

# UE2 PASS Atomistique

Julie-Anne Chemelle  
Raphael Terreux

# CHIMIE PHYSIQUE

Chapitre 1 : Structure de l'atome

Chapitre 2 : Configuration électronique

Chapitre 3: Classification périodique

Chapitre 4 : Orbitales atomiques

 Chapitre 5 : Liaisons faibles / fortes

Chapitre 6 : Thermodynamique et équilibres

# LIASONS FAIBLES LIAISONS FORTES

Julie-Anne Chemelle

Raphael Terreux

# Liaisons faibles et fortes

## Objectifs d'apprentissage :

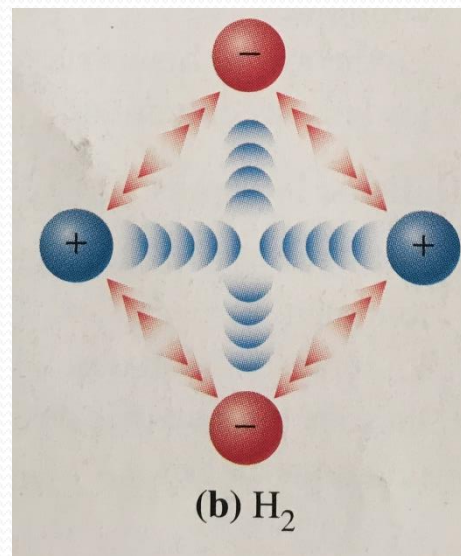
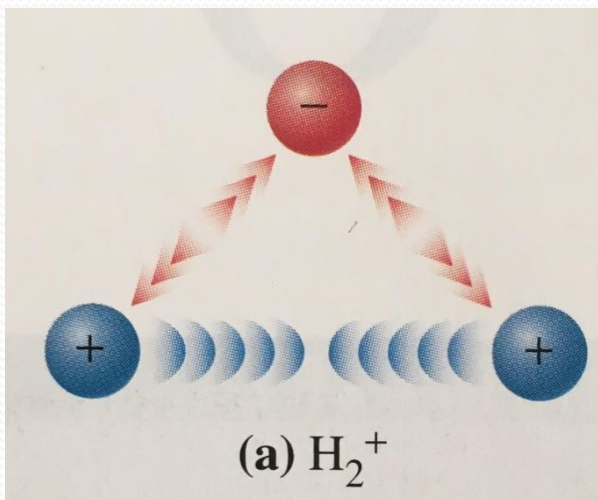
- Distinguer liaisons faibles et liaisons fortes
- Connaître les ordres de grandeur d'énergie de ces liaisons
- Comprendre l'enjeu de ces liaisons dans les milieux biologiques
- Connaître les 3 états de la matière

# Structure de l'atome

- ➔ A. Définitions et généralités
- ➔ B. Liaisons intramoléculaires
  1. Liaisons ioniques
  2. Liaisons covalentes
- C. Liaisons intermoléculaires
  1. Liaisons de Van der Waals
  2. Liaisons hydrogènes
  3. Importance des liaisons faibles dans les milieux biologiques
- D. Forces internes et trois états de la matière

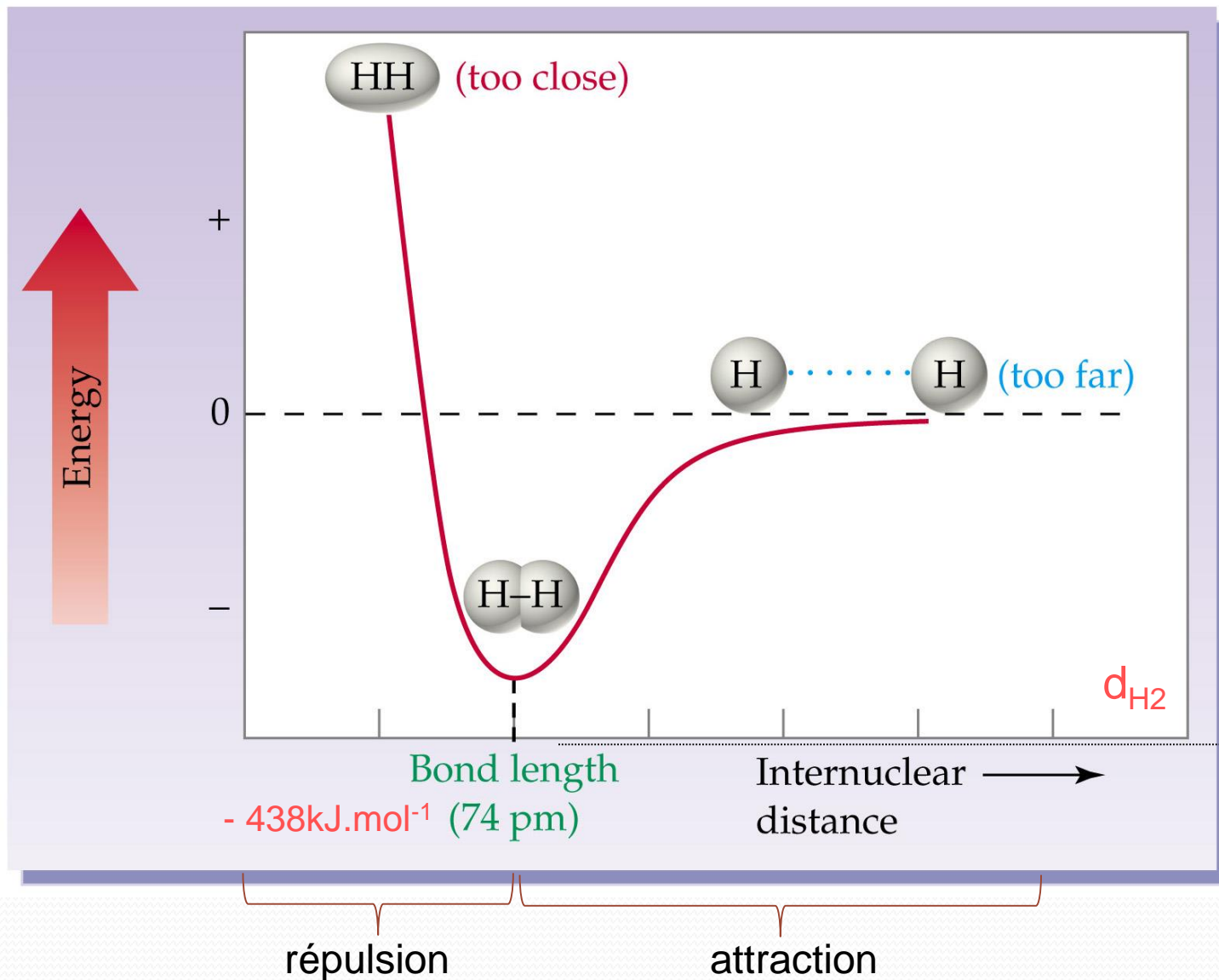
# A - Généralités et Définitions

- Liaisons chimiques : forces électriques qui maintiennent ensemble les atomes d'une molécule et les ions d'un composé ionique solide
- Représentent l'équilibre entre forces d'attraction et forces de répulsions



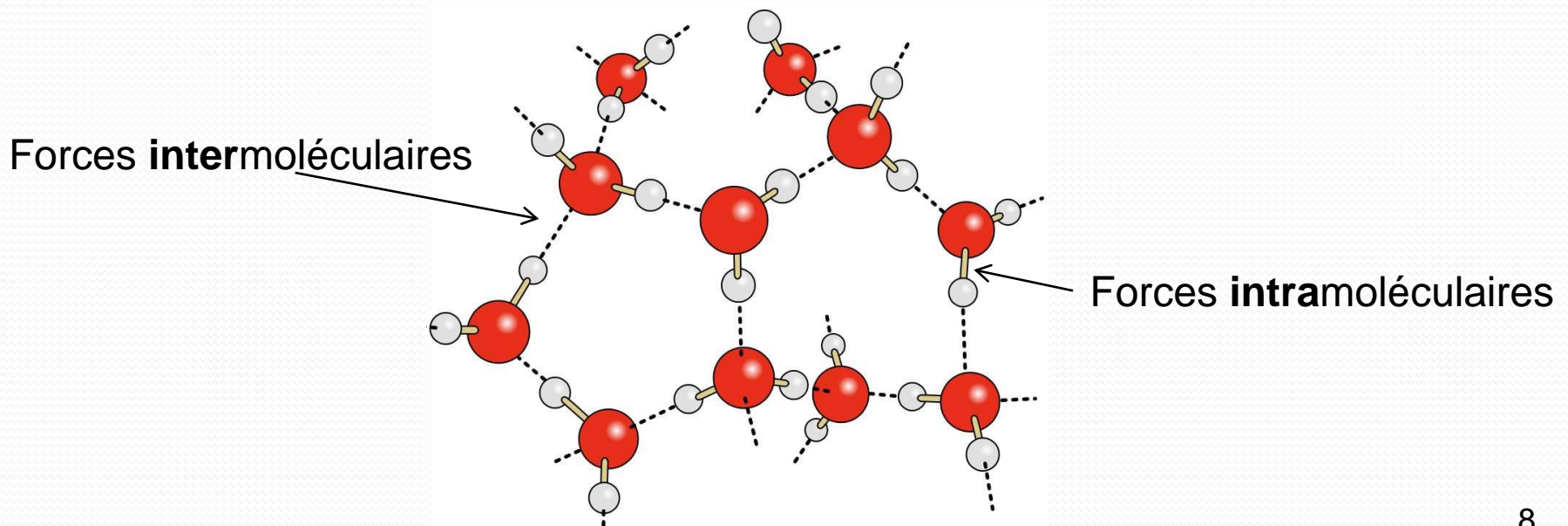
# A - Généralités et Définitions

Molécule diatomique :  $H_2$  plus stable que 2 H



# A - Généralités et Définitions

- Liaisons intramoléculaires = liaisons chimiques : fortes → propriétés moléculaires (géométrie),  $\approx 150 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- Liaisons intermoléculaires = liaisons entre des molécules : faibles → propriétés physiques macroscopiques des liquides et solides (sans elles → gaz),  $\approx 2\text{-}40 \text{ kJ.mol}^{-1}$





## B.1 – Liaisons ioniques

- Liaisons chimiques (intramoléculaires, fortes) résultant de forces électrostatiques maintenant anions et cations d'un composé ionique
- Transfert d' $e^-$  d'un métal à un non métal (très grande différence d' $E_n$ ) :

Métal  $\rightarrow$  cation

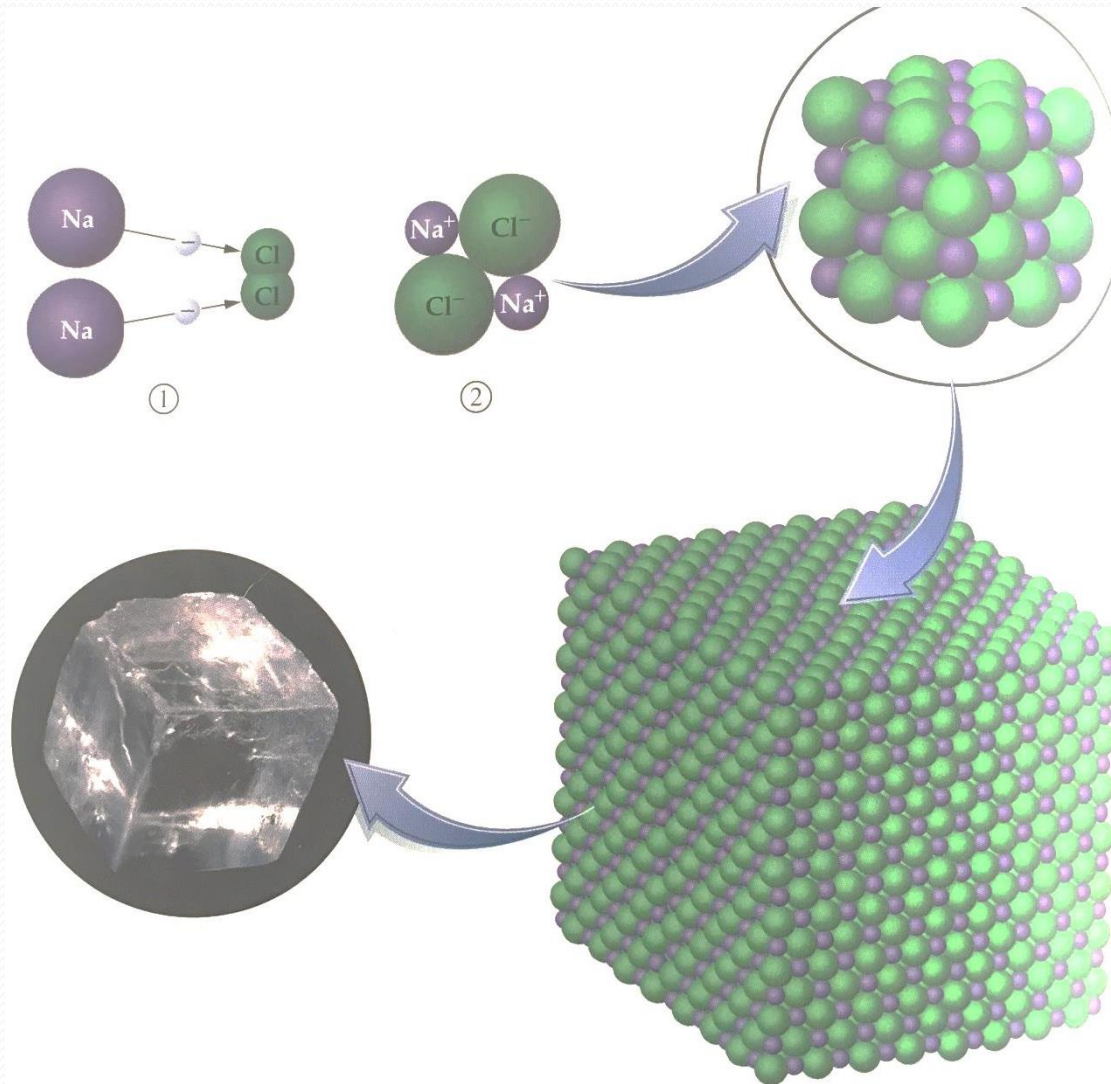
Non métal  $\rightarrow$  anion



Liaison ionique

# B.1 – Liaisons ioniques

- Formation de cristaux ioniques



## B.2 – Liaisons covalentes

- Liaisons chimiques (intramoléculaires, fortes) constituées d'un doublet d'e<sup>-</sup> **commun** aux 2 atomes liés



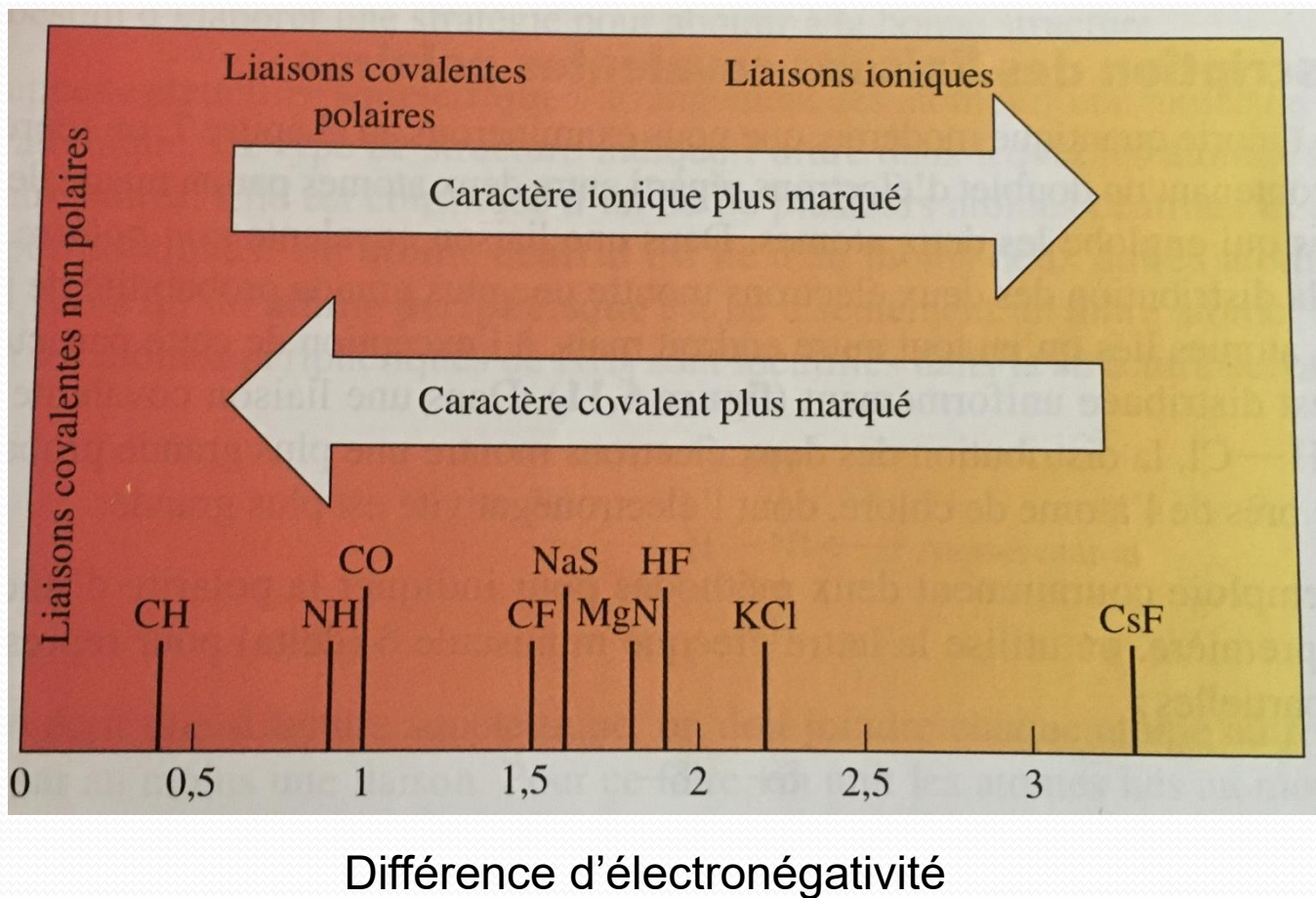
- Différence d'En +/- importante:
  - Covalente apolaire (aucune ≠) ex  $\text{H}_2$
  - Covalente polaire (ex  $\text{HCl}$ ) : la **polarité = moment dipolaire** dépend de la ≠ d'En (charges partielles)



- Peuvent être simple, double, triple ( $\text{C-H}$  ;  $\text{C}=\text{C}$  ;  $\text{C}\equiv\text{C}$ )

## B.2 – Liaisons covalentes

Electronégativité et nature des liaisons chimiques:



# CHIMIE PHYSIQUE

Chapitre 1 : Structure de l'atome

Chapitre 2 : Configuration électronique

Chapitre 3: Classification périodique

➔ Chapitre 4 : Liaisons faibles / fortes

Chapitre 5 : Equilibres et cinétique

# Structure de l'atome

A. Définitions et généralités

B. Liaisons intramoléculaires

1. Liaisons ioniques
2. Liaisons covalentes

→ C. Liaisons intermoléculaires

1. Liaisons de Van der Waals
2. Liaisons hydrogènes
3. Importance des liaisons faibles dans les milieux biologiques

→ D. Forces internes et trois états de la matière

## C – Liaisons intermoléculaires

- Forces d'**attraction** exercées entre les molécules, à l'exception des liaisons covalentes liant les atomes.
- 100 fois plus faibles les liaisons chimiques ( $\approx 150 \text{ kJ.mol}^{-1}$ )
- Forces de Van der Waals ( $2 \text{ à } 20 \text{ kJ.mol}^{-1}$ )
- Liaisons hydrogènes ( $15 \text{ à } 40 \text{ kJ.mol}^{-1}$ )
- Influencent les propriétés physiques (état/changement d'état de la matière)



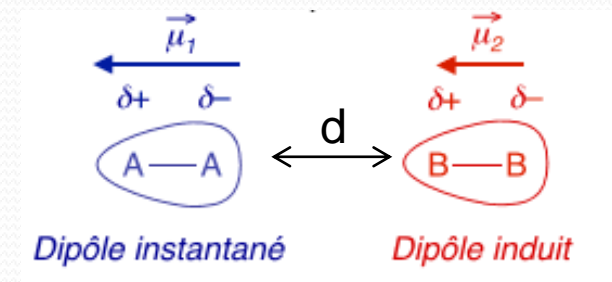
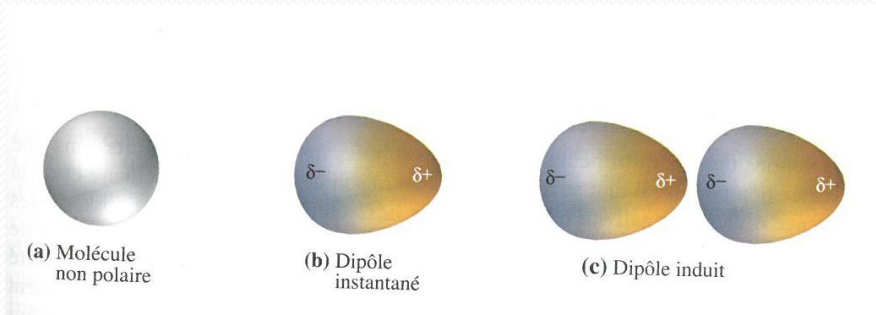
## C.1 – Liaisons de Van der Waals

- Forces de Van der Waals ( $2$  à  $20 \text{ kJ.mol}^{-1}$ ) : liées à la polarisabilité ou la polarité
  - Forces de London
  - Forces de Debye
  - Forces de Keesom
- Relation avec la distance : les forces diminuent avec la distance
- Addition des forces
- Influence sur les propriétés physiques (ex:  $\uparrow T^\circ$  ébullition)



# C.1 – Liaisons de VdW: forces de London

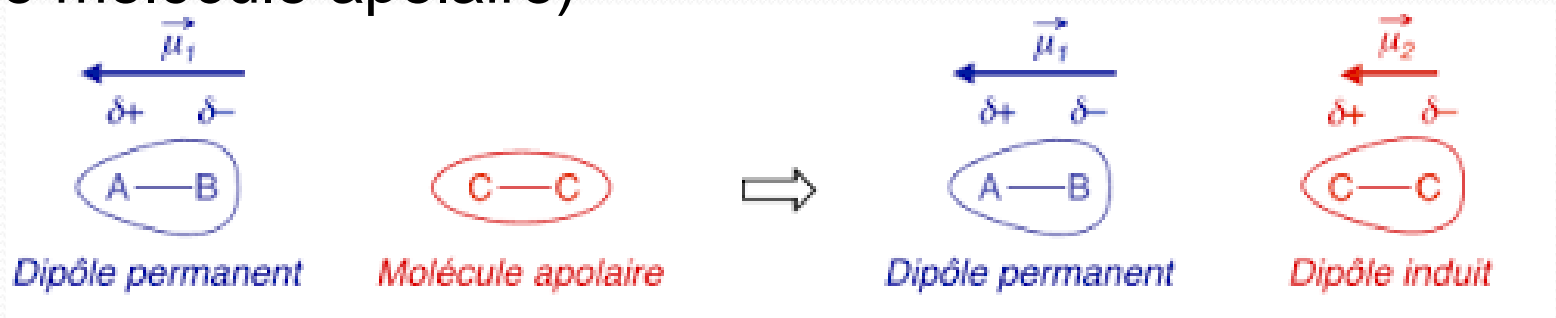
- Forces de London = forces de dispersion: interactions faibles entre dipôle instantané et dipôle induit instantané (entre 2 molécules apolaires). Toujours présentes.



- Polarisabilité proportionnelle à la taille (+ grosses molécules, forces + grandes)
- Forces inversement proportionnelles à la distance

# C.1 – Liaisons de VdW: forces de Debye

- Forces de Debye : interactions faibles entre dipôle permanent et dipôle induit (entre une molécule polaire et une molécule apolaire)



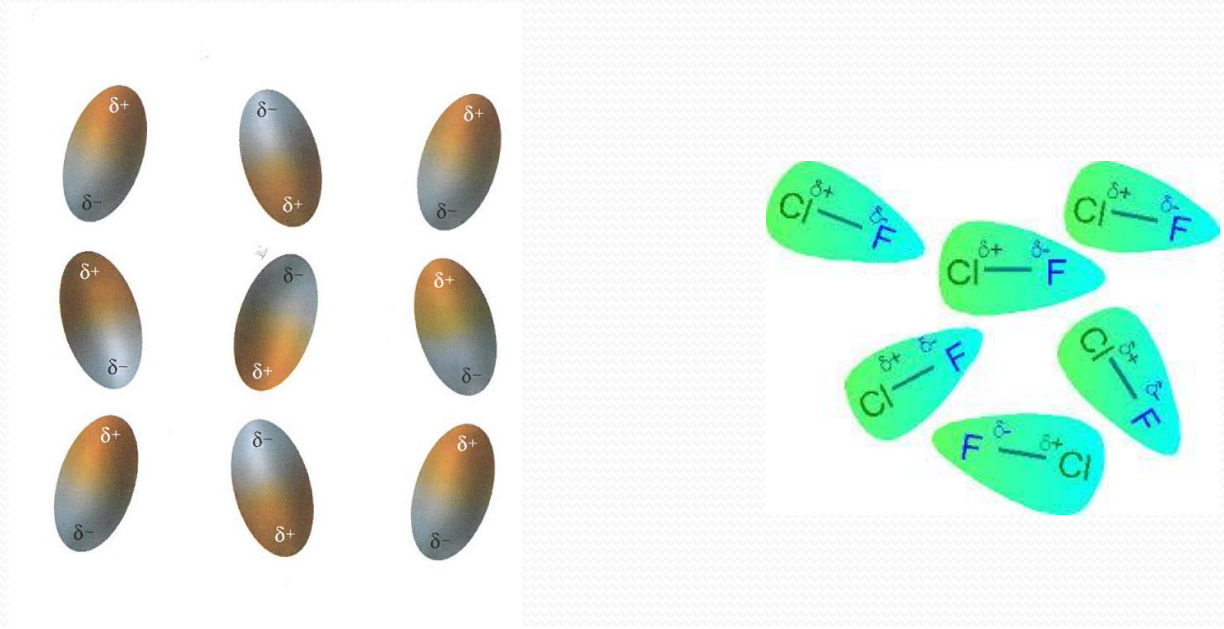
- Polarisabilité proportionnelle à la taille (+ grosses molécules, forces + grandes)

Ex: Solubilité dans l'eau :  $\text{Br}_2 > \text{Cl}_2 > \text{F}_2$

- Forces inversement proportionnelles à la distance

# C.1 – Liaisons de VdW: forces de Keesom

- Forces de Keesom : interactions faibles entre dipôle permanent et dipôle permanent (entre molécules polaires)



- Addition aux forces de Debye et London → + forces intermoléculaires pour les molécules polaires
- Forces inversement proportionnelles à la distance

## C– Liaisons de VdW

- Constantes physiques de quelques séries de composés hydrogénés

	CH <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>
T <sub>eb</sub> (°C)	-161,5	-88,6	-42,1

- Ebullition: passage de liquide à gazeux
- Interactions de London (mol apolaires)
- Augmentation de la température avec la masse moléculaire

## C.2 – Liaisons hydrogènes

- Intermoléculaires (parfois intramoléculaires)
- **Interactions faibles** de l'ordre de  $40 \text{ kJ.mol}^{-1}$ , impliquant le transfert d'un proton ( $\text{H}^+$ ) entre deux atomes électronégatifs
- H lié par covalence à un non métal A est attiré **simultanément** par un autre non métal B (N, O, F)



Proton labile

Doublet non liant

A et B très En

## C.2 – Liaisons hydrogènes

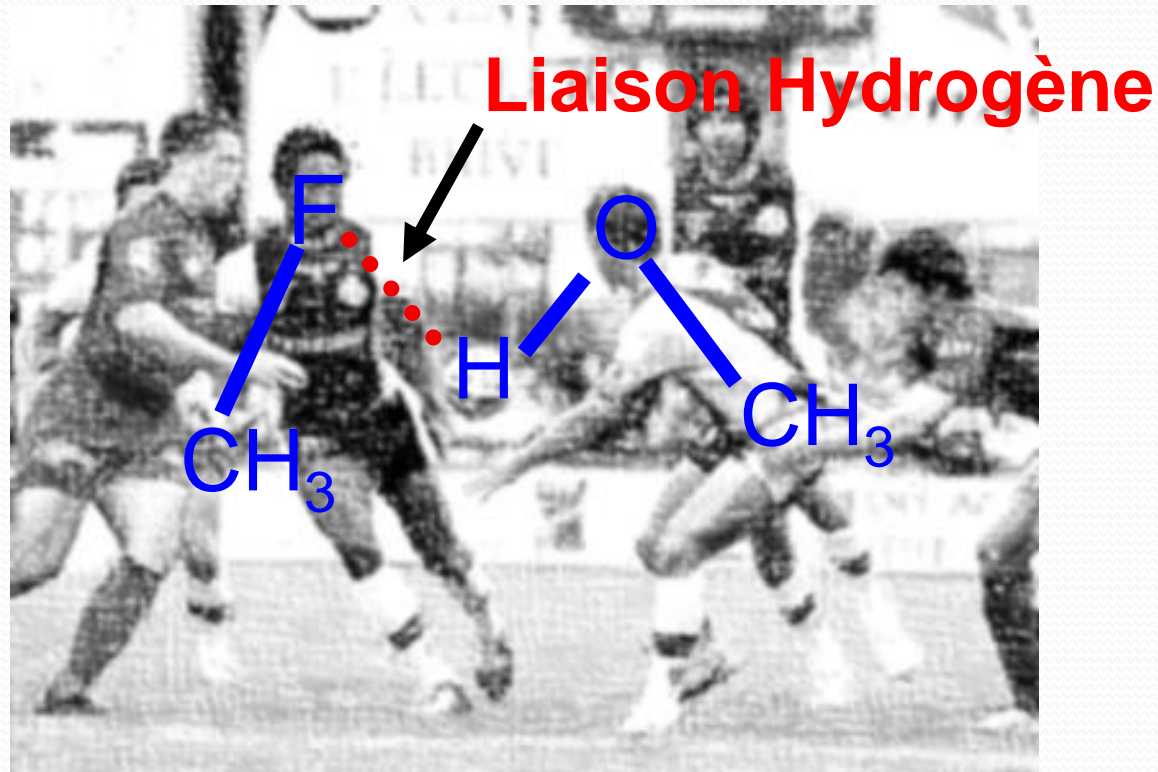
- Pour faire une passe au rugby :
  - Un joueur ayant un ballon
  - Un ballon oval
  - Un joueur prêt à recevoir le ballon



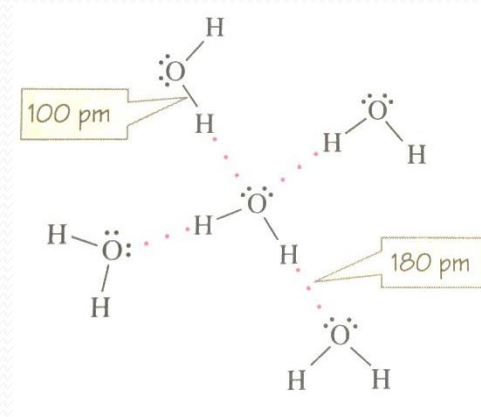
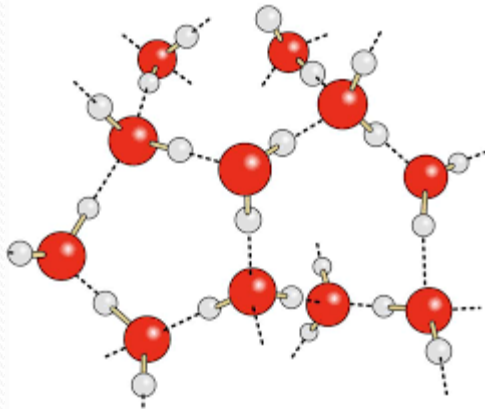


## C.2 – Liaisons hydrogènes

- Pour faire une liaison hydrogène :
  - Un atome électronégatif avec un hydrogène
  - Un hydrogène labile
  - Un atome ayant un doublet non liant



# C.2 – Liaisons hydrogènes

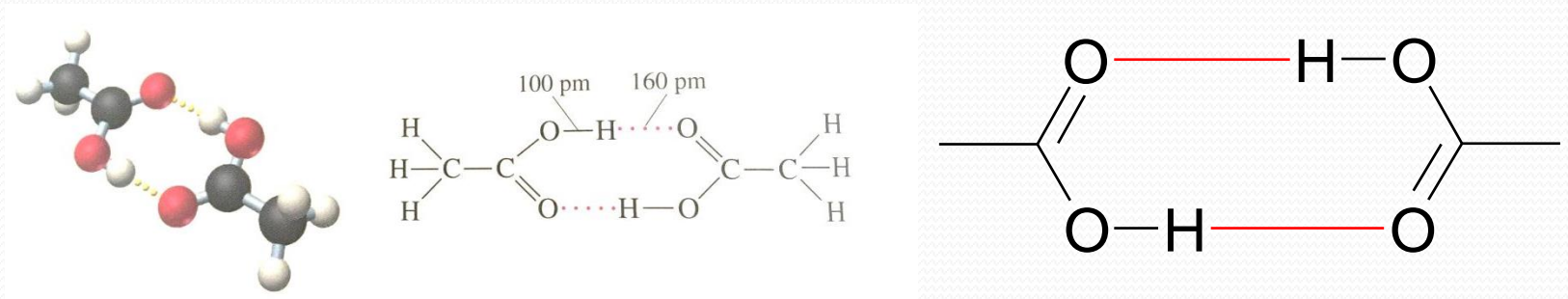


- Liaison Hydrogène est d'autant plus forte que :
  - H est mobile : A très électronégatif
  - B proche en distance de H-A  $\Rightarrow$  A et B petits



## C.2 – Liaisons hydrogènes

- Influence sur les propriétés physiques :  $\uparrow T^\circ$  de changement d'état
- Influence sur la solubilité:  $\uparrow$  en présence de I.H entre soluté et solvant
- Existence d'édifices moléculaires particuliers:

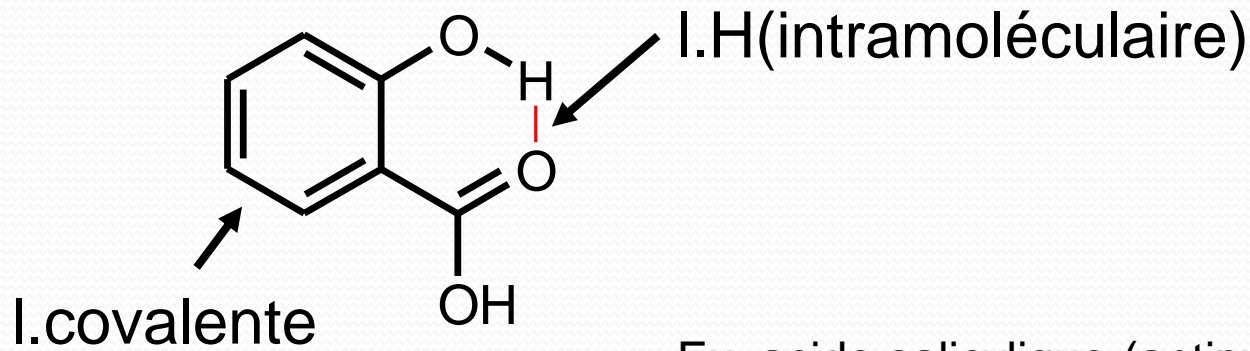


Dimère d'acide carboxylique

*Rouge = L. Hydrogène ; Noir = L. Covalente*

## C.2 – Liaisons hydrogènes

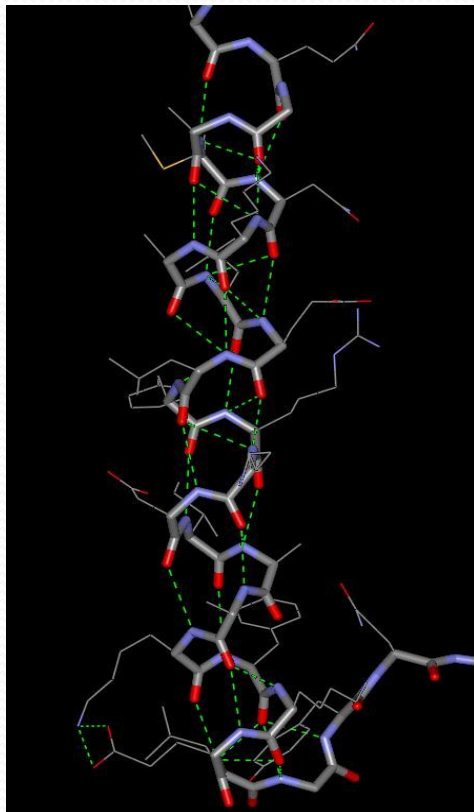
- Il existe des liaisons hydrogène **intramoléculaires**  
= Chélation interne



Ex: acide salicylique (antipyrétique, analgésique)

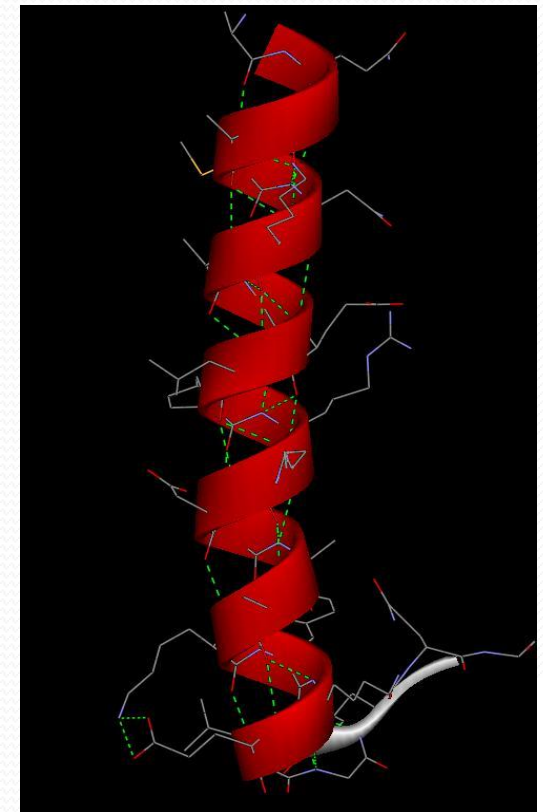
# C.3 – Importance des I. faibles dans les milieux biologiques

- Liaison hydrogène **est la base** de la structuration des biopolymères (protéines, ARN, ADN)
- Hélice alpha : liaisons covalentes entre AA + I.H pour former l'hélice



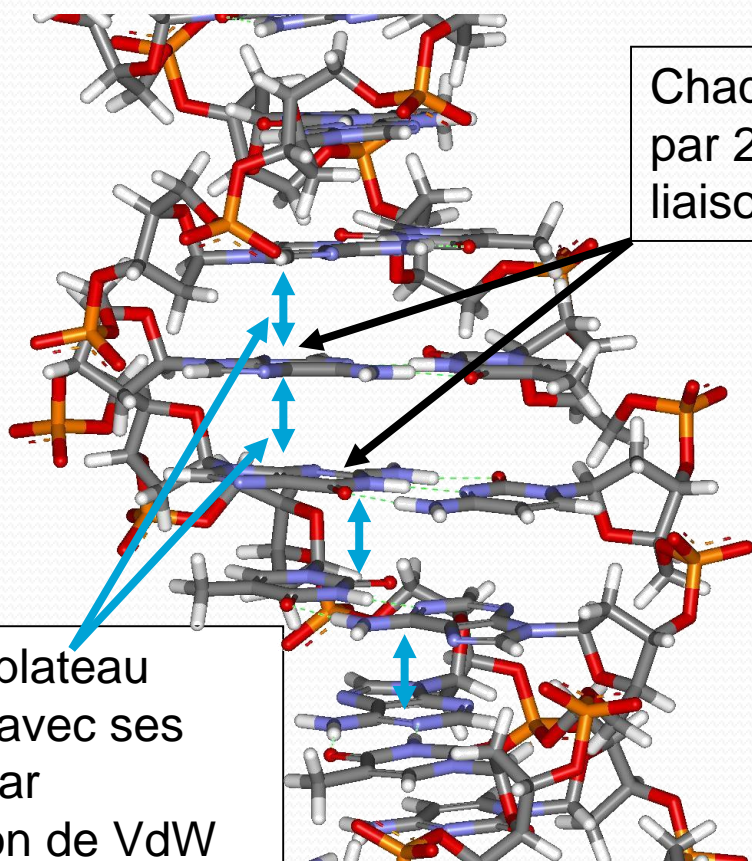
*Représentation du squelette sous forme de ruban*

*Représentation des atomes sous forme de bâtons*



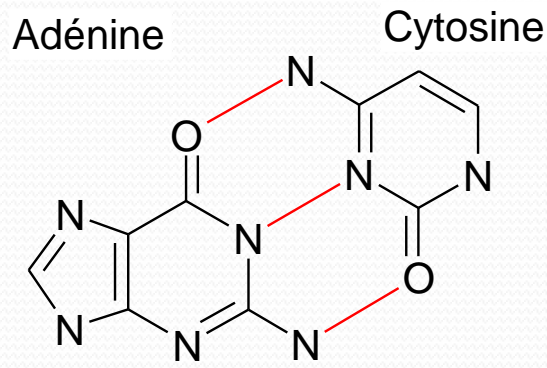
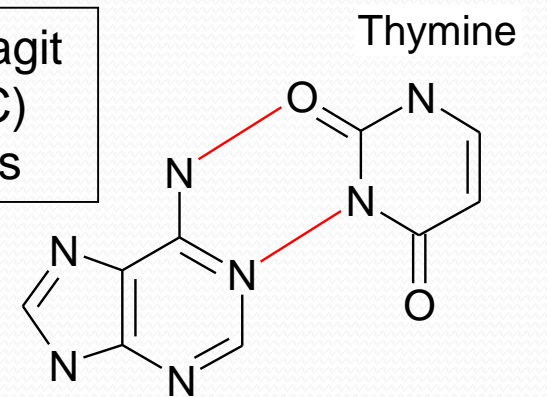
# C.3 – Importance des I. faibles dans les milieux biologiques

- ADN double hélice



Chaque paire interagit par 2 (AT) ou 3 (GC) liaisons Hydrogènes

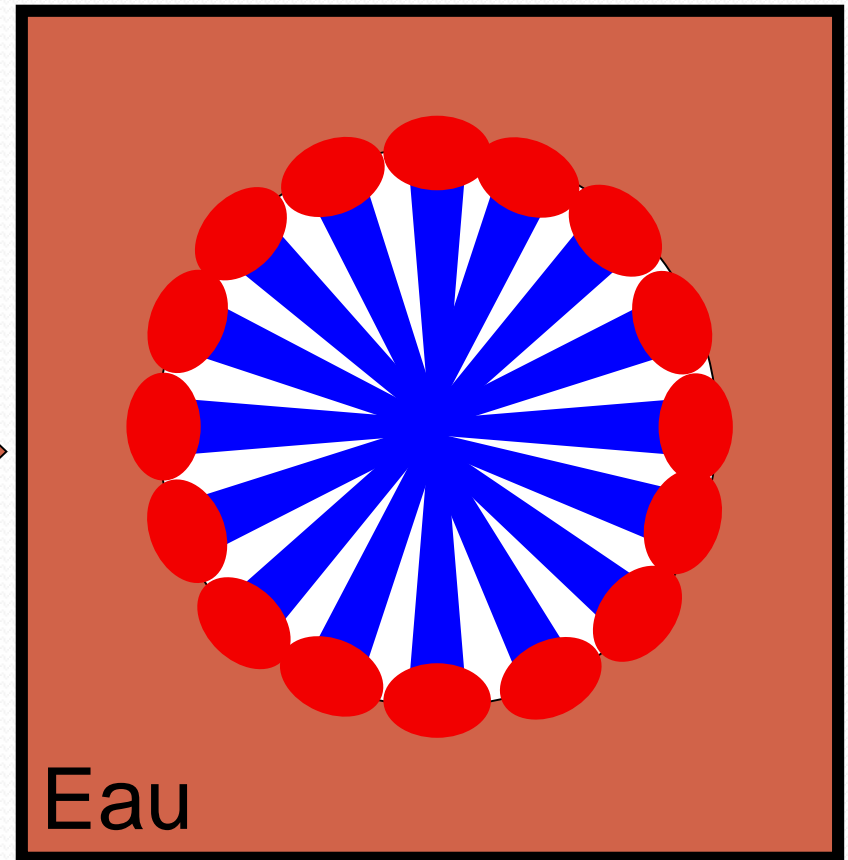
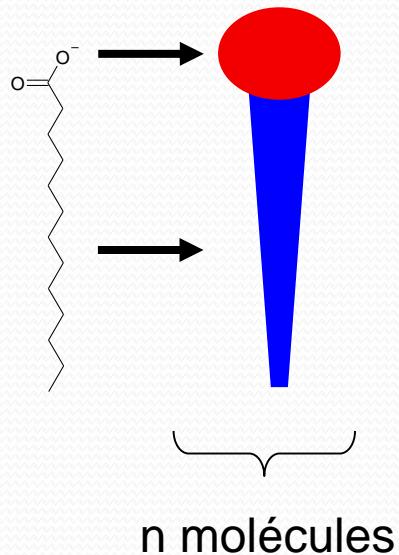
Chaque plateau interagit avec ses voisins par interaction de VdW London ( $\pi$  stacking)



# C.3 – Importance des I. faibles dans les milieux biologiques

- Edifice macromoléculaire : **micelle** et liposome
- Molécule ayant 2 parties (**tête hydrophile** et **queue hydrophobe**)

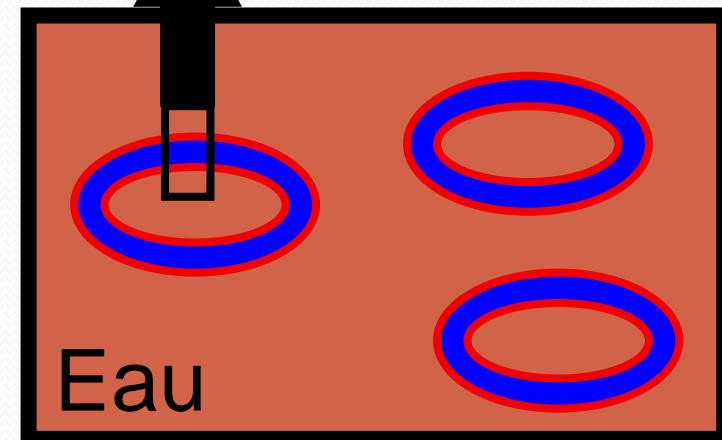
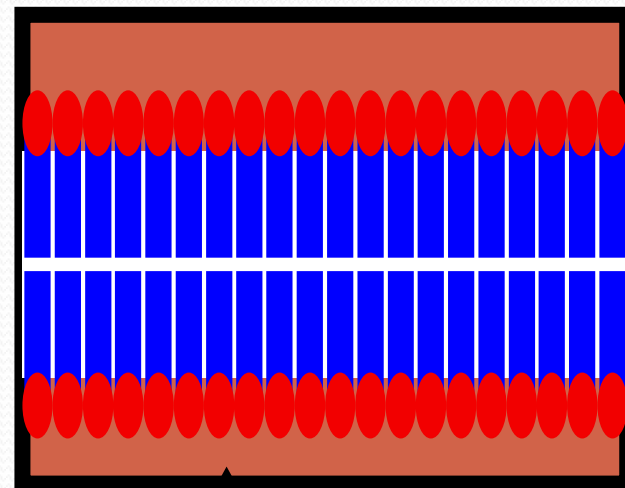
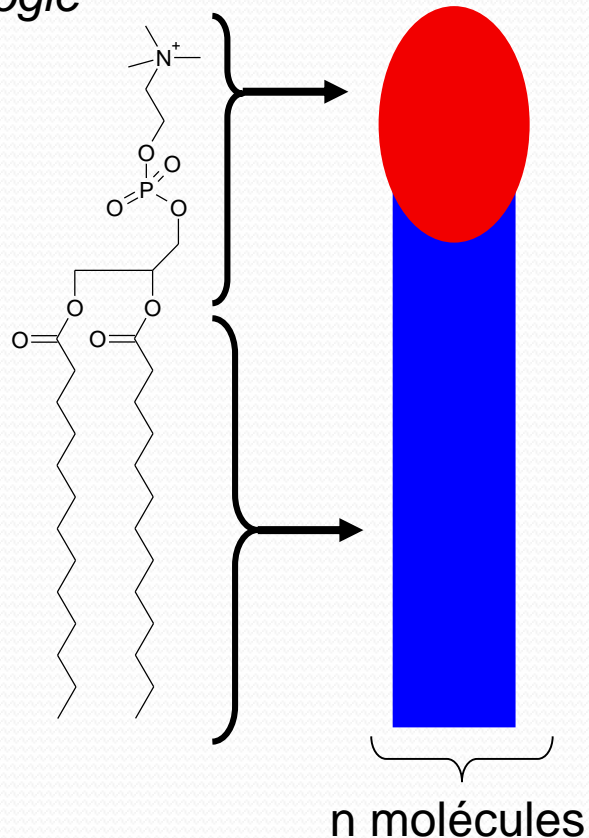
*analogie*



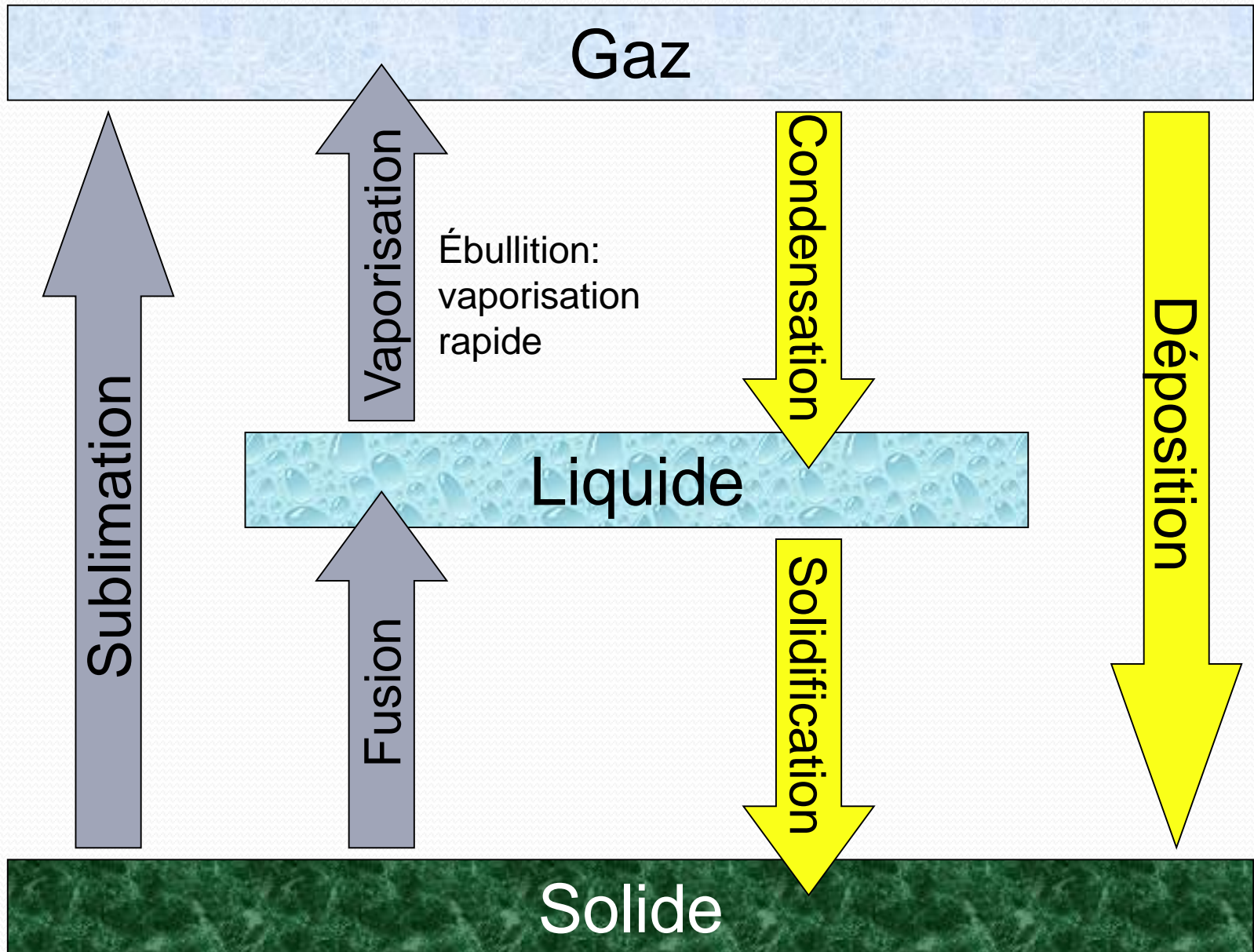
# C.3 – Importance des I. faibles dans les milieux biologiques

- Edifice macromoléculaire : micelle et **liposome**
  - Molécule ayant 2 parties (**hydrophile** et **hydrophobe**) et formant une bicouche concentrique

*analogie*



# D – Forces internes et états de la matière



# D – Forces internes et états de la matière

- Gaz: ensemble de molécules très éloignées les unes des autres
- Energie cinétique  $\gg$  toutes énergies attractives des molécules
- Un gaz occupe tout le volume qui lui est offert
- Gaz parfait
  - Molécule assimilable à un point
  - Forces intermoléculaires nulles
  - Gaz rare: comportement gaz parfait

*Ex: hélium (He), dihydrogène (H<sub>2</sub>)*



# D – Forces internes et états de la matière

- Liquide : ensemble de molécules au contact et roulant les une sur les autres.
- Forces d'attractions trop faibles pour les immobiliser
- Energie cinétique  $\approx$  toutes énergies attractives des molécules
- Volume défini

# D – Forces internes et états de la matière

- Solide: ensemble de molécules au contact et fixées les unes par rapport aux autres
- Energie cinétique  $\ll$  toutes énergies attractives des molécules
- Volume défini
- Solide amorphe
- Solide cristallin covalent