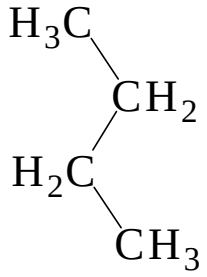
Exemple 2: composés de volumes comparables

Butane et acétone, composés de masse molaire 58 g.mol^{-1}

butane

T_{fusion} = - 138°C

$T_{ébullition}$ = - 0,5°C

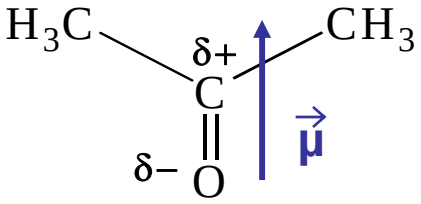


Molécule apolaire
pas d 'interaction de Keesom

acétone

T_{fusion} = - 95°C

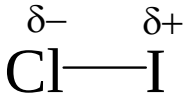
$T_{ébullition}$ = 56°C



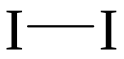
Molécule polaire
interactions de Keesom

II.5) exemples de conséquences de l'existence des interactions de Van der Waals

ii) Influence sur la solubilité



ICl , molécule polaire, soluble dans l'eau (interactions de Keesom)



I_2 , molécule apolaire, est très peu soluble dans l'eau.
Mais solubilité est non nulle du fait d'interactions de Debye

Les gaz nobles sont très peu solubles dans l'eau. Toutefois leur solubilité dans l'eau augmente lorsque l'on descend dans la colonne (augmentation de la polarisabilité des gaz nobles donc des interactions de Debye).

III. Liaison hydrogène

III.1) définition

III.2) exemple de liaison hydrogène

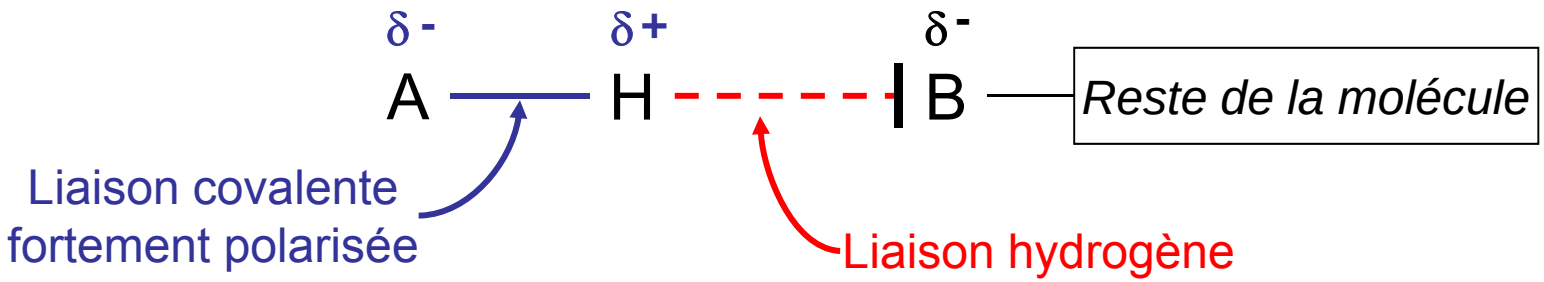
III.3) exemples de conséquences de l'existence de liaisons hydrogène

III.4) liaisons hydrogènes intramoléculaires

III.1) Définition

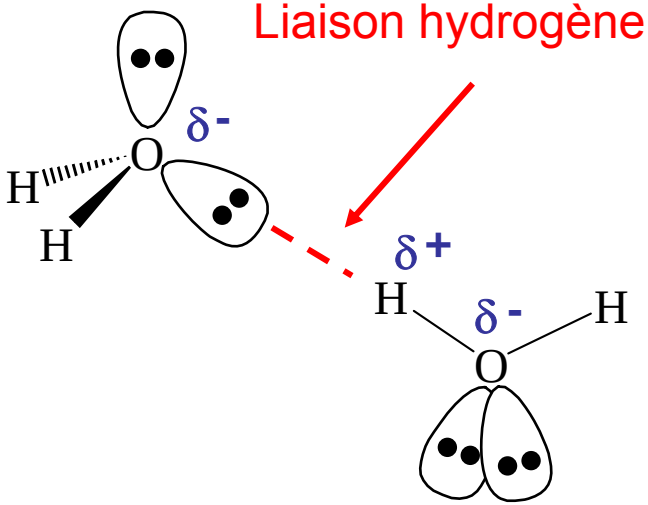
La « liaison hydrogène » résulte de l'interaction électrostatique entre :

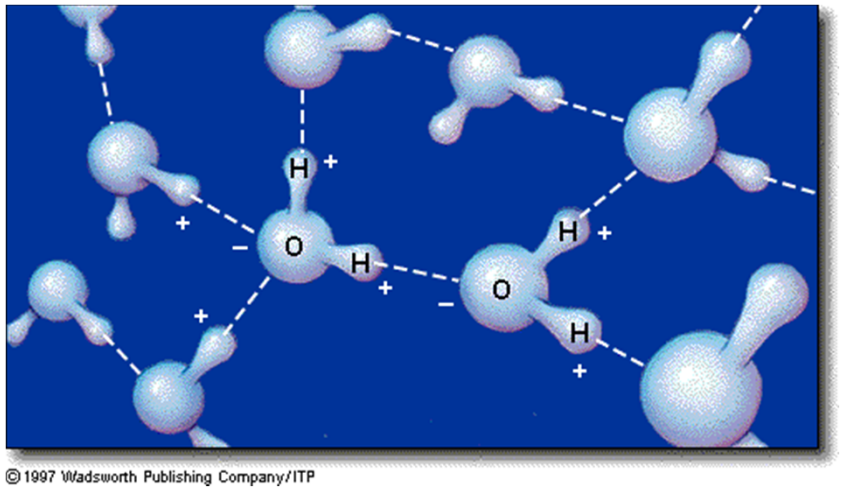
un élément très électronégatif portant au moins un doublet non liant
et
un atome d'hydrogène lié à un élément très électronégatif



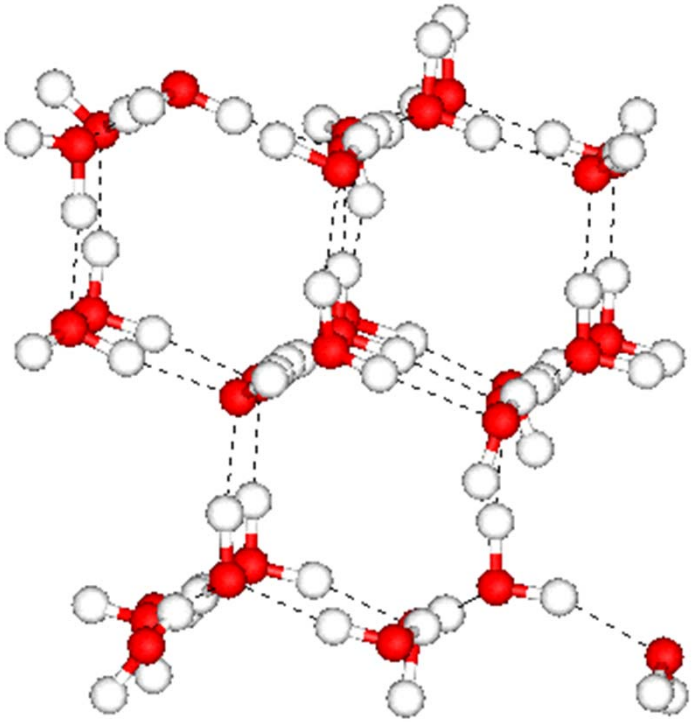
III.2) Exemple de liaison hydrogène

Liaison hydrogène entre les molécules d'eau





©1997 Wadsworth Publishing Company/ITP



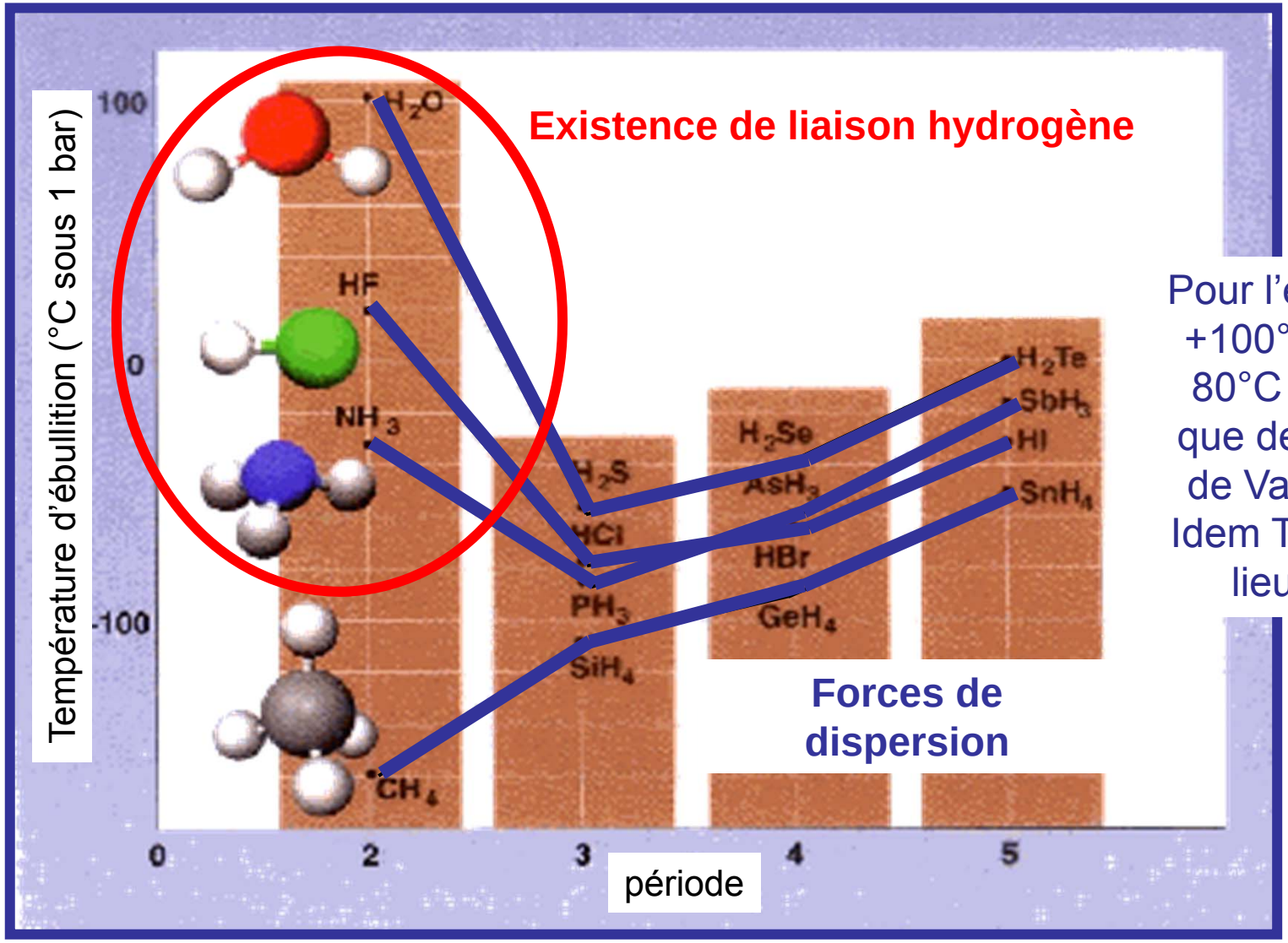
Cristal de glace

III.3) Exemples de conséquences de l'existence de liaisons hydrogène

Solubilité importante des composés comportant peu d'atomes pouvant former avec l'eau des liaisons hydrogènes (ammoniac NH_3 très soluble / PH_3 et CH_4 insolubles etc.)

Reconnaissance des bases nucléiques
(Adénine-Thymine / Guanine-Cytosine)

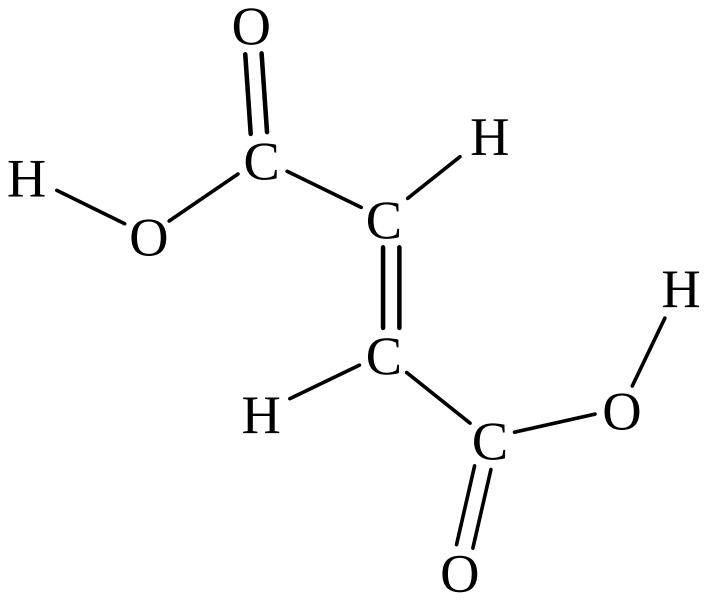
III.3) Exemples de conséquences de l'existence de liaisons hydrogène



Pour l'eau, $T_{ébullition}$ = +100°C au lieu de -80°C (si il n'y avait que des interactions de Van der Waals). Idem T_{fusion} = 0°C au lieu de -110°C

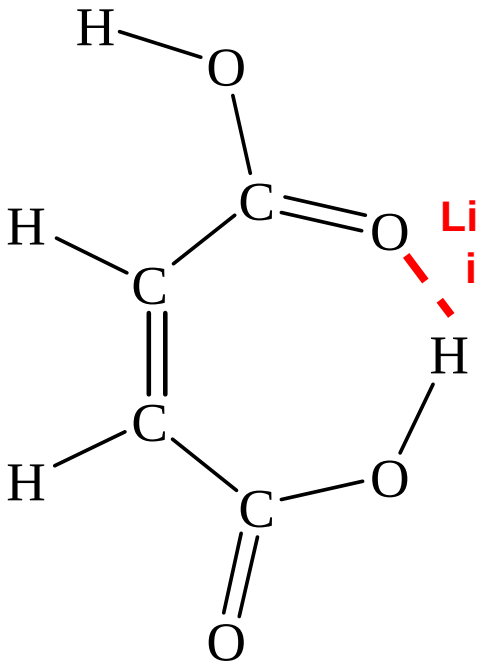
III.4) liaisons hydrogènes intramoléculaires

Acide fumarique
Acide *E*-butanedioïque



T_{fusion} = 286 °C

Acide maléique
Acide *Z*-butanedioïque



Liaison hydrogène intramoléculaire

T_{fusion} = 130°C

Moins d'interactions intermoléculaires possibles du fait de la liaison hydrogène intramoléculaire

IV) Hydrophilie / hydrophobicité

Solubilité des alcools dans l'eau.

Alcool	Formule semi-développée	Solubilité dans l'eau (g/L)
Méthanol	HO—CH_3	Totale
Ethanol	HO—CH_2—CH_3	Totale
Propan-1-ol	HO—$(CH_2)_2$—CH_3	Totale
Butan-1-ol	HO—$(CH_2)_3$—CH_3	80
Pentan-1-ol	HO—$(CH_2)_4$—CH_3	22
Hexan-1-ol	HO—$(CH_2)_5$—CH_3	7
Heptan-1-ol	HO—$(CH_2)_6$—CH_3	2
Alcools supérieurs		insolubles

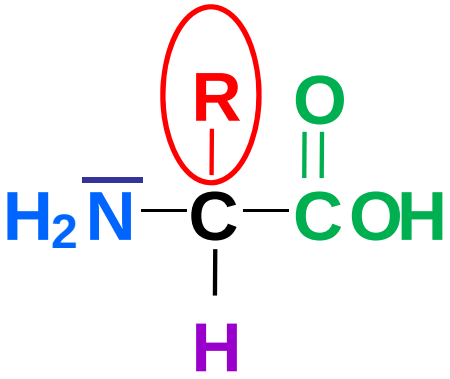
Prépondérance de l'effet des liaisons hydrogènes

Prépondérance de l'augmentation de la chaîne carbonée, qui minimise les liaisons hydrogènes : effet hydrophobe.

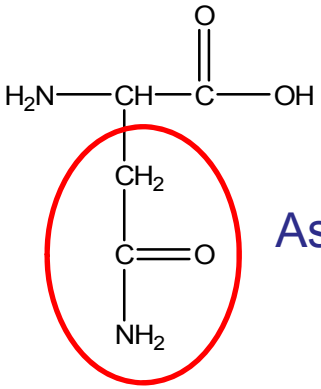
IV) Hydrophilie / hydrophobicité

Pour des molécules comportant beaucoup d'atomes, il y a co-existence de parties hydrophiles (zone(s) chargée(s), zone(s) polaire(s) de la molécule, hydrogène(s) lié(s) à des atomes de fluor, d'oxygène, d' azote) et les parties hydrophobes (zone apolaires).

Exemples des α-aminos acides

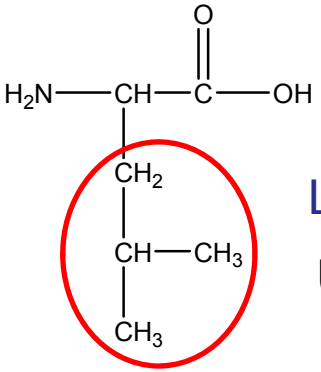


Tous les acides aminés sont solubles dans l'eau, mais plus ou moins selon si la chaîne latérale R est chargée ou non, polaire ou apolaire.



Aspargine

Un des AA les plus solubles dans l'eau



Leucine

Un des AA les moins solubles dans l'eau

CQFR

Connaître les 3 types d'interactions de Van der Waals

Connaître la liaison hydrogène

✓Savoir discuter sur des différences de températures de changement d'état entre différents composés

✓Savoir discuter de la solubilité plus ou moins importante d'un composé dans l'eau.