

- Relation entre structures des entités chimiques et propriétés -

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

I- Les différentes interactions intermoléculaires

1) Interactions de Van Der Waals

a/ Rappels : vocabulaire en électrostatique

↳ Polarisabilité (Cours Chimie 01) :

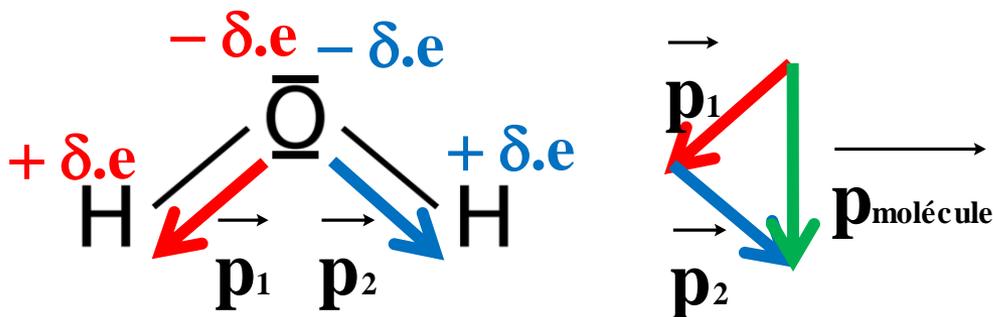
La polarisabilité d'une entité chimique, c'est la **capacité qu'a son nuage électronique à se déformer facilement** sous l'influence d'une charge électrique extérieure.

Une entité chimique est **d'autant plus polarisable** que son nuage électronique subit peu l'influence de son noyau, donc **que cette entité est volumineuse**

↳ Polarité (Cours Chimie 02) :

Une molécule est polaire **si son moment dipolaire $\vec{\mu}_{\text{molécule}}$** (somme des moments dipolaires $\vec{\mu}_{\text{liaison}}$ des liaisons présentes dans la molécule) **n'est pas un vecteur nul**. Dans ce cas, $\vec{\mu}_{\text{molécule}}$ est orienté depuis le barycentre (centre de gravité) des charges négatives vers le barycentre des charges positives de la molécule.

↳ Application 1 : Comparer la polarité et la polarisabilité de l'eau H_2O et du diiode I_2 .



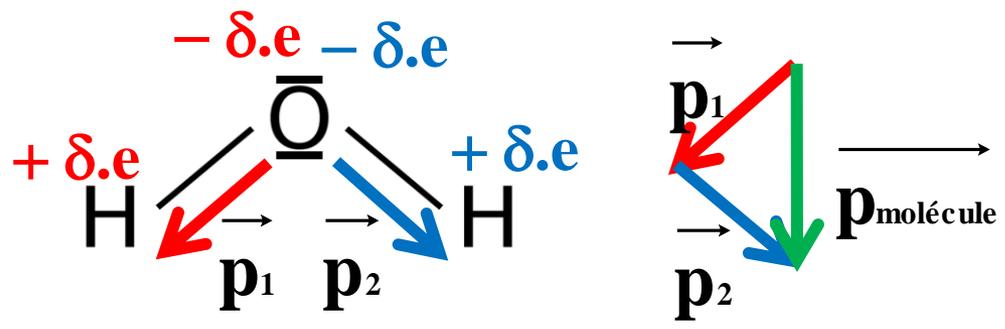
Dans H_2O , l'oxygène a une géométrie de type AX_2E_2 ,

On a donc :

$$\vec{p}_{\text{molécule}} = \vec{p}_1 + \vec{p}_2 \neq \vec{0}$$

H_2O est POLAIRE

Application 1 : Comparer la polarité et la polarisabilité de l'eau H_2O et du diiode I_2 .



Dans H_2O , l'oxygène a une géométrie de type AX_2E_2 ,

$$\vec{p}_{molécule} = \vec{p}_1 + \vec{p}_2 \neq \vec{0}$$

H_2O est POLAIRE

La molécule I_2 est constituée d'une **unique liaison non polarisée** car elle relie deux atomes identiques :

I_2 est APOLAIRE

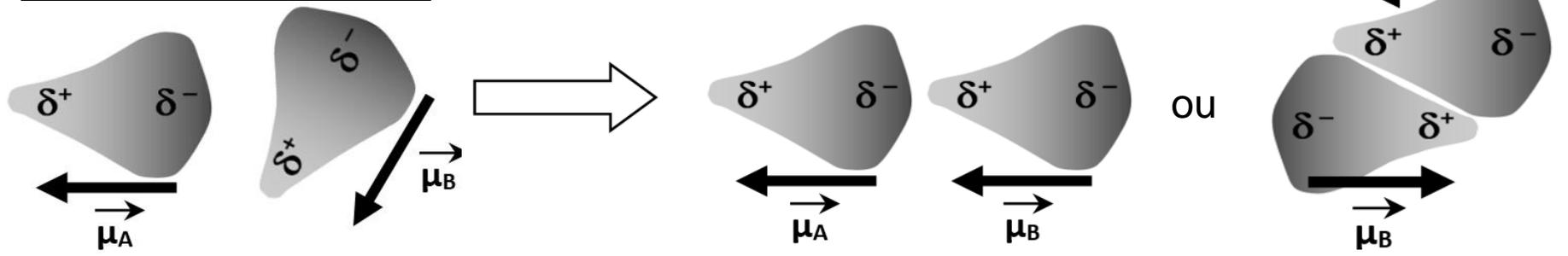
I_2 est constituée de **gros atomes** par rapport aux atomes d'hydrogène et d'oxygène de H_2O :

I_2 plus polarisable que H_2O

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

Interaction de KEESOM

Entre 2 molécules **POLAIRES**

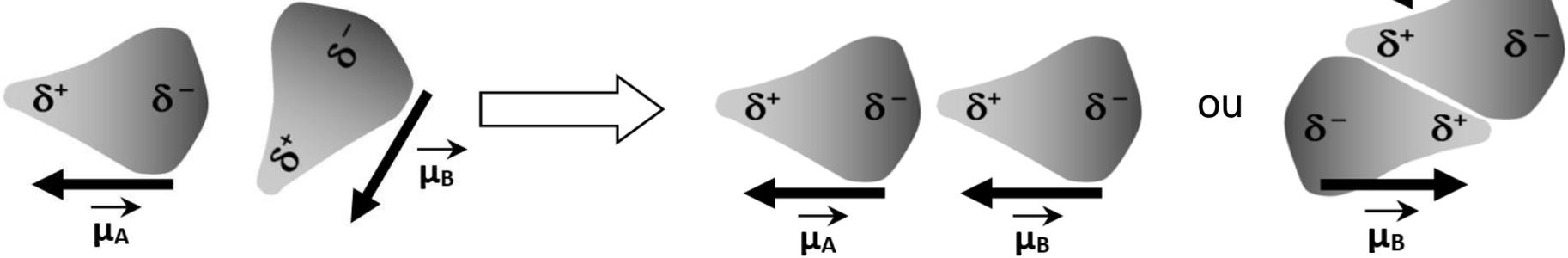


Interaction **d'autant plus forte** que les 2 molécules interagissant sont **POLAIRES** : énergies mises en jeu de l'ordre du **$kJ.mol^{-1}$**

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

Interaction de KEESOM

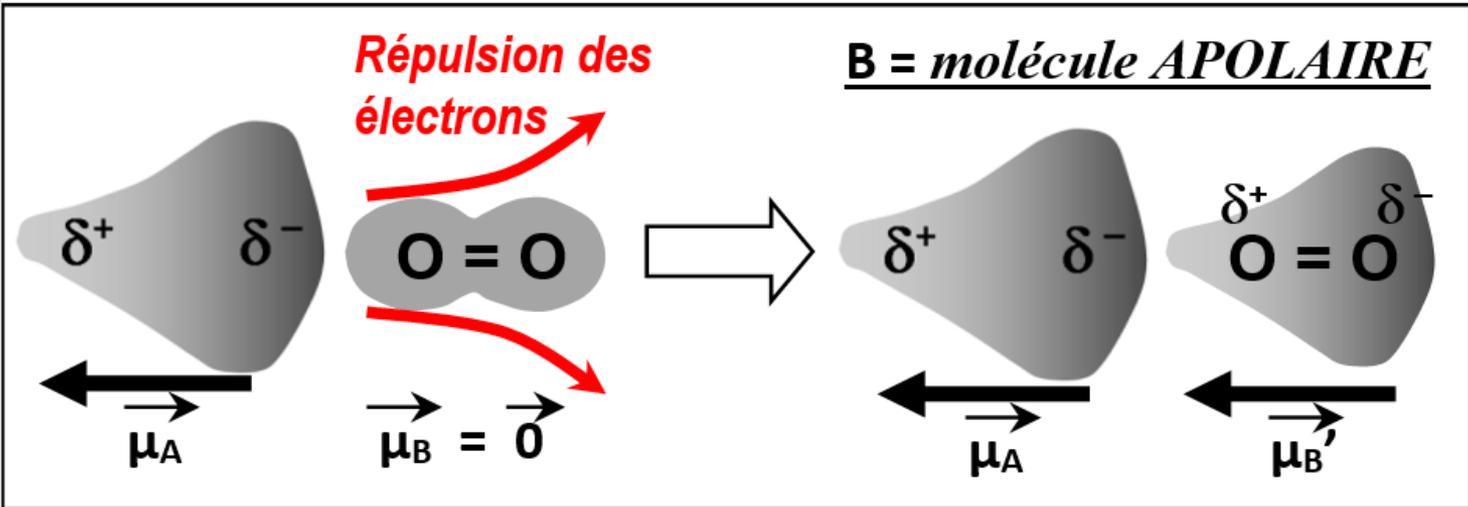
Entre 2 molécules **POLAIRES**



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

Interaction de DEBYE

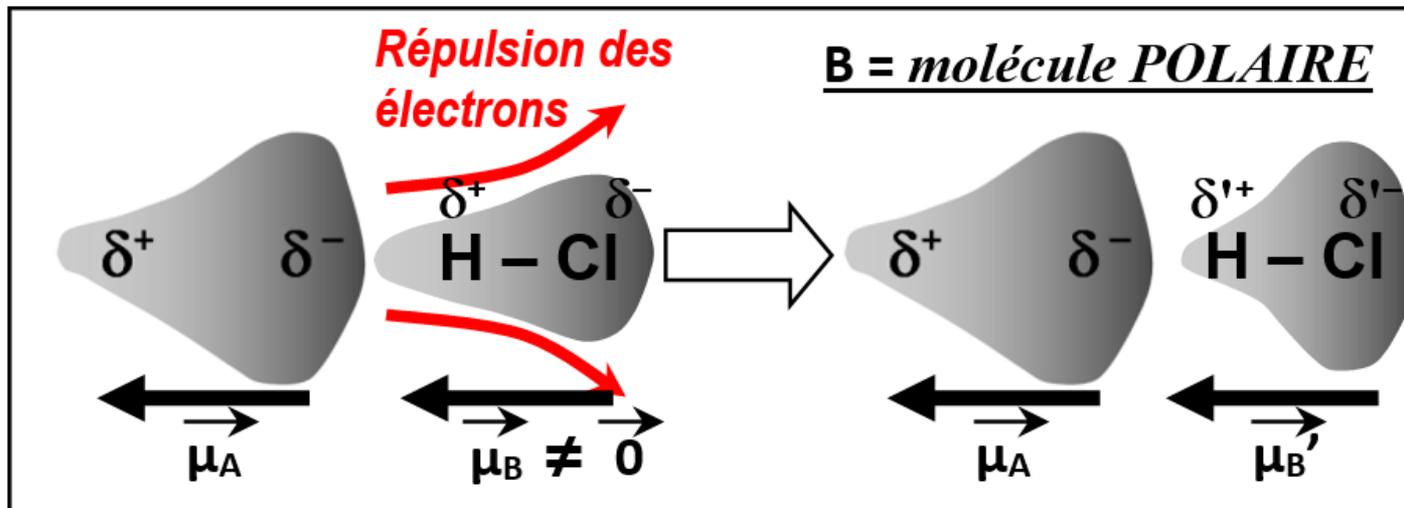
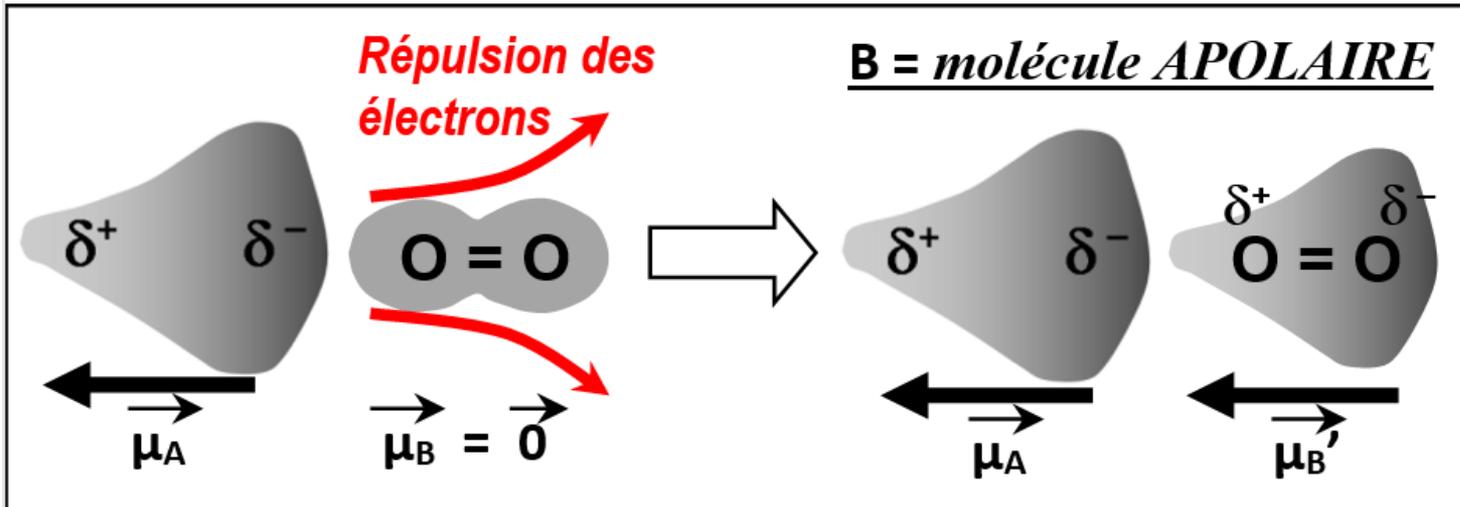
Entre 1 molécule **POLAIRE** et 1 molécule **QUELCONQUE**



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^{ère} molécule est **POLAIRE** et que la 2^{nde} est **POLARISABLE** : énergies mises en jeu de l'ordre du **$\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$**

b/ 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 **$\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$**

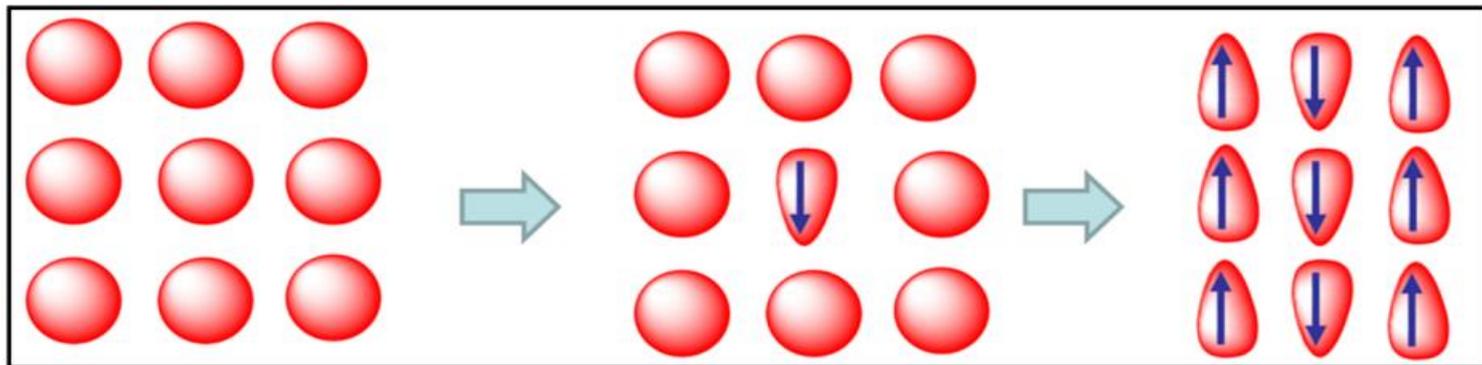
Interaction de DEBYE

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

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

Interaction de LONDON

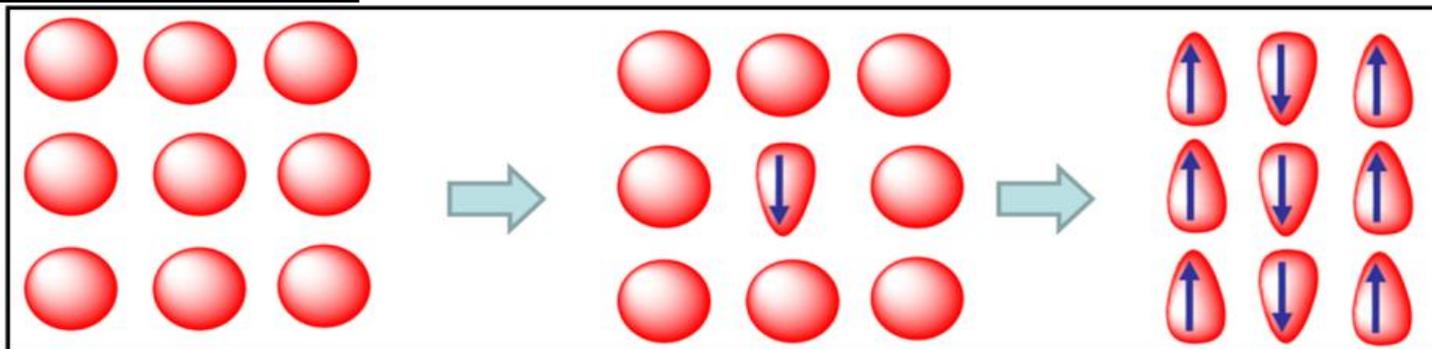
Entre 2 molécules **QUELCONQUES**



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

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
APOLAIRES	Ar	0	0	0	100
	CH ₄	0	0	0	100
Molécules de plus en plus POLAIRES	HI	0,38	0,1	0,5	99,4
	HBr	0,78	2	2	96
	HCl	1,08	9	5	86
	NH ₃	1,49	45	5	50
	H ₂ 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

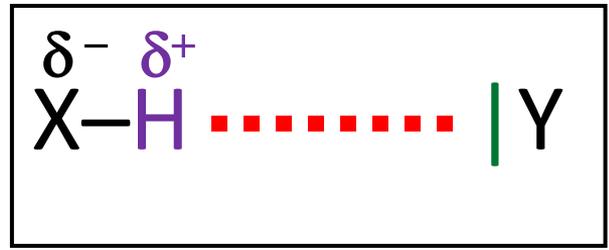
Corps pur	Moment dipolaire (D)	% Keesom	% Debye	% London
Ar	0	0	0	100
CH ₄	0	0	0	100
HI	0,38	0,1	0,5	99,4
HBr	0,78	2	2	96
HCl	1,08	9	5	86
NH ₃	1,49	45	5	50
H ₂ O	1,85	69	7	24

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 δ^+** 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) ;

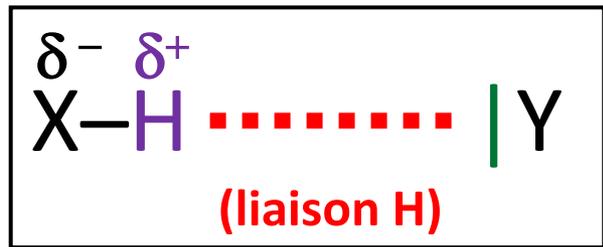


☛ Vocabulaire : Une molécule possédant des atomes d'hydrogène **pouvant établir des liaisons H** est dite **PROTIQUE**.

2) La liaison hydrogène

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

- Un atome d'hydrogène polarisé δ^+ 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**.

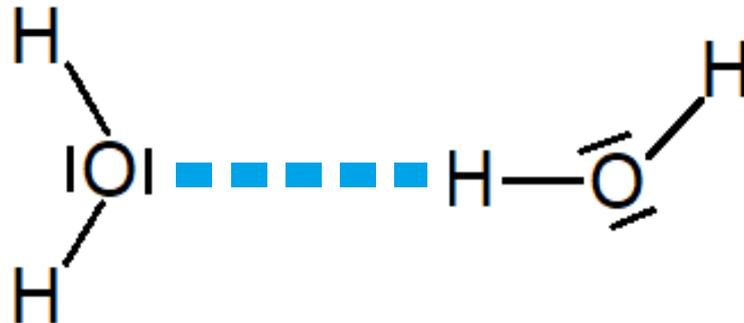
☛ Propriétés :

- **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 kJ.mol^{-1}** ;

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

☛ Application 2 :

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**.

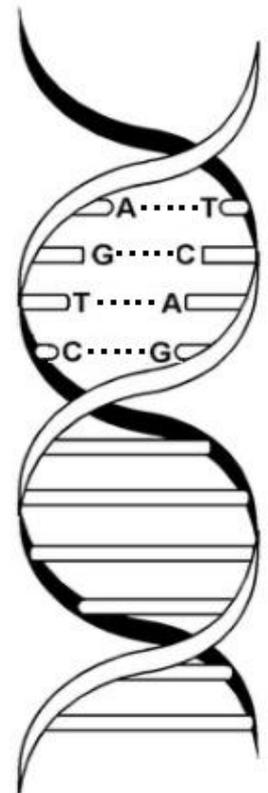
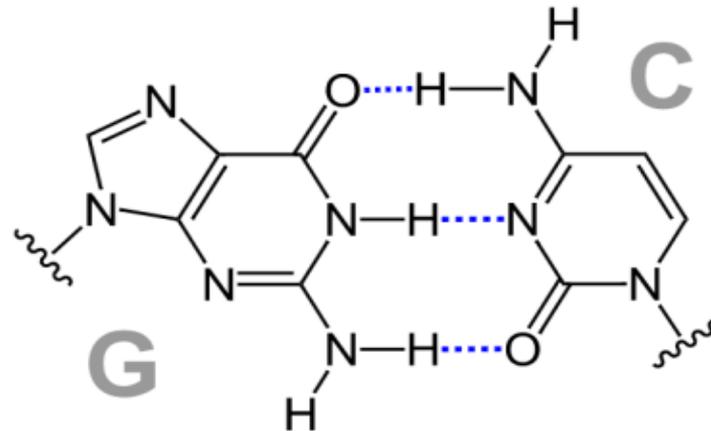
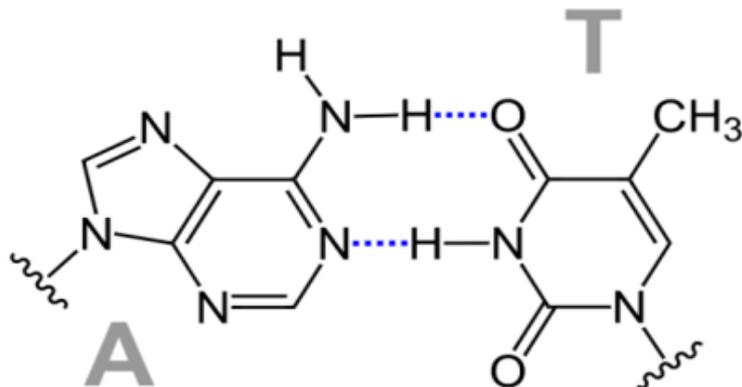
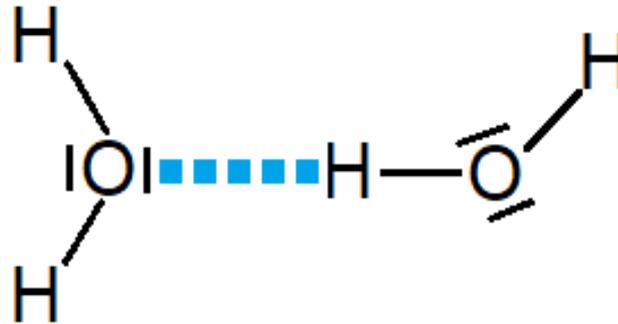
☛ Propriétés :

- **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 kJ.mol^{-1}** ;

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

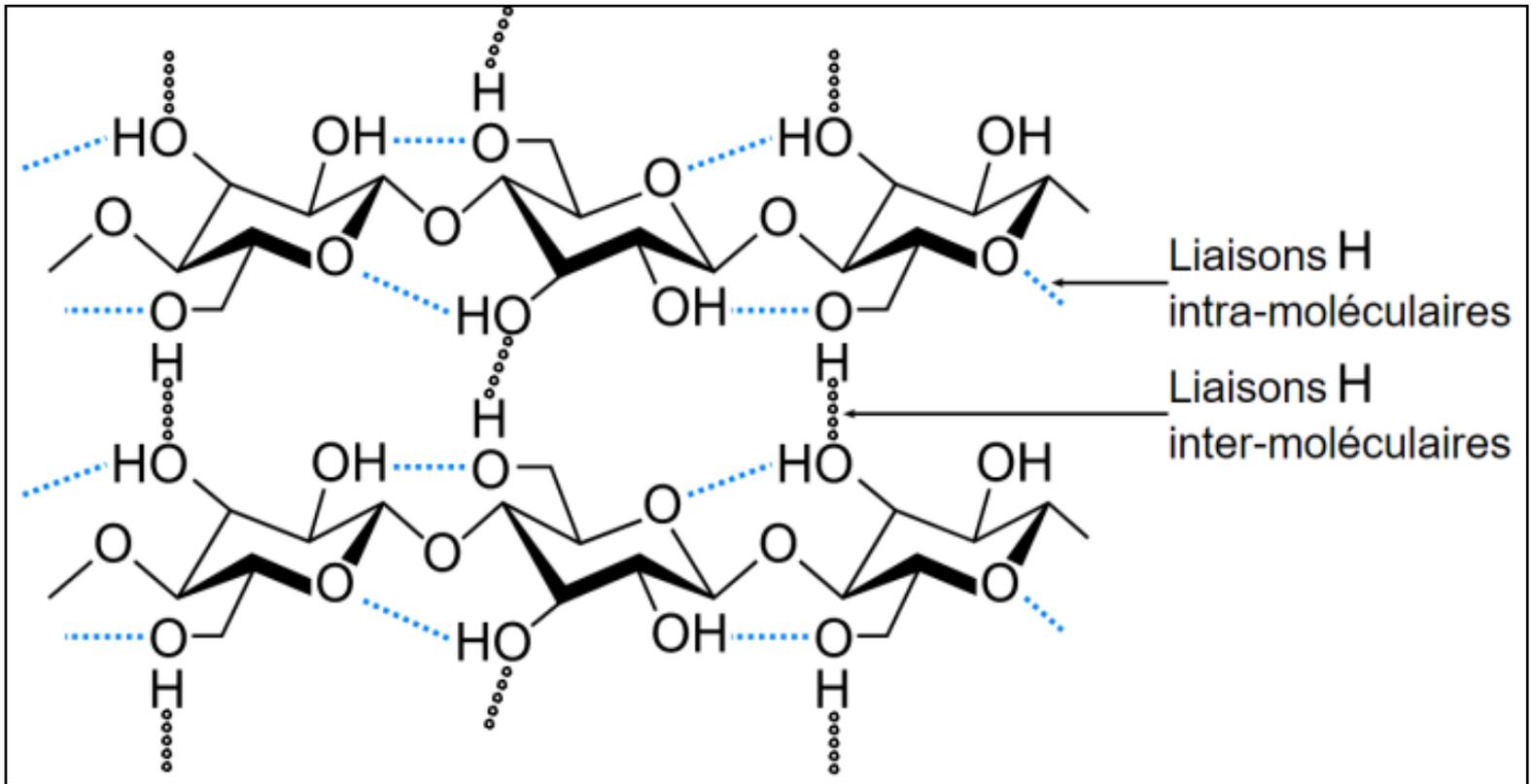
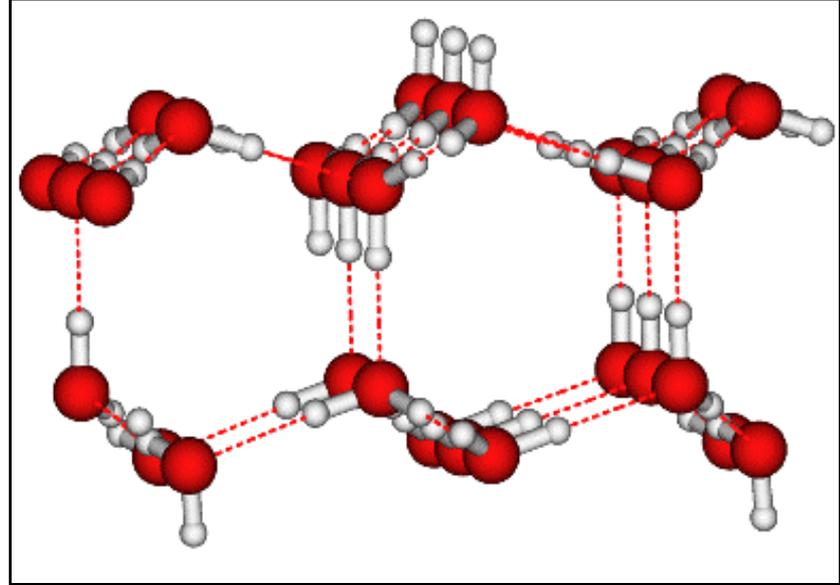
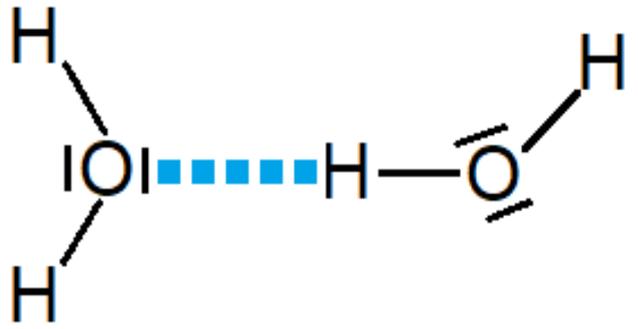
☛ Application 2 :

Dessiner une liaison hydrogène entre 2 molécules d'eau.



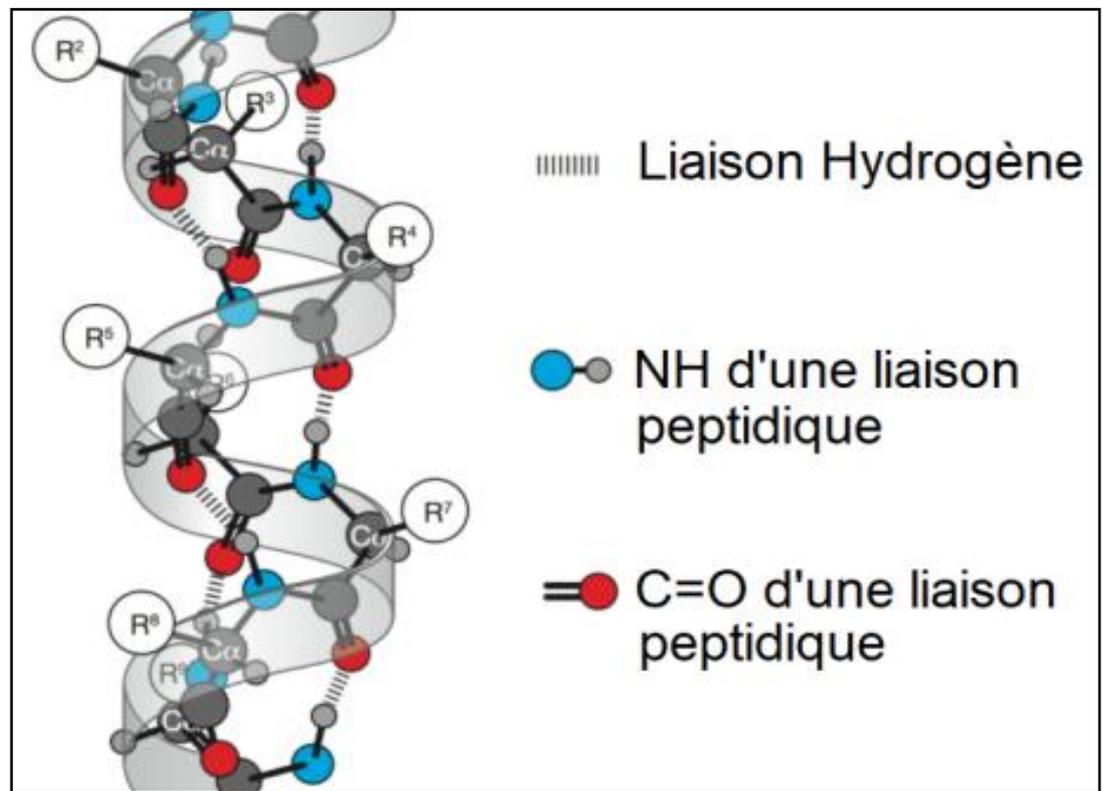
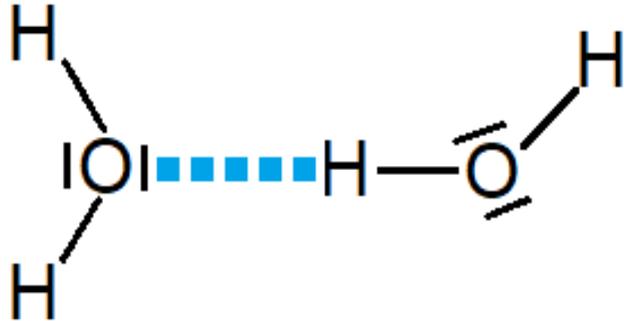
Application 2 :

Dessiner une liaison hydrogène entre 2 molécules d'eau.



Application 2 :

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 **intermoléculaires** qu'un composé ne pouvant établir que des liaisons H **intermoléculaires**.



🦋 **Application 3** : Interpréter les différences de température d'ébullition des gaz nobles.

	He	Ne	Ar	Kr
T _{ébullition} à P = 1 bar (en °C)	- 269	- 246	- 189	- 152

➔ Composés **APOLAIRES APROTIQUES**

- Il ne s'établit entre eux que des **interactions de VdW de type London**.
- De He à Kr, atomes **de + en + volumineux**, donc **de + en + polarisables** donc les interactions de London sont **de plus en plus intenses** : **T_{éb} augmente**.

👉 **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 **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 gaz nobles.

➡ Composés **APOLAIRES APROTIQUES**

- Il ne s'établit entre eux que des **interactions de VdW de type London**.
- De **He** à **Kr**, atomes **de + en + volumineux**, donc **de + en + polarisables** donc les interactions de London sont **de plus en plus intenses** : **T_{éb} augmente**.

🔗 **Application 4** : Interpréter les différences de température d'ébullition des molécules suivantes où l'atome central appartient à la 16^{ème} colonne du tableau périodique.

	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
T _{ébullition} à P = 1 bar (en °C)	100	- 60	- 40	0

Comparaison de H₂S, H₂Se et H₂Te : ➡ Molécules **POLAIRES APROTIQUES**

- Il ne s'établit entre elles que des **interactions de VdW de type Keesom, Debye et London** (London majoritaire).

👉 **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 **intermoléculaires** qu'un composé ne pouvant établir que des liaisons H **intermoléculaires**.

🔗 **Application 4** : Interpréter les différences de température d'ébullition des molécules suivantes où l'atome central appartient à la 16^{ème} colonne du tableau périodique.

	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
T _{ébullition} à P = 1 bar (en °C)	100	- 60	- 40	0

Comparaison de **H₂S**, **H₂Se** et **H₂Te** : ➔ Molécules **POLAIRES APROTIQUES**

- Il ne s'établit entre elles que des **interactions de VdW de type Keesom, Debye et London** (London majoritaire).

- De **H₂S** à **H₂Te**, l'atome central est **de plus en plus volumineux**, donc la molécule est **de plus en plus polarisable** : les interactions de London sont donc **de plus en plus intenses** : **T_{éb} augmente**.

Comparaison de **H₂O** avec les autres : ➔ Molécule **POLAIRE PROTIQUE**

En plus des **interactions de VdW (Keesom majoritaire)**, les molécules d'eau établissent entre elles **des liaisons hydrogène 10 fois plus fortes**. D'où une température d'ébullition très élevée par rapport aux 3 autres.

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



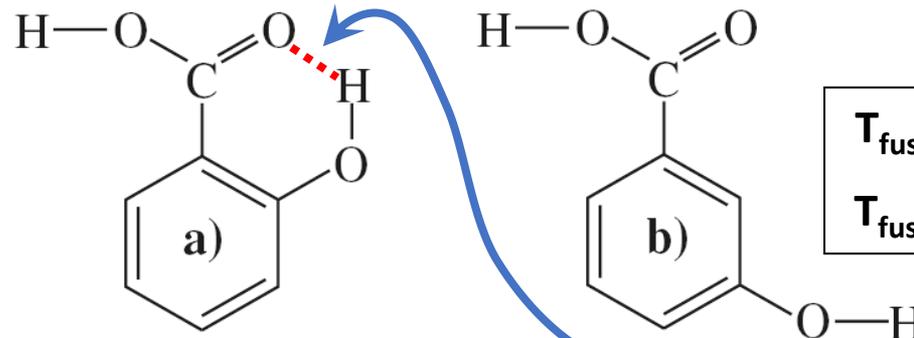
- ➊ Raisonner sur les **interactions de VdW de type London** ; pour cela, comparer la polarisabilité des molécules pour déterminer entre lesquelles ces interactions sont les plus fortes.
- ➋ Si les molécules sont polaires, il s'établit en plus des **interactions de VdW de type Keesom et Debye**, équivalente 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 4** : Interpréter les différences de température d'ébullition des molécules suivantes où l'atome central appartient à la 16^{ème} colonne du tableau périodique.

Comparaison de **H₂O** avec les autres : ➔ Molécule **POLAIRE PROTIQUE**

En plus des **interactions de WdW (Keesom majoritaire)**, les molécules d'eau établissent entre elles **des liaisons hydrogène 10 fois plus fortes**. D'où une température d'ébullition très élevée par rapport aux 3 autres.

➤ **Application 5** :
Interpréter les différences de température de fusion des molécules ci-dessous.



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

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

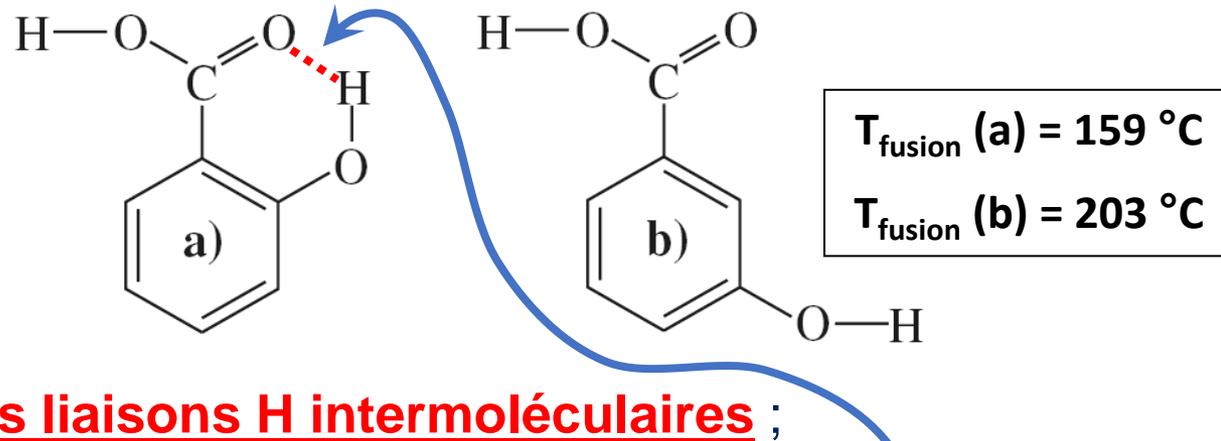
- b)** ne peut établir **que des liaisons H intermoléculaires** ;
a) peut établir **des liaisons H intermoléculaires + intramoléculaires** ;

➤ **Application 4** : Interpréter les différences de température d'ébullition des molécules suivantes où l'atome central appartient à la 16^{ème} colonne du tableau périodique.

Comparaison de H_2O avec les autres : ➔ Molécule **POLAIRE PROTIQUE**

En plus des **interactions de WdW (Keesom majoritaire)**, les molécules d'eau établissent entre elles **des liaisons hydrogène 10 fois plus fortes**. D'où une température d'ébullition très élevée par rapport aux 3 autres.

➤ **Application 5** :
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** ;

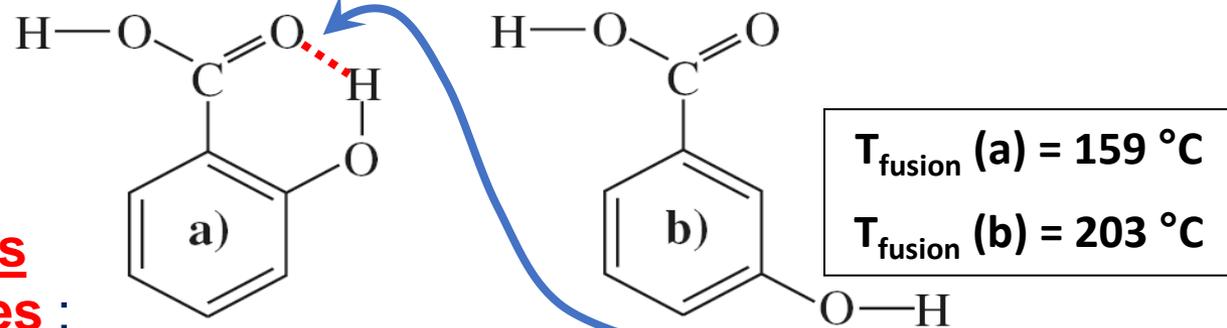
Mais **les liaisons H intramoléculaires se forment au détriment des liaisons H intermoléculaires** :

→ il y a donc **moins de liaisons H intermoléculaires entre molécules a)** ;

→ il y a donc **moins de cohésion** entre les molécules a) ;

→ il faudra donc **moins d'énergie** pour rompre les liaisons intermoléculaires.

Application 5 : Interpréter les différences de température de fusion pour ces molécules.



b) ne peut établir que des liaisons H intermoléculaires ;

a) peut établir des liaisons H intermoléculaires + intramoléculaires ;

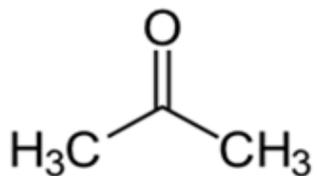
Mais *les liaisons H intramoléculaires se forment au détriment des liaisons H intermoléculaires* :

- il y a donc moins de liaisons H intermoléculaires entre molécules a) ;
- il y a donc moins de cohésion entre les molécules a) ;
- il faudra donc moins d'énergie pour rompre les liaisons intermoléculaires.

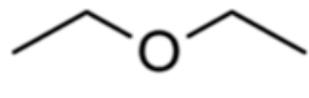
2) Solubilité dans un solvant

a/ Classification des solvants

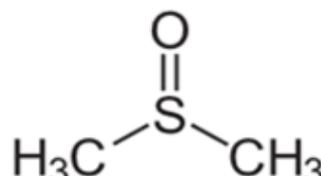
- les solvants **Polaires Protiques** : eau, ammoniac, alcools, acides carboxyliques ...
- les solvants **Polaires Aprotiques** : l'acétone (a), l'éthoxyéthane (b), le DMSO (c), le DMF (d), le THF (e), le dichlorométhane (f), ...



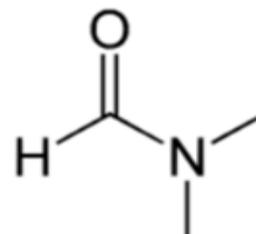
(a)



(b)



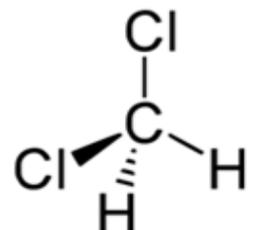
(c)



(d)



(e)



(f)

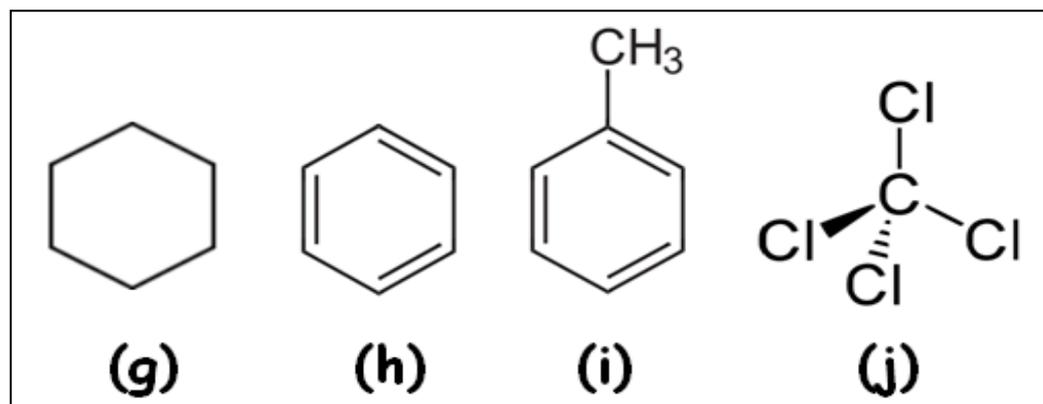
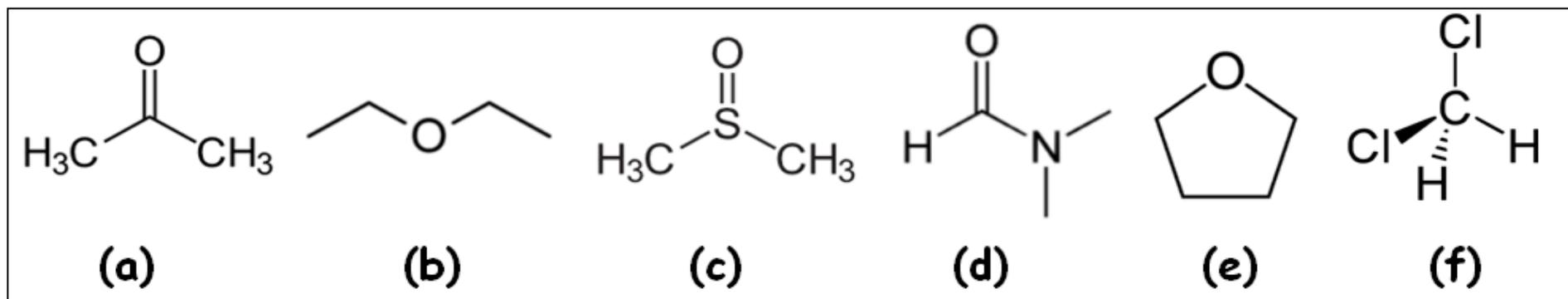
2) Solubilité dans un solvant

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 !

De cette manière, les interactions intermoléculaires qui s'établiront entre molécules **A** et molécules **S** dans le mélange seront du même type que les interactions intermoléculaires qui existaient entre molécules **A** (dans A pur) et entre molécules **S** (dans S pur).

b/ Préviation 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 **POLAIRE** et **PROTIQUE**, comme l'eau : **le méthanol se dissout bien dans l'eau.**

En revanche, **il ne se dissout pas bien dans le cyclohexane** qui est **APOLAIRE** et **APROTIQUE**.

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

Le diiode est **APOLAIRE** et **APROTIQUE**, comme le cyclohexane : **le diiode se dissout bien dans le cyclohexane.**

En revanche, **il ne se dissout pas bien 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 **APOLAIRE** et **APROTIQUE**, comme le cyclohexane : **le diiode se dissout bien dans le cyclohexane.**

En revanche, **il ne se dissout pas bien dans l'eau** qui est **POLAIRE** et **PROTIQUE**.

c/ Les étapes de la dissolution dans un solvant polaire

Dissolution d'un COMPOSE IONIQUE

→ 1^{ère} étape: LA DISSOCIATION



Interactions « ION / ION »

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

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

Plus ϵ_r est grand, plus l'attraction entre les ions de charge opposée est faible et plus ces ions se dissocient facilement.

Conclusion : plus la **permittivité relative d'un solvant est grande**, plus ce solvant est **DISSOCIANT** (= dispersant).

→ 1^{ère} étape: LA DISSOCIATION



Interactions « ION / ION »

Quelques centaines de kJ.mol⁻¹

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

Plus ϵ_r est grand, plus l'attraction entre les ions de charge opposée est faible et plus ces ions se dissocient facilement.

Conclusion : plus la **permittivité relative d'un solvant est grande**, plus ce solvant est **DISSOCIANT** (= dispersant).

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

EAU = solvant TRES dissociant

→ 2^{ème} étape: LA SOLVATATION

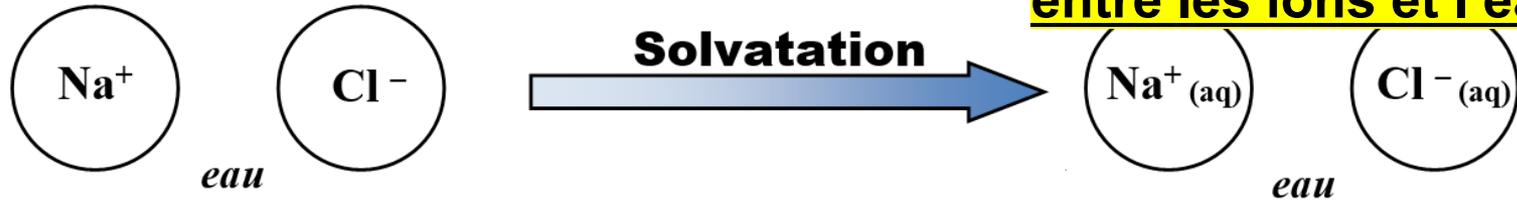


Interactions « ION / DIPÔLE » entre les ions et l'eau

Quelques centaines de kJ.mol⁻¹

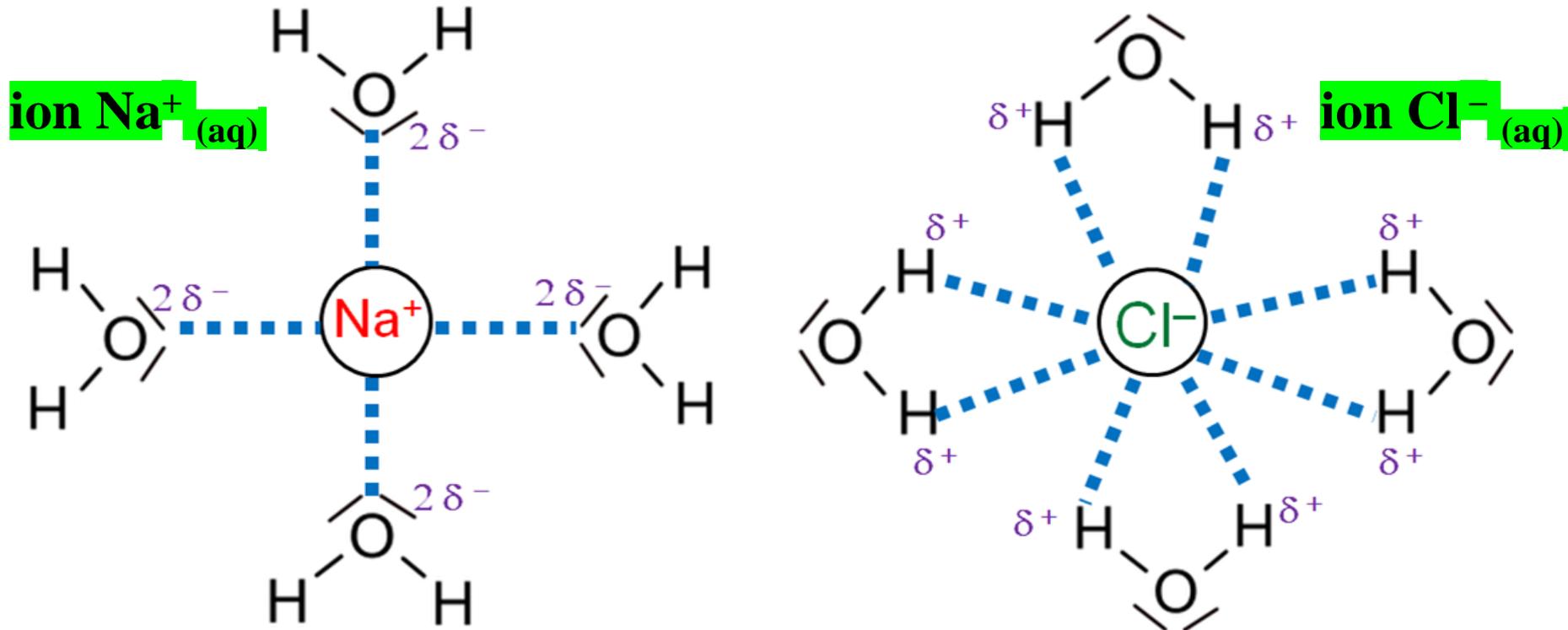
→ 2^{ème} étape: LA SOLVATATION

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

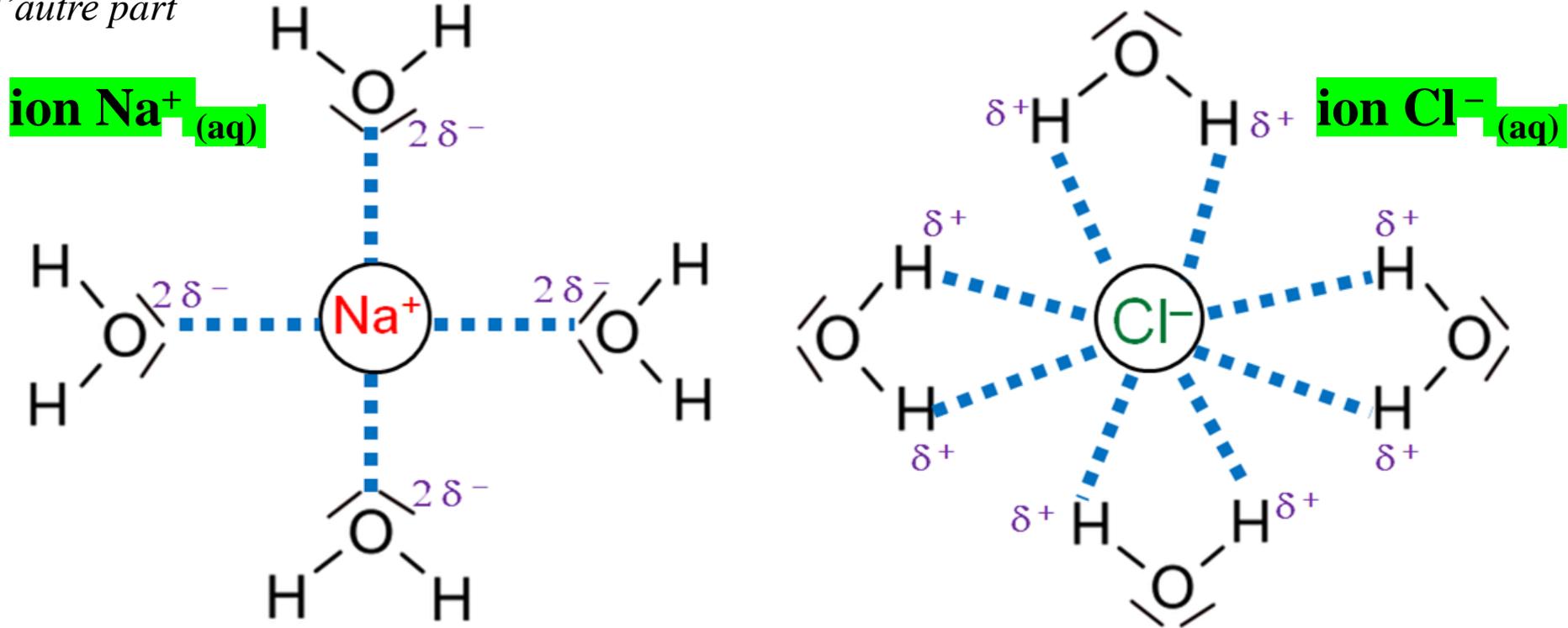


Quelques centaines de kJ.mol⁻¹

Application 7 : Compléter les cadres ci-dessous en indiquant comment s'établissent les interactions « ion / dipôle » entre les ions Na⁺ et l'eau d'une part et entre les ions Cl⁻ et l'eau d'autre part



🦋 **Application 7** : Compléter les cadres ci-dessus en indiquant comment s'établissent les interactions « ion / dipôle » entre les ions Na^+ et l'eau d'une part et entre les ions Cl^- et l'eau d'autre part

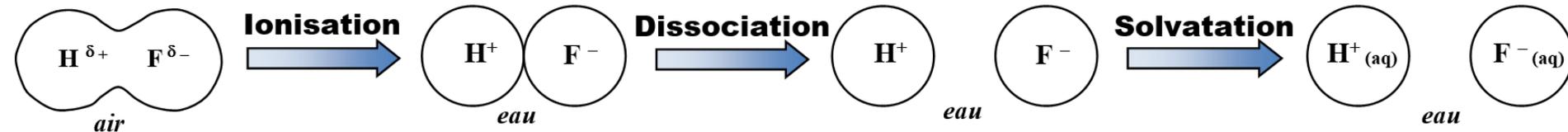


🦋 **Application 8** : Pourquoi les solides ioniques ne peuvent-ils pas être dissouts par les solvants apolaires ?

Car les molécules de solvants apolaires n'ont pas de moment dipolaire permanent : elles **ne peuvent donc pas établir d'interactions de type « ION/DIPÔLE »** avec les ions.

➤ **Application 8** : Pourquoi les solides ioniques ne peuvent-ils pas être dissouts par les solvants apolaires ? Car les molécules de solvants apolaires n'ont pas de moment dipolaire permanent : elles **ne peuvent donc pas établir d'interactions de type « ION/DIPÔLE »** avec les ions.

Dissolution d'un composé POLAIRE



→ **1^{ère} étape : L'IONISATION**

Si la **liaison** est **déjà fortement polarisée**

Si le **solvant** est **très polaire**

→ **2^{ème} étape : LA DISSOCIATION**

Si le ϵ_r du solvant est **important**

→ **3^{ème} étape : LA SOLVATATION**

Si le solvant est **polaire**

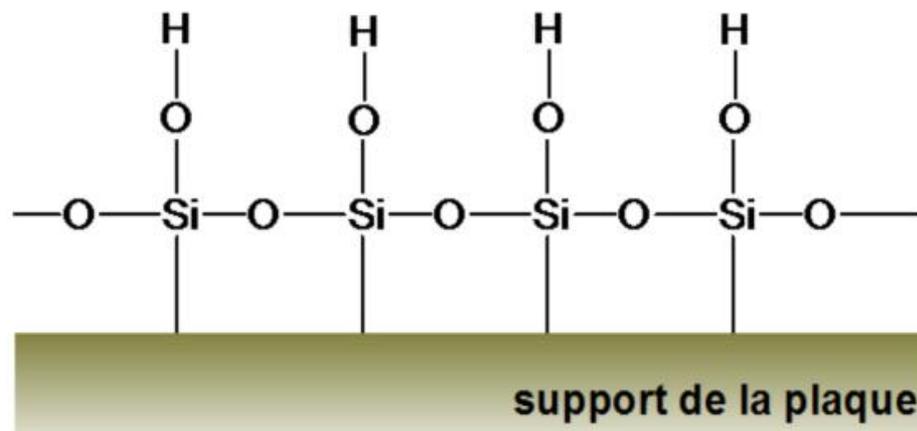
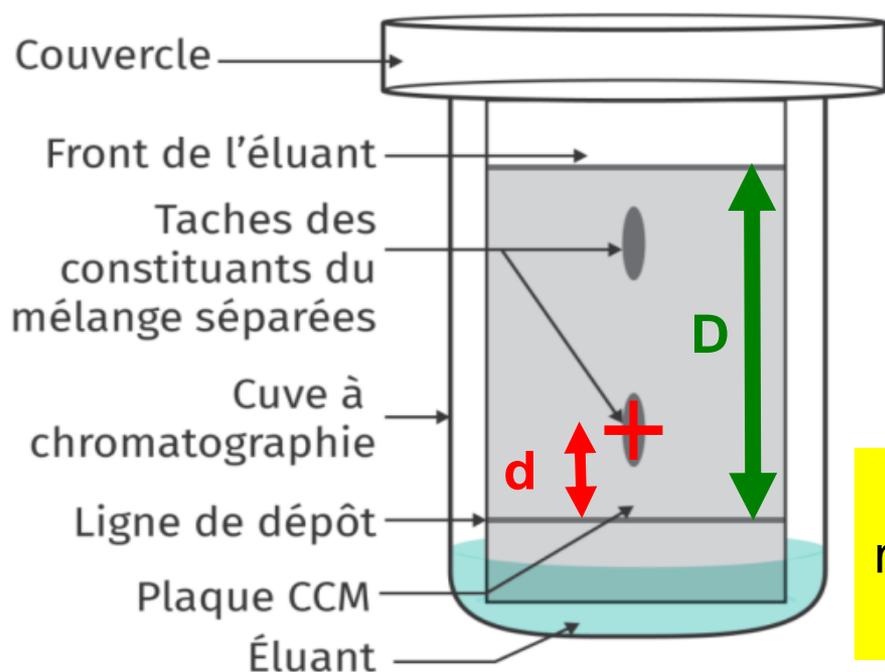
➤ **Application 9** : D'après vous, parmi les 3 étapes précédentes la(les)quelle(s) a(ont) lieu quand un soluté apolaire se dissout dans un solvant apolaire ?

Seule l'étape de SOLVATATION a lieu : les molécules de solvant établissent des interactions de **VdW de type London** avec les solutés apolaires.

🦋 **Application 9** : D'après vous, parmi les 3 étapes précédentes la(les)quelle(s) a(ont) lieu quand un soluté apolaire se dissout dans un solvant apolaire ?

Seule l'étape de SOLVATATION a lieu : les molécules de solvant établissent des interactions de **VdW de type London** avec les solutés apolaires.

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).

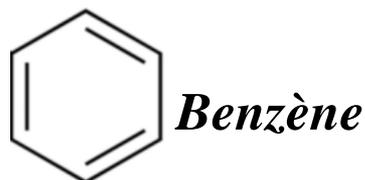
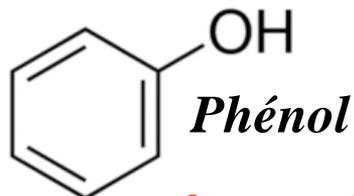
$$R_F = \frac{d}{D}$$

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

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).

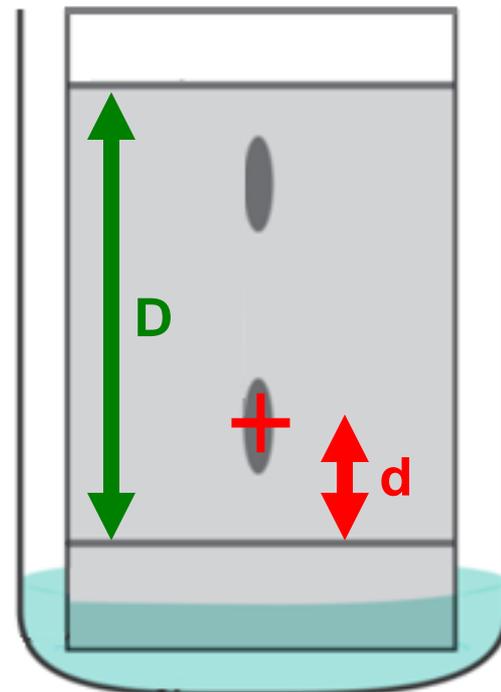
$$R_F = \frac{d}{D}$$

🔗 **Application 10** : Ce chromatogramme est celui d'un mélange de phénol et de benzène élué par un mélange de cyclohexane et d'acétone ; le phénol est la tache inférieure. Calculer son rapport frontal puis montrer que ce sont principalement les interactions avec la phase fixe qui permettent de justifier la position relative des deux taches.



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

Soit $R_F = 0,26$



Phénol = **POLAIRE** et **PROTIQUE** ; Benzène = **APOLAIRE** et **APROTIQUE**.

- **L'éluant** ayant à la fois un caractère **POLAIRE** (par l'acétone) et **APOLAIRE** (par le cyclohexane), il **entraînera les deux composés**.

- Mais **la phase fixe POLAIRE et PROTIQUE retiendra plus le phénol que le benzène**. Donc le phénol migre moins haut que le benzène.

🦋 **Application 10** : Ce chromatogramme est celui d'un mélange de phénol et de benzène élué par un mélange de cyclohexane et d'acétone ; le phénol est la tache inférieure. Calculer son rapport frontal puis montrer que ce sont principalement les interactions avec la phase fixe qui permettent de justifier la position relative des deux taches.

Phénol = **POLAIRE** et **PROTIQUE** ; Benzène = **APOLAIRE** et **APROTIQUE**.

- **L'éluant** ayant à la fois un caractère **POLAIRE** (par l'acétone) et **APOLAIRE** (par le cyclohexane), il **entraînera les deux composés**.

- Mais **la phase fixe POLAIRE et PROTIQUE retiendra plus le phénol que le benzène**. Donc le phénol migre moins haut que le benzène.

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

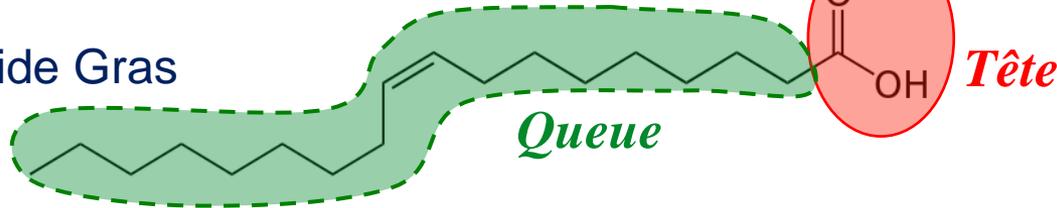


TÊTE = groupe polaire ou ionique

Application 11: 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

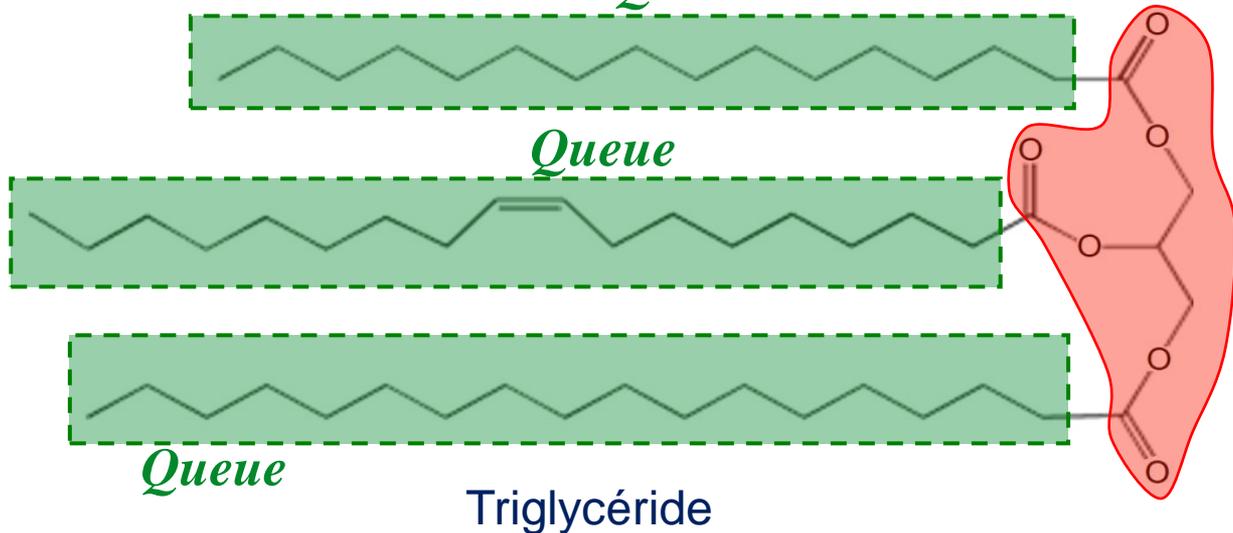
a)



Queue

Tête

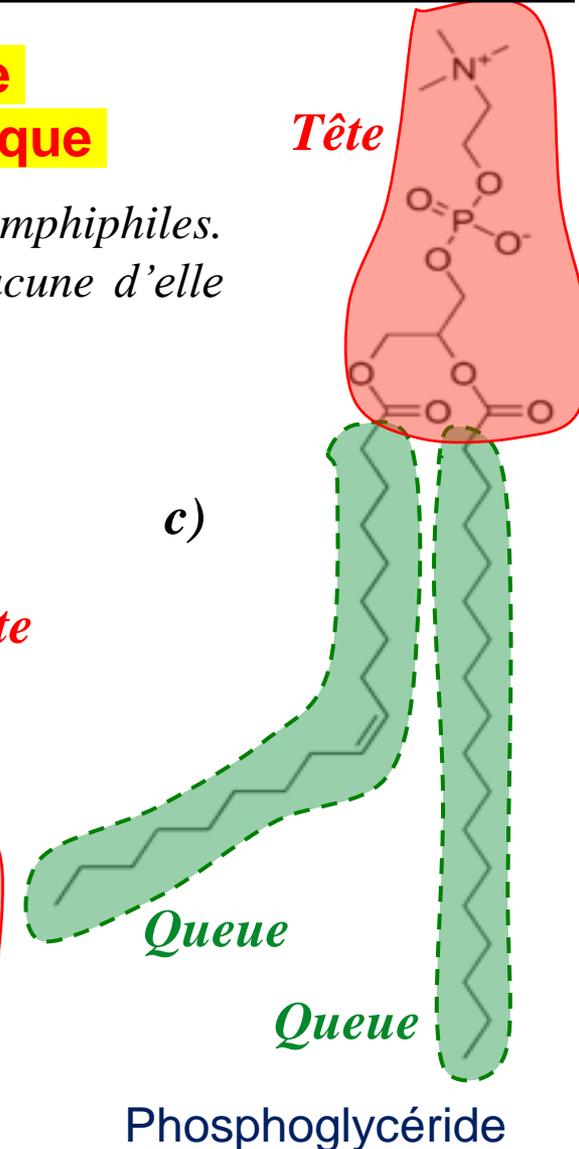
b)



Queue

Triglycéride

c)

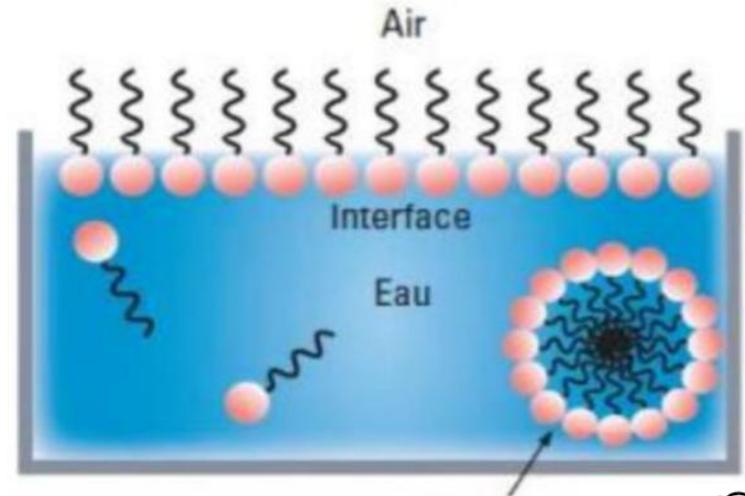
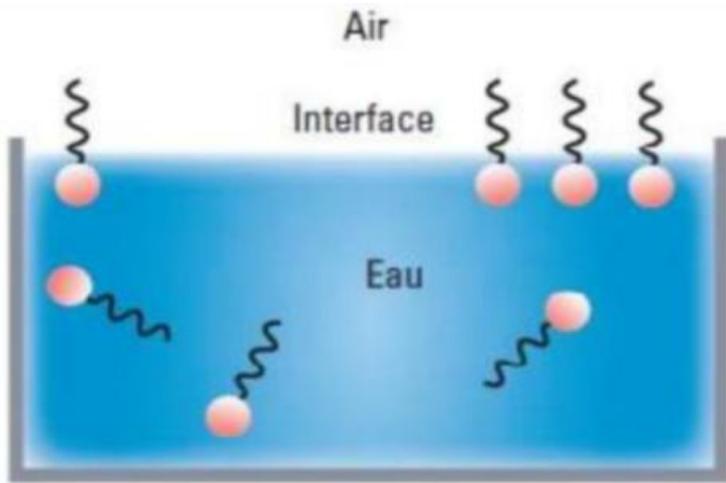


Queue

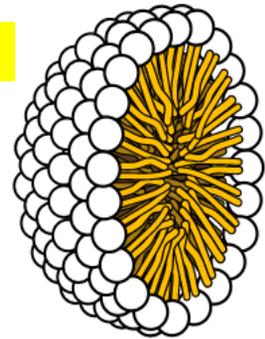
Queue

Phosphoglycérïde

b/ Mise en solution aqueuse



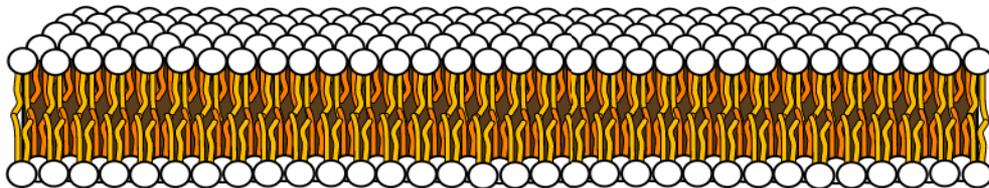
MICELLE



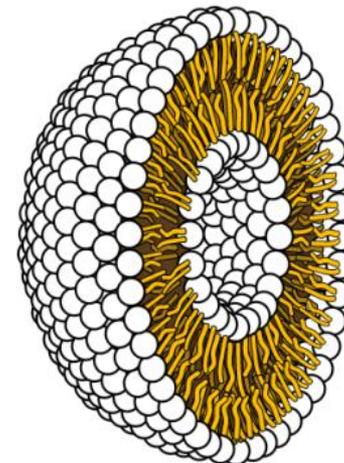
c/ Applications quotidiennes

Membranes des cellules

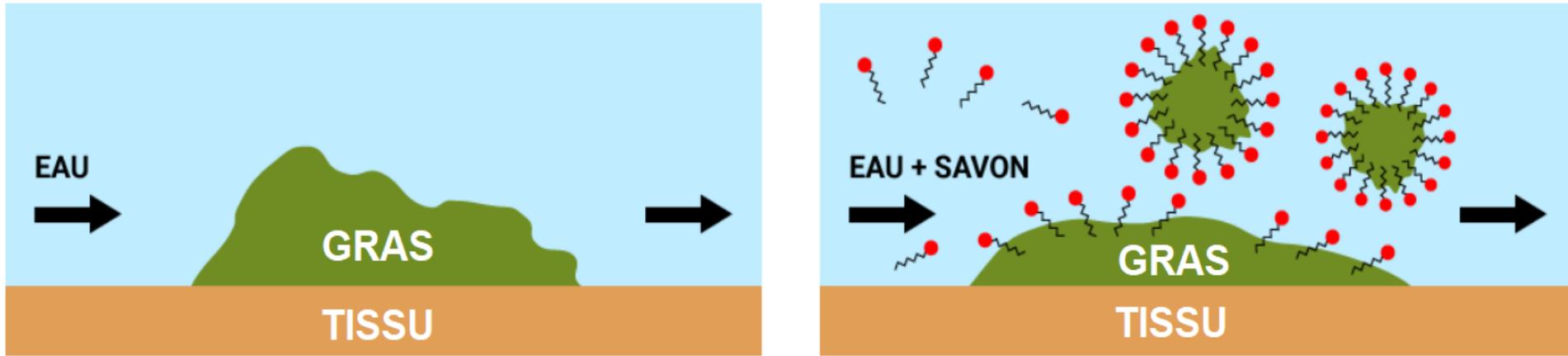
Bicouche lipidique



Liposomes



Les savons et détergents



🔗 **Application 12** : 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.

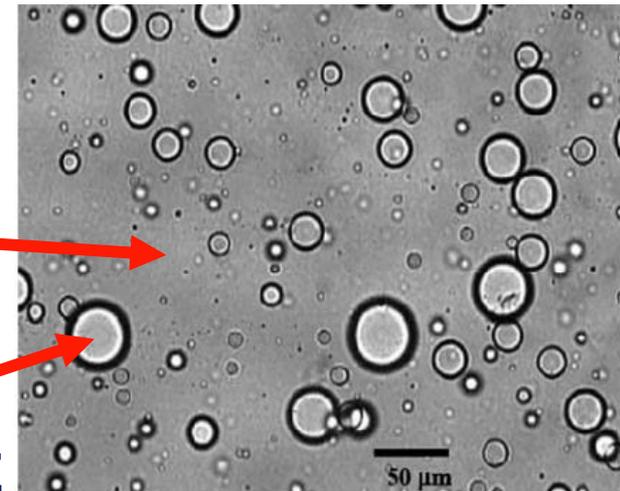
La tache de gras se désolidarise du tissu par agitation mécanique, formant ainsi une MICELLE (emprisonnant le gras) qui est emportée par l'eau.

Stabilisation des émulsions

🔗 **Application 13** : Légender la photographie ci-contre d'une émulsion d'huile dans l'eau en y indiquant la phase continue et la phase discontinue.

Phase
CONTINUE

Phase
DISCONTINUE

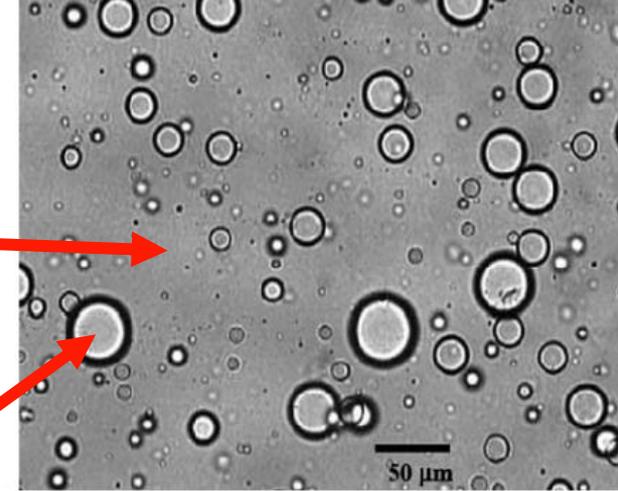


Stabilisation des émulsions

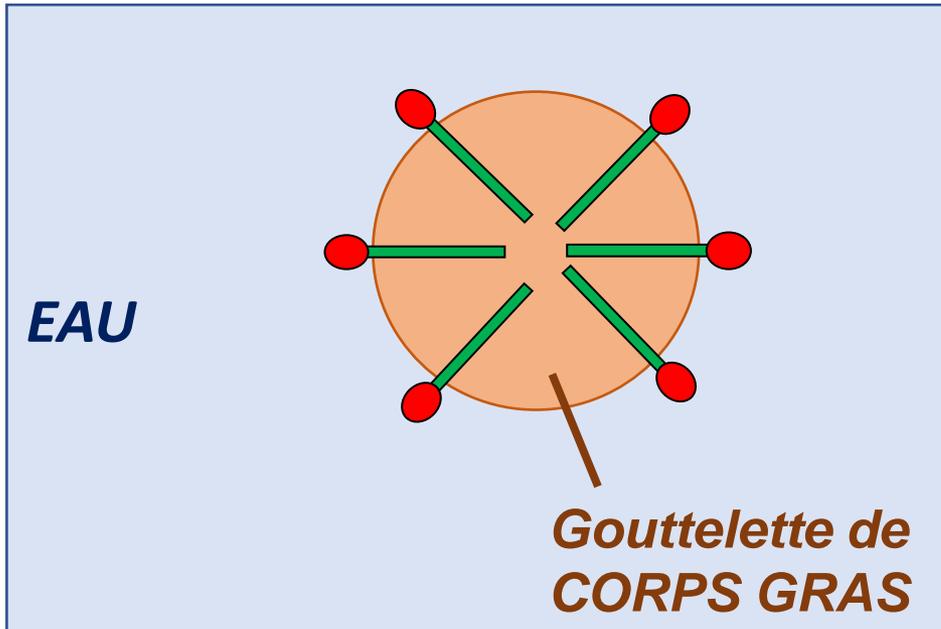
Application 13 : Légèder la photographie ci-contre d'une émulsion d'huile dans l'eau en y indiquant la phase continue et la phase discontinue.

Phase CONTINUE

Phase DISCONTINUE

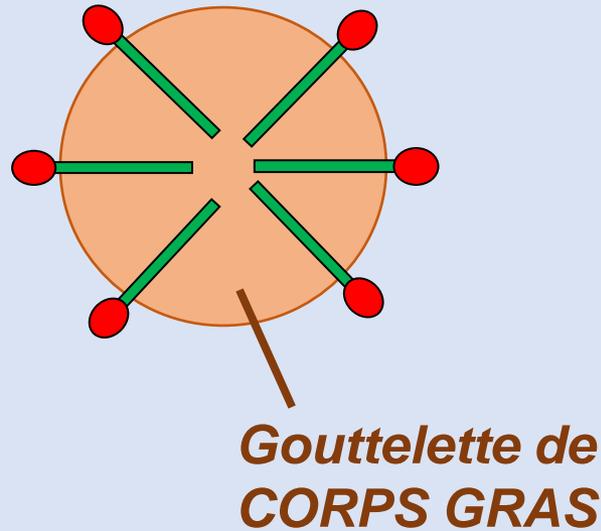


Application 14 : Dessiner le schéma d'une émulsion de corps gras dans l'eau stabilisée par des molécules amphiphiles. Citer ensuite un exemple d'émulsion de ce type dans la vie quotidienne.



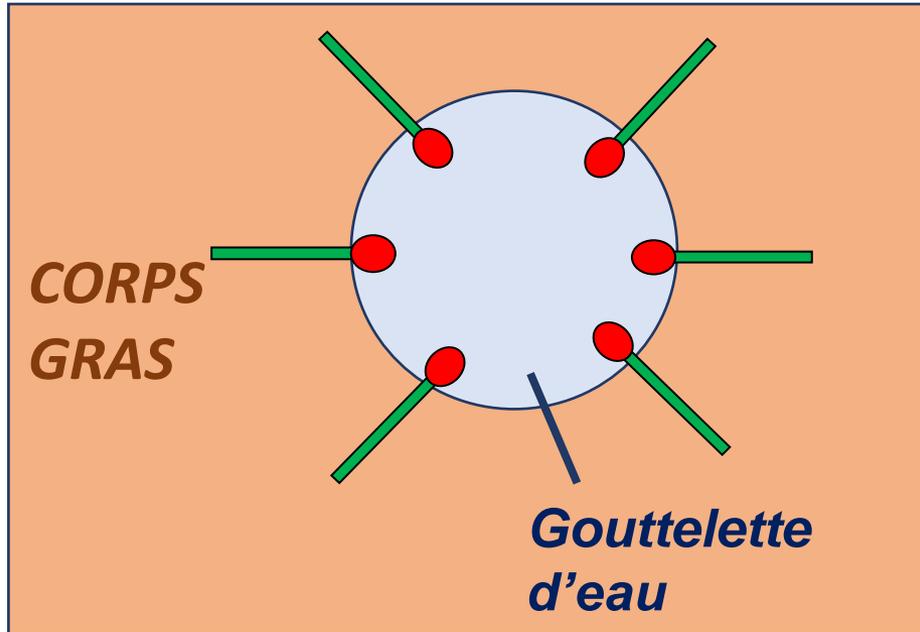
Exemples : le lait, la vinaigrette

🦋 Application 14 : Dessiner le schéma d'une émulsion de corps gras dans l'eau stabilisée par des molécules amphiphiles. Citer ensuite un exemple d'émulsion de ce type dans la vie quotidienne.



Exemples : le lait, la vinaigrette

🦋 Application 15 : Dessiner le schéma d'une émulsion d'eau dans un corps gras stabilisée par des molécules amphiphiles. Citer ensuite un exemple d'émulsion de ce type dans la vie quotidienne.



Exemples : la mayonnaise, le beurre

Autre exemple d'émulsion : la mousse est une émulsion de gaz dans un liquide