

# - Relation entre structures des entités chimiques et propriétés -

Notions et contenus	Capacités exigibles
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Polarisabilité d'une entité polyatomique.</li> <li>- Interactions de van der Waals.</li> <li>- Liaisons hydrogène (interactions par pont hydrogène).</li> <li>- Interactions ion-ion et ion-dipôle.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Comparer qualitativement le caractère polarisable de deux entités chimiques polyatomiques.</li> <li>- Citer les ordres de grandeur des énergies mises en jeu dans les liaisons covalentes, liaisons hydrogène, interactions de van der Waals et interactions ion-ion.</li> <li>- Prévoir, à partir de leur nature et leur structure, les interactions entre entités chimiques.</li> </ul>
<p><b>Changements d'état des corps purs</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Température de changement d'état d'espèces chimiques moléculaires.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Prévoir ou interpréter l'évolution de températures de changement d'état d'espèces chimiques moléculaires en s'appuyant sur l'analyse des interactions entre entités chimiques associées.</li> </ul>
<p><b>Solubilité, miscibilité</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Grandeurs caractéristiques et propriétés de solvants moléculaires : moment dipolaire, permittivité relative, caractère protogène.</li> <li>- Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou d'un solide ionique.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Utiliser des données expérimentales pour en déduire les propriétés d'un solvant moléculaire.</li> <li>- Interpréter la miscibilité ou la non-miscibilité de deux solvants.</li> <li>- Interpréter les différences de rapports frontaux de deux espèces chimiques lors d'une chromatographie sur couche mince.</li> <li>- Interpréter la solubilité d'une espèce chimique moléculaire ou ionique dans un solvant donné.</li> </ul>
<p><b>Amphiphilie</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Espèces chimiques amphiphiles, micelles, structure schématique des membranes cellulaires.</li> <li>- Émulsions.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Prévoir le caractère amphiphile d'une entité à partir de sa structure et interpréter sa solubilité dans un solvant.</li> <li>- Interpréter la structure d'une association d'entités amphiphiles (micelle, bicouche, membrane cellulaire).</li> <li>- Citer des exemples d'émulsions de la vie courante.</li> <li>- Décrire la structure d'une émulsion en distinguant phase dispersée et phase continue.</li> <li>- Interpréter les propriétés détergentes ou émulsifiantes des espèces chimiques amphiphiles.</li> </ul>

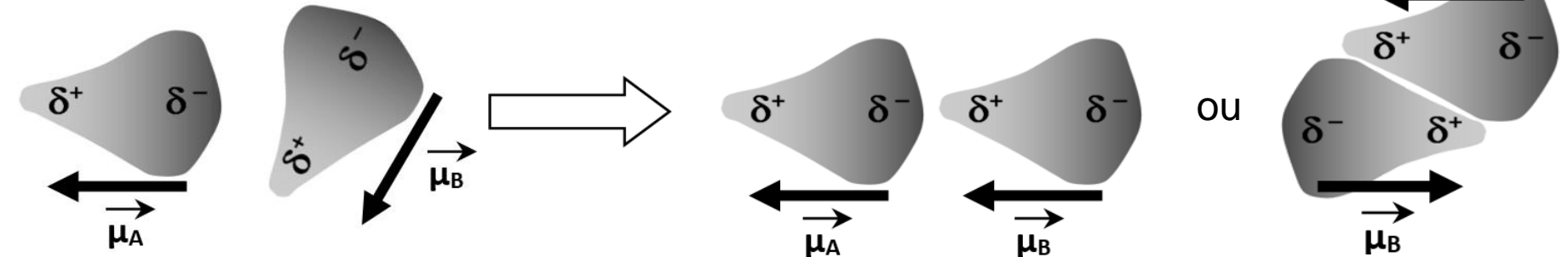
# I- Les différentes interactions intermoléculaires

## 1) Interactions de Van Der Waals

### a/ Les trois interactions « dipôle/dipôle » de Van der Waals

Interaction de KEESOM

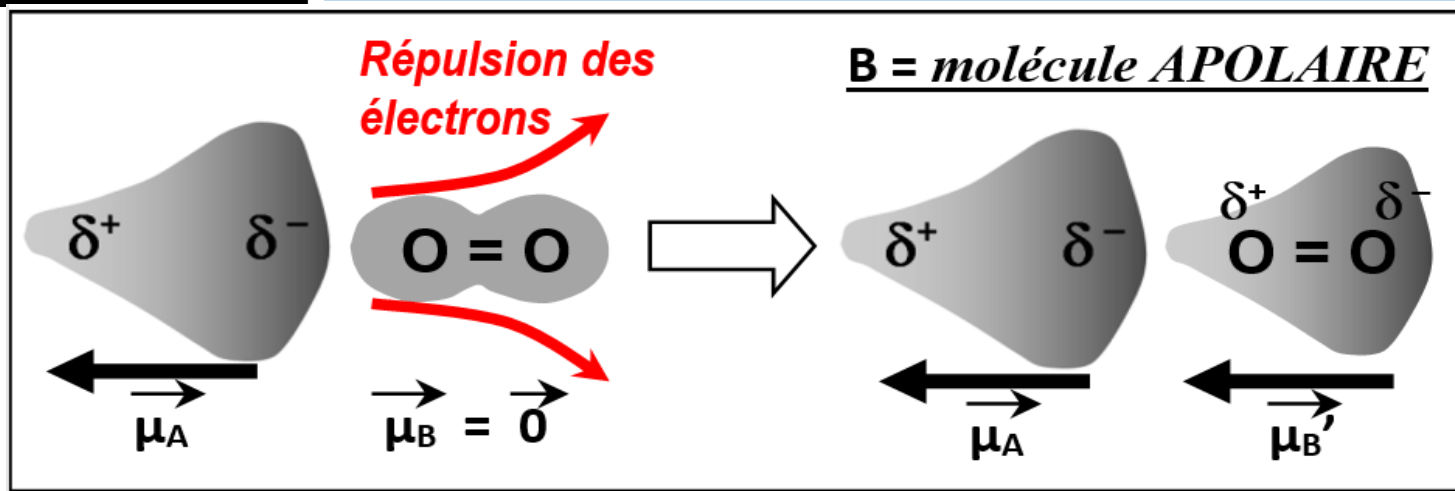
Entre 2 molécules **POLAIRES**



Interaction d'autant plus forte que les 2 molécules interagissant sont **POLAIRES** : énergies mises en jeu de l'ordre du  $\text{kJ.mol}^{-1}$

Interaction de DEBYE

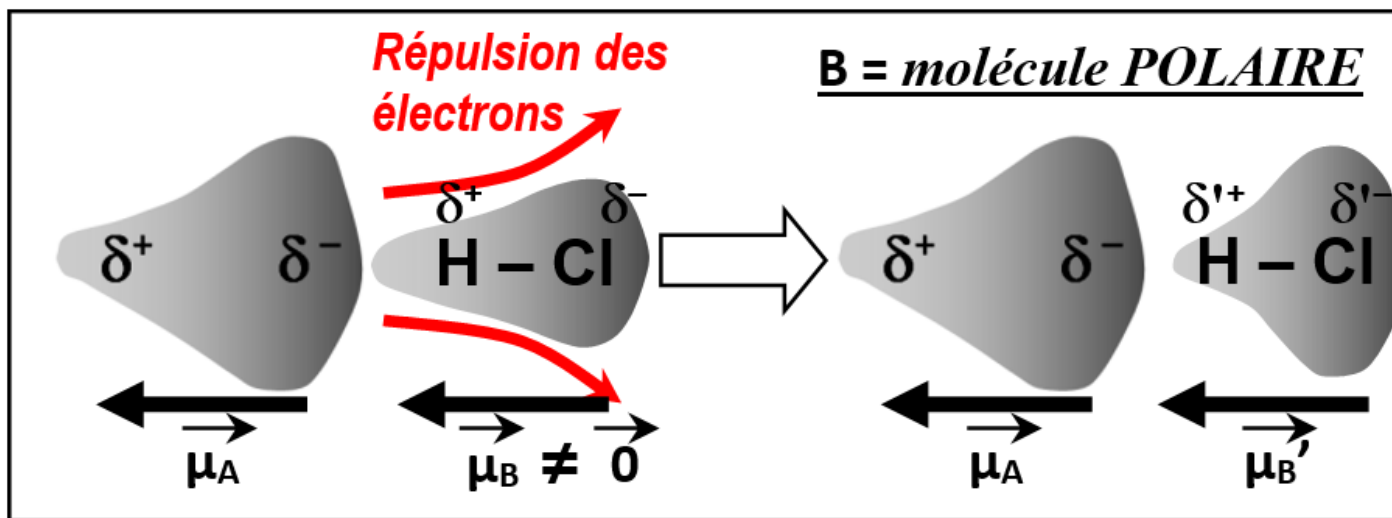
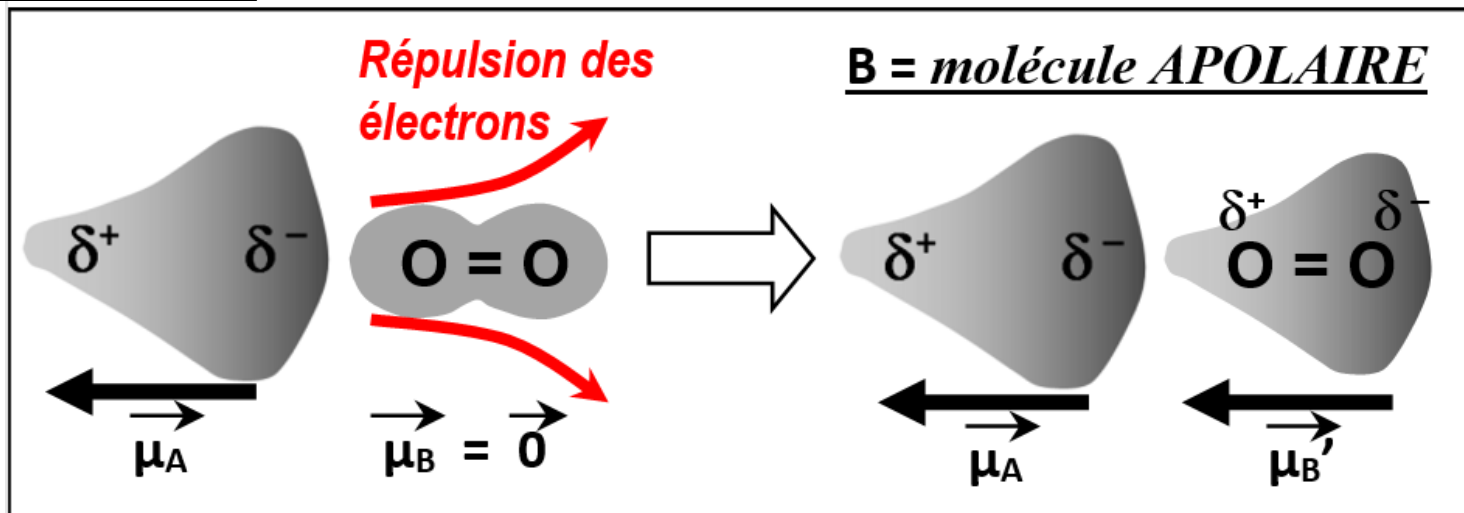
Entre 1 molécule **POLAIRE** et 1 molécule **QUELCONQUE**



## b/ Les trois interactions « dipôle/dipôle » de Van der Waals

Interaction de DEBYE

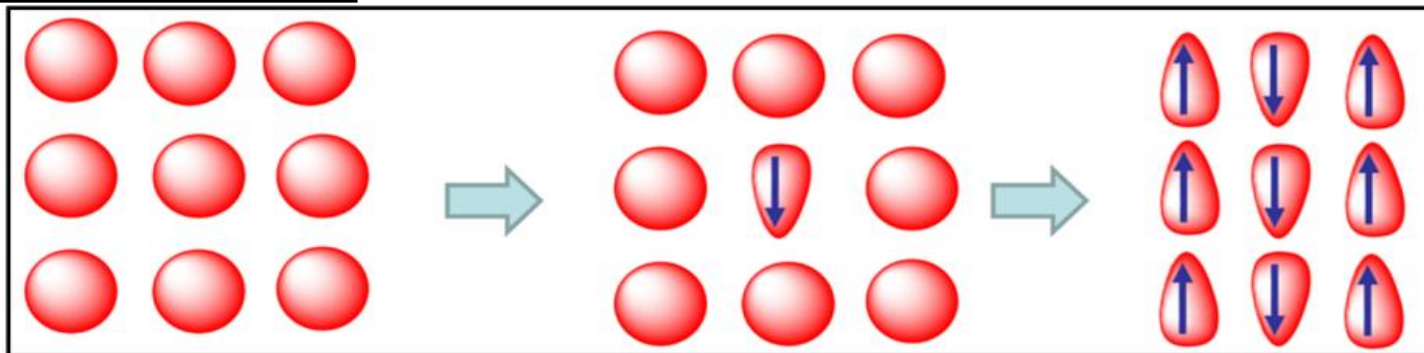
Entre 1 molécule **POLAIRE** et 1 molécule **QUELCONQUE**



Interaction d'autant plus forte que la 1<sup>ère</sup> molécule est **POLAIRE** et que la 2<sup>nde</sup> est **POLARISABLE** : énergies mises en jeu de l'ordre du  **$\text{kJ.mol}^{-1}$**

## Interaction de LONDON

Entre 2 molécules **QUELCONQUES**



Interaction **d'autant plus forte** que les molécules interagissant sont **POLARISABLES** : énergies mises en jeu de l'ordre du  **$\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$**

### c/ Comparaison des 3 interactions de Van der Waals

Molécules	Corps pur	Moment dipolaire (D)	% Keesom	% Debye	% London
<b>APOLAIRES</b>	Ar	0	0	0	100
	CH <sub>4</sub>	0	0	0	100
<b>Molécules de plus en plus POLAIRES</b>	HI	0,38	0,1	0,5	99,4
	HBr	0,78	2	2	96
	HCl	1,08	9	5	86
	NH <sub>3</sub>	1,49	45	5	50
	H <sub>2</sub> O	1,85	69	7	24

Sauf pour les molécules fortement polaires où l'interaction de Keesom a de l'importance, **c'est l'interaction de London qui prédomine sur les autres.**

## c/ Comparaison des 3 interactions de Van der Waals

Molécules  
APOLAIRES

Molécules de  
plus en plus  
POLAIRES

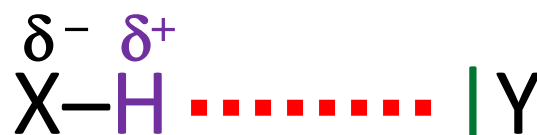
Corps pur	Moment dipolaire (D)	% Keesom	% Debye	% London
Ar	0	0	0	100
CH <sub>4</sub>	0	0	0	100
HI	0,38	0,1	0,5	99,4
HBr	0,78	2	2	96
HCl	1,08	9	5	86
NH <sub>3</sub>	1,49	45	5	50
H <sub>2</sub> O	1,85	69	7	24

Sauf pour les molécules fortement polaires où l'interaction de Keesom a de l'importance, **c'est l'interaction de London qui prédomine sur les autres.**

## 2) La liaison hydrogène

☛ La liaison hydrogène est une *interaction attractive* qui s'établit entre :

- **Un atome d'hydrogène polarisé  $\delta^+$**  lié à un atome X très électronégatif (X = N, O, F) ;
- **Un doublet non liant** porté par un atome Y très électronégatif (Y = N, O, S, halogènes) ;

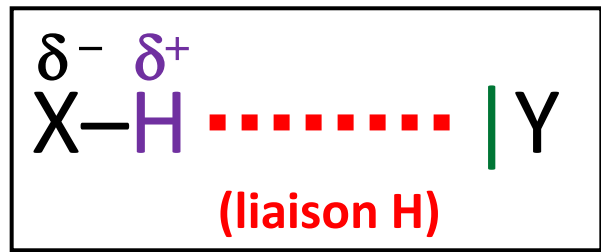


☛ Vocabulaire : Une molécule possédant des atomes d'hydrogène **pouvant établir des liaisons H** est dite **PROTIQUE**.

## 2) La liaison hydrogène

☛ La liaison hydrogène est une *interaction attractive* qui s'établit entre :

- **Un atome d'hydrogène polarisé  $\delta^+$**  lié à un **atome X très électronégatif (X = N, O, F)** ;
- **Un doublet non liant porté par un atome Y très électronégatif (Y = N, O, S, halogènes)** ;



☛ Vocabulaire : Une molécule possédant des atomes d'hydrogène pouvant établir des liaisons H est dite **PROTIQUE**.

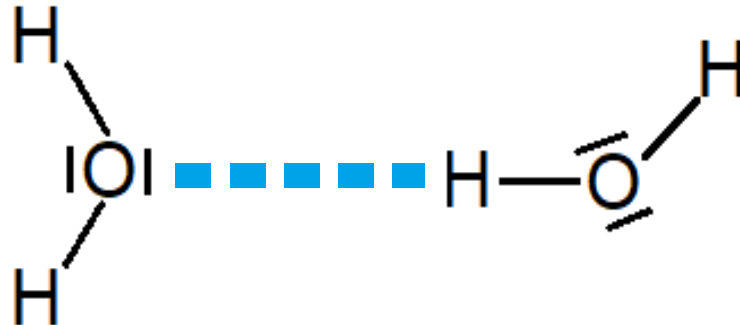
☛ Propriétés :

- **Alignement des atomes X – H – Y** pour limiter la répulsion des éléments X et Y très électronégatifs : on dit que la liaison H est DIRECTIVE ;
- Energie de la liaison H  $\approx$  **quelques dizaines de  $\text{kJ.mol}^{-1}$**  ;

$$E (\text{VdW}) < E (\text{liaison H}) < E (\text{covalente})$$

☛ Application 1 :

*Dessiner une liaison hydrogène entre 2 molécules d'eau.*



## 2) La liaison hydrogène

☛ Vocabulaire : Une molécule pouvant établir des **liaisons H intermoléculaires avec elle-même** est dite **PROTIQUE**.

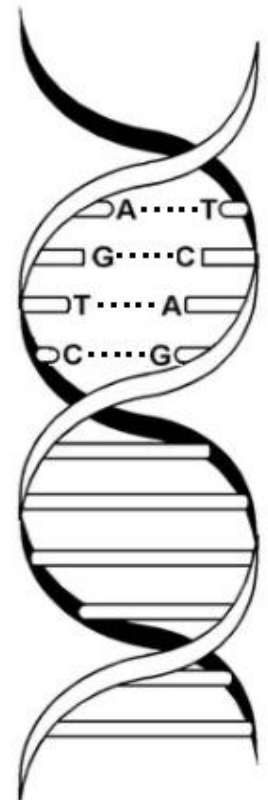
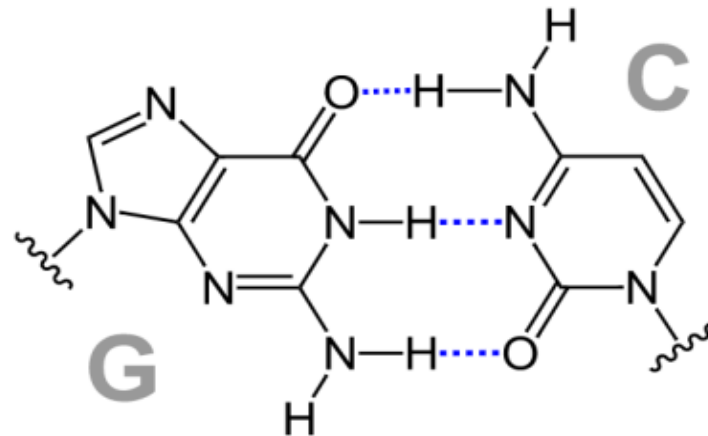
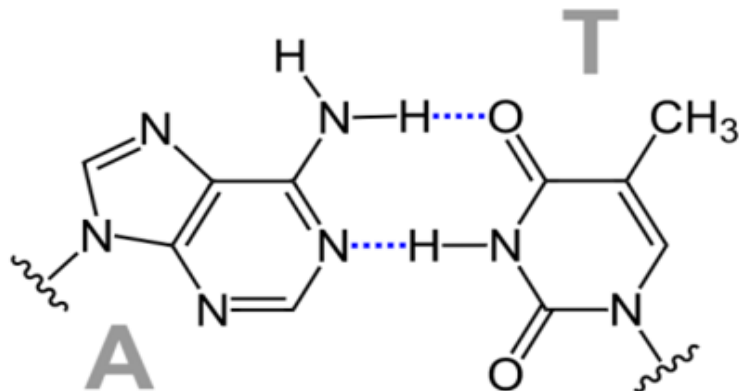
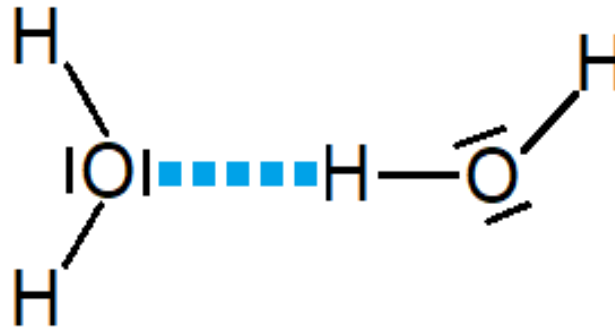
☛ Propriétés :

- **Alignement des atomes X – H – Y** pour limiter la répulsion des éléments X et Y très électronégatifs : on dit que **la liaison H est DIRECTIVE** ;
- Energie de la liaison H  $\approx$  **quelques dizaines de  $\text{kJ.mol}^{-1}$**  ;

$$E (\text{VdW}) < E (\text{liaison H}) < E (\text{covalente})$$

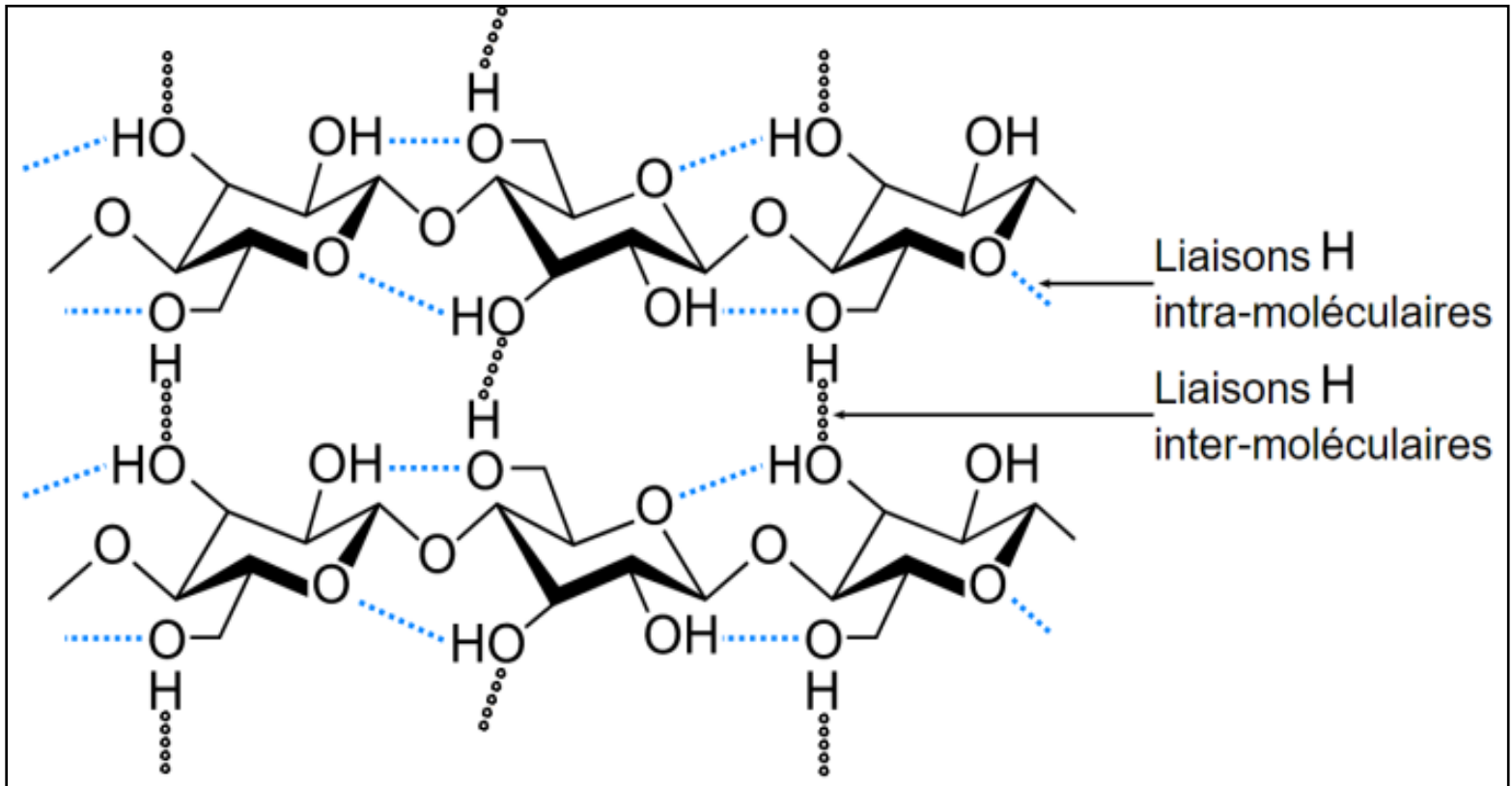
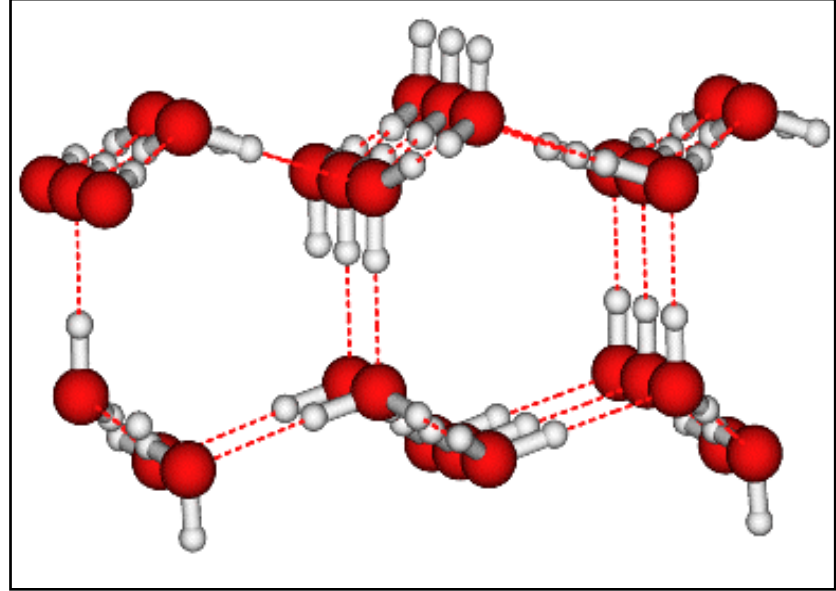
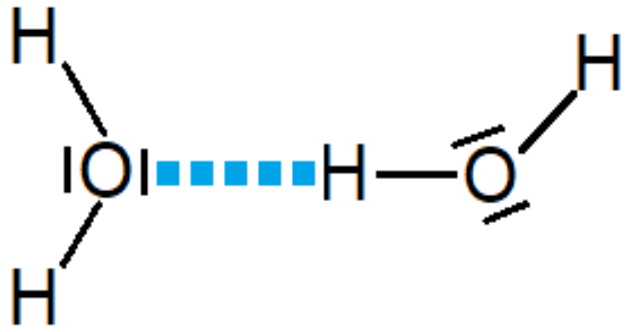
☛ Application 1 :

*Dessiner une liaison hydrogène entre 2 molécules d'eau.*



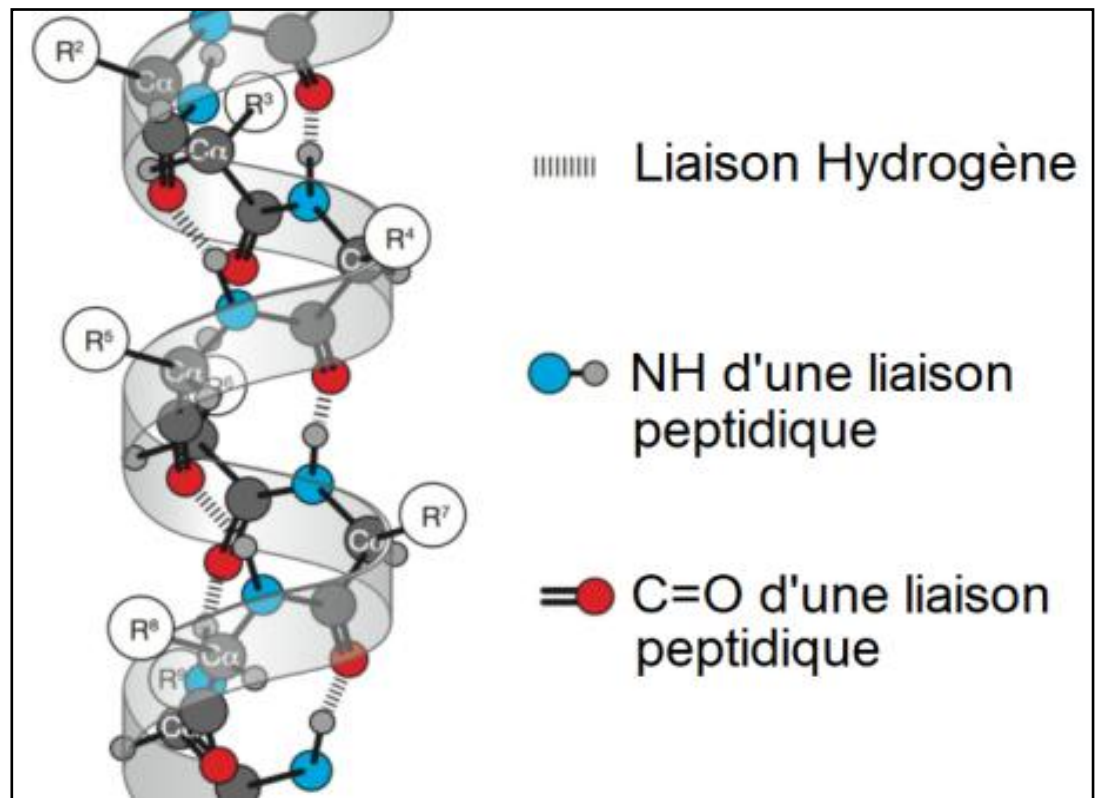
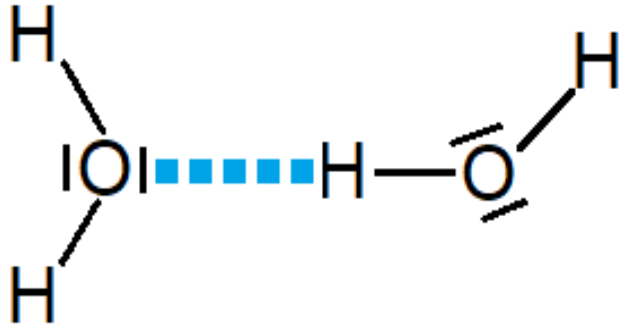
**Application 1 :**

*Dessiner une liaison hydrogène entre 2 molécules d'eau.*



### Application 1 :

Dessiner une liaison hydrogène entre 2 molécules d'eau.



## II- Conséquences expérimentales

### 1) Températures de changement d'état

Elles sont le reflet de la force des interactions intermoléculaires au sein du corps pur

*Plus la température de fusion ou d'ébullition d'un corps pur est grande, plus les interactions intermoléculaires s'établissant entre molécules de corps pur sont importantes.*

# II- Conséquences expérimentales

## 1) Températures de changement d'état

**Plus la température de fusion ou d'ébullition d'un corps pur est grande, plus les interactions intermoléculaires s'établissant entre molécules de corps pur sont importantes.**

👉 **METHODE** : Analyse des températures de changement d'état de différents corps purs :

- ➊ Raisonner sur les **interactions de VdW de type London** ; pour cela, comparer la polarisabilité des molécules pour déterminer entre lesquelles ces interactions sont les plus fortes.
- ➋ Si les molécules sont polaires, il s'établit en plus des **interactions de VdW de type Keesom et Debye**, équivalente d'un point de vue énergétique ;
- ➌ Si les molécules sont protiques, il s'établit en plus des **liaisons H**, beaucoup plus fortes !
- ➍ A structure comparable, un composé pouvant établir des liaisons H **intermoléculaires** et **intra**-moléculaires établira moins de liaisons H **inter**moléculaires qu'un composé ne pouvant établir que des liaisons H **inter**moléculaires.



🔗 **Application 2** : Interpréter les différences de température d'ébullition des gaz nobles.

	He	Ne	Ar	Kr
T <sub>ébullition</sub> à P = 1 bar (en °C)	- 269	- 246	- 189	- 152



- # Entités de **.plus..** en **.plus..** **grosses** (on descend dans la colonne)
- # Entités de **.plus..** en **.plus..** **polarisables**
- # **Interactions de VdW London** de **.plus..** en **.plus..** **fortes**
- # Température de changement d'état qui **augmente**.

🦋 Application 2 : Interpréter les différences de température d'ébullition des gaz nobles.

# Entités de **.plus..** en **.plus.. grosses** (on descend dans la colonne)

# Entités de **.plus..** en **.plus.. polarisables**

# **Interactions de VdW London** de **.plus..** en **.plus.. fortes**

# Température de changement d'état qui **augmente**.

🦋 Application 3 : Interpréter les différences de température d'ébullition des molécules suivantes où l'atome central appartient à la 16<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique.

	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> Se	H <sub>2</sub> Te
T <sub>ébullition</sub> à P = 1 bar (en °C)	100	- 60	- 40	0

# Comparaison de H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se et H<sub>2</sub>Te :



# Entités de **.plus..** en **.plus.. grosses** (on descend dans la colonne)

# Entités de **.plus..** en **.plus.. polarisables**

# **Interactions de VdW London** de **.plus..** en **.plus.. fortes**

# Température de changement d'état qui **augmente**.

👉 METHODE : Analyse des températures de changement d'état de différents corps purs :



① Raisonner sur les **interactions de VdW de type London**

② Si les molécules sont polaires, il s'établit en plus des **interactions de VdW de type Keesom et Debye**, équivalente d'un point de vue énergétique ;

③ Si les molécules sont protiques, il s'établit en plus des **liaisons H**, beaucoup plus fortes !

④ A structure comparable, un composé pouvant établir des liaisons H **inter**moléculaires et **intra**-moléculaires établira moins de liaisons H **inter**moléculaires qu'un composé ne pouvant établir que des liaisons H **inter**moléculaires.

🦋 **Application 3** : Interpréter les différences de température d'ébullition des molécules suivantes où l'atome central appartient à la 16<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique.

	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> Se	H <sub>2</sub> Te
T <sub>ébullition</sub> à P = 1 bar (en °C)	100	- 60	- 40	0

# Comparaison de H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se et H<sub>2</sub>Te :



# Entités de **.plus..** en **.plus.. grosses** (on descend dans la colonne)

# Entités de **.plus..** en **.plus.. polarisables**

# **Interactions de VdW London** de **.plus..** en **.plus.. fortes**

# Température de changement d'état qui **augmente**.

# Comparaison de H<sub>2</sub>O avec les autres :

En + des interactions de VdW, l'eau est capable d'établir des **liaisons H**. beaucoup **plus**. fortes que les interactions de VdW.

Donc la température de changem<sup>nt</sup> d'état de l'eau est beaucoup plus **grande**.

👉 **METHODE** : Analyse des températures de changement d'état de différents corps purs :

❶ Raisonner sur les **interactions de VdW de type London**

❷ Si les molécules sont polaires, il s'établit en plus des **interactions de VdW de type Keesom et Debye**, équivalente d'un point de vue énergétique ;

❸ Si les molécules sont protiques, il s'établit en plus des **liaisons H**, beaucoup plus fortes !

❹ A structure comparable, un composé pouvant établir des liaisons H **inter**moléculaires et **intra**-moléculaires établira moins de liaisons H **inter**moléculaires qu'un composé ne pouvant établir que des liaisons H **inter**moléculaires.



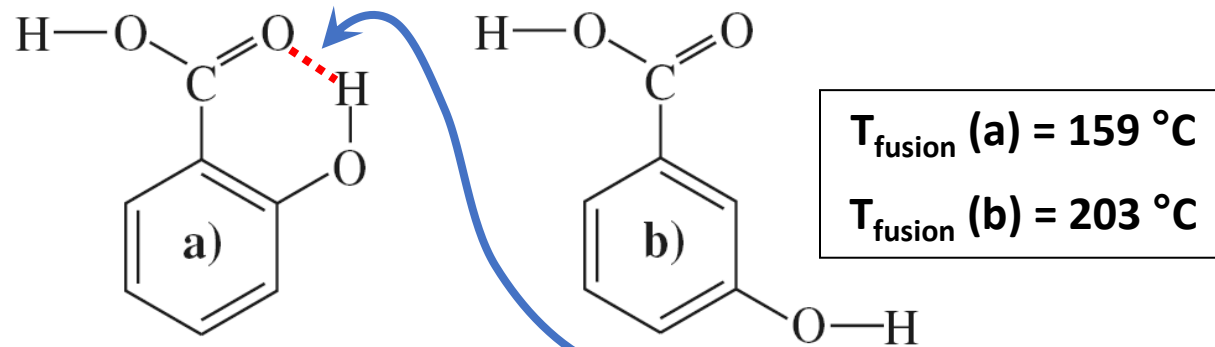
🔗 **Application 3** : Interpréter les différences de température d'ébullition des molécules suivantes où l'atome central appartient à la 16<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique.

# Comparaison de  $\text{H}_2\text{O}$  avec les autres :

En + des interactions de VdW, l'eau est capable d'établir des **liaisons H** beaucoup **plus** fortes que les interactions de VdW.

Donc la température de changem<sup>nt</sup> d'état de l'eau est beaucoup plus **grande**.

🔗 **Application 4** :  
Interpréter les différences de température de fusion des molécules ci-dessous.



- ➔ **b)** ne peut établir **que des liaisons H intermoléculaires** ;
- ➔ **a)** peut établir **des liaisons H intermoléculaires + intramoléculaires** ;

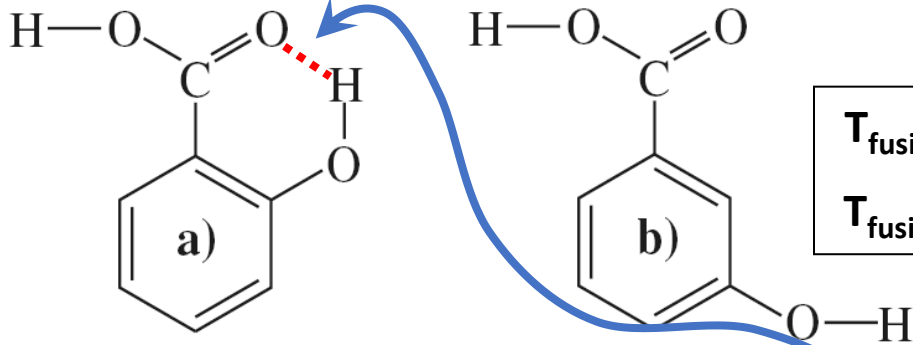
👉 **METHODE** : Analyse des températures de changement d'état de différents corps purs :



- ➊ Raisonner sur les **interactions de VdW de type London** :
- ➋ Si les molécules sont polaires, il s'établit en plus des **interactions de VdW de type Keesom et Debye**, équivalente d'un point de vue énergétique ;
- ➌ Si les molécules sont protiques, il s'établit en plus des **liaisons H**, beaucoup plus fortes !
- ➍ A structure comparable, un composé pouvant établir des liaisons H **intermoléculaires** et **intra-**moléculaires établira moins de liaisons H **inter**moléculaires qu'un composé ne pouvant établir que des liaisons H **inter**moléculaires.

➤ Application 5 :

Interpréter les différences de température de fusion des molécules ci-dessous.



$T_{\text{fusion}} \text{ (a)} = 159 \text{ }^\circ\text{C}$
$T_{\text{fusion}} \text{ (b)} = 203 \text{ }^\circ\text{C}$

- ➔ **b)** ne peut établir que des liaisons H intermoléculaires ;
- ➔ **a)** peut établir des liaisons H intermoléculaires + intramoléculaires ;

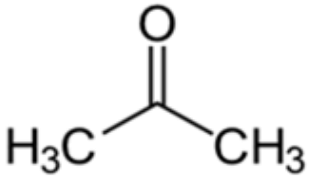
**a)** établit donc **moins** de liaisons H intermoléculaires que **b)**, donc il y a **moins** de cohésion entre molécules **a)** qu'entre molécules **b)**.

D'où  $T_{\text{éb}} \text{ (a)} < T_{\text{éb}} \text{ (b)}$

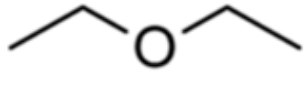
## 2) Solubilité dans un solvant

### a/ Classification des solvants

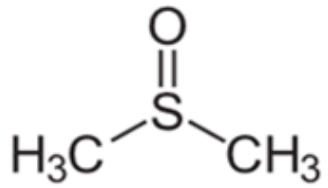
- les solvants **Polaires Protiques** : eau, ammoniac, alcools, acides carboxyliques ...
- les solvants **Polaires Aprotiques** : l'acétone (a), l'éthoxyéthane (b), le DMSO (c), le DMF (d), le THF (e), le dichlorométhane (f), ...



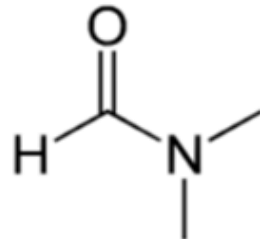
(a)



(b)



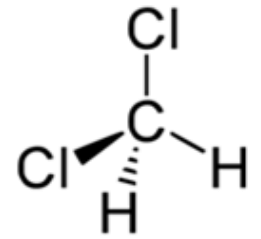
(c)



(d)



(e)

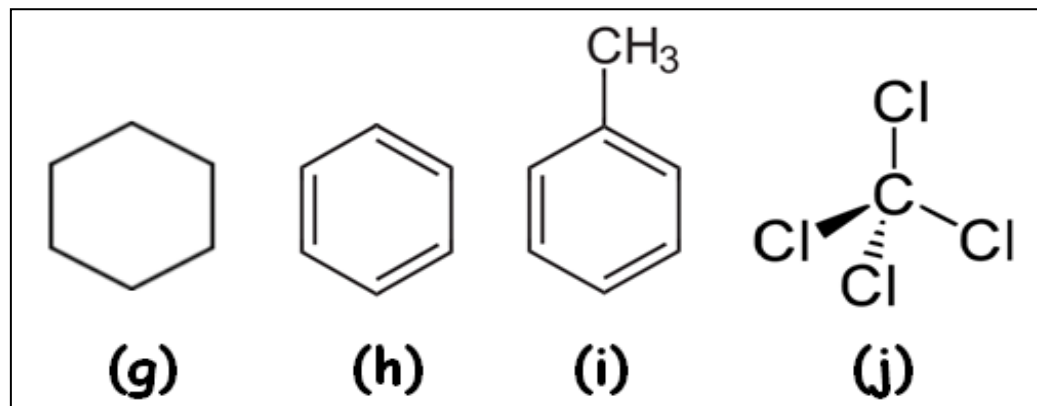
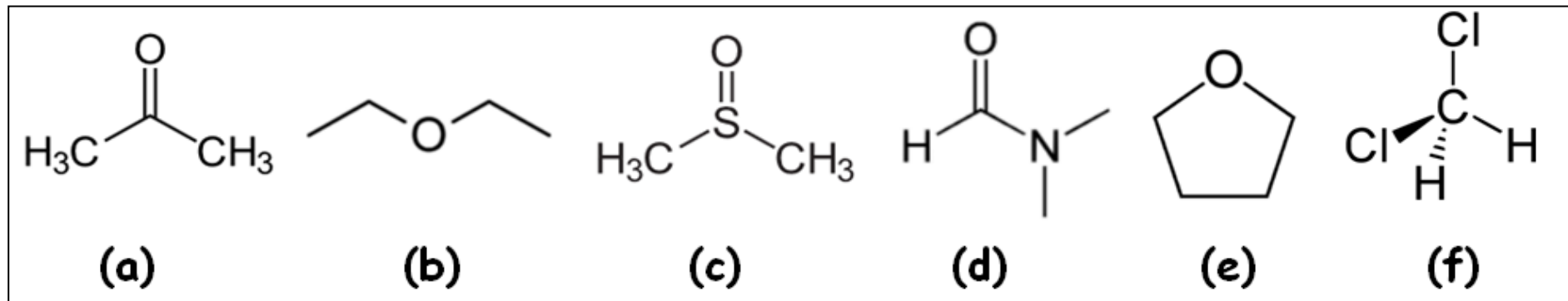


(f)

## 2) Solubilité dans un solvant

### a/ Classification des solvants

- les solvants **Polaires Protiques** : eau, ammoniac, alcools, acides carboxyliques ...
- les solvants **Polaires Aprotiques** : l'acétone **(a)**, l'éthoxyéthane **(b)**, le DMSO **(c)**, le DMF **(d)**, le THF **(e)**, le dichlorométhane **(f)**, ...
- les solvants **Apolaires Aprotiques** : l'hexane, l'heptane, le cyclohexane **(g)**, le benzène **(h)**, le toluène **(i)**, le tétrachlorométhane **(j)** ...



## 2) Solubilité dans un solvant

### a/ Classification des solvants

- les solvants **Polaires Protiques** : eau, ammoniac, alcools, acides carboxyliques ...
- les solvants **Polaires Aprotiques** : l'acétone (a), l'éthoxyéthane (b), (c), le DMF (d), le THF (e), le dichlorométhane (f), ...
- les solvants **Apolaires Aprotiques** : l'hexane, l'heptane, le cyclohexane (g), le benzène (h), le toluène (i), le tétrachlorométhane (j) ...

### b/ Prédiction de la solubilité dans un solvant

☛ La connaissance de ces caractéristiques permet de prévoir la solubilité d'un composé A dans un solvant S :

Une molécule **A** se dissout facilement dans un solvant **S** si **A** et **S** ont des caractéristiques similaires en terme de **POLARITE** et de **PROTICITE**.

**Qui se ressemble s'assemble !**

☛ Application 5 : Le méthanol  $\text{H}_3\text{C-OH}$  est-il soluble dans l'eau ? Dans le cyclohexane ?

Le méthanol est une molécule **POLAIRE** et **PROTIQUE**, comme l'eau : le méthanol se dissout bien dans l'eau. En revanche, il se dissout peu dans le cyclohexane qui est **APOLAIRE** et **APROTIQUE**.

## b/ Pr evision de la solubilité dans un solvant

Une molécule **A** se dissout facilement dans un solvant **S** si **A** et **S** ont des **caractéristiques similaires** en terme de **POLARITE** et de **PROTICITE**.

**Qui se ressemble s'assemble !**

⌘ Application 5 : *Le méthanol  $\text{H}_3\text{C-OH}$  est-il soluble dans l'eau ? Dans le cyclohexane ?*

Le méthanol est une molécule **POLAIRE** et **PROTIQUE**, comme l'eau : le méthanol se dissout **bien** dans l'eau. En revanche, il se dissout **peu** dans le cyclohexane qui est **APOLAIRE** et **APROTIQUE**.

⌘ Application 6 : *Le diiode  $\text{I}_2$  est-il soluble dans l'eau ? Dans le cyclohexane ?*

Le diiode est une molécule **APOLAIRE** et **APROTIQUE**, comme le cyclohexane : le diiode se dissout **bien** dans le cyclohexane. En revanche, il se dissout **peu** dans l'eau qui est **POLAIRE** et **PROTIQUE**.



**SOLUTE**

**MISCIBILITE**

➤ Application 6 : Le diiode  $I_2$  est-il soluble dans l'eau ? Dans le cyclohexane ?

Le diiode est une molécule **APOLAIRE** et **APROTIQUE** comme le cyclohexane : le diiode se dissout bien dans le cyclohexane. En revanche, il se dissout peu dans l'eau qui est **POLAIRE** et **PROTIQUE**.

**c/ Les étapes de la dissolution dans un solvant polaire**

**Dissolution d'un COMPOSE IONIQUE**

➔ **1<sup>ère</sup> étape: LA DISSOCIATION**



**Interactions « ION / ION »**

**Quelques centaines de  $\text{kJ.mol}^{-1}$**

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r} \times \frac{|q \cdot q'|}{d^2}$$

Solvant	Eau	Méthanol	Ethanol	Acétone	Ethoxyéthane	Cyclohexane
$\epsilon_r$	78,5	32,7	24,8	20,7	4,2	2,0

**EAU = solvant TRES dissociant**

## → 1<sup>ère</sup> étape: LA DISSOCIATION



Interactions « **ION / ION** »

Quelques centaines de  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r} \times \frac{|q \cdot q'|}{d^2}$$

Solvant	Eau	Méthanol	Ethanol	Acétone	Ethoxyéthane	Cyclohexane
$\epsilon_r$	78,5	32,7	24,8	20,7	4,2	2,0

**EAU = solvant TRES dissociant**

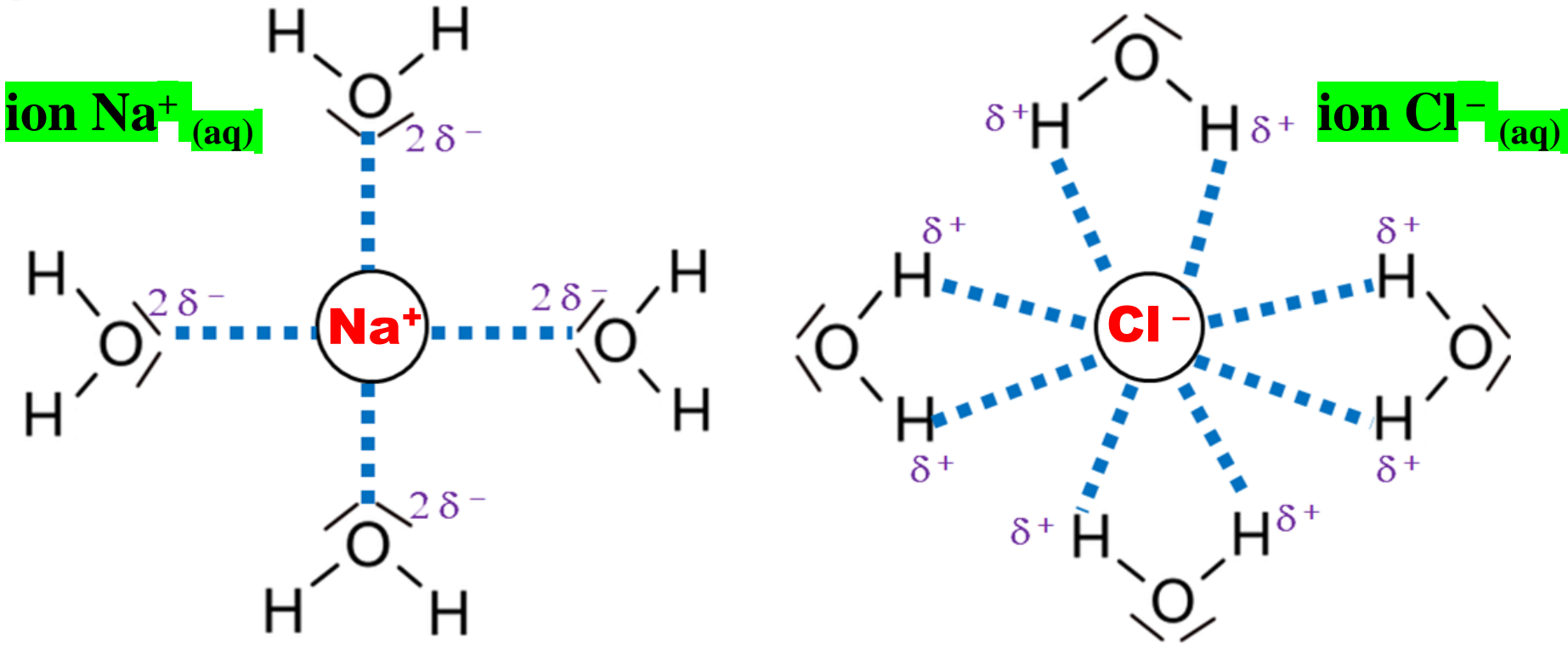
## → 2<sup>ème</sup> étape: LA SOLVATATION



Interactions « **ION / DIPÔLE** »  
entre les ions et l'eau

Quelques centaines de  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Application 7** : Compléter les cadres ci-dessous en indiquant lequel correspond à  $\text{Na}^+$  et lequel correspond à  $\text{Cl}^-$ .



**Dissolution d'un composé POLAIRE**

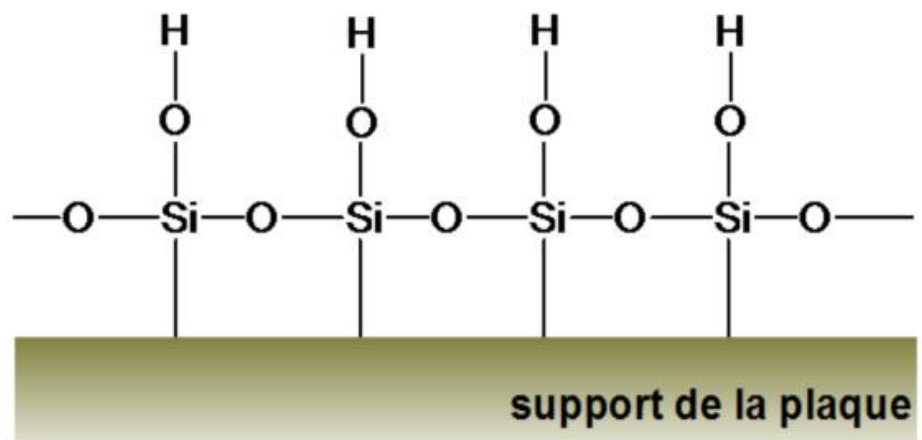
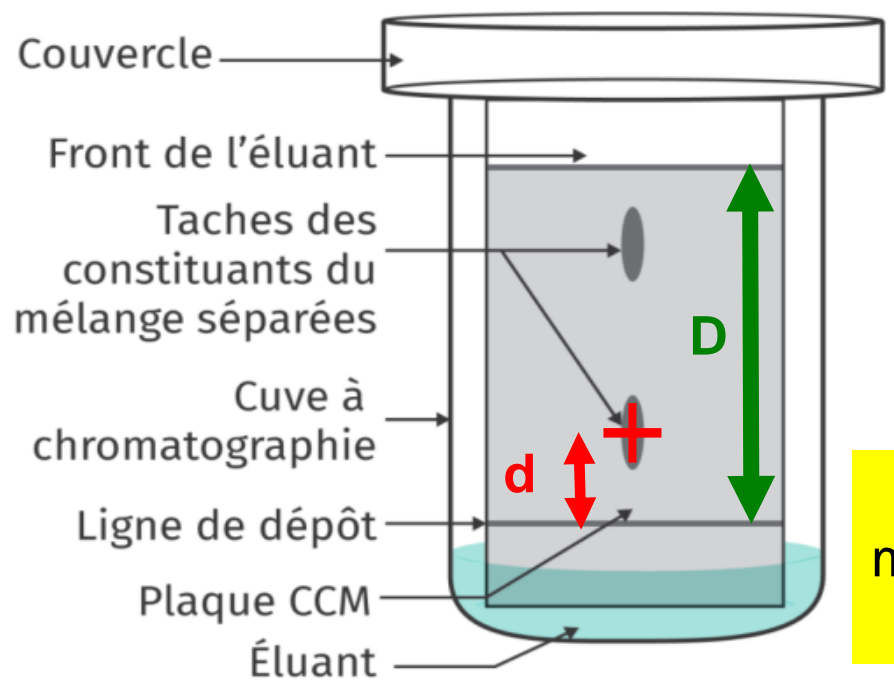


**Liaison fortement polarisée**  
**Solvant très polaire**

**$\epsilon_r$**   
**important**

**Solvant polaire**

**d/ Application en chimie organique : la Chromatographie sur Couche Mince**

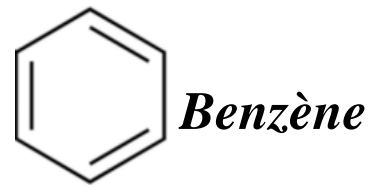
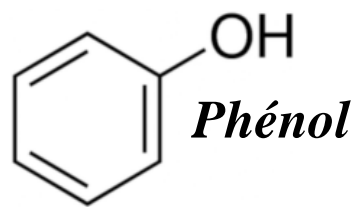


Chaque espèce chimique est plus ou moins : → **retenue** par la **PHASE FIXE** ;  
 → **entraînée** par l'**ELUANT**.

Le **rapport frontal**  $R_F$  d'une espèce chimique est le rapport entre la **distance d** parcourue par l'espèce chimique depuis la ligne de dépôt et la **distance D** séparant la ligne de dépôt de la ligne de front de l'éluant (rapport sans unité).

$$R_F = \frac{d}{D}$$

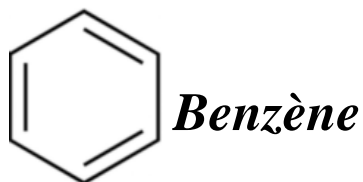
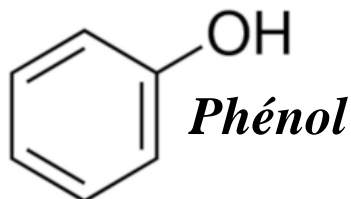
**Application 08** : Mélange de **phénol** et de **benzène** élué par un mélange de **cyclohexane** et d'**acétone** en proportions 4/1.



Quelle tache est le phénol ? le benzène ?

Application 08 : Mélange de phénol et de benzène élué par un mélange de cyclohexane et d'acétone en proportions 4/1.

Quelle tache est le phénol ? le benzène ?

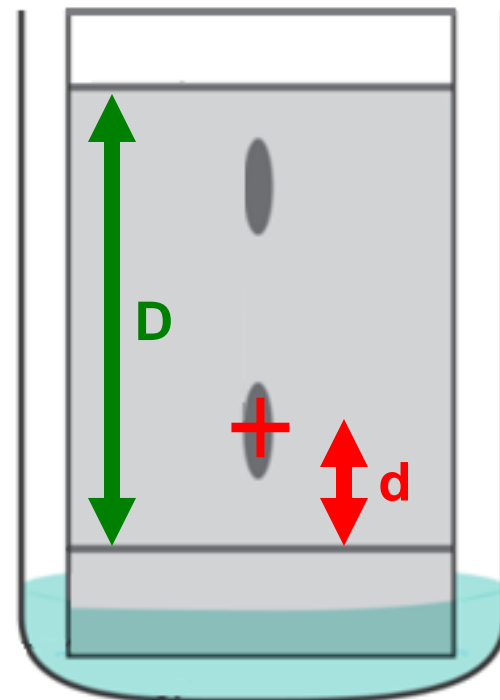


Phénol = POLAIRE et PROTIQUE

Benzène = APOLAIRE et APROTIQUE

Eluant = majorité de cyclohexane APOLAIRE et APROTIQUE

Phase fixe = POLAIRE et PROTIQUE



- Le PHENOL est **fortement** retenu *par la phase fixe* (car il a **beaucoup** d'interactions avec elle) et **faiblement** entraîné *par l'éluant* (car il a **peu** d'interactions avec lui) : le phénol migre donc le **moins** haut.

- Le BENZENE est **faiblement** retenu *par la phase fixe* (car il a **peu** d'interactions avec elle) et **fortement** entraîné *par l'éluant* (car il a **beaucoup** d'interactions avec lui) : le benzène migre donc le **plus** haut.

$$R_F(\text{phénol}) = \frac{d}{D} = \frac{0,65 \text{ (cm)}}{2,5 \text{ (cm)}}$$

Soit  $R_F = 0,26$

- Le **PHENOL** est **fortement** retenu *par la phase fixe* (car il a **beaucoup** d'interactions avec elle) et **faiblement** entraîné *par l'éluant* (car il a **peu** d'interactions avec lui) : le phénol migre donc le **moins** haut.

- Le **BENZENE** est **faiblement** retenu *par la phase fixe* (car il a **peu** d'interactions avec elle) et **fortement** entraîné *par l'éluant* (car il a **beaucoup** d'interactions avec lui) : le benzène migre donc le **plus** haut.

$$R_F(\text{phénol}) = \frac{d}{D} = \frac{0,65 \text{ (cm)}}{2,5 \text{ (cm)}} \quad \text{Soit } \underline{R_F = 0,26}$$

### 3) Les molécules AMPHIPHILES

#### a/ Définition

Une molécule **amphiphile** est une molécule qui possède un **groupe hydrophile** (qui aime l'eau) et un **groupe hydrophobe** (qui n'aime pas l'eau).



Le groupe **hydrophile** a la propriété d'être **LIPOPHOBE** (qui n'aime pas les graisses) alors que le groupe **hydrophobe** a la propriété d'être **LIPOPHILE** (qui aime les graisses).

**QUEUE** = Longues chaînes carbonées



**TÊTE** = groupe polaire ou ionique

# a/ Définition

Une molécule **amphiphile** est une molécule qui possède un **groupe hydrophile** (qui aime l'eau) et un **groupe hydrophobe** (qui n'aime pas l'eau).

**QUEUE = Longues chaînes carbonées**



**TÊTE = groupe polaire ou ionique**

*Application 09*: Les molécules ci-contre sont des molécules amphiphiles. Rappeler à quelle famille des molécules du vivant appartient chacune d'elle puis repérer la TÊTE hydrophile et la QUEUE hydrophobe.

Acide Gras

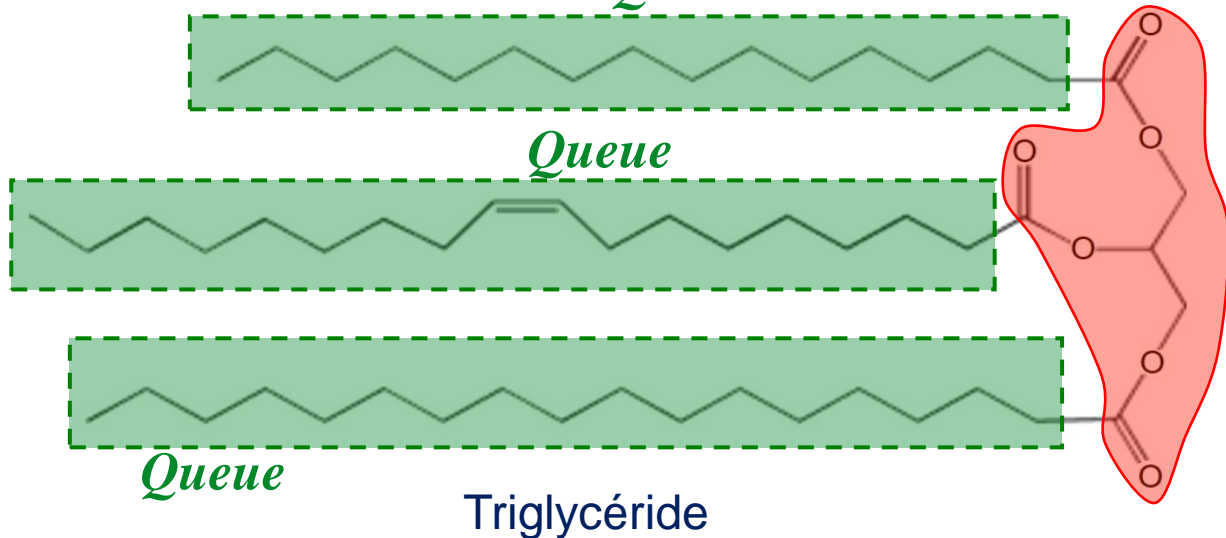
a)



Queue

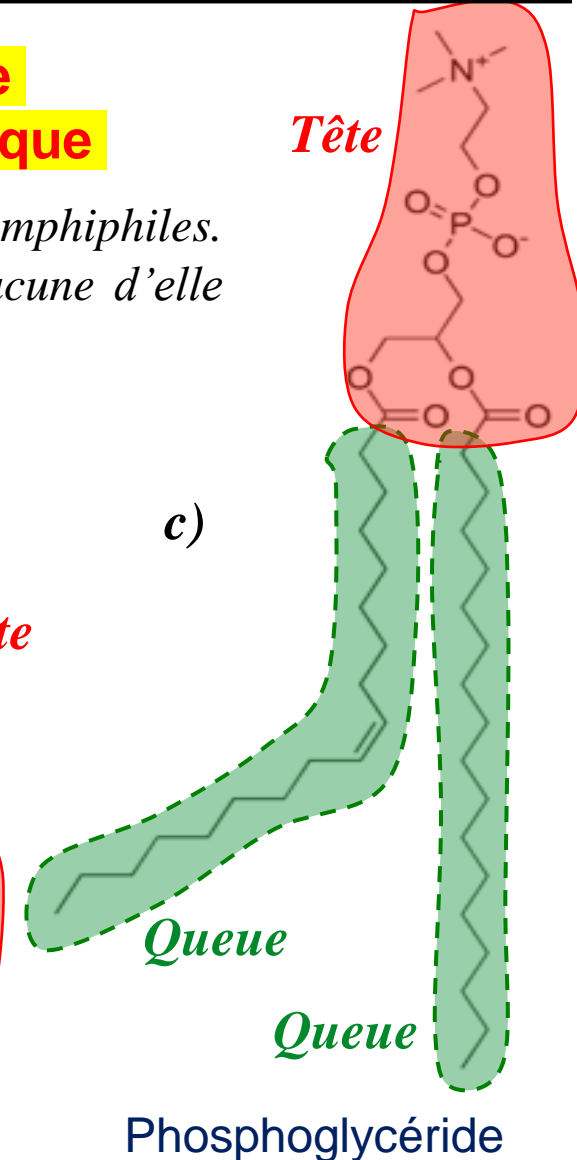
Tête

b)



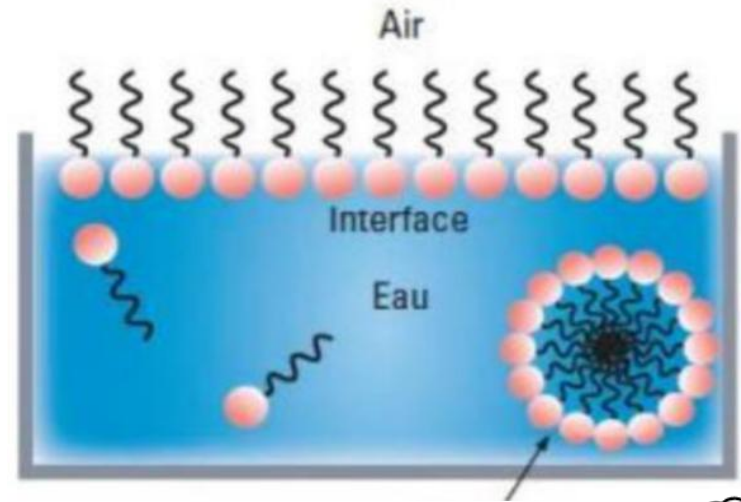
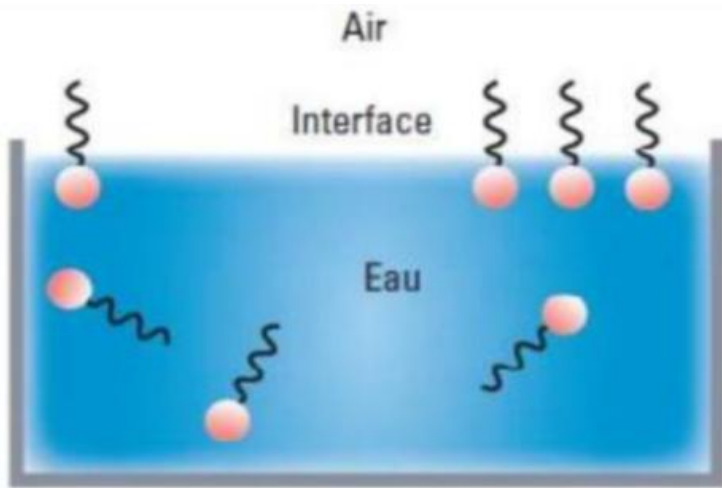
Triglycéride

c)



Phosphoglycéride

## b/ Mise en solution aqueuse

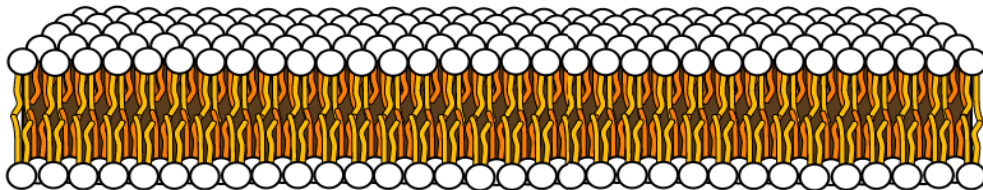


**MICELLE**

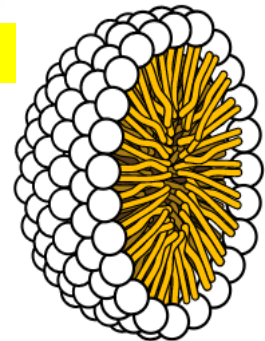
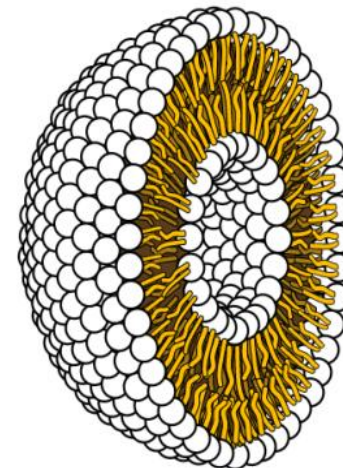
## c/ Applications quotidiennes

**Membranes des cellules**

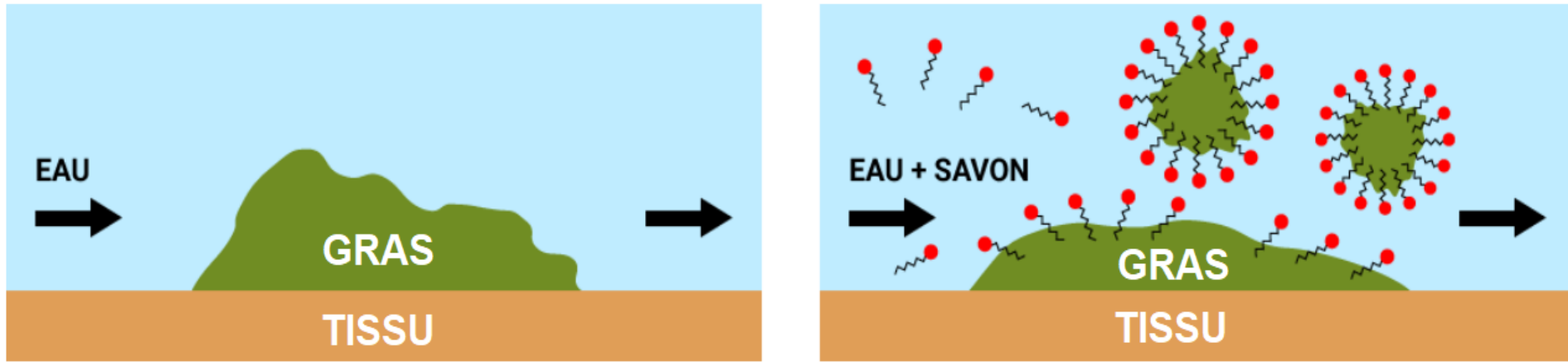
Bicouche lipidique



**Liposomes**



# Les savons et détergents



🔗 **Application 10** : Avec des mots simples, expliquer comment l'utilisation de savon (figure de droite) permet de nettoyer la tache de gras.

Les molécules de savon solubilisent leur ..queue hydrophobe.. dans la tache de gras, laissant leur tête hydrophile au contact de l'eau.

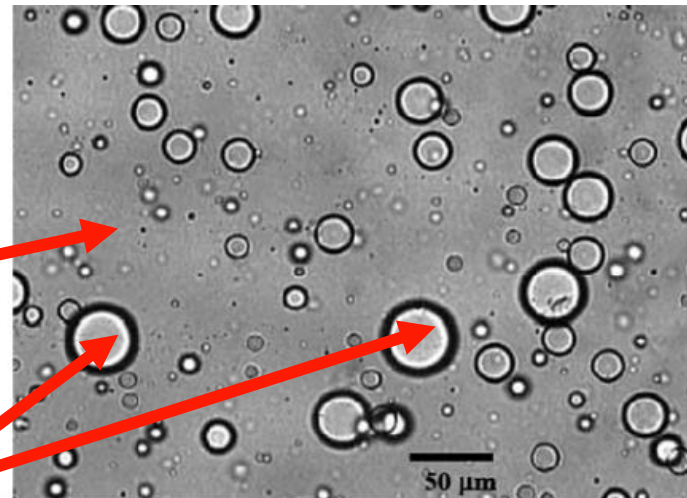
La tache de gras se désolidarise du tissu par agitation mécanique, formant ainsi une MICELLE (emprisonnant le gras) qui est emportée par l'eau.

## Stabilisation des émulsions

**EMULSION**  
= dispersion d'un  
liquide au sein d'un  
autre

Phase  
CONTINUE

Phase  
DISCONTINUE

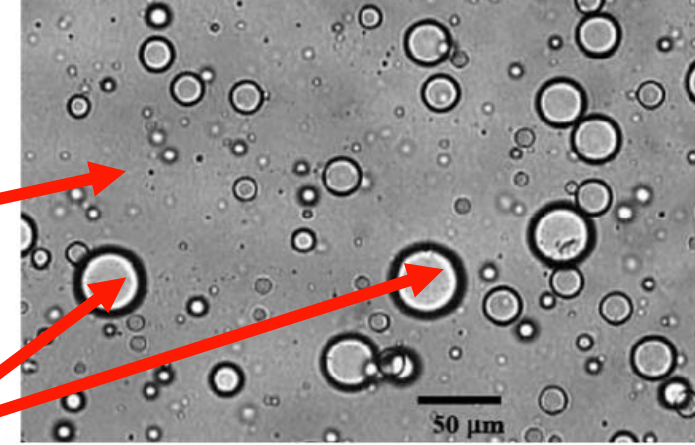


# Stabilisation des émulsions

**EMULSION**  
= dispersion d'un  
liquide au sein d'un  
autre

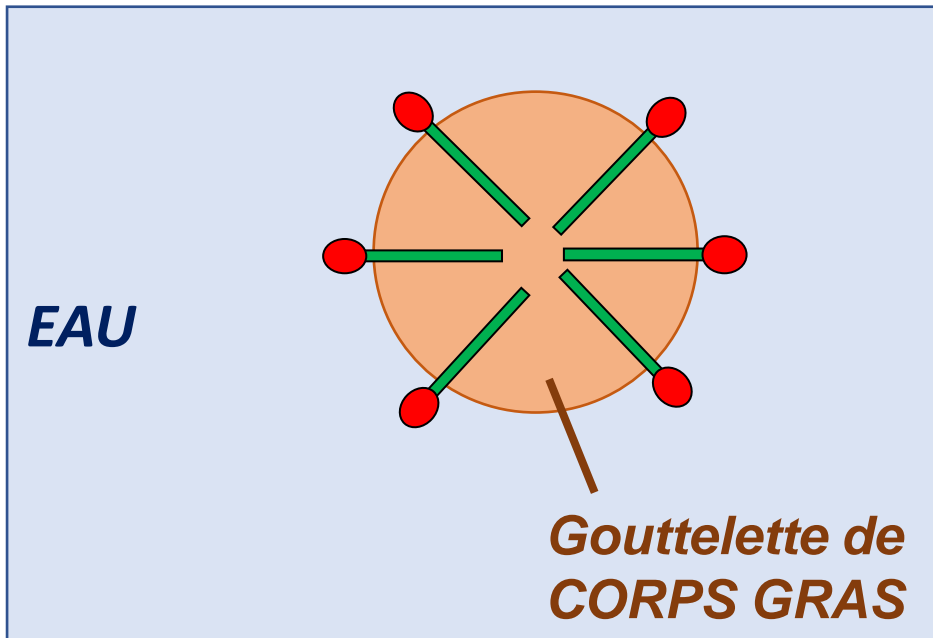
Phase  
**CONTINUE**

Phase  
**DISCONTINUE**

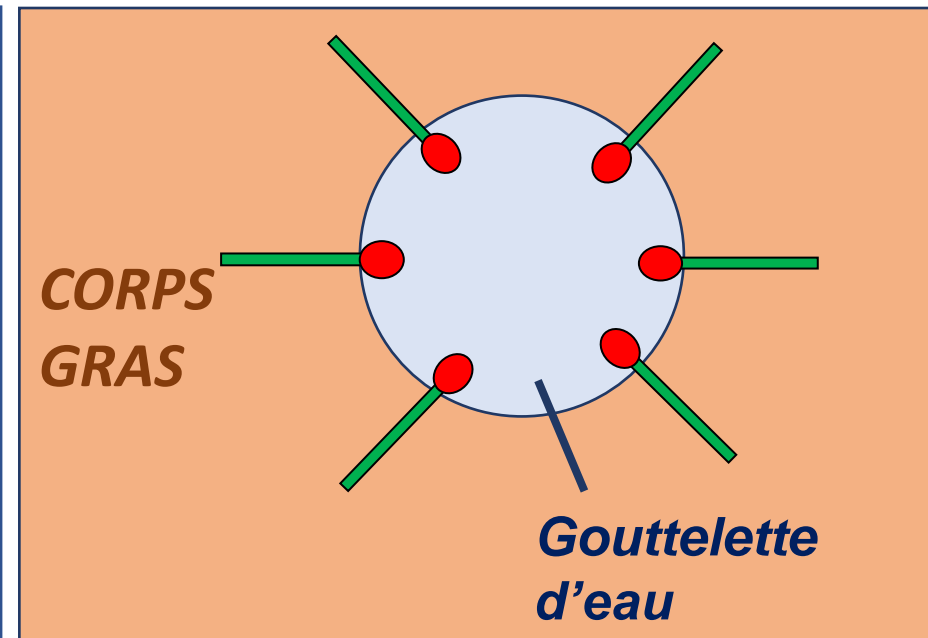


✎ Application 11 : Dessiner le schéma d'une émulsion de corps gras dans l'eau stabilisée par des molécules amphiphiles.

✎ Application 12 : Dessiner le schéma d'une émulsion d'eau dans un corps gras stabilisée par des molécules amphiphiles.



Exemples : le lait, la vinaigrette



Exemples : la mayonnaise, le beurre