

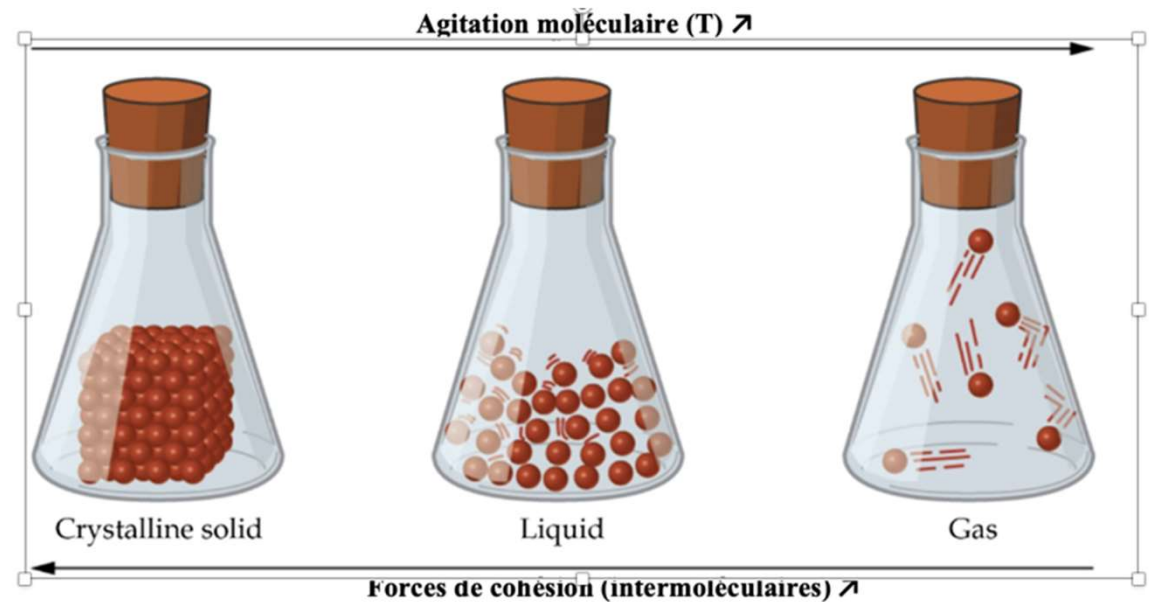
LES ETATS DE LA MATIÈRE ET
LES FORCES INTERMOLECULAIRES

OBJECTIFS DU CHAPITRE

- Identifier les états de la matière et les types de composés
- Distinguer les forces inter- et intramoléculaires
- Expliquer les propriétés physiques des composés (T° de changement d'état, solubilité, miscibilité) sur base de ces forces
- Relier des observations expérimentales à ces notions

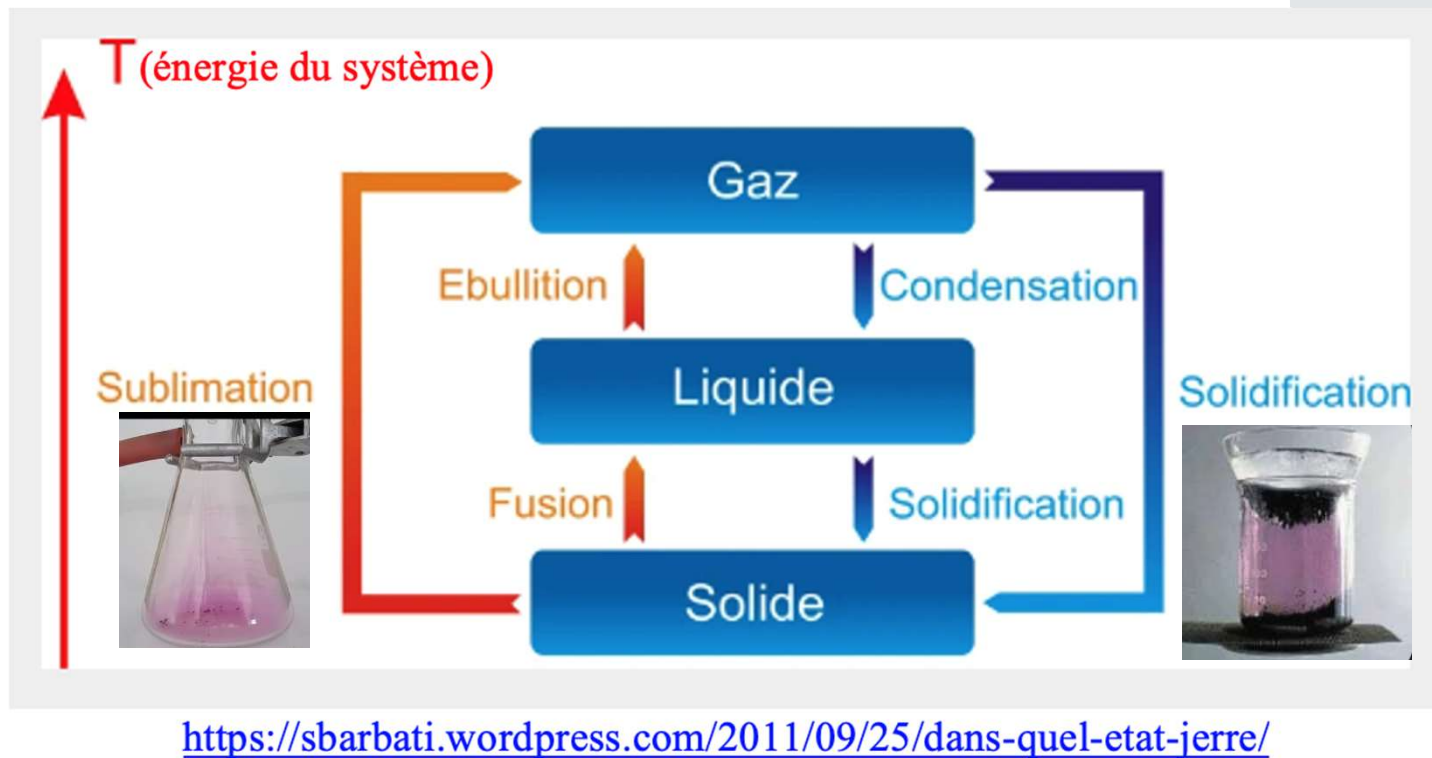
LES TROIS ÉTATS DE LA MATIÈRE

- Solide: compact et ordonné, fortes interactions
(ex: glace, $I_{2(s)}$)
- Liquide: compact et désordonné, interactions modérées
(ex: eau, méthanol)
- Gaz: dispersé et désordonné, interactions quasi nulles
(ex: vapeur d'eau, $I_{2(g)}$)

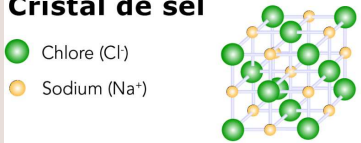
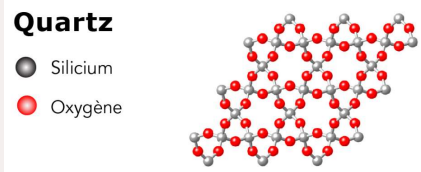
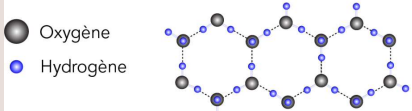


<https://ecampusontario.pressbooks.pub/genchempourlesgeegees/chapter/2-1-forces->

LES CHANGEMENTS D'ÉTAT



LES TYPES DE COMPOSÉS

Cristaux	Nature du lien	Exemples	Propriétés
Ioniques	Forces électrostatiques entre cations et anions	Cristal de sel  ● Chlore (Cl) ● Sodium (Na ⁺) 	Point de fusion très élevé Solubles dans l'eau
Covalents	Réseau de liaisons covalentes entre atomes	Quartz  ● Silicium ● Oxygène 	Point de fusion élevé Très durs Insolubles
Moléculaires	Molécules unies par forces intermoléculaires	Cristal de glace  ● Oxygène ● Hydrogène 	Points de fusion/ébullition faibles

L'ÉNERGIE DES LIAISONS

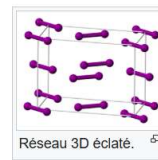
Liaisons intramoléculaires (entre les atomes)

Les liaisons ionique et covalente ont une ENERGIE ELEVEE comprise entre 100 et 800 KJ/mol

Exemple: dans le diiode I_2 , la liaison covalente I-I est forte (intramoléculaire) mais les interactions de VdW entre molécules de I_2 sont faibles (intermoléculaires)

Liaisons intermoléculaires (entre les molécules)

- Les forces intermoléculaires sont des interactions de FAIBLE ENERGIE (< 50 KJ/mol)
- Parmi celles-ci, on distingue:
 - les forces de Van der Waals
 - les ponts hydrogène.

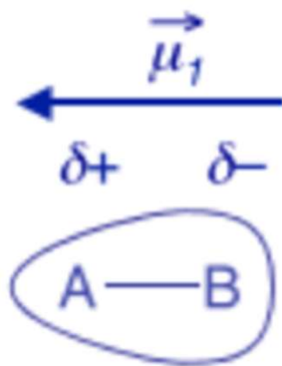


LES FORCES INTERMOLECULAIRES DE VAN DER WAALS ($< 20 \text{ KJ/MOL}$)

Il s'agit par ordre décroissant d'intensité :

1. des forces de Keesom (orientation),
2. des forces de Debye (induction),
3. des forces de London (dispersion).

Molécule AB polaire



Dipôle permanent

Molécule CD polaire



Dipôle permanent

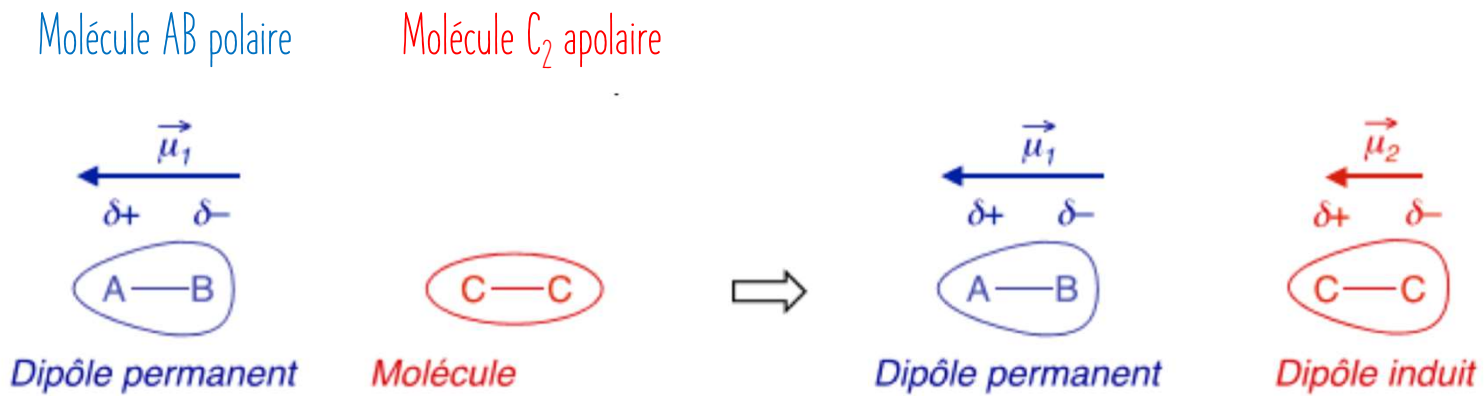
Attraction
électrostatique



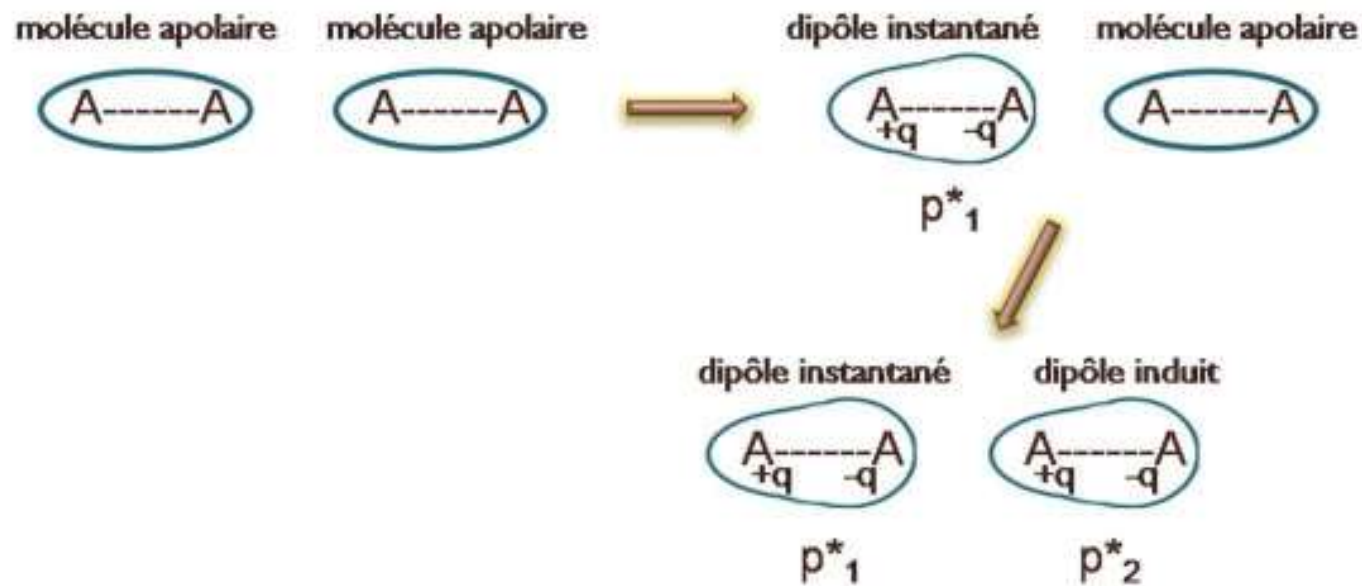
1. KEESOM: DIPÔLE PERMANENT - DIPÔLE PERMANENT

<https://www.lct.jussieu.fr/pagesperso/fuster/1C001/forces-inter.pdf>

2. DEBYE : DIPÔLE PERMANENT - DIPÔLE INDUIT



3. LONDON : DIPÔLE INSTANTANÉ - DIPÔLE INDUIT



EN RÉSUMÉ

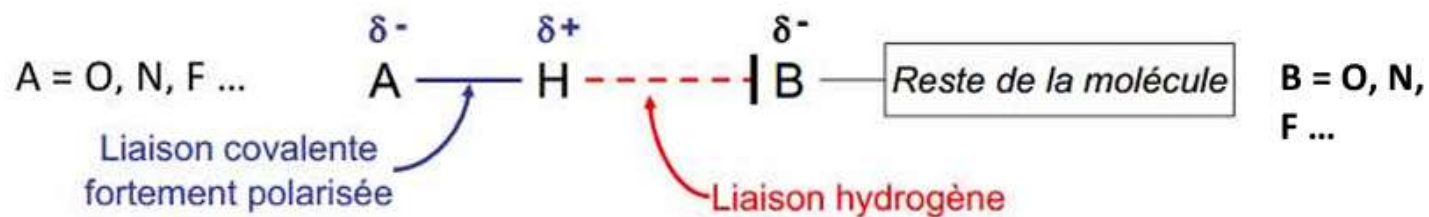
- Les forces de VdW regroupent trois types d'interactions attractives

Type	Nature	Exemple	Intensité
Keesom (dipôle-dipôle)	Entre molécules polaires permanentes	HCl, H ₂ O	Moyenne (augmente avec la différence d'électronégativité)
Debye (dipôle-dipôle induit)	Molécule polaire induit un dipôle chez une apolaire	H ₂ O $\leftrightarrow$ I ₂	Faible à moyenne
London (dipôle instantané-dipôle induit)	Mouvements instantanés des e ⁻ créent des dipôles temporaires chez les molécules apolaires	I ₂	Faible (augmente avec la masse molaire)

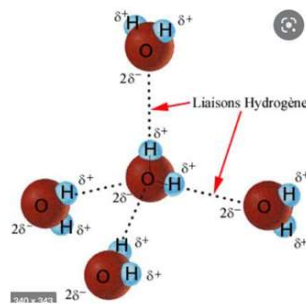
- Ces forces expliquent la cohésion entre molécules neutres
- Toutes les molécules possèdent au moins des forces de dispersion de London

LA LIAISON HYDROGÈNE (20-40 KJ/MOL)

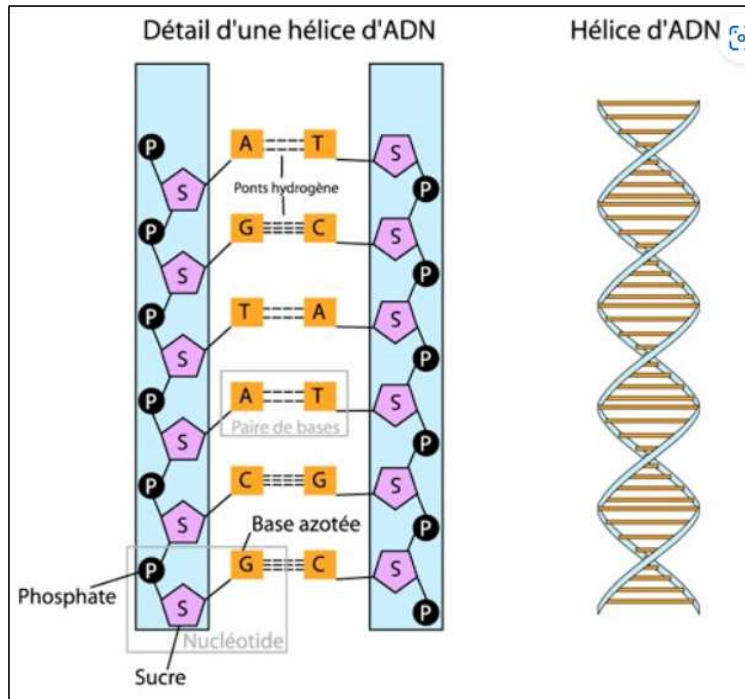
- Cas particulier d'interactions dipôle-dipôle d'intensité supérieure aux forces de Keesom



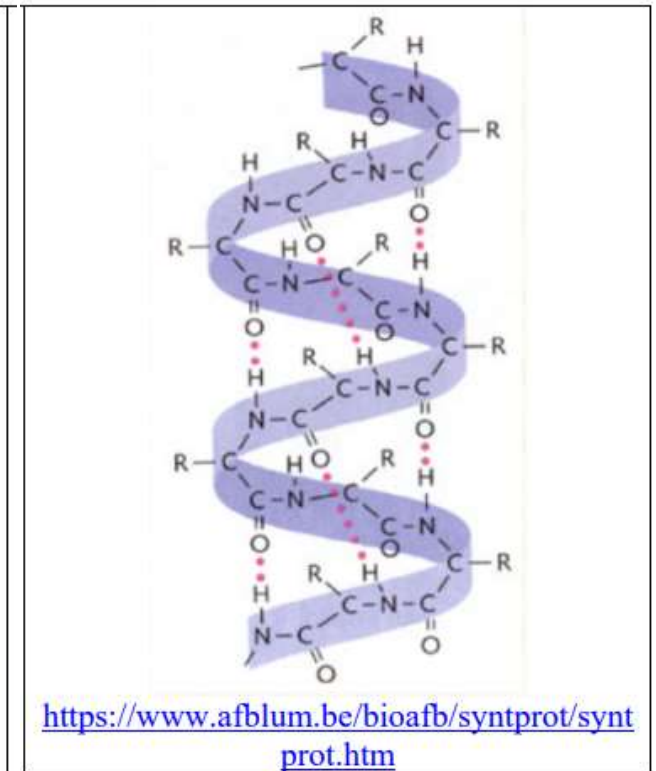
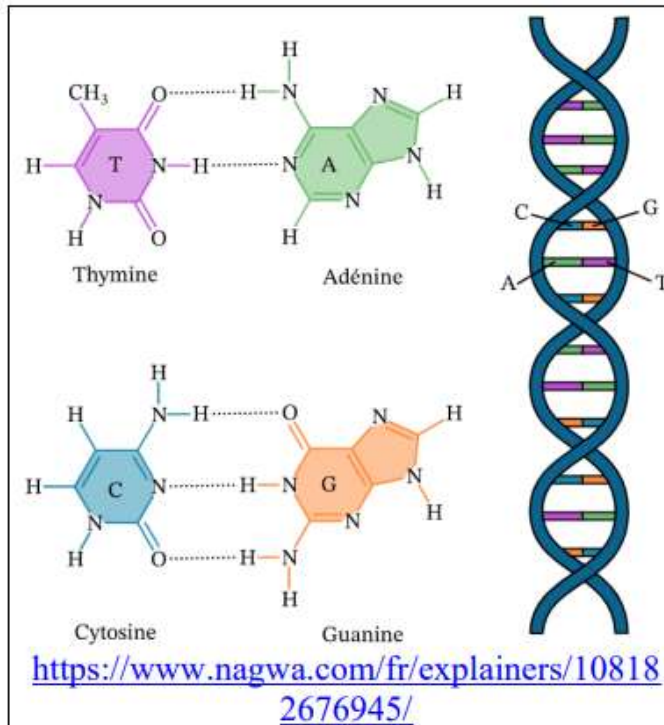
- Exemples: H_2O , méthanol CH_3OH

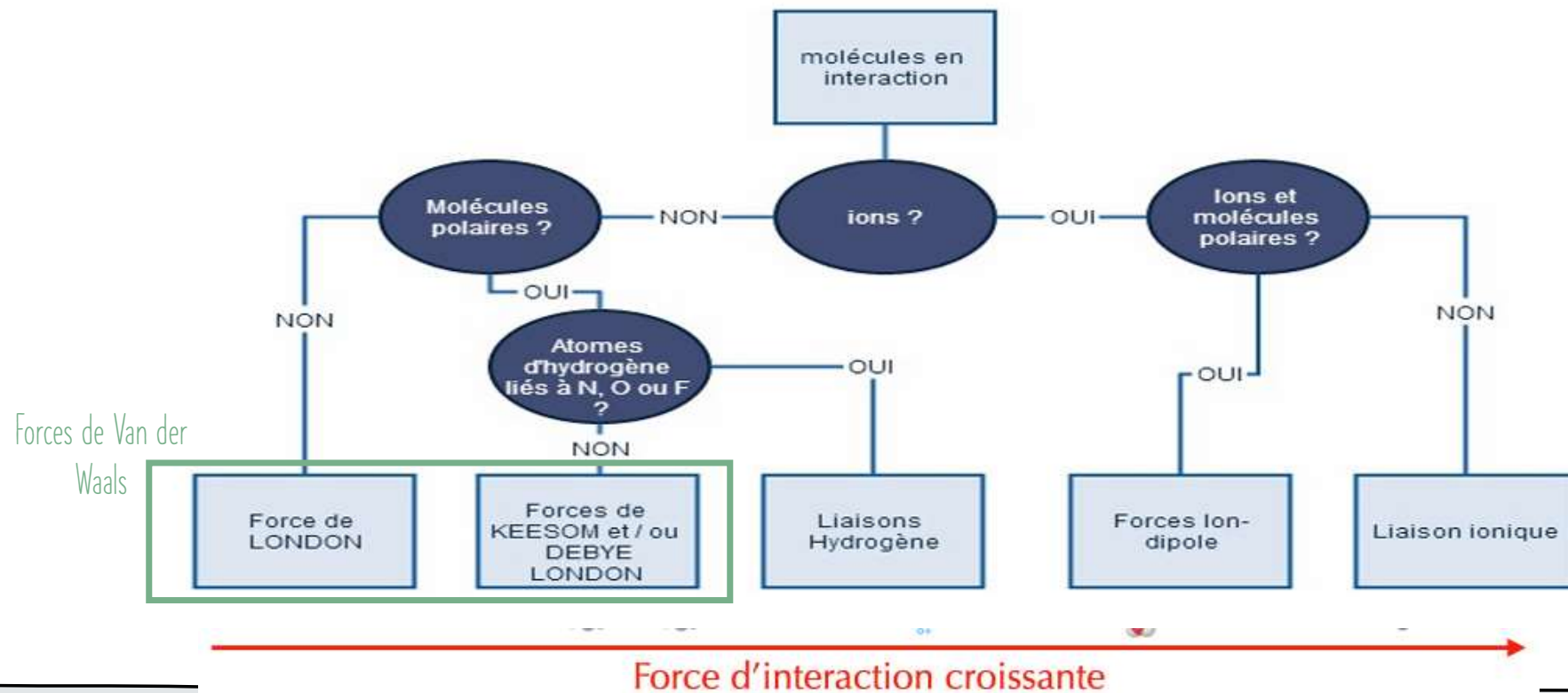


LA LIAISON HYDROGÈNE: APPLICATION



[Structure ADN - ADN, une molécule universelle et variable/La structure universelle de la molécule d'ADN — Wikiversité \(wikiversity.org\)](https://www.wikiversity.org/wiki/Structure_ADN)





QUELLES FORCES INTERMOLECULAIRES SONT PRÉSENTES ?

CHANGEMENTS D'ÉTAT ET FORCES INTERMOLECULAIRES

- Plus les forces intermoléculaires sont fortes, plus il faut d'énergie (chaleur) pour passer d'un état plus ordonné vers un état moins ordonné (fusion, évaporation, sublimation)
- Exemples:
 - $\text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S} \Rightarrow$ glace fond à 0°C > $\text{H}_2\text{S(s)}$ fond à -86°C
 - Il faut à peine chauffer pour sublimer I_2 car forces de London de faible intensité entre les molécules de I_2

QUESTIONS

1. Classe les gaz rares du tableau périodique (famille VIIIa) par ordre croissant de température d'ébullition. Justifie ta réponse.

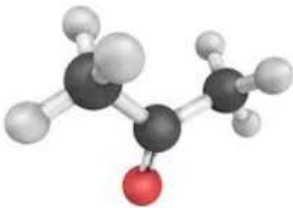
QUESTIONS

1. Les gaz rares sont des composés apolaires et présentent des interactions de VdW de London entre leurs molécules. Or, l'intensité des forces de London est faible et augmente avec la masse molaire. Ceci explique que la T_{eb} des gaz rares est basse et qu'elle augmente avec la masse molaire du gaz.

VIIIA	T_{eb} (°C)
² He 4,003	-269
¹⁰ Ne 20,183	-246
¹⁸ Ar 39,95	-186
³⁶ Kr 83,8	-153
⁵⁴ Xe 131,30	-108
⁸⁶ Rn [222]	-61,7

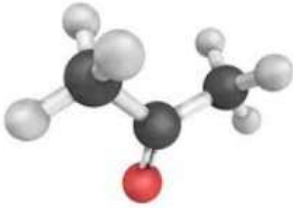
QUESTIONS

2. Relie chaque composé à sa température d'ébullition. Justifie ta réponse.

Acétone C_3H_6O		- 42 °C
Propane C_3H_8		56 °C

QUESTIONS SUR LES FORCES DE VAN DER WAALS

2. Propane peu polaire vs Acétone très polaire ($\Delta\epsilon_{c=0} \cong 1,0$)

Acétone C_3H_6O		- 42 °C
Propane C_3H_8		56 °C

QUESTIONS

3. Quel acide a la température d'ébullition la plus élevée: l'acide chlorhydrique ou l'acide fluorhydrique? Justifie ta réponse.

QUESTIONS

3. Il s'agit de l'acide fluorhydrique.

Les liaisons hydrogène (présentes dans HF) sont bien plus fortes que les interactions dipôle-dipôle (présentes dans HCl).

Famille <u>VIIa</u>	<u>Téb</u>
HF	19°C
HCl	-84°C

SOLUBILISATION, MISCIBILITÉ ET FORCES INTERMOLECULAIRES

- Solution = SOLVANT_(l) + soluté_(g,l,s)
- Règle générale « Qui se ressemblent, s'assemblent »

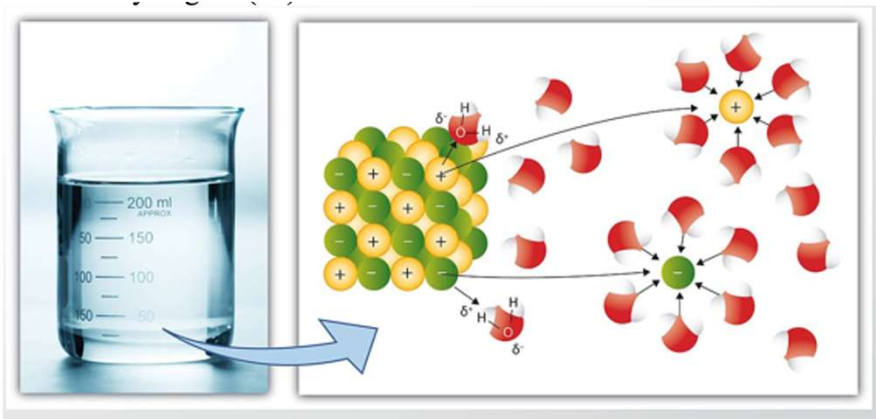
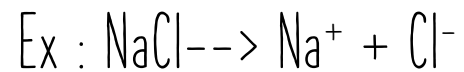
Plus les molécules d'un soluté peuvent donner d'interactions avec celles d'un solvant et plus grande sera la solubilité dans ce solvant - il en est de même pour la miscibilité entre deux liquides

SOLUBILISATION, MISCIBILITÉ ET FORCES INTERMOLECULAIRES

- Solubilisation:
 - Solutés polaires (sel NaCl, sucre) → solvants polaires (eau, méthanol)
 - Solutés apolaires (I_2) → solvants apolaires (CCl_4 , cyclohexane C_6H_{12})
- Miscibilité:
 - 2 liquides polaires sont miscibles entre eux (eau et méthanol)
 - 2 liquides apolaires sont miscibles entre eux

L'ÉTAT DISSOUS

Solutions ioniques



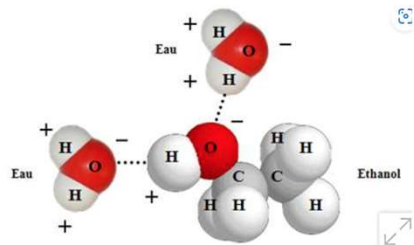
Interactions ions - dipoles de type électrostatique entre les cations Na^+ et les atomes d'oxygène (δ^-) ainsi qu'entre les anions Cl^- et les atomes d'hydrogène (δ^+).

http://christrole.free.fr/premiereS/A%20Outils/1S%2005%20solvatation_fichiers/Page381.htm

m

Solutions moléculaires

Les interactions soluté – solvant sont des forces de Van der Waals et éventuellement des ponts H (ex: diiode et C_6H_{12} , sucre et eau)



<https://www.futura-sciences.com/sciences/dossiers/astronomie-eau-liquide-source-vie-univers-995/page/3/>

L'ETAT DISSOUS

L'ETAT DISSOUS: SOLUBILITÉ DES ALCOOLS DANS L'EAU

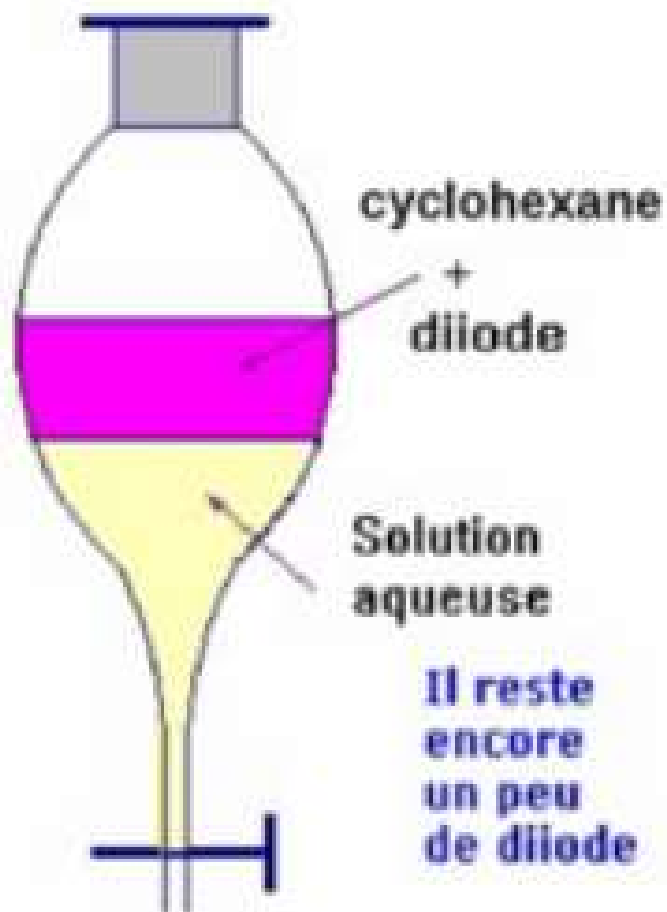
Alcool	Formule semi-développée	Solubilité dans l'eau (g/L)
Méthanol	HO—CH ₃	Totale
Ethanol	HO—CH ₂ —CH ₃	Totale
Propan-1-ol	HO—(CH ₂) ₂ —CH ₃	Totale
Butan-1-ol	HO—(CH ₂) ₃ —CH ₃	80
Pentan-1-ol	HO—(CH ₂) ₄ —CH ₃	22
Hexan-1-ol	HO—(CH ₂) ₅ —CH ₃	7
Heptan-1-ol	HO—(CH ₂) ₆ —CH ₃	2
Alcools supérieurs		insolubles

Prépondérance
de l'effet des
liaisons
hydrogènes

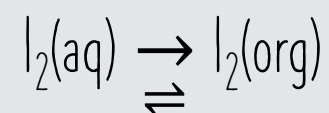
Prépondérance de l'augmentation de la chaîne carbonée,
qui minimise les liaisons hydrogènes : effet hydrophobe.

http://pedagogie.ac-limoges.fr/physique-chimie/IMG/pdf/interactions_intermoleculaires.pdf

Ampoule à décanter



DIODE EXTRAIT DE L'EAU VERS LE CYCLOHEXANE



Eau et cyclohexane non
miscibles

EXERCICES

Chapitre 5 des notes de cours: 1 à 12