

# **Cohésion de la matière**

# **I. Différents types de liaisons.**

# 1) Liaison covalente.

**La liaison covalente** est la mise en commun de 2 électrons périphériques appartenant à 2 atomes distincts.

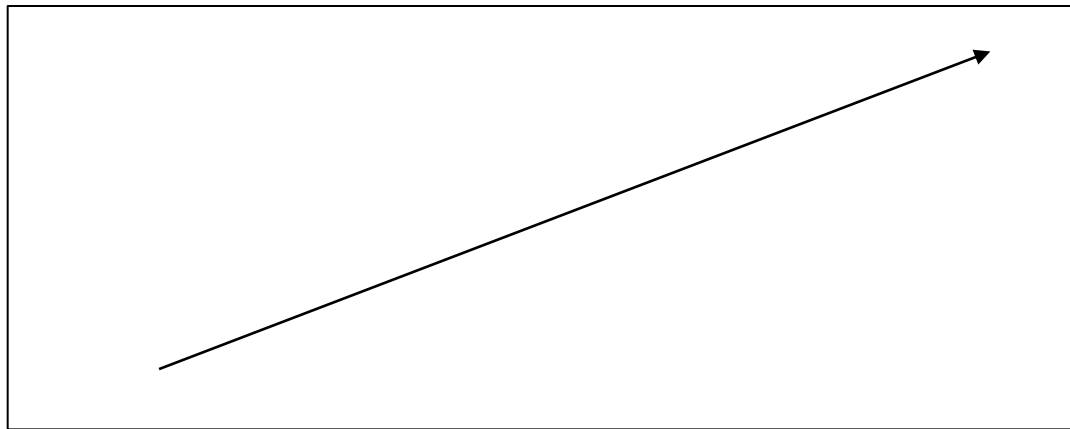
Exemple : Cl – Cl

**A partir du moment où la liaison est formée, les 2 électrons appartiennent aux 2 atomes.**

## 2) Electronégativité.

**L'électronégativité**, notée  $\chi$ , est la tendance qu'a un atome à attirer à lui les électrons, quand il est engagé dans une liaison covalente.

- Dans la CP,  $\chi$  croît lorsque l'on se déplace vers la droite et en montant.



### 3) Liaison polarisée.

Dans une liaison A-B, si l'atome B est plus électronégatif que A, les électrons formant la liaison seront inégalement répartis car plus proches **de B**.

On dit que la liaison constitue un **dipôle électrique** ou que **la liaison A-B est polarisée**.

Une liaison entre 2 atomes **d'électronégativité différente** est toujours **polarisée**.

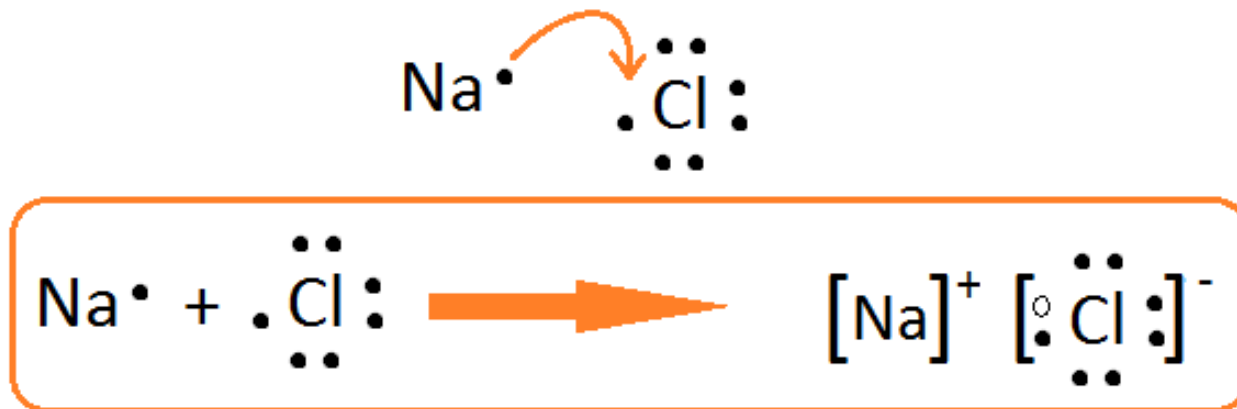
Plus la différence d'électronégativité est importante, plus la liaison est polarisée.

## 4) Liaison ionique.

Si la différence d'électronégativité est trop grande (supérieure à 1,7 environ), **la liaison devient ionique.**

**Exemple :**  $\chi(\text{Na}) = 0,93$  et  $\chi(\text{Cl}) = 3,16$

La liaison Na-Cl devient alors ionique :



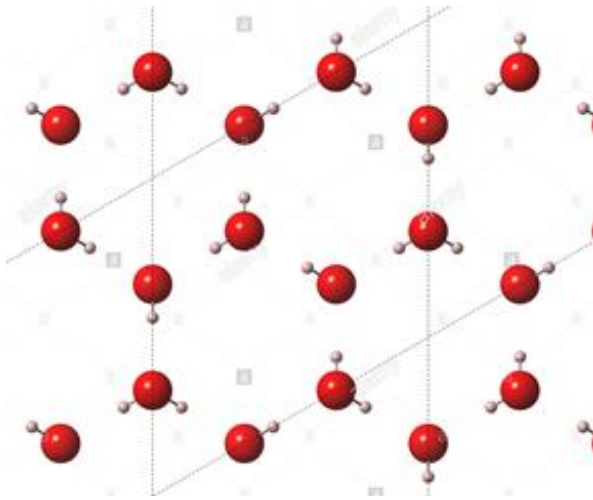
**BILAN sur la nature des liaisons :**

| <b>Différence d'électronégativité entre A et B</b> | <b>Type de liaison</b>                                  | <b>Exemples</b>                      |
|--|---|--------------------------------------|
| Nulle  | <b>Covalente</b> non polarisée $\Delta\chi \leq 0,4$    | Cl – Cl                              |
| Moyenne  | <b>Covalente</b> polarisée $0,4 \leq \Delta\chi \leq 2$ | H – Cl                               |
| Forte  | <b>Ionique</b> $\Delta\chi \geq 2$                      | Na <sup>+</sup> .....Cl <sup>-</sup> |

## **II. Solides ioniques et moléculaires.**

# 1) Définitions.

- **Un solide moléculaire** est un agencement régulier de molécules dans l'espace. Les molécules étant neutres, un tel solide est neutre également.

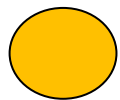


Structure de la glace

- **Un solide ionique** (ou cristal ionique) est un agencement régulier d'anions et de cations dans l'espace. Comme tous les solides, il est neutre.

Le chlorure de sodium.

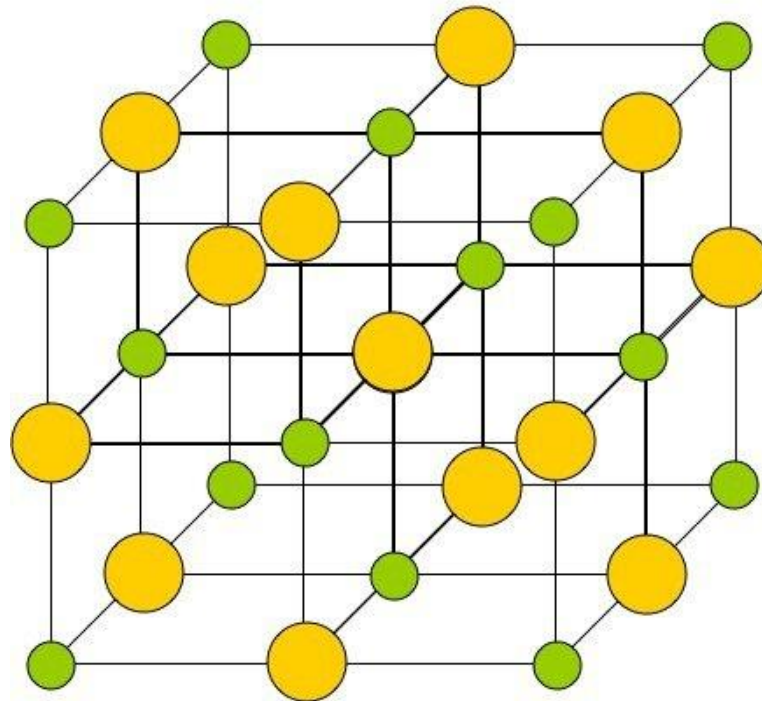
- **Exemple :**



Ion chlorure Cl<sup>-</sup>



Ion sodium Na<sup>+</sup>



## 2) Nom et formule des solides ioniques.

Si on considère 2 plans horizontaux :  
4 ions  $\text{Cl}^-$  + puis 5 ions  $\text{Cl}^-$   
5 ions  $\text{Na}^+$  puis 4 ions  $\text{Na}^+$

→ statistiquement, on a autant de  $\text{Na}^+$   
que de  $\text{Cl}^-$  : 1 pour 1

écriture la plus simple →  $\text{NaCl}$

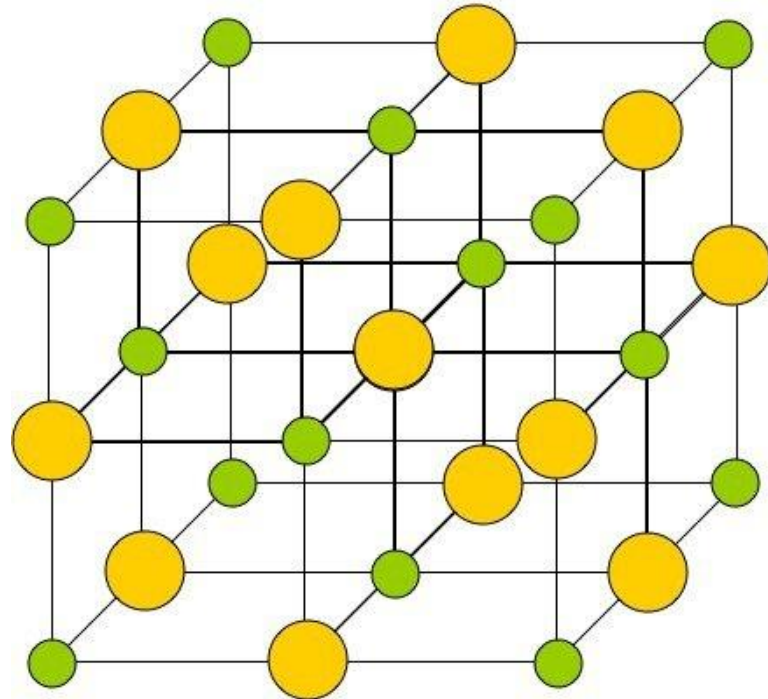


Ion chlorure  $\text{Cl}^-$



Ion sodium  $\text{Na}^+$

Le chlorure de sodium.

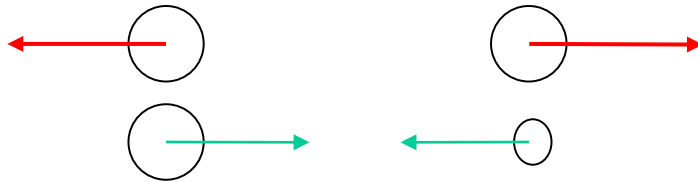


| Nom du cristal        | Cations présents               | Anions présents                | Formule du cristal           |
|-----------------------|--------------------------------|--------------------------------|------------------------------|
| Chlorure de sodium    | Ion sodium $\text{Na}^+$       | Ion chlorure $\text{Cl}^-$     | $\text{NaCl}$                |
| Chlorure de calcium   | Ion calcium $\text{Ca}^{2+}$   | Ion chlorure $\text{Cl}^-$     | $\text{CaCl}_2$              |
| Fluorure de magnésium | Ion magnésium $\text{Mg}^{2+}$ | Ion fluorure $\text{F}^-$      | $\text{MgF}_2$               |
| Sulfate de cuivre     | Ion cuivre II $\text{Cu}^{2+}$ | Ion sulfate $\text{SO}_4^{2-}$ | $\text{CuSO}_4$              |
| Sulfate de sodium     | Ion sodium $\text{Na}^+$       | Ion sulfate $\text{SO}_4^{2-}$ | $\text{Na}_2\text{SO}_4$     |
| Sulfate d'aluminium   | Ion aluminium $\text{Al}^{3+}$ | Ion sulfate $\text{SO}_4^{2-}$ | $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |

# **III. Cohésion des solides.**

# 1) Cohésion des solides ioniques.

Des corps portant des charges de même signe se repoussent alors que les corps portant des charges de signe opposé s'attirent.



Conformément à **la loi de coulomb**, ces répulsions et attractions sont d'autant plus faibles que la distance séparant les corps augmente.

# Dans un solide ionique (modèle éclaté représenté) :

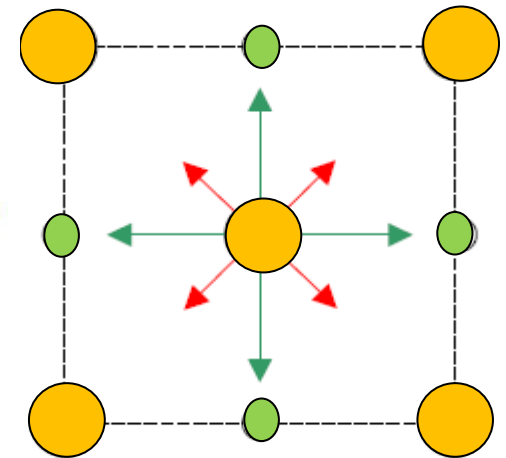
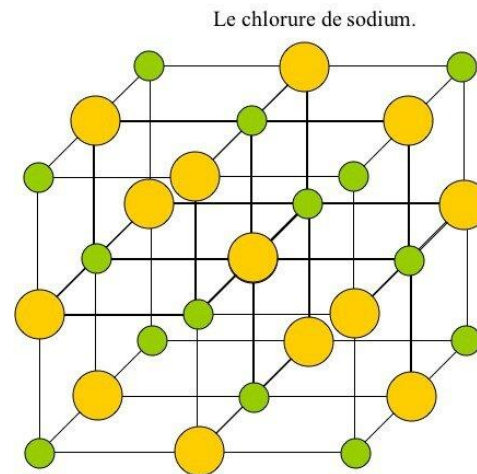
La disposition des centres des anions et des cations n'est pas anodine :

● : anion

● : cation

→ :  $\vec{F}$  attractive

→ :  $\vec{F}$  répulsive



Dans un cristal ionique, les forces qui s'exercent sur chaque ion se compensent.

## 2) Cohésion des solides moléculaires.

### A) Explication de la cohésion des solides moléculaires.

Dans les solides moléculaires, la cohésion est assurée par 2 types d'interactions

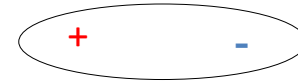
**intermoléculaires** (**ENTRE** les molécules) :

- les interactions de Van Der Waals (VDW)
- les liaisons Hydrogène

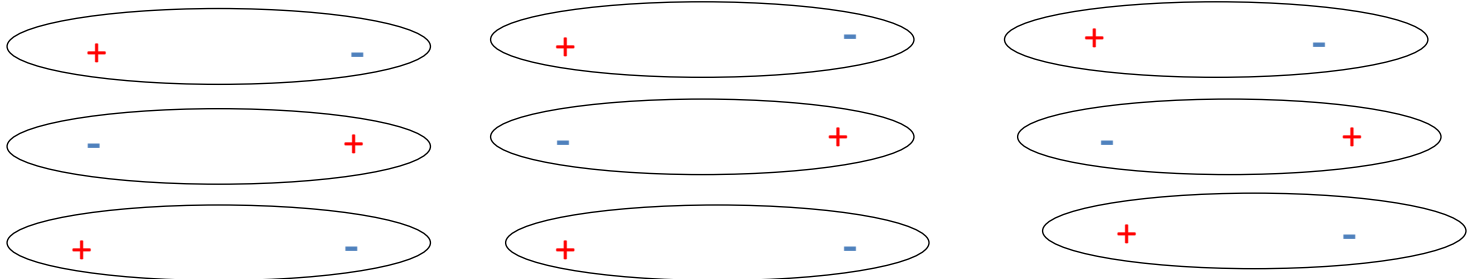
# Les interactions de Van Der Waals.

- Cas des molécules polaires :

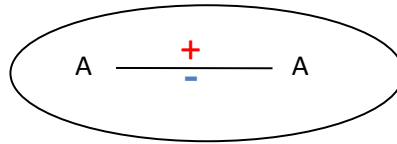
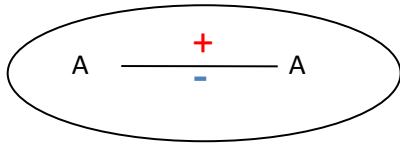
Une molécule polaire peut être schématisée



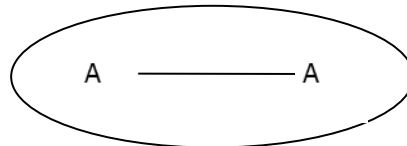
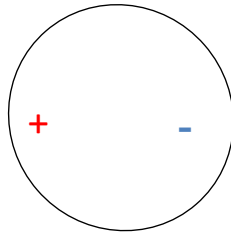
Chaque centre géométrique d'une molécule attire le centre de signe opposé d'une autre molécule.



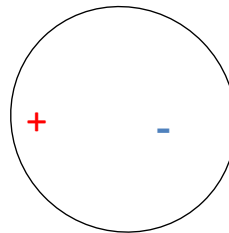
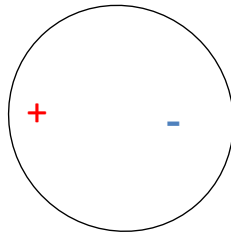
- Cas des **molécules apolaires** :



Déformation aléatoire du nuage électronique de la molécule de gauche qui devient **un dipôle instantané**.



La molécule de gauche va **polariser la molécule de droite**, qui devient alors à son tour un dipôle.

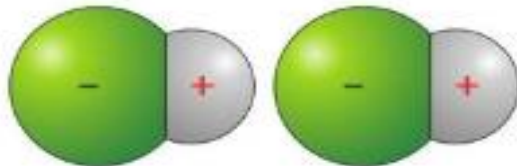
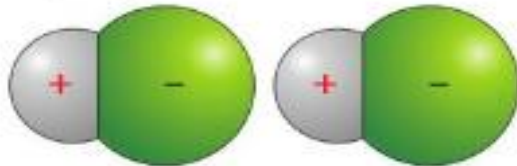


## Deux types de molécules

### Molécules polaires

Exemple : Chlorure d'hydrogène

Charges électriques partielles permanentes portées par les atomes d'hydrogène et de chlore :

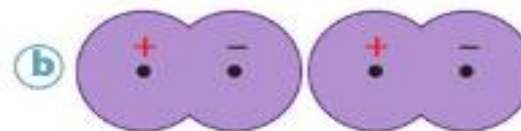
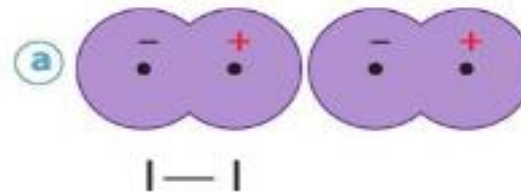


> Interactions entre des molécules de chlorure d'hydrogène.

### Molécules apolaires

Exemple : Diiode

Le mouvement désordonné des électrons fait apparaître, à un instant  $t$ , des charges partielles :



> Interactions entre des molécules de diiode à un instant  $t$  a et à un instant  $t'$  b.

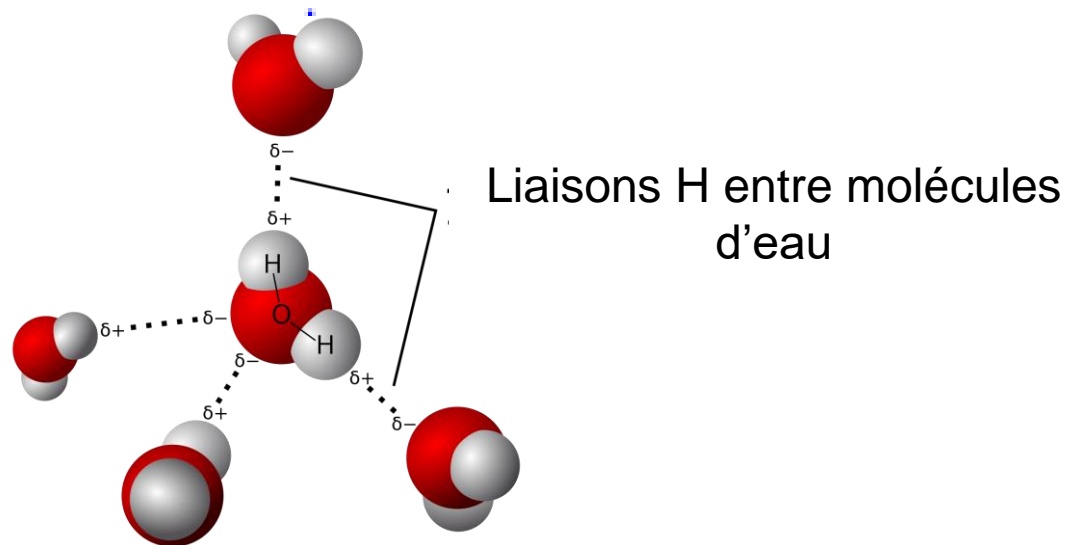
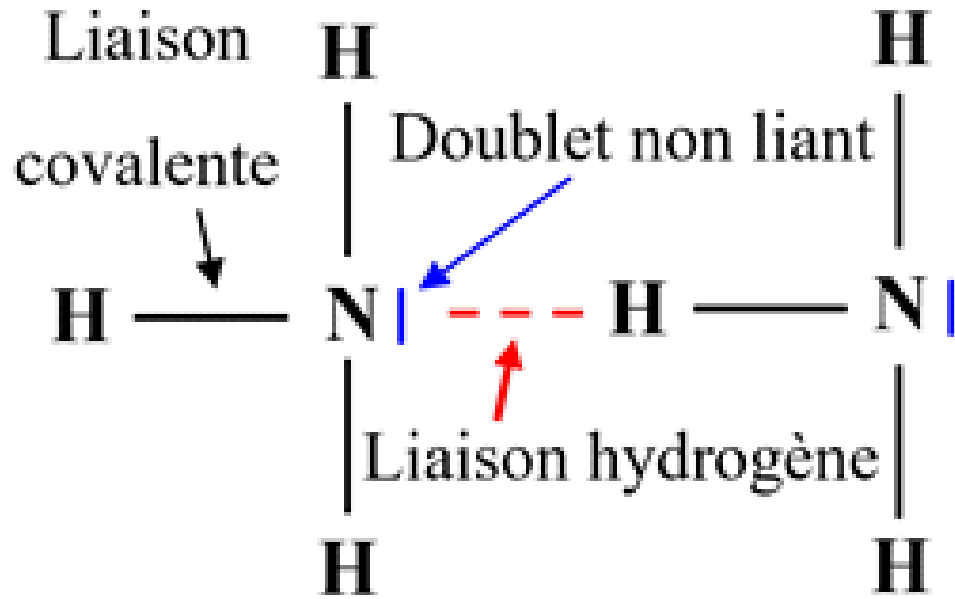
# Les liaisons hydrogène.

**Une liaison hydrogène** se forme **ENTRE 2 molécules**

-entre le doublet non liant d'un atome et un atome H d'une molécule voisine

-l'atome d'H doit appartenir à une molécule voisine

-le H doit être engagé dans une liaison fortement polarisée donc doit être relié à un atome fortement électronégatif (F, Cl, O, N).



# Conclusion

| Type de solide     | Cohésion assurée par   |
|--------------------|--|
| Solide ionique     | l'interaction électrostatique <u>entre les ions</u>  |
| Solide moléculaire | <p>-<b>Les interactions de VDW</b> (elles existent toujours)<br/>** entre dip.permanents pour les molécules polaires</p> <p>** entre dip.instantanés pour les molécules apolaires</p> <p>-<b>Les liaisons H</b> (n'existent pas toujours) : elles sont + fortes que les interactions de VDW.</p> |

## IV. Solubilité d'une espèce chimique dans un solvant.

Règle générale :

Un soluté est soluble dans un solvant de même nature

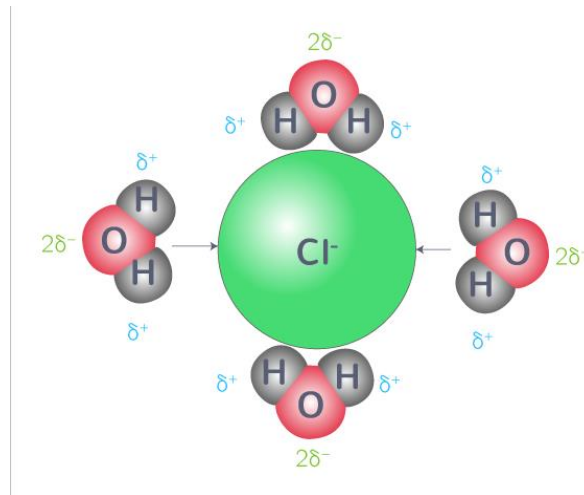
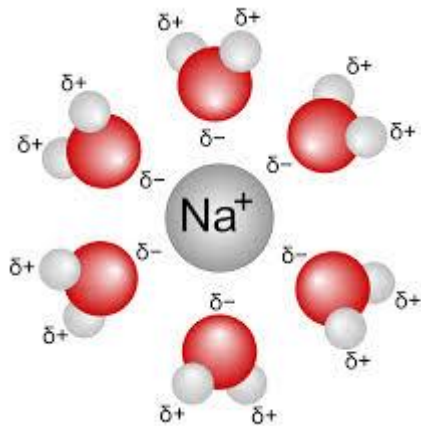
-un soluté **polaire** sera **soluble** dans un solvant polaire et peu soluble dans un solvant apolaire

-un soluté **apolaire** sera **soluble** dans un solvant apolaire et peu soluble dans un solvant polaire

## 2) Dissolution d'un solide ionique dans l'eau.

-La **dissociation** des ions du solide

-La **solvatation**

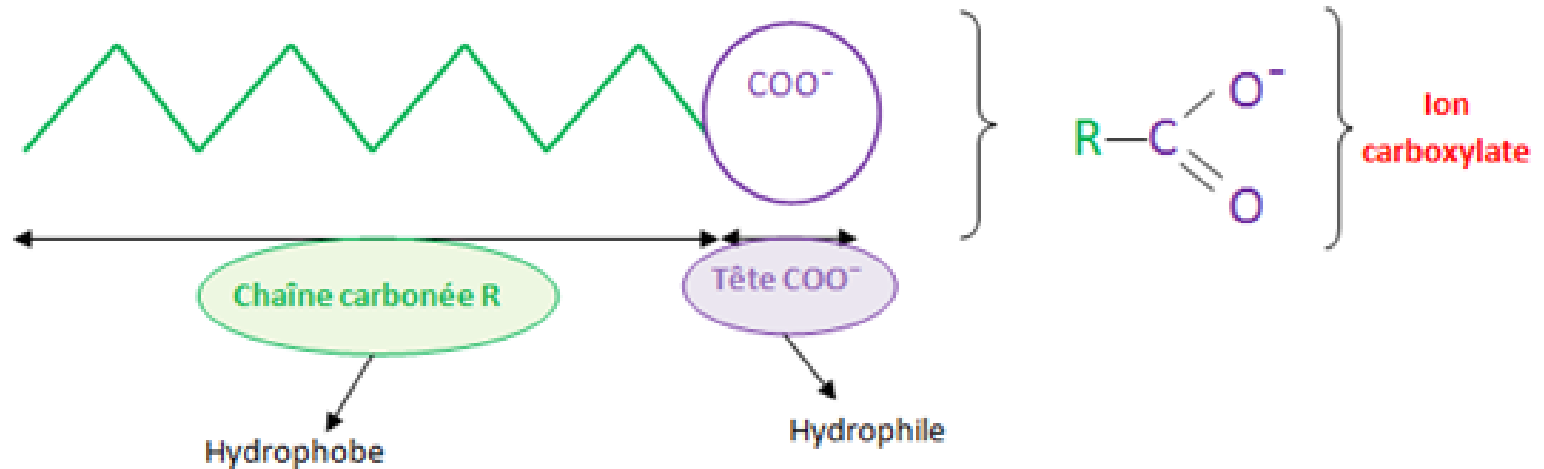


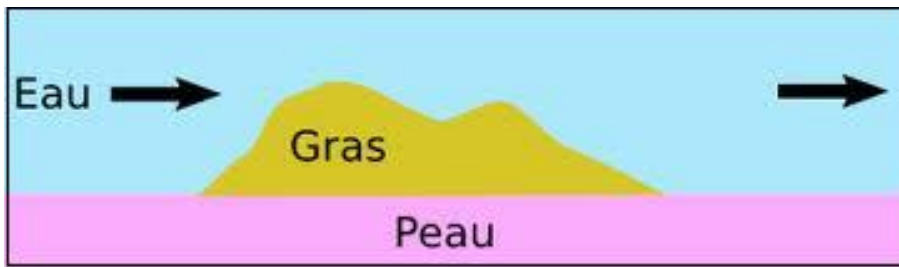
-La **dispersion** des ions dans la solution sous l'effet de l'agitation thermique.

# Cas particulier du savon

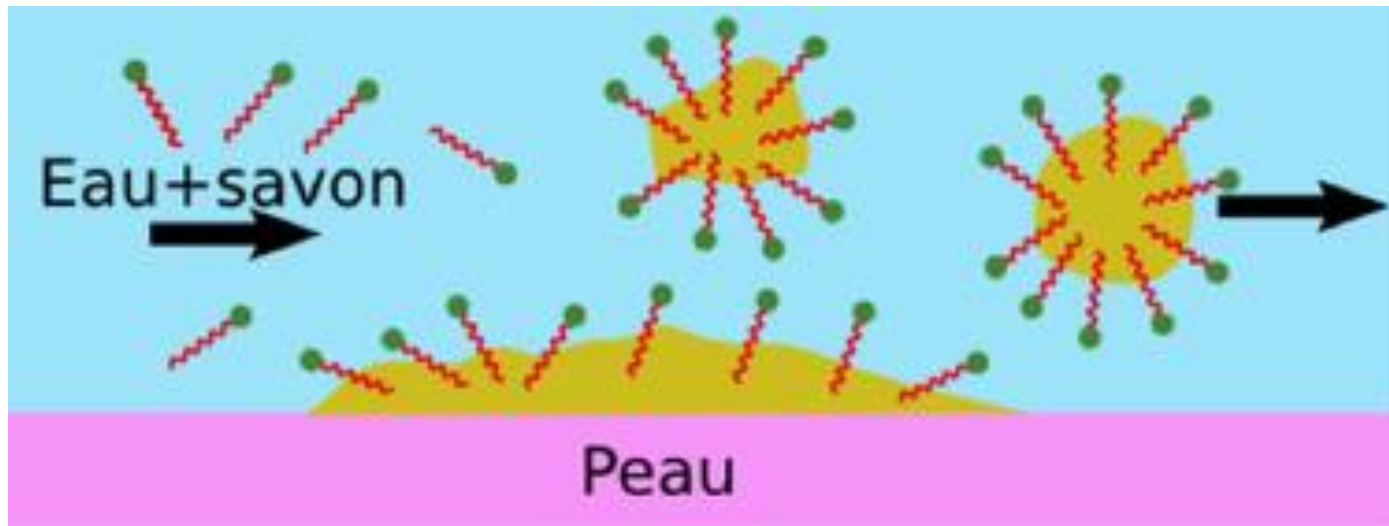
Formule :  $\text{RCOONa} \rightarrow$  ions  $\text{RCOO}^-$  et  $\text{Na}^+$

Structure de  $\text{RCOO}^-$  :





Sans savon, l'eau « glisse » sur le corps gras et ne nettoie donc pas le tissu



Avec savon :

- les chaînes hydrophobes interagissent avec le corps gras, les têtes hydrophiles restent dans l'eau
- les interactions attractives entre les molécules d'eau et les têtes permettent au corps gras d'être détaché du tissu puis entraîné vers l'eau
- les micelles se forment, empêchant la re-déposition du corps gras sur le tissu

## V. Extraction par solvant.

Le solvant S doit être choisi tel que :

- l'espèce chimique à extraire (notée E) doit y être + soluble que dans le solvant d'origine (So)
- il ne doit pas être miscible au solvant d'origine
- il doit présenter un minimum de danger pour la santé et l'environnement