

Cours de chimie générale

Thème 3

Les forces van der Waals

Module: 1441 Chimie & Matériaux

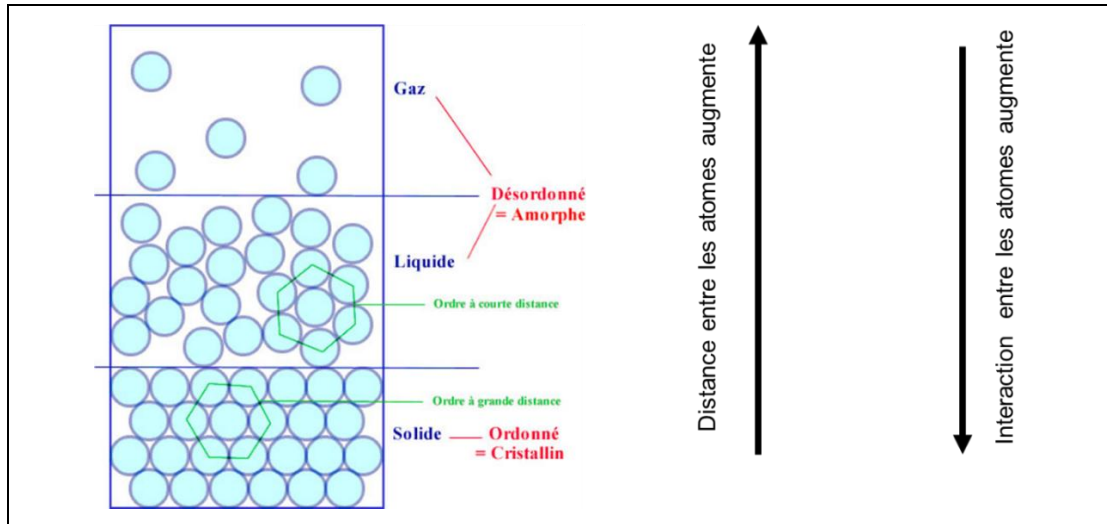
Support de cours de Pr. Oksana Banakh

Mise à jour 2025

Contenu du thème 3

1. Interaction entre espèces dans solides, liquides et gaz	3
2. Forces van der Waals (forces intermoléculaires).....	4
3. Forces van der Waals: Forces dipôle – dipôle (1)	4
4. Forces van der Waals: forces dipôle – dipôle induit (2).....	5
5. Forces van der Waals: forces de dispersion (3)	6
6. Le pont hydrogène, le cas spécial de dipôle-dipôle	7
7. Tableau récapitulatif : Forces van der Waals	12
8. Cas spécifique : force dipôle-ion	12
9. Manifestation des forces intermoléculaires. La tension superficielle.....	13
10. Exemples d'application de la tension de surface	14
11. Manifestation des forces intermoléculaires. Viscosité.....	17
Réponses aux exercices.....	18

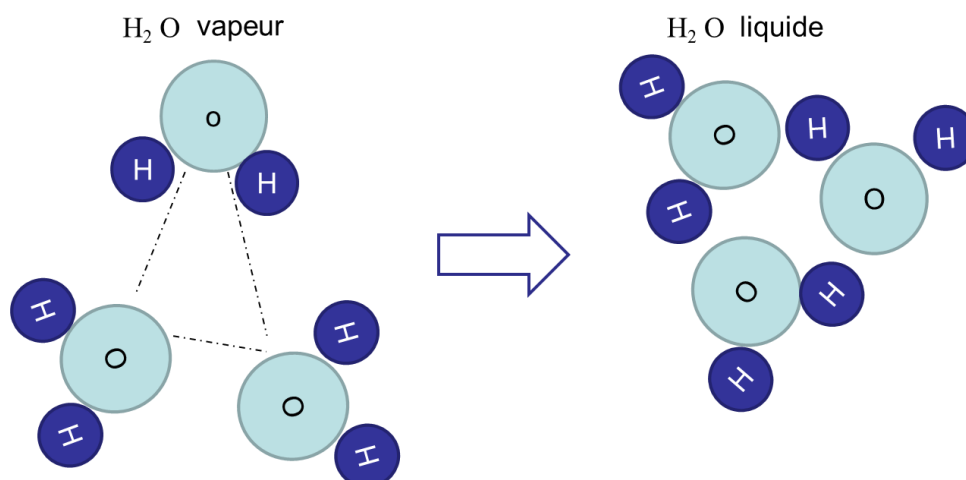
1. Interaction entre espèces dans solides, liquides et gaz



- Dans des **solides** les atomes (ou ions) sont retenus grâce à des **liaisons chimiques fortes: liaisons covalente, ionique ou métallique**. Ce sont les **forces intramoléculaires**
- Dans des **liquides et des gaz**, il existe des forces plus faibles agissant entre des atomes ou des molécules, les **forces intermoléculaires** (appelée aussi les **forces van der Waals**).
- Les forces **intermoléculaires** sont beaucoup plus **faibles** que les **intramoléculaires**.

Les forces van der Waals (vdW) se manifestent via les phénomènes suivants :

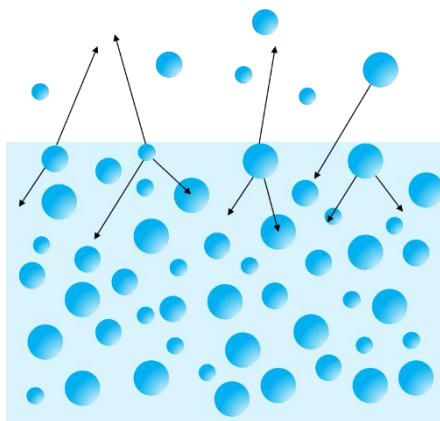
Exemple 1 : Condensation d'eau.



Lors de la condensation, les molécules d'eau se rapprochent et s'agglutinent.

C'est la **force Intermoléculaire** qui permet aux molécules d'eau de s'agglutiner.

Exemple 2 : Evaporation d'eau

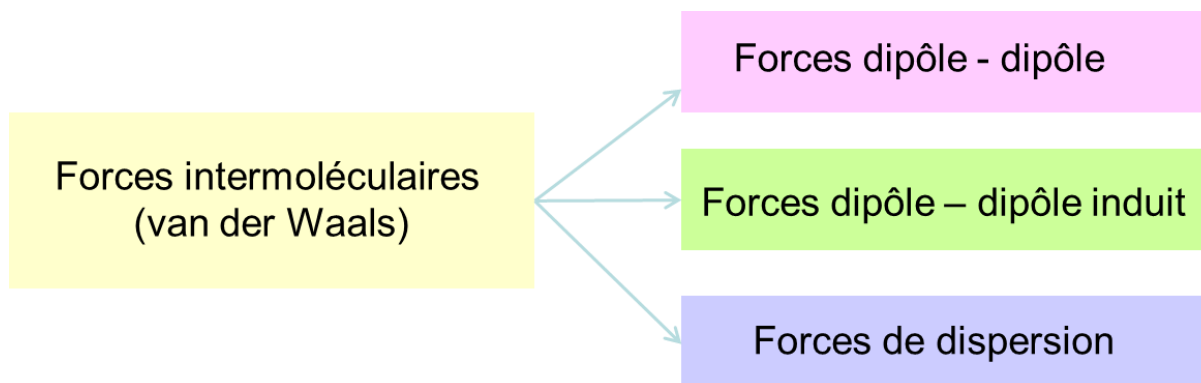


Pour pouvoir quitter la surface d'eau, les molécules d'eau doivent rompre **les forces d'attraction intermoléculaire** qui agissent entre les molécules voisines.

L'évaporation est facilitée par la température qui augmente l'agitation moléculaire.

2. Forces van der Waals (forces intermoléculaires)

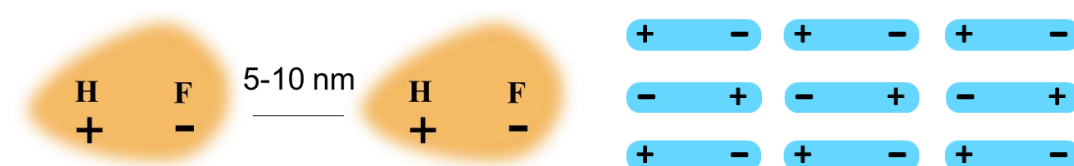
Il existe 3 types de force van der Waals



3. Forces van der Waals: Forces dipôle – dipôle (1)

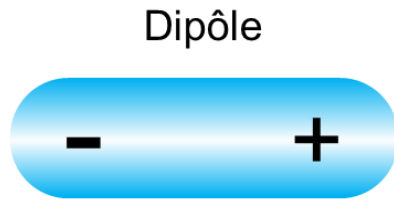
Cette force se crée entre deux molécules polaires (dipôles) identiques ou différentes.

Quand ces molécules s'approchent à une distance nanométrique, elles s'attirent de manière électrostatique, le pôle positif d'une molécule attire le pôle négatif de la molécule voisine.



Les molécules s'alignent de manière ordonnée et un champ électrique temporaire est créé. Cet ordre n'existe pas longtemps, il se fait et se défait en permanence, car les molécules bougent à cause de mouvement brownien

Pour rappel :



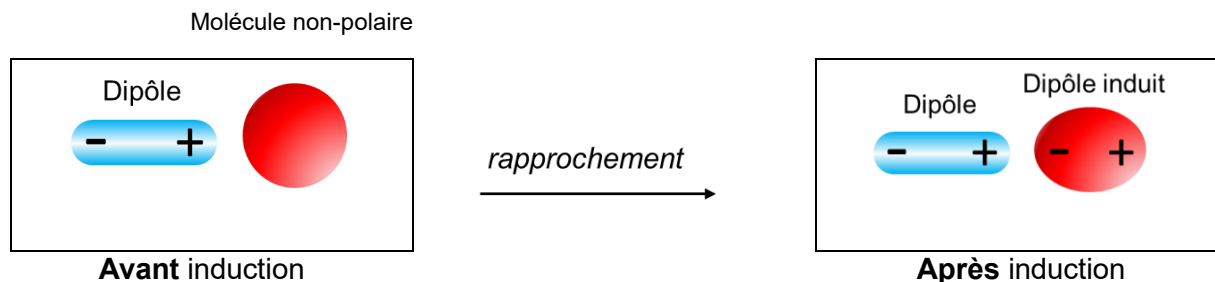
Une molécule dipôle (pole + et pole -) est une molécule qui possède le moment dipolaire, μ . Dans cette molécule, le champ électrique à l'intérieur ne s'annule pas. Il existe grâce aux liaisons polaires qui ne sont pas équilibrées géométriquement, par conséquent le centre des charges partielles positives ne coïncide pas avec celui des charges partielles négatives (p.ex. HCl, HF, H₂O, NH₃)

L'ampleur de la force d'attraction **dipôle – dipôle** dépend du champ électrique dans la molécule polaire (force de dipôle) qui à son tour dépend de sa valeur $\Delta\chi$

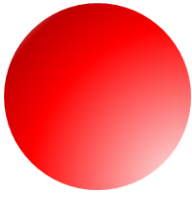
La force **dipôle-dipôle** est de **nature électrostatique**.

4. Forces van der Waals: forces dipôle – dipôle induit (2)

Cette force se crée quand une **molécule polaire**, H₂O (ayant un dipôle permanent) s'approche d'une **molécule apolaire**, CO₂. La molécule polaire va induire un dipôle temporaire (dit « dipôle induit ») dans la molécule apolaire.



Pour rappel :



Une molécule non-dipôle est une molécule qui ne possède pas de moment dipolaire, $\mu=0$. Dans cette molécule, le champ électrique à l'intérieur s'annule puisque le centre des charges partielles positives coïncide avec celui des charges partielles négatives. (p.ex. CH_4 , CCl_4 , H_2 , O_2 , CO_2)

L'ampleur de cette interaction dépend de la nature de 2 molécules qui interagissent :

- 1) Pour la molécule **polaire**: la force de son dipôle ($\Delta\chi$)
- 2) Pour la molécule **apolaire**: sa polarisabilité

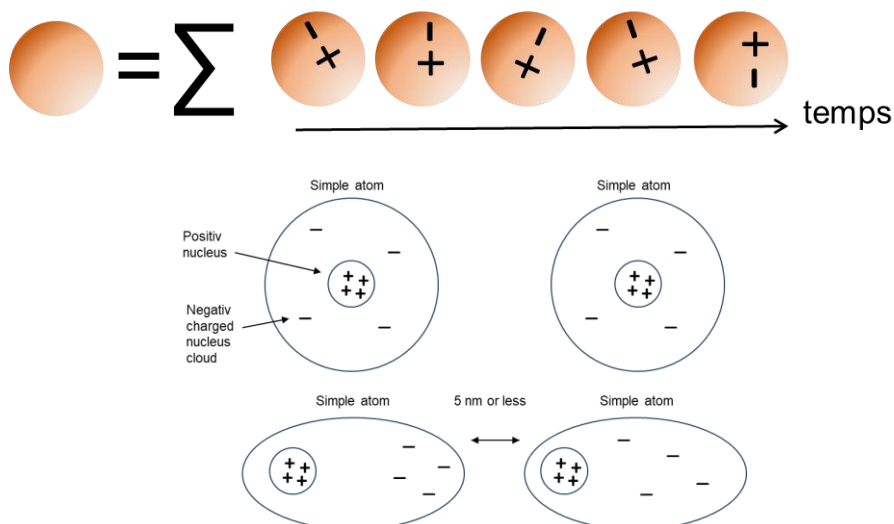
La **polarisabilité d'une molécule apolaire** est la facilité avec laquelle le nuage électronique se déplace à l'intérieur de la molécule. La **polarisabilité** augmente avec **la taille, le poids et le nombre d'électrons de la molécule**. Plus la molécule apolaire est grande, plus sa polarisabilité est élevée.

5. Forces van der Waals: forces de dispersion (3)

Les molécules apolaires (Ne , H_2) interagissent entre elles grâce aux **forces de dispersion** de courte durée qui se créent entre des **dipôles temporaires** (interaction électrostatique).

Une molécule apolaire peut acquérir un dipôle pendant une courte durée. On parle de la création d'un **dipôle temporaire**.

Dans une **molécule apolaire**, la somme de dipôles temporaires, qui existent pendant une courte durée, s'annule



L'image ci-dessus montre l'interaction entre deux molécules apolaires. Quand elles se rapprochent à une distance nanométrique, elles créent un faible dipôle temporaire à l'intérieur. C'est grâce à ce dipôle qu'elles peuvent interagir. Cependant, la durée du dipôle temporaire est courte. C'est pourquoi les forces de dispersion se créent et se cassent en perpétuité lorsque les molécules bougent.

- L'ampleur de **forces de dispersion** dépend de la **polarisabilité des molécules apolaires** (et donc de sa masse, sa taille et le nombre d'électrons dans cette molécule)
- L'ampleur de **forces de dispersion** (comme par ailleurs toutes les autres forces van der Waals) est proportionnelle aux différentes températures de transition d'un état à l'autre (p.ex. T fusion, T condensation, etc.)

1. Exercice : La température de fusion et la polarisabilité des molécules

Pourquoi la température de fusion de ces molécules augmente en descendant dans ce tableau?

Composé	Point de Fusion (C °)
CH ₄	-182,5
CF ₄	-150,0
CCl ₄	- 23,0
CBr ₄	+ 90,0
Cl ₄	+171,0

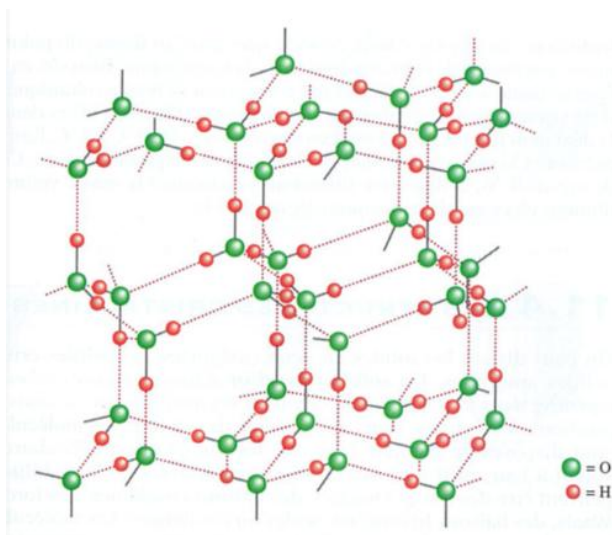
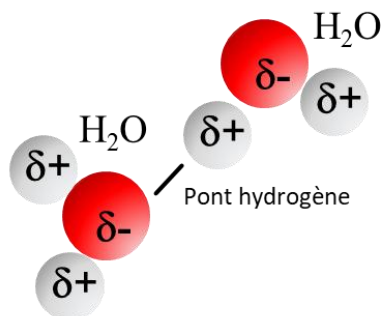
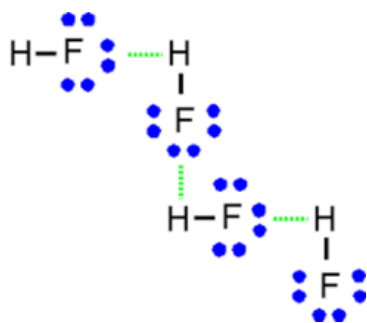
Réponse :

6. Le pont hydrogène, le cas spécial de dipôle-dipôle

Le **pont hydrogène** est le cas spécial de la **force dipôle-dipôle** qui est encore plus forte que la simple force dipôle-dipôle.

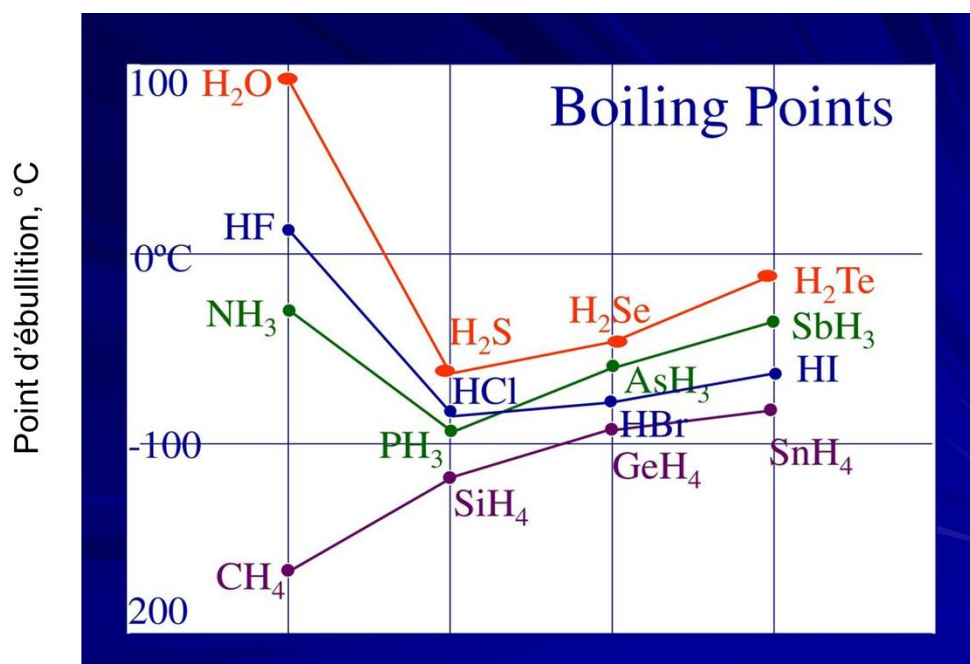
Le pont hydrogène existe dans les molécules qui ont déjà des **liaisons covalentes directes H - O, H - F, H - N** (par ex. dans les molécules **H₂O, HF, NH₃**).

Le pont hydrogène est créé grâce aux électrons non liants de **O, F, N** et existe entre un atome **H** d'une molécule et un atome parmi **O, F, N** de la molécule voisine.



Structure de glace (H_2O) - solide

Le pont H est la plus forte des forces « dipôle-dipôle » ordinaires, c'est pourquoi la température d'ébullition des substances ayant le pont H est plus élevée que les substances de même type mais ayant une masse plus élevée (figure ci-dessous).



Substances (par l'ordre de leur poids)

La température de H_2O est plus grande que celle de H_2S car H_2O possède les ponts H tandis que le H_2S ne les possède pas. De même pour la température de HF qui est plus grande que celle de HCl .

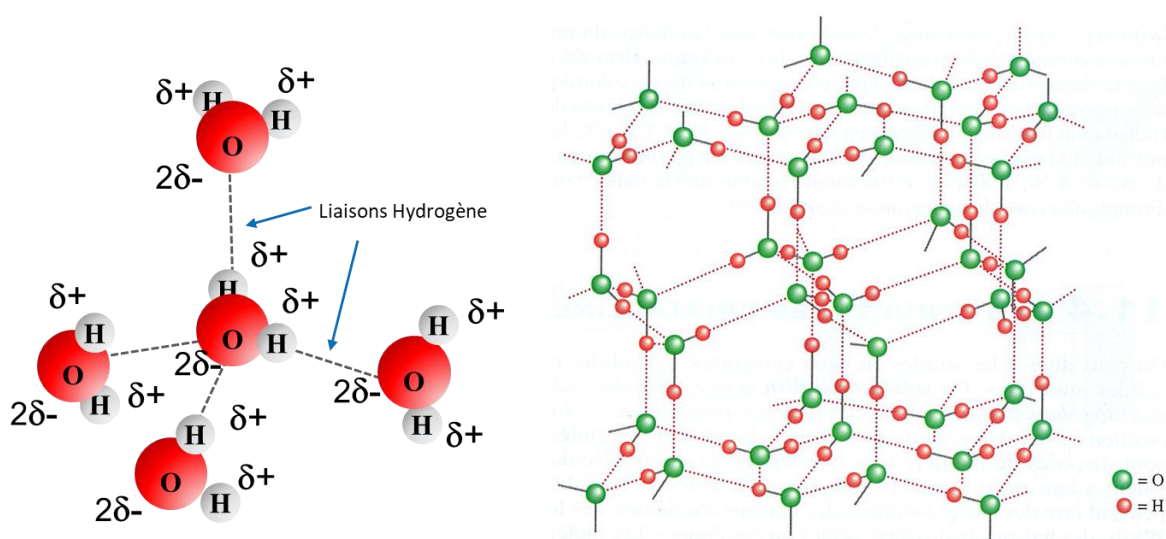
Les propriétés exceptionnelles de l'eau qui s'expliquent par l'existence des ponts H :

- **La chaleur spécifique d'eau est élevée**

Ceci explique pourquoi l'eau peut absorber beaucoup de chaleur sans augmenter sa température. Le contraire est aussi vrai, l'eau peut libérer la chaleur sans diminuer sa température.

Lorsqu'il fait froid en hiver, l'eau de mers et d'océans va libérer la chaleur sans baisser sa température et devenir gelée.

En revanche, au printemps, l'eau-glace doit absorber beaucoup de chaleur pour briser les ponts H figés pour que la glace devienne liquide.



Structure de glace (H_2O)

- **La masse volumique d'eau à l'état solide (0.92 g/cm^3) est plus faible que celle à l'état liquide (1.00 g/cm^3)**

Ceci est contraire pour tous les autres solides, dont la masse volumique est plus élevée qu'en état liquide. Lorsque l'eau gèle, ses molécules s'espacent progressivement et forment un large réseau cristallin ayant beaucoup d'espaces vides. Comme il y a moins de particules dans un même volume, cette structure est moins dense que sa phase liquide. A volume égal, la glace est donc moins lourde que l'eau, c'est la raison pour laquelle elle flotte.

2. Exercice : Les forces inter- et intramoléculaires

Nommez les forces de cohésion inter- et intramoléculaires présentes entre les espèces suivantes :

C_6H_6	C_6H_6
CH_3Cl	CH_3Cl

PF₃ PF₃

Dans un cristal NaCl

CS₂ CS₂

3. Exercice : Lien entre les forces van der Waals et les températures de transition

Classez les substances suivantes par ordre croissant de leur point d'ébullition :

O₂

CO₂

CH₃Br

CH₃OH

RbF

4. Exercice : Lien entre les forces van der Waals et les températures de transition

Dans chacune des paires suivantes, nommez la substance dont le point d'ébullition est le plus élevé et expliquez votre choix :

Ne Xe

CO₂ CS₂

CH₄ Cl₂

NH₃ PH₃

F₂ LiF

He H₂

5. Exercice : Les forces inter- et intramoléculaires

Quel type de forces ou liaisons faut-il rompre pour :

- a) mettre en ébullition de l'éthylène glycol ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$)_____
- b) fondre de la glace_____
- c) dissocier la molécule H_2O en hydrogène (H_2) et oxygène (O_2) par l'électrolyse
- d) sublimer iode (I_2)_____

6. Exercice : Application des connaissances

Si vous viviez en Alaska, lequel des gaz naturels suivants gardiez-vous dans un réservoir extérieur en hiver : le méthane (CH_4), le propane (C_3H_8) ou le butane (C_4H_{10}) ? Justifiez votre choix.

7. Exercice : Lien entre les forces van der Waals et les températures de transition

Justifiez l'ordre croissant des températures d'ébullition des substances :

Substance	Formule chimique	Tébullition, °C	
Hélium	He	-268	
Hydrogène	H_2	-252	
Azote	N_2	-196	
Monoxyde d'azote	NO	-151	
Dioxyde d'azote	NO_2	+21	
Eau	H_2O	+100	
Glycol	$\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$	+197	
Alumine	Al_2O_3	+3000	

7. Tableau récapitulatif : Forces van der Waals

Force VdW Grandeur (de 1 à 5) 5 = fort 1 = faible	Facteurs qui influencent cette force	Exemple des molécules entre lesquelles les forces se manifestent	Exemples phénomène physique
4/5 Dipôle- dipôle 5/5 Pont hydrogène			
2/5 Dipôle- dipôle induit			
1/5 Force de dispersion			

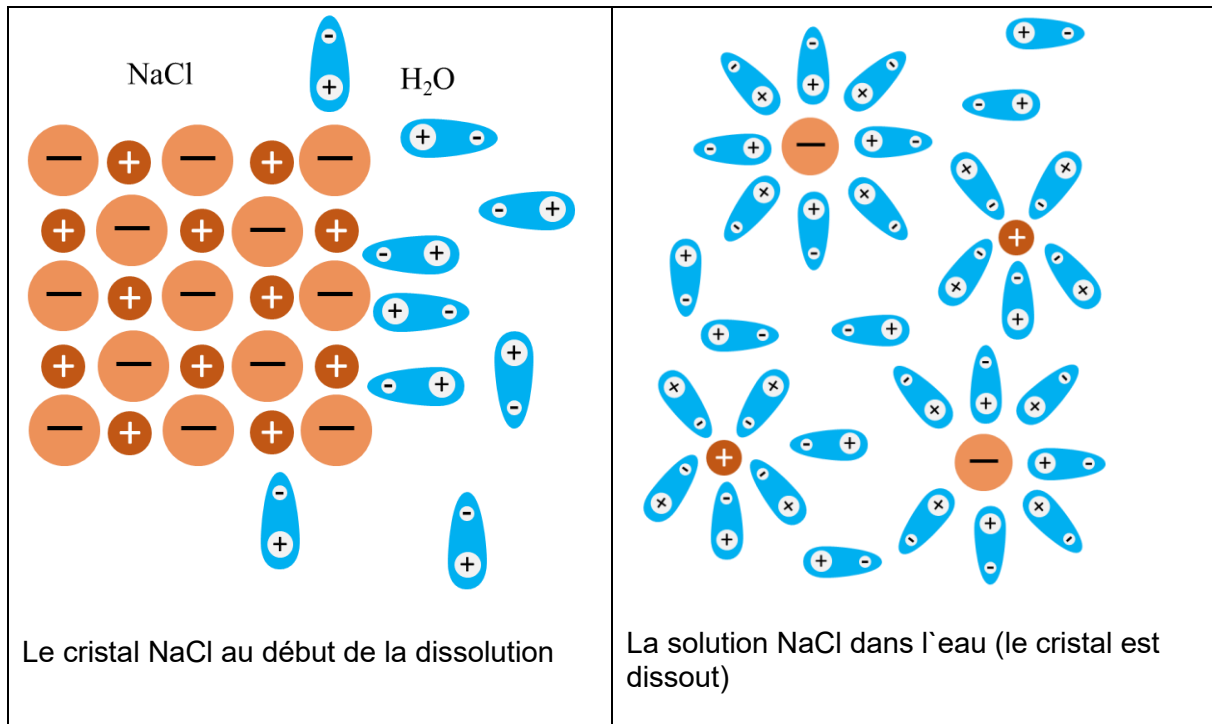
Pour les **molécules de taille comparable**, les forces augmentent dans cet ordre

Forces dispersion << Forces dipôle-dipôle << Pont H

8. Cas spécifique : force dipôle-ion

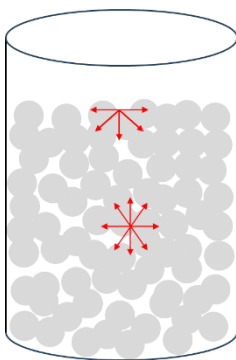
La force dipôle-ion agit entre les molécules polaires (par ex. HCl, HF, H₂S) et les ions (par ex. Na⁺, Cl⁻, etc.) lors de processus tels que par ex. **la solvation (hydratation)**.

Cette force n'est pas considérée comme la force van der Waals !



9. Manifestation des forces intermoléculaires.

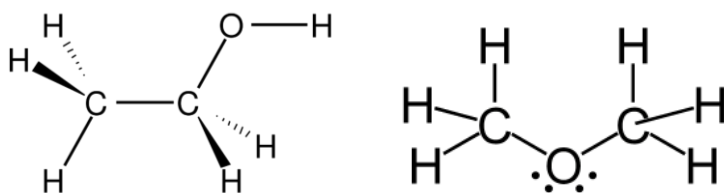
La tension superficielle



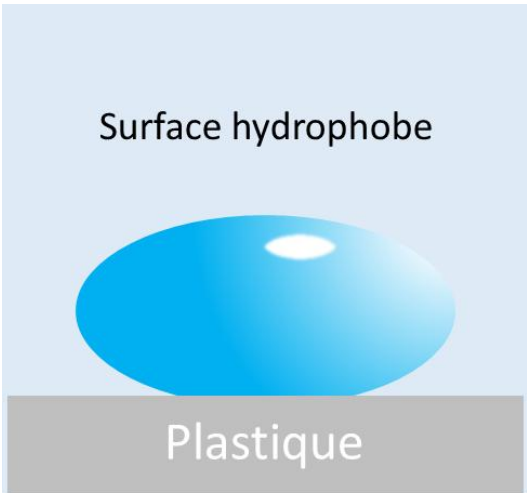
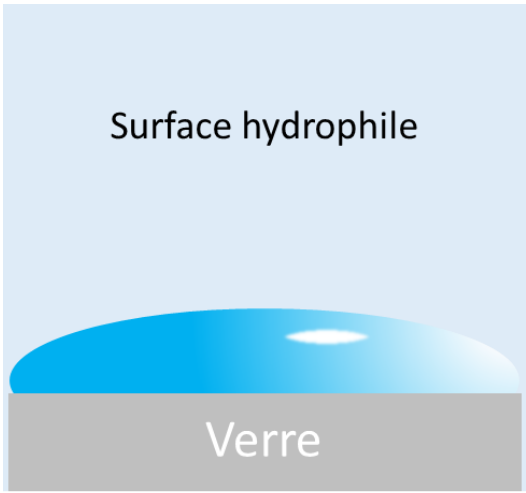
- Les molécules à la surface ne sont pas attirées de même manière comme les molécules à l'intérieur
- La **tension superficielle** (N/m ou J/m²) est une mesure de force élastique qui s'exerce à la surface d'un liquide.
- Les liquides dans lesquels les forces intermoléculaires (van der Waals) sont grandes (eau, alcools) ont des tensions superficielles plus élevées).

8. Exercice : La tension superficielle

Lequel de 2 liquides suivants possède la tension superficielle plus élevée : l'éthanol (C₂H₅OH) ou l'éther diméthylique (CH₃OCH₃) ? Pourquoi ?



La tension superficielle des matériaux (solides et liquides) explique la mouillabilité de surface. Les surfaces qui ont une tension superficielle élevée et proche de celle de l'eau sont **hydrophiles**. Les surfaces qui ont une tension superficielle faible sont **hydrophobes**.

Eau // polymère Les polymères possèdent une tension superficielle faible PTFE=20 N/m  Surface hydrophobe Plastique	Eau // verre (SiO₂) SiO₂ possède une tension superficielle élevée, proche de celle d'eau SiO₂= 70 N/m  Surface hydrophile Verre
---	--

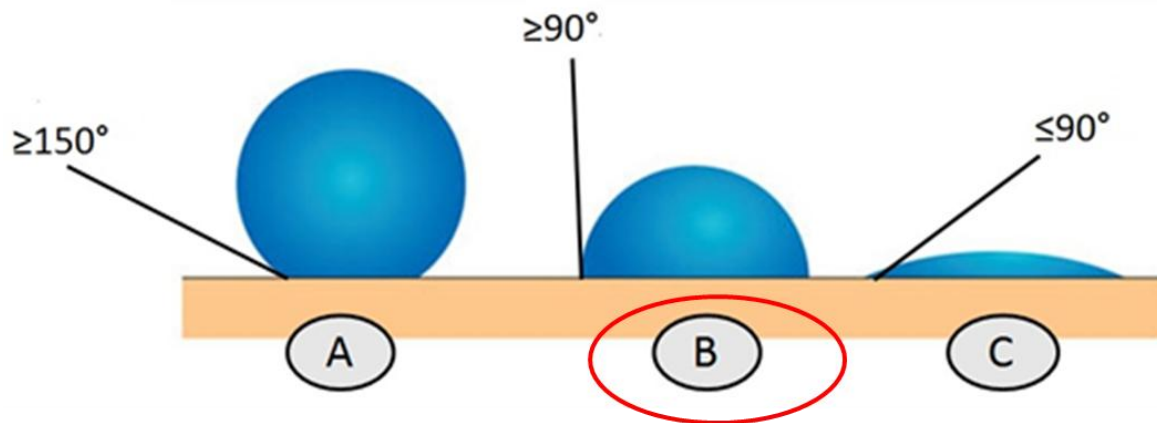
10. Exemples d'application de la tension de surface

Exemple d'application (1) : L'«épilage» des pièces de mouvements horlogers

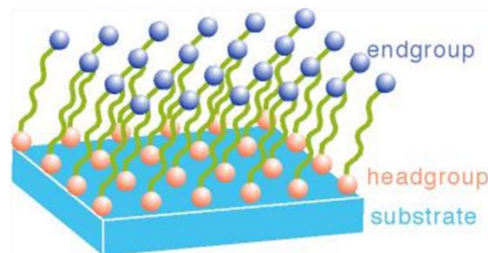
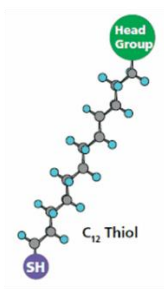
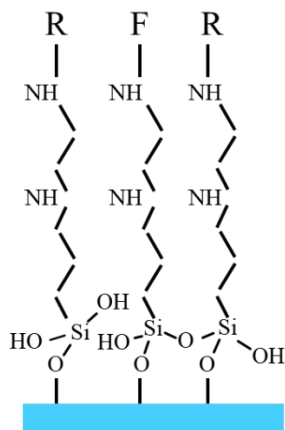


Un épilame est un produit chimique qui fixe des gouttes d'huile et évite que l'huile ne se répande sur la surface du mouvement horloger

Son rôle est d'adapter la tension de surface au contact avec l'huile pour que la goutte d'huile ne s'écoule pas



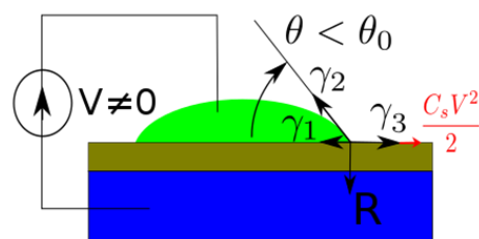
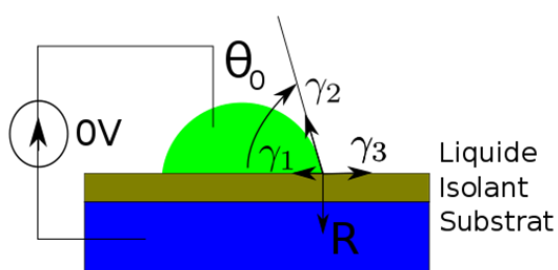
Un épilame est une longue molécule en chaîne qui possède une «tête» hydrophobe (apolaire) et une «queue» hydrophile (polaire). La «tête» hydrophobe sert à changer la tension de surface



Encrage de la molécule à la surface se fait par la «queue», un groupe hydrophile (polaire)

Exemple d'application (2) : Electromouillage.

L'électromouillage (electrowetting) est la modification des propriétés de tension d'une surface généralement hydrophobe par l'application d'une tension électrique entre un solide et un liquide conducteur (électrolyte). Ce phénomène physique s'applique dans le domaine de la microfluidique, c'est-à-dire de la manipulation des liquides à petite échelle. Par l'application d'une tension, l'énergie apportée vient modifier la forme de la goutte, celle-ci peut alors se déformer ou être déplacée.



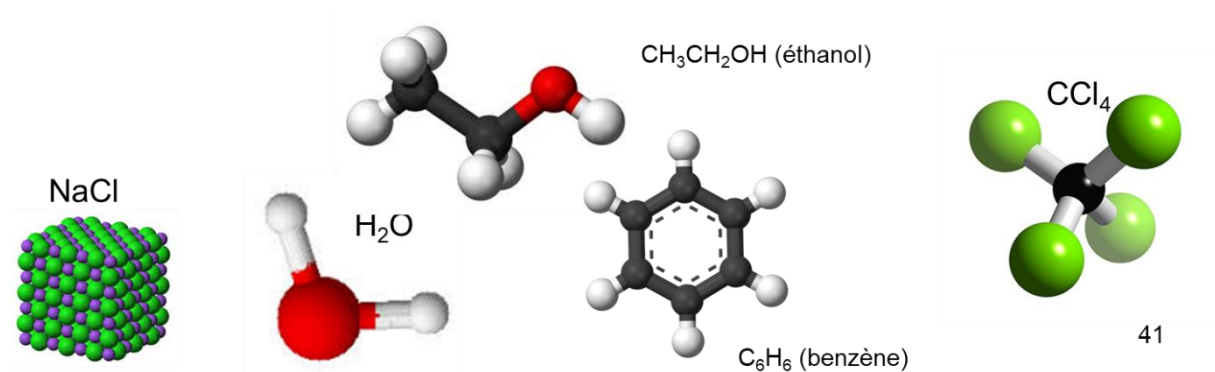
L'électromouillage permet de réaliser, entre autres, des lentilles optiques à focale variable, les displays (affichages) et le papier électronique (liseuses).



Exemple d'application (3) : La dissolution de substances dans des solvants polaires et apolaires selon le principe "Ce qui se ressemble, s'assemble".

- On distingue les solvants polaires (constitués de molécules polaires) des solvants apolaires (constitués de molécules apolaires).
- Pour remplir son rôle, un solvant doit pouvoir "briser" la cohérence des solutés et disperser ces derniers. Cette aptitude dépend de sa polarité.
- Les **solvants polaires** sont en général capables de dissoudre les **solutés ioniques** ainsi que les **solutés moléculaires polaires** tandis que les **solvant apolaires** dissolvent surtout des solutés **moléculaires apolaires**.

Ex.: parmi ces 5 substances, lesquelles seront solubles l'une dans l'autre?



11. Manifestation des forces intermoléculaires. Viscosité

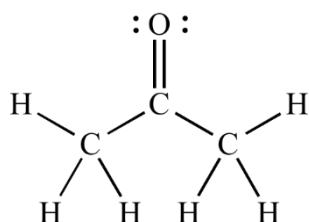
La **viscosité** est la grandeur qui exprime la résistance d'un liquide à écoulement.

La viscosité diminue avec la température. Pourquoi?

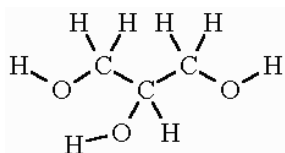
Comparez la viscosité de ces liquides et justifiez ces valeurs.

La viscosité de certains liquides courants à 20° C	
Liquide	Viscosité (N s/m ²)*
Acétone (C ₃ H ₆ O)	3,16 x 10 ⁻⁴
Benzène (C ₆ H ₆)	6,25 x 10 ⁻⁴
Tétrachlorure de carbone (CCl ₄)	9,69 x 10 ⁻⁴
Éthanol (C ₂ H ₅ OH)	1,20 x 10 ⁻³
Éther éthylique (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	2,33 x 10 ⁻⁴
Glycérol (C ₃ H ₈ O ₃)	1,49
Mercure (Hg)	1,55 x 10 ⁻³
Eau (H ₂ O)	1,01 x 10 ⁻³
Sang	4 x 10 ⁻³

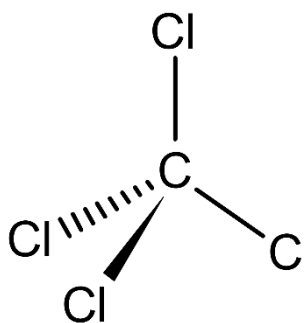
* Le newton-seconde par mètre carré est l'unité SI qui exprime la viscosité.



Acétone,
légèrement
polaire



Glycérol,
plusieurs ponts H



Tétrachlorure
de carbone,
apolaire

Réponses aux exercices

1. Exercice : La température de fusion et la polarisabilité

Pourquoi la température de fusion de ces composés augmente en descendant du haut vers le bas?

Composé	Point de Fusion (C °)
CH ₄	-182..5
CF ₄	-150,0
CCl ₄	- 23,0
CBr ₄	- 90,0
Cl ₄	-171,0

Dans cette liste des substances, la température de fusion augmente avec l'augmentation de la masse de substance, et par conséquent, avec la polarisabilité des molécules. **Plus les molécules sont polarisables, plus elles interagissent entre elles et plus les forces intermoléculaires sont élevées.** Pour briser ces forces et mettre une substance en fusion, il faut appliquer de l'énergie. Cette énergie est proportionnelle à la masse de substance.

2. Exercice : Les forces inter- et intramoléculaires

Nommez les forces de cohésion présentes entre les espèces suivantes :

C ₆ H ₆	C ₆ H ₆	Forces de dispersion car les molécules sont apolaires
CH ₃ Cl	CH ₃ Cl	Forces dipôle-dipôle car les molécules sont polaires
PF ₃	PF ₃	Forces dipôle-dipôle car les molécules sont polaires
Dans un cristal	NaCl	Forces ioniques (intramoléculaires)
CS ₂	CS ₂	Forces de dispersion car les molécules sont apolaires

3. Exercice : Lien entre les forces van der Waals et les températures de transition

Classez les substances suivantes par ordre croissant de leur point d'ébullition :

O ₂	Petite molécule apolaire, forces de dispersion (très faibles)
CO ₂	Molécule apolaire, plus grande que O ₂ , forces de dispersion (très faibles)
CH ₃ Br	Molécule polaire, plus lourde que CH ₃ OH, forces dipôle-dipôle (degré 4/5)

CH ₃ OH	Molécule polaire, plus légère que CH ₃ Br, mais pont H (degré 5/5)
RbF	Cristal ionique, les forces intramoléculaires sont beaucoup plus considérables que les forces van der Waals

4. Exercice : Lien entre les forces van der Waals et les températures de transition

Dans chacune des paires suivantes, nommez la substance dont le point d'ébullition est le plus élevé et expliquez votre choix :

Ne	Xe	Ne < Xe	poids/taille/nb. électrons
CO ₂	CS ₂	CO ₂ < CS ₂	poids/taille/nb. électrons
CH ₄	Cl ₂	CH ₄ < Cl ₂	poids/nb. électrons
NH ₃	PH ₃	NH ₃ > PH ₃	pont H
F ₂	LiF	F ₂ < LiF	forces de dispersion << forces ioniques
He	H ₂	He < H ₂	Bien que He possède plus d'électrons que H ₂ , H ₂ est plus grande (plus longue), sa polarisabilité est plus importante

5. Exercice : Les forces inter- et intramoléculaires

Quel type de forces ou liaisons faut-il rompre pour :

- mettre en ébullition de l'éthylène glycol (CH₂OH-CH₂OH).....**ponts H.**
- fondre de la glace **ponts H**
- dissocier la molécule H₂O en hydrogène (H₂) et oxygène (O₂) par l'électrolyse.....**liaisons covalentes entre H et O**
- sublimier iode (I₂) : **forces de dispersion entre 2 molécules I₂ qui maintiennent le cristal de iode ensemble**

6. Exercice : Application des connaissances

Si vous viviez en Alaska, lequel des gaz naturels suivants gardiez-vous dans un réservoir extérieur en hiver : le méthane (CH₄), le propane (C₃H₈) ou le butane (C₄H₁₀) ? Justifiez votre choix.

Le méthane, car son point d'ébullition est le plus bas (pas de risque de liquéfaction).

Pour information : T éb. (CH₄) = - 161°C, T éb. (C₃H₈) = - 42°C, T éb. (C₄H₁₀) = - 0.5°C

7. Exercice : Lien entre les forces van der Waals et les températures de transition

Justifiez l'ordre croissant des températures d'ébullition des substances:

Substance	Justification
Hélium	He, Force de dispersion, 2 é
Hydrogène	H ₂ , Force de dispersion, 2 é, mais la molécule H ₂ plus longue que He
Azote	N ₂ , Force de dispersion, 14 é
Monoxyde d'azote	NO, molécule polaire (force dipôle-dipôle)
Dioxyde d'azote	NO ₂ , molécule polaire (force dipôle-dipôle), NO ₂ est plus grande que NO
Eau	H ₂ O, 2 ponts H
Glycol	CH ₂ OH-CH ₂ OH (4 ponts H)
Alumine	Al ₂ O ₃ (cristal ionique, forces intramoléculaires >> forces van der Waals)