

# Géométrie - Liaisons - Polarité - Solubilité - Savon

**Niveau 1ère géné spé LC01** De la structure à la polarité d'une entité : Visualiser la géométrie d'une entité par utilisation de modèles moléculaires ou de logiciels de représentation moléculaire

**Niveau 1ère STL-PCM LC22** Solution et soluté : Mettre en œuvre un protocole pour étudier l'influence du pH ou de la température sur la solubilité d'une espèce chimique

**Niveau 1ère géné spé LC28** Solubilité et miscibilité des espèces chimiques : Illustrer les propriétés des savons

**Niveau 1ère ST2S LC40** L'eau, propriétés physiques et son interaction avec les molécules d'intérêt biologique : Mettre en œuvre un protocole de séparation de phases et un protocole d'extraction.

**Niveau Tle ST2S LC42** Lipides : Réaliser la saponification d'un corps gras

**Niveau Tle STL - SPCL LC34** Solubilité : Extraire par précipitation sélective des ions d'un mélange

**Niveau MPSI LC44** Liaisons chimiques : Utiliser un logiciel permettant de visualiser la géométrie d'une molécule

**Introduction Géométrie-Polarité : (Expérience 1)**

**Introduction Géométrie-Liaisons : (Expérience 5)**

**Introduction Solubilité :** 4 tubes (2 NaCl et 2 diode) + eau/cyclohexane et comparer la solubilité.

**ODG** noyau atomique :  $10^{-15} \text{ m}$

**ODG** atome (nuage électronique) :  $10^{-10} \text{ m}$ .

Ce sont des distances extrêmement petites. À cette échelle, la physique classique échoue et les électrons ne sont pas localisables précisément. On utilise une fonction d'onde  $\psi$  qui représente la probabilité de présence d'un électron autour du noyau.

**Les électrons de valence** sont les électrons situés sur la couche électronique la plus externe d'un atome. Ils sont peu liés au noyaux. Ce sont eux qui participent aux liaisons chimiques.

**Diapo Classification périodique**

Z (No atomique = Nb de protons dans le noyau) est caractérisé de l'atome, augmente de gauche à droite et de haut en bas.

Colonnes 1 et 2 : bloc s / Colonnes 3 à 12 : bloc d / Colonnes 13 à 16: bloc p

Numéro de colonne = nombre d'électrons de valence

Colonne	Famille	Nb électrons valence
1	Alcalins	1
2	Alcalino-terreux	2
13	Terreux	3
14	Carbonides	4
15	Azotides	5
16	Chalcogènes	6
17	Halogènes	7
18	Gaz nobles	8 (sauf He : 2)

Ligne (période) = nombre de couches électroniques

### **Exemple :**

Oxygène (O) : période 2, colonne 16 → 6 électrons de valence sur 2 couches

Chlore (Cl) : période 3, groupe 17 → 7 électrons de valence sur 3 couches.

Les colonnes du bloc d (métaux de transition, groupes 3 à 12 du tableau périodique) ont un comportement plus complexe vis-à-vis des électrons de valence que les éléments du bloc s et bloc p. Les électrons de valence sont dans les sous-couches s et d, mais leur comportement est moins prévisible que dans le bloc p → on les étudie souvent au cas par cas

**Exemple :**  $_{26}\text{Fe} = [\text{Ar}] 4s^2 3d^6$  donc  $e^-$  de valence = 8

Mais en pratique, le fer forme souvent  $\text{Fe}^{2+}$  (perd  $4s^2$ ) ou  $\text{Fe}^{3+}$  (perd  $4s^2 + 1$  3d). Donc, tous les électrons externes ne participent pas également aux liaisons

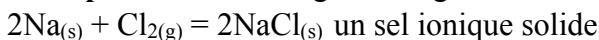
### **Utilités électrons de valence et classification :**

Prévoir la réactivité chimique. Les atomes cherchent à compléter leur couche de valence.

Comprendre les liaisons covalentes : Atome avec  $4 e^-$  de valence (comme C) peut faire 4 liaisons.

Identifier des familles chimiques avec des comportements similaires

**Exemple :** tous les halogènes réagissent facilement avec les métaux pour former des sels :



C'est une réaction facile car très exothermique, l'halogène aime capter des électrons et les métaux perdent facilement des électrons.

### **Types de liaisons impliquant les électrons de valence :**

- **Liaison covalente** : Liaison dans laquelle deux atomes partagent un ou plusieurs électrons de valence, de façon à atteindre la stabilité.

Les  $e^-$  partagés forment **Doublets liants**. Les  $e^-$  de valence non impliqués : **Doublets non liants**

**Exemple :**  $H + H = H - H$  donc chacun partage  $1e^-$  valence pour atteindre 2. Dans  $\text{H}_2\text{O}$ , O partage un électron de valence avec chaque H. Donc O ( $6e^-$  valence) partage  $2e^-$  pour atteindre 8.

- **Liaison ionique** : Liaison formée par le transfert d'électrons d'un atome électropositif (métal) vers un atome électronégatif (non-métal), créant des ions opposés qui s'attirent. Un atome perd un ou plusieurs  $e^-$  de valence (devient cation), un autre les gagne (devient anion) et ils s'attirent ensuite par force électrostatique.

**Exemple :** NaCl

- **Liaison métallique** : Liaison entre atomes de métal, où les électrons de valence sont délocalisés dans un nuage électronique, entourant un réseau d'ions positifs.

**Exemple :** Cuivre : Réseau d'ions  $\text{Cu}^+$  dans un nuage d'électrons. Les électrons de valence sont libres de circuler. Cela explique la conductivité, la malléabilité, la brillance des métaux.

- **Autres liaisons faibles** : Liaison hydrogène et Van Der Waals.

### **Energie de liaison (EL) :**

Energie à fournir pour casser une liaison existante entre 2 atomes (ou 2 groupes d'atomes)

Liaison	ODG (kJ/mol)	E typique (kJ/mol)
<b>Ionique</b>	400 - 1000	NaCl ~ 770 Ça s'affaiblit dans l'eau
<b>Covalente (Localisée entre atomes)</b>	150 - 800	H-H ~ 435
<b>Métallique</b>	200 - 800	Cu ~ 330

Liaison	ODG (kJ/mol)	E typique (kJ/mol)
Hydrogène	10 - 40	H <sub>2</sub> O ~ 20
Van Der Waals	0.1-10	2 méthane CH <sub>4</sub> -CH <sub>4</sub> < 1

Pour liaisons covalentes, il y a le modèle de Lewis.

Modèle de Lewis : Lewis théorise en 1916 un modèle pour la formation des liaisons.

**Règle du duet et de l'octet :** Les atomes s'associent pour former une molécule dans laquelle chaque atome a la configuration électronique du gaz noble le plus proche

- **Règle du duet :** Le nombre maximal de paires d'électrons de valence que peut posséder un élément de la 1ère période (hydrogène et hélium) est 1.
- **Règle de l'octet :** Le nombre maximal de paires d'électrons de valence que peut posséder un élément de la 2ème période (et 3ème sauf quelques exceptions) est 4.

Les atomes des périodes supérieures peuvent être hypervalents, c-à-d dépasser la règle de l'octet (disposent de la sous-couche 3d ce qui leur donne la possibilité d'élargir leur couche de valence)

**Où** Les atomes ont tendance à gagner, perdre ou partager des électrons pour avoir 8 électrons de valence (ou 2 pour l'hydrogène), comme les gaz nobles, stables.

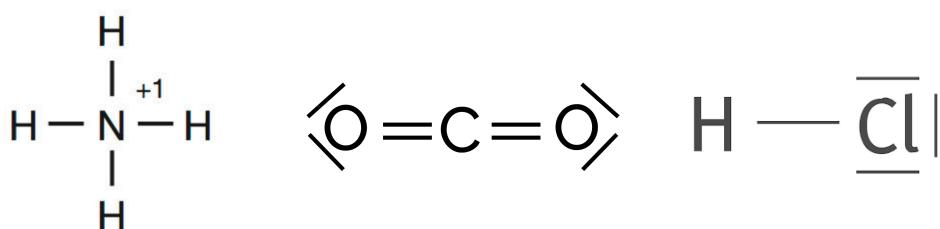
Cette règle s'inspire fortement des idées de Lewis et a été formalisée plus tard (dans les années 1920–30) comme principe général de stabilité

Méthode pour établir un schéma de Lewis :

1. Calculer Nb e<sup>-</sup> de valence de la molécule et prendre en compte la charge si c'est un ion
2. Placer les atomes et les relier par des traits. La majorité des molécules simples sont symétriques et les atomes H sont forcément terminaux
3. Compléter les derniers doublets (2e<sup>-</sup> valence) en prenant en compte les règles duet et octet.
4. Attribuer charge -ve à l'atome le plus électronégatif et +ve pour l'autre.

Atome	e <sup>-</sup> de valence	e <sup>-</sup> désirés (octet/duet)	Nombre de doublets	Doublets liants	Doublets non liants
H	1	2	1	1	0
C	4	8	4	4	0
N	5	8	4	4	0
O	6	8	4	2	2
Cl	7	8	4	1	3

Molécules HCl, H<sub>2</sub>O, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>:

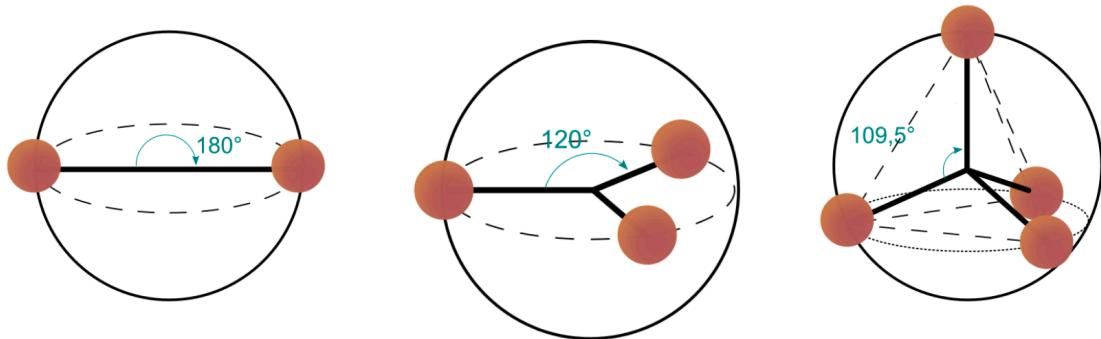


Mais on a fait des schémas plans, sauf qu'en réalité, les molécules sont 3D

## Introduction Géométrie d'une molécule : (Expérience 2)

**Modèle VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion)** : permet de prévoir la géométrie 3D d'une molécule. Il repose sur le fait que les doublets (liants et libres) correspondent à de la densité électronique et sont donc de même charge. Pour minimiser l'énergie de la molécule, ils se repoussent ainsi le plus possible afin de réduire les interactions électrostatiques répulsives.

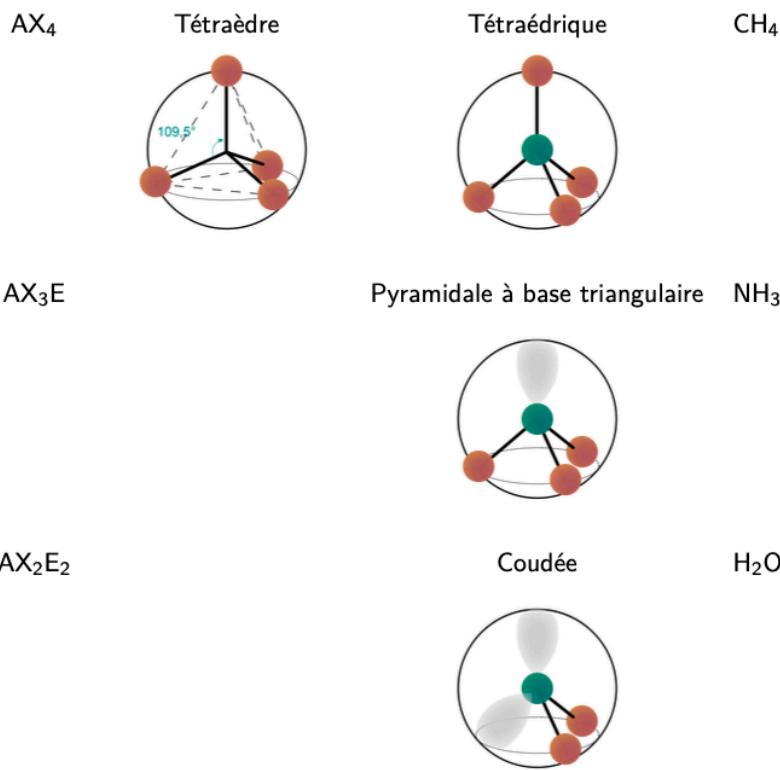
On en déduit trois formes limites appelées **figures de répulsion** : linéaire, triangulaire plane et tétraédrique



On note la molécule suivant le formalisme suivant :  $AX_nE_m$  où n représente le nombre d'atomes voisins de A et m le nombre de doublets non liants.

**Nota Bene** Les doublets non liants exercent une répulsion électronique bien plus grande que les doublets liants.

Formule	Figure de répulsion	Géométrie	Exemples
$AX_2$	Linéaire	Linéaire	$CO_2$
$AX_3$	Triangle	Triangulaire	$BH_3, NO_3^-$ ,
$AX_2E$		Coudée	$NO_2, SO_2$



**Attention :** Le modèle VSEPR détermine la géométrie locale autour d'un atome. Quand il y a délocalisation électronique (comme dans les cycles aromatiques), VSEPR ne suffit plus à expliquer pourquoi ces régions sont planes.

(Expérience 3)

Nous allons maintenant voir, en introduisant une nouvelle propriété des liaisons, comment la géométrie et le schéma de Lewis permettent de décrire certaines propriétés macroscopiques.

Même si dans une liaison, chaque atome apporte un  $e^-$ , les  $e^-$  ne sont pas répartis également.

**Electronégativité  $\chi$  :** grandeur sans unité qui traduit l'aptitude d'un atome A à attirer les électrons vers lui dans une liaison covalente.

$\chi$  augmente vers la droite et vers le haut du tableau périodique. Le fluor est donc l'élément le plus électronégatif. Le moins électronégatif est le Francium (Fr) à la 1ère colonne et 7ème période.

**La polarisation d'une liaison** en fonction de l'électronégativité : Soit une liaison entre A et B, si la différence de leur électronégativité est  $> 0.4$ , on considère que la molécule est polarisée, sinon on dit qu'elle n'est pas (ou peu) polarisée.

**La charge partielle :** L'atome le plus électronégatif est légèrement chargé  $\delta^-$ . Exemple de liaisons polarisées ou non : H-H (non polarisée), C-H (peu polarisée) O-H (polarisée) ....

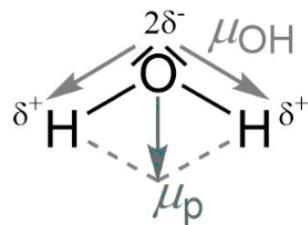
**Polarité d'une molécule :** A l'échelle de la molécule, il peut exister un **moment dipolaire permanent**  $\mu_P$ , si le barycentre des charges négatives et celui des charges positives ne sont pas confondus. Une telle molécule est dite **polaire**.

(on peut parler de « position moyenne » si on ne veut pas utiliser le terme barycentre au lycée)

Pour déterminer le moment dipolaire permanent, il suffit de sommer (dans l'espace) les moments dipolaires de toutes les liaisons de la molécule. Il est alors dirigé du barycentre des charges négatives vers celui des charges positives.

$\mu$  mesuré en Debye ( $1D = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$ ) :  $\mu = qd$  avec  $q$  la valeur absolue des charges partielles et  $d$  la distance entre les deux atomes

**Exemple** La molécule d'eau est de type  $\text{AX}_2\text{E}_2$  selon le modèle VSEPR. Elle est donc de géométrie coudée.  $\chi(0) > \chi(H)$ , on représente donc son moment dipolaire permanent :



En fait la polarité est une grandeur centrale pour étudier les propriétés macroscopiques des solvants. (Expérience 4)

La polarisabilité de la molécule n'est pas lié à  $\mu$  permanent car si fort  $\mu$  et forte électronégativité la molécule ne sera pas affecté par  $\vec{E}$ . La polarisabilité augmente si la molécule est de + grande taille

Entre les molécules il y a d'autres liaisons (pour la cohésion des molécules)

### Van Der Waals

Interactions **	Autre nom	Espèces impliquées	Particularité	Phénomène observé	Représentation
Dipôle-dipôle	Forces de Keesom	Deux molécules polaires	Attraction entre deux dipôles permanents	Le $\delta^+$ de la première molécule s'aligne avec le $\delta^-$ de la seconde.	 Exemple : HI
Dipôle-dipôle induit	Forces de Debye	Une molécule non polaire et une molécule polaire	Le dipôle permanent (ou la charge de l'ion) force un déplacement des électrons dans la molécule non polaire (apparition d'un dipôle instantané).	La déformation du nuage électronique (polarisabilité) augmente avec la taille de la molécule et le nombre d'électrons.	 Exemple : $\text{H}_2\text{O}$ et $\text{CH}_4$ (dans un hydrate)
Forces de dispersion (dipôle instantané-dipôle induit)	Forces de London	Deux molécules non polaires	L'apparition d'un dipôle instantané sur une première molécule induit un dipôle sur la seconde.	L'intensité des forces de dispersion augmente avec la taille de la molécule et le nombre d'électrons.	 Exemple : azote ( $\text{N}_2$ )

**Liaisons hydrogène :** Interaction attractive entre deux espèces A-H et B!

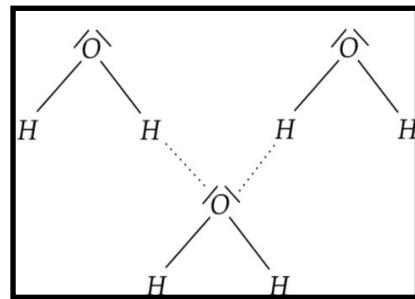
Tel que H est lié à O, N ou F / A et B sont très électronégatifs / B porte un doublet non liant.

**Exemple :** La molécule d'eau

**Pk  $T_{eb}$  est différente ? (Explication Expérience 5)**

Quand on chauffage = augmentation de l'agitation thermique

On a ébullition si E(thermique) > E(interactions intermoléculaires)



Donc la présence de liaisons H pour l'éthanol (78°C) et l'eau

(100°C) explique leur température d'ébullition plus élevée que l'acétone (56°C) (polaire mais ne forme pas liaison H).

L'eau a  $T_{eb}$  plus forte que l'éthanol car a beaucoup (un réseau) de liaison H (peut atteindre 4 par molécules : 2 avec 2 doublets O et 2 avec 2 H) mais éthanol a 1 groupe OH en plus la chaîne éthyle ( $C_2H_5$ ) est apolaire et cela n'aide pas à retenir les molécules par liaison H.

**Teb butane (apol) < éthanol (pol + protique) mais Teb butane > propane (apol mais + petite)**

Le chlorométhane  $CH_3Cl$  (-24°C) est polaire et Cl très électronégatif donc interaction entre molécules dipôle-dipôle (électrostatique comme l'ionique mais beaucoup plus faible).

Le groupe carbonyle ( $C=O$ ) de l'acétone est très polaire donc moment dipolaire acétone >  $CH_3Cl$ . Ceci crée une interaction dipôle-dipôle plus intense qu'une simple liaison C-Cl. En plus acétone est une molécule plus grosse donc a plus d' $e^-$  alors Van Der Waals London entre molécules sont plus fortes et il y a plus de cohésion entre molécules est renforcée.

Le méthane  $CH_4$  (-161°C) est apolaire donc que liaison London

### Introduction Solubilité : (Expérience 6)

**Solution** est un liquide homogène comportant une espèce liquide majoritaire (**solvant**) et une ou des espèces minoritaires (**solutés**)

**Solvants** a 2 classes : polaires (constitués de molécules polaires) et apolaires (constitués de molécules apolaires)

**Solution aqueuse** : lorsque l'eau est le solvant

Solvants polaires		Solvants apolaires	
Eau	$H-O-H$	Cyclohexane	$\begin{array}{c} CH_2 \\   \\ H_2C-C \\   \\ CH_2 \\   \\ H_2C-C \\   \\ CH_2 \end{array}$
Éthanol	$H_3C-CH_2-OH$	Pentane	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
Acétone	$H_3C-C(=O)-CH_3$	Toluène	$\begin{array}{c} HC=CH \\    \\ HC=CH-C-CH_3 \end{array}$
Acétate d'éthyle	$H_3C-C(=O)-O-CH_2-CH_3$		

**La dissolution** : c'est le résultat de l'établissement d'interactions électrostatiques et/ou de ponts hydrogène entre molécules de solvant et de soluté.

## Etapes de dissolution (exemple sur l'acide benzoïque de l'expérience 6) :

1. **Dissociation** : les forces intermoléculaires entre les molécules de solutés sont rompues

Les molécules d'acide benzoïque dans le solide sont liées entre elles par des liaisons hydrogène entre les groupes -COOH et des interactions  $\pi - \pi$  entre les cycles aromatiques. Il faut fournir de l'énergie thermique pour rompre ces interactions et séparer les molécules. À froid, ces interactions sont trop fortes pour être rompues efficacement → faible solubilité.

2. **Solvatation** : nouvelles interactions entre les molécules de soluté et de solvant créées. La dissolution d'un composé dans un solvant met en jeu des interactions moléculaires appelées interactions de solvatation qui sont de type interaction de Van der Waals ou liaisons H.

Les molécules d'eau entourent les molécules d'acide benzoïque libérées. Le doublet libre de l'oxygène de  $\text{H}_2\text{O}$  peut former des liaisons H avec le -OH du groupe carboxyle. Le groupe -COOH de l'acide benzoïque peut donner ou recevoir des liaisons hydrogène avec l'eau. Ces nouvelles interactions sont appelées interactions de solvatation (de type liaison H ici).

3. **Dispersion (optionnel selon niveau)** : sous l'effet de l'agitation des molécules de solvant, les molécules de soluté et celles qui les solvatent se dispersent dans le liquide.

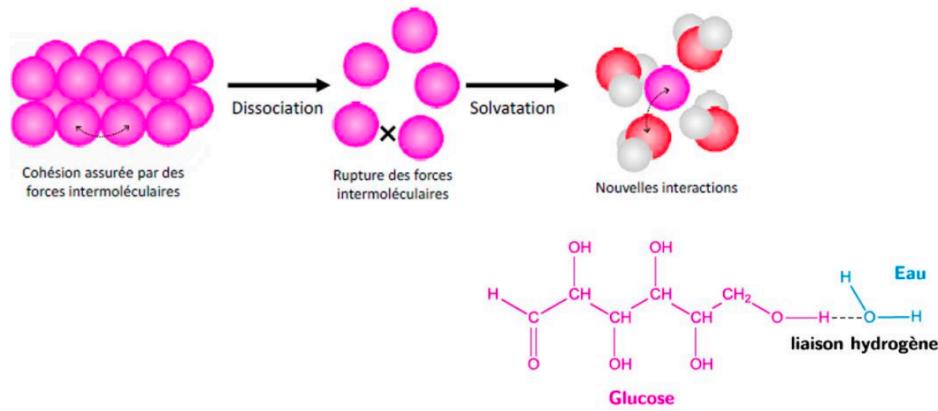
À chaud, cette étape est plus efficace car les molécules sont plus mobiles et la solvatation plus facile.

Le cycle benzénique est hydrophobe → n'interagit pas favorablement avec les molécules d'eau. Donc : peu de molécules se détachent et se laissent solvater → solubilité faible.

**Autre Exemple** : dissolution du glucose dans l'eau

Equation de dissolution :  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(aq)$

## Étapes de dissolution d'un composé moléculaire

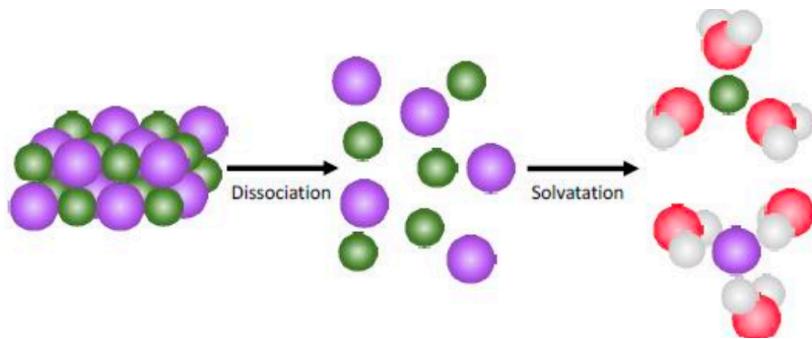


**Autre Exemple (expérience 6)** :  $\text{CuSO}_4$  dans l'eau

Equation de dissolution :  $\text{CuSO}_4(s) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$

La dissociation consiste à rompre ce réseau ionique pour libérer les ions. Cela nécessite de l'énergie, mais l'eau va aider grâce à la solvatation. Une fois les ions libérés, ils sont entourés de molécules d'eau qui orientent leurs dipôles : Le  $\text{Cu}^{2+}$  attire la partie négative des molécules d'eau (les O) et Le  $\text{SO}_4^{2-}$  attire la partie positive des molécules d'eau (les H). Ces interactions sont appelées liaisons ion-dipôle, très efficaces → elles compensent l'énergie nécessaire à la

dissociation. Les ions solvatés sont entraînés dans tout le solvant sous l'effet de l'agitation thermique. On obtient une solution homogène, colorée en bleu clair si on utilise du  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .



“Transition” comment connaît-on la concentration en espèces dissoute ?

**Bilan de matière :** est un calcul qui permet de déterminer la quantité de matière de toutes les espèces chimiques qui prennent part à la transformation

**Avancement d'une réaction :** est une grandeur, notée  $x$  et exprimée en moles, qui permet de connaître les quantités de matières de réactif et des produits au cours de l'évolution d'un système chimique.

Correspond à la quantité de matière qui serait consommée pour un réactif au coefficient stœchiométrique de 1.

**Exemple (expérience 6) :  $\text{CuSO}_4$**

#### Tableau d'avancement

Etat	Avancement	$1 \text{ CuSO}_4(s) \rightarrow$	$1 \text{ Cu}^{2+}(aq) +$	$1 \text{ SO}_4^{2-}(aq)$
Initial	$x = 0 \text{ mol}$	ni	0	0
Intermédiaire	$x$	$ni - 1 \cdot x$	$0 + 1 \cdot x$	$0 + 1 \cdot x$
Final	$x = x_{\max}$	$ni - 1 \cdot x_{\max}$	$0 + 1 \cdot x_{\max}$	$0 + 1 \cdot x_{\max}$

Si la réaction est totale,  $ni=x_{\max}$  et  $n=C*V$  et  $m=n*M$

donc pour  $V_0=100\text{ml}$ ,  $C=0,3\text{mol/l}$  et  $M(\text{CuSO}_4)=159,6 \text{ g/mol}$  on a  $m=4,788\text{g}$

Mais pour  $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})=249,7 \text{ g/mol}$  on a  $m=7,491\text{g}$

**Solubilité molaire**  $s$  d'une espèce dans un solvant est égale à la quantité de matière maximale de solide que l'on peut dissoudre dans 1L de solution. Elle s'exprime en mol/L

**Solubilité massique**  $s_m$  d'une espèce dans un solvant est égale à la masse maximale de solide que l'on peut dissoudre dans 1L de solution. Elle s'exprime en g/L :  $s = \frac{s_m}{M}$

**Notion de saturée** : si on arrive plus à dissoudre du soluté dans la solution, elle est dite saturée

#### Il y a plus d'info à la dernière partie (Métallurgie du Zn par solubilité)

- Influence du pH et de la température sur la solubilité : (Expérience 6)

La solubilité de l'acide benzoïque varie :  $\text{pH}=11.6$  au début, bien dissout, à la fin de l'exp  $\text{pH}=3,82$

- Un solide moléculaire constitué de molécules polaires (resp.apolaires) est plus soluble dans un solvant polaire (resp. apolaire) que dans un solvant apolaire (resp. polaire).
- Les solides ioniques sont très solubles dans les solvants polaires.

	Eau (polaire)	Cyclohexane (apolaire)
Dioxyde $\text{I}_2$ (apolaire)	Insoluble	Soluble
Sel $\text{NaCl}$ (solide ionique)	Soluble	Insoluble

On dit que deux liquides sont **miscibles** si leur mélange est homogène (la miscibilité est vue au collège). Deux liquides de même polarité sont miscibles.

**Exemple :**

- l'eau polaire et le cyclohexane apolaire sont non-miscibles
- l'eau polaire et l'éthanol polaire sont miscibles

**Phase aqueuse :** majoritairement constituée d'eau (ou contenant un soluté dissous dans l'eau). Elle est polaire : elle dissout bien les substances polaires ou ioniques (sels, acides, bases). On l'appelle souvent la phase hydrophile.

**Exemple :** eau salée, solution de NaOH, jus citron (acide citrique)

**Phase organique :** constituée d'un solvant organique (souvent apolaire ou peu polaire), comme l'éther, l'hexane, le chloroforme, etc. Elle dissout bien les substances organiques (graisses, huiles, hydrocarbures). Elle est souvent non miscible avec l'eau : on observe deux phases liquides séparées.

**Exemple :** huile, toluène, dichlorométhane, essence

Quelle phase est en haut ? Quelle phase est en bas ?

Cela dépend de leur densité ( $\rho$ ).

**La densité** d'un liquide (par rapport à l'eau) est définie par :  $d = \frac{\rho_{liquide}}{\rho_{eau}}$   
Si  $d < 1$ , le liquide flotte sinon il coule.

**Exemple :** éther diéthylique est 0.71 donc en haut / dichlorométhane est 1.33 donc se place en bas

**Extraction liquide - liquide :** c'est l'opération de la séparation d'un constituant d'un mélange en exploitant les différences de solubilités de ce constituant avec différent solvants.

(Experience 7)

**Espèce hydrophile :** c'est une espèce soluble dans l'eau. En général, c'est une molécule polaire, capable d'établir des ponts hydrogène avec l'eau.

**Espèce est hydrophobe :** si elle n'est pas soluble dans l'eau.

**Espèce lipophile :** c'est une espèce soluble dans les graisses. En général, ce sont des molécules apolaires, hydrophobes.

Les savons sont des espèces **amphiphiles** :

- une partie hydrophile : Tête polaire ( $-COO^-$ ,  $-SO_4^-$ , etc.) qui se lie aux molécules d'eau
  - une partie lipophile : Queue hydrocarbonée (chaîne C<sub>12</sub> à C<sub>18</sub>) qui se fixe sur les graisses / huiles
- Cela leur permet de se positionner à l'interface eau/graisse et de former des micelles qui emprisonnent la saleté.

**Un savon** est un sel d'acide gras

**Exemple :** Stéarate de sodium  $CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COO^-$ ,  $Na^+$

En jaune  $CH_3-(CH_2)_{16}-$  : partie lipophile (apolaire)

En bleu, partie hydrophile (polaire, chargée)  $-COO^-$   $Na^+$

$R-COO^-$  = anion carboxylate

Les savons sont des tensioactifs.

**Un tensioactif** (ou agent de surface) est une molécule qui agit à l'interface entre deux milieux non miscibles, comme l'eau et la graisse, et qui modifie la tension superficielle. Les tensioactifs ont une structure amphiphile.

Que fait un tensioactif comme le savon ?

- Réduit la tension superficielle de l'eau → elle mouille mieux
- S'accroche à la graisse via sa queue hydrophobe
- Se dissout dans l'eau via sa tête hydrophile
- Forme des micelles autour des gouttes de graisse → les rend solubles → on peut les rincer

Un savon est un tensioactif : il permet à l'eau (polaire) de "capturer" et éliminer des graisses (apolaires) en formant des structures appelées **micelles**.

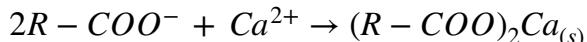
(Expérience 8)

(Expérience 9)

**Dureté de l'eau :** est liée à la présence d'ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) et magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ ) dans l'eau.

Ces ions :

- Réagissent avec les savons pour former un précipité insoluble : les "savons de chaux"
- Diminuent l'efficacité détergente du savon
- Empêchent la formation de mousse.



il faut donc plus de savon pour laver dans une eau dure.

(Expérience 10)

**Effet du milieu sur l'action du savon** (Expérience 11)

- Le savon agit mieux en milieu basique ou neutre, et est inactivé en milieu acide car il devient un acide gras insoluble.
- Les cations métalliques ( $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ) réagissent avec le savon ( $R-\text{COO}^-$ ) pour former des précipités de savons métalliques insolubles (mêmes principes que pour la dureté de l'eau)  
l'efficacité d'un tensioactif dépend du milieu chimique, pas seulement du soluté et du solvant.

---

**A partir de quels types de molécules les savons sont-ils synthétisés ? Et quelle est l'influence de ce type de molécule sur la santé ?**

**Acide gras** : ce sont des acides carboxyliques. Leur formule générale est :  $\text{R}-\text{COOH}$  où R est une longue chaîne carbonée non ramifiée qui peut être saturée ou insaturée.

**Saturé** = ne comporte que des liaisons simples carbone

**Exemple** : acide stéarique

**Insaturé** = comporte une ou plusieurs liaisons double carbone-carbone

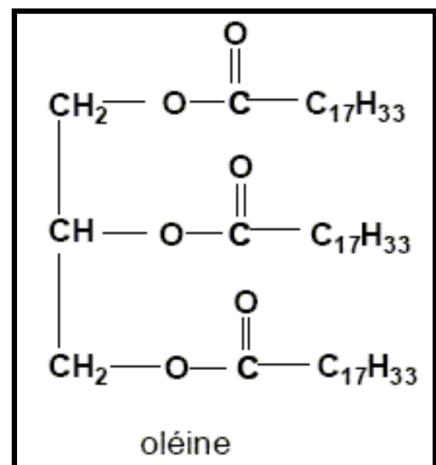
**Exemple** : acide oléique

**Triglycéride** : constitué de 3 fonctions ester

**Exemple** : oléine

**les lipides** sont constitués majoritairement de triglycérides et de stéroles

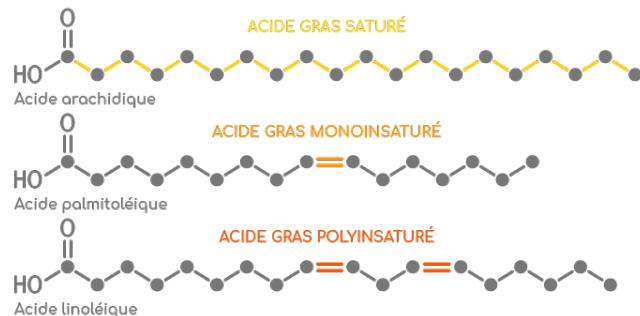
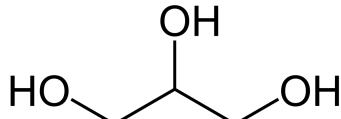
- **Les lipides** sont une famille de molécules organiques hydrophobes (peu solubles dans l'eau) mais solubles dans les solvants organiques apolaires (ex. : chloroforme, éther, benzène, etc.).



Rôle : Réserve d'énergie (graisses) / Isolation thermique, protection des organes / Constitution des membranes cellulaires ..

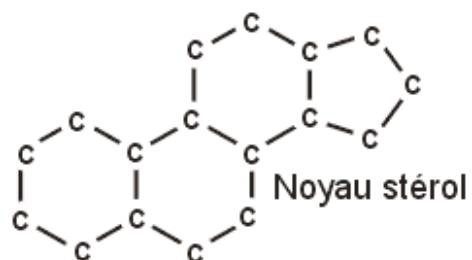
- **Triglycérides** sont les lipides de réserve (graisses, huiles).

Rôle : Principale forme de stockage d'énergie chez les animaux et végétaux. Solides = graisses (animales), liquides = huiles (végétales)



- **Stéroles** sont des lipides à structure rigide. C'est un lipide dérivé du noyau stéroïden (4 cycles carbonés fusionnés). Le plus connu est le cholestérol. Donc structure différente des triglycérides (pas de longues chaînes grasses, mais une structure polycyclique rigide)

Rôle : Composant des membranes cellulaires / Précurseur d'hormones stéroïdes (testostérone, œstrogènes) / Précurseur de vitamine D et de sels biliaires



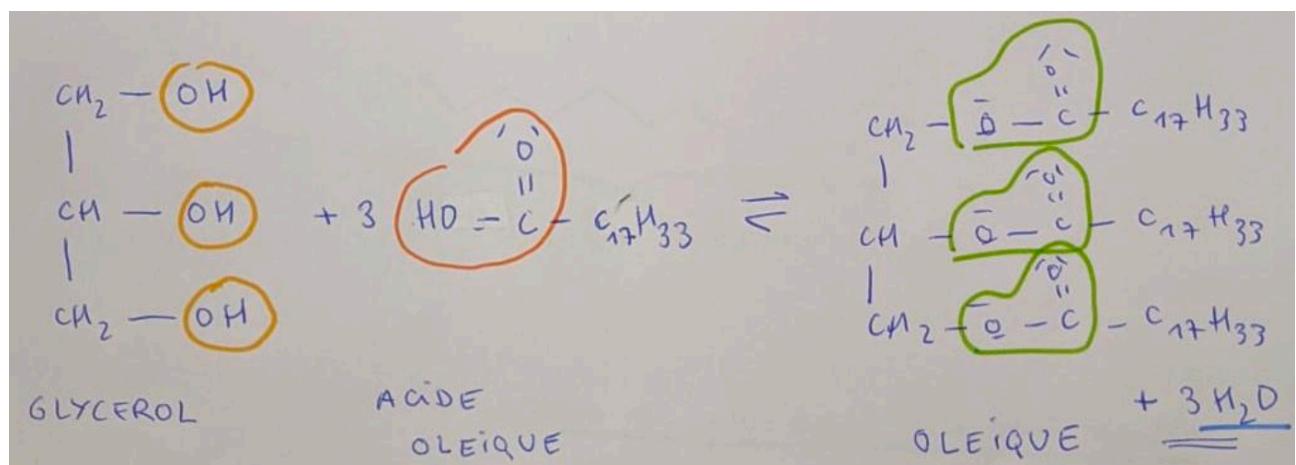
Un triglycéride est formé de : 1 molécule de glycérol (un alcool à 3 fonctions OH) + 3 acides gras (longues chaînes carbonées hydrophobes).

Ils sont formés par estérification : Glycérol + 3 acides gras  $\rightarrow$  Triglycéride + 3H<sub>2</sub>O.

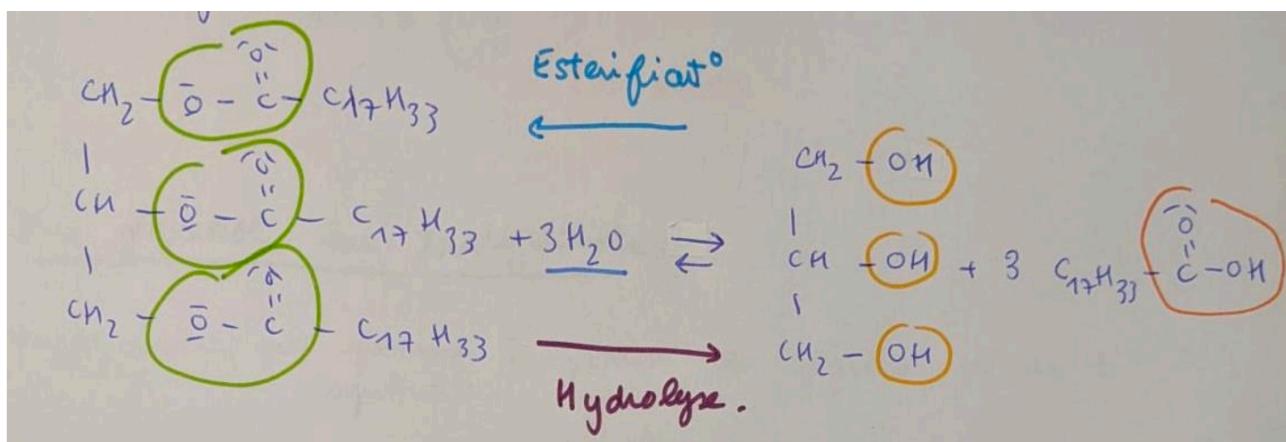
**Une estérification** est une réaction entre une fonction acide carboxylique et une fonction alcool.

Elle produit une fonction ester et une molécule d'eau.

**Exemple :** Synthèse de l'oléine à partir du glycérol et de l'acide oléique



Dans l'organisme, les triglycérides sont hydrolysés, ce qui produit des acides gras et du glycérol. C'est la réaction inverse de l'estérification : **l'hydrolyse**.



Une autre réaction utilisée à partir des triglycérides est la **saponification** : la fabrication du savon. La saponification est la réaction entre un triglycéride (comme l'oléine : triglycéride principal de l'huile d'olive) et une base forte (comme un hydroxyde alcalin ex:NaOH) :

**Expérience 12 :** Triglycéride + 3 NaOH → Glycérol + 3 Savons (R-COONa)

Chaque molécule donne 3 molécules de savon

#### Rôle de la base dans la saponification :

- attaque le groupe ester du triglycéride (réaction d'hydrolyse basique)
- casse la liaison ester → libère acide gras (sous forme R-COO<sup>-</sup>) et glycérol
- forme le sel d'acide gras (savon) en présence de Na<sup>+</sup> ou K<sup>+</sup>

On a vu des réactions qui font intervenir des lipides : la fabrication du savon (en industrie) et l'hydrolyse (dans le corps).

On peut maintenant se demander quels sont les effets des lipides sur la santé.

#### Les acides gras et la santé

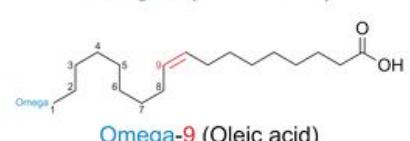
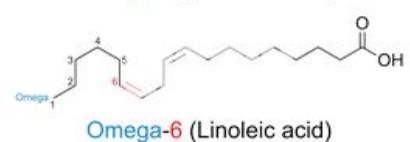
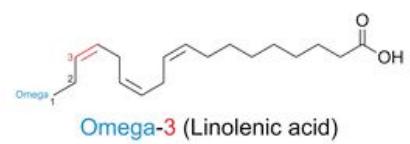
**Le point de fumée** : C'est la température à partir de laquelle une matière grasse commence à fumer. Cela signifie qu'elle se dégrade chimiquement. Au-delà de cette température, il se forme des composés toxiques, parfois cancérogènes (aldéhydes, peroxydes...)

**Exemple :** huile d'olive :  $T_f = 160^\circ\text{C}$  et huile de colza :  $T_f = 107^\circ\text{C}$

**Conclusion** : on évite de faire frire avec des huiles qui fument à basse température.

#### **Les acides gras sont bons et mauvais pour la santé :**

Type d'acide gras	Structure chimique	Effet santé
Saturé	Pas de double liaison	En excès : augmente LDL
Monoinsaturé	1 double liaison (ex : oméga 9)	Plutôt bénéfique (ex : huile d'olive)
Polyinsaturé	Plusieurs doubles liaisons (oméga 3, 6)	Essentiels, bénéfiques pour le cœur, le cerveau, etc.



## Le cholestérol et la santé

**Le cholestérol** appartient à la famille des stérols. C'est une molécule amphiphile : elle possède une partie hydrophile et une partie hydrophobe. Le cholestérol n'est pas soluble dans le sang donc il est transporté grâce à deux lipoprotéines :

- Les LDL (Low Density Lipoproteins) qui le transporte vers les cellules.
- Les HDL (High Density Lipoproteins) qui ramène le cholestérol des artères vers le foie.

Trop de LDL a des conséquences négatives. S'il y a plus de cholestérol transporté que les cellules en ont besoin, les LDL restent dans le sang et se déposent sur les parois des vaisseaux sanguins, formant des plaques d'athéromes, ce qui diminue le diamètre des vaisseaux sanguins (rétrécissement), ce qui peut provoquer un accident cardiovasculaire.

Au contraire, les HDL ont un rôle de "nettoyage". Ils récupèrent le cholestérol en excès et le ramènent au foie pour élimination.

**Conclusion :** Tous les lipides ne sont pas "mauvais". Certains sont essentiels (oméga 3, cholestérol utile pour les membranes et les hormones). Mais en excès ou mal transportés, ils peuvent avoir des effets néfastes, notamment sur le système cardiovasculaire.

---

**Dans cette partie j'explique la solubilité sélective, la chimie des ions métalliques, et le lien avec la purification en traitant un vrai processus industriel**

### Métallurgie et production industrielle de Zn :

La blende est le minerai **اللَّحْم** principal du zinc. Pour obtenir du zinc métallique pur, on passe par 3 grandes étapes : grillage, lixiviation, et électrolyse, avec un problème central : comment séparer le  $Zn^{2+}$  des autres ions métalliques indésirables ?

- 1) **Grillage** = transformation du sulfure en oxyde :  $ZnS_{(s)} + \frac{3}{2}O_2 = ZnO_{(s)} + SO_{2(g)}$ 
  - On chauffe la blende ( $ZnS$ ) à l'air et le soufre est oxydé en dioxyde de soufre ( $SO_2$ )
  - Le zinc est converti en oxyde  $ZnO$ , plus facile à traiter ensuite
- 2) **Lixiviation** = mise en solution sélective :  $ZnO_{(s)} + 2H^+_{(aq)} = Zn^{2+}_{(aq)} + H_2O$ 
  - Le  $ZnO$  est traité par un acide (souvent  $H_2SO_4$ ). Le Zn passe en solution sous forme d'ions  $Zn^{2+}$
  - D'autres métaux comme  $Cu^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$  peuvent aussi se dissoudre

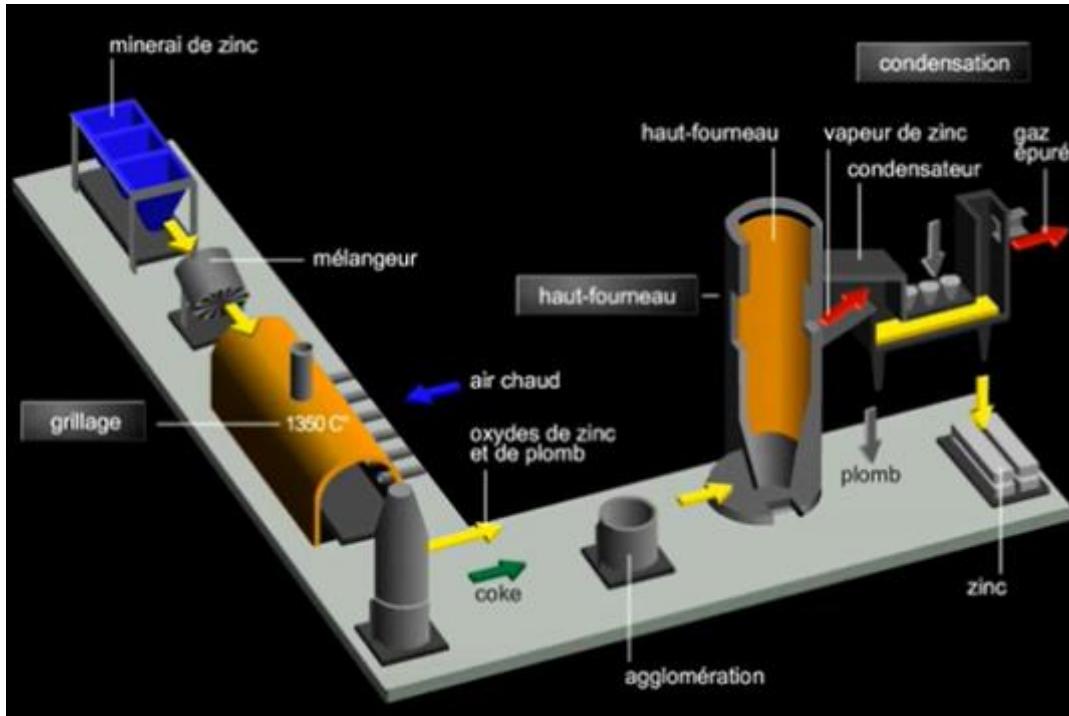
**Problème : on obtient une solution avec plusieurs cations métalliques. Comment sélectionner  $Zn^{2+}$  dans un mélange ionique ?**

**Séparation sélective** des ions (solubilité / précipitation)

Méthode	Principe	Exemple
<b>Précipitation sélective</b>	Ajouter un réactif qui précipite sélectivement certains ions	ex : précipiter $Fe^{3+}$ en $Fe(OH)_3$ avec $NaOH$
<b>Complexation</b>	Ajouter un ligand qui forme un complexe soluble avec $Zn^{2+}$ mais pas avec $Cu^{2+}$ ou $Fe^{3+}$	ex : $NH_3$ , EDTA
<b>Contrôle du pH</b>	Chaque ion précipite à un pH spécifique sous forme d'hydroxyde	ex : $Fe^{3+}$ précipite dès pH ~3, $Zn^{2+}$ vers pH 8–9
<b>Extraction liquide-liquide</b>	Solubiliser sélectivement $Zn^{2+}$ dans un solvant organique à l'aide d'un ligand spécifique	utilisé en hydrométallurgie avancée



- Une fois la solution purifiée, on récupère le zinc pur par électrolyse
- À l'anode : oxydation de l'eau ou d'autres espèces
- À la cathode : dépôt de zinc métallique



Dans les marais salants المستنقعات المالحة, on a un processus d'évaporation permettant la formation de sel (NaCl notamment).

### Produit de solubilité (Expérience 13)

Il existe donc une concentration limite qui correspond à la saturation de la solution, c-à-d à un équilibre entre le solide NaCl et les ions  $Na^+$  et  $Cl^-$  en solution :  $NaCl \leftrightarrow Na^+ + Cl^-$

Cet équilibre de solubilisation est caractérisé par une constante de réaction, nommée produit de solubilité et noté  $K_s$  :  $K_s = \frac{[Na^+]_{eq}[Cl^-]_{eq}}{C^{o2}} = 2.3 \times 10^{-10}$

C'est une fonction uniquement de la température, qui diffère pour chaque réaction considérée.

$Fe(OH) \leftrightarrow Fe^{3+} + 3HO^-$	$K = [Fe^{3+}]_{eq} [HO^-]_{eq}^3 / C^{o2}$	$K_s = 2.8 \times 10^{-39}$
$Zn(OH)_2 \leftrightarrow Zn^{2+} + 2HO^-$	$K = [Zn^{2+}]_{eq} [HO^-]_{eq}^2 / C^{o2}$	$K_s = 3.0 \times 10^{-17}$

*Attention aux coefficients stœchiométriques et au fait qu'on est ici à l'équilibre.*

la présence du précipité dépend de la valeur de  $K_s$  mais aussi des concentrations des ions en solution. On définit donc le **quotient de réaction**  $Q_r$  à chaque instant t (pas nécessairement à l'équilibre) :

$$Q_r = \frac{[Na^+]_t [Cl^-]_t}{C^{o2}}$$

Il est ainsi possible de prédire de sens de la réaction :

- Directe si  $Q_r < K_s$  (dissolution de  $NaCl$ )
- Indirecte si  $Q_r > K_s$  (formation de  $NaCl$ )
- Equilibre si  $Q_r = K_s$

**Solubilité (d'un solide)** : c'est la quantité maximal de solide qu'on peut dissoudre dans 1L de solvant. Définie à T et P donnés, elle est massique (g/L) ou molaire (mol/L). Une solution est dite saturée en un soluté, si la solubilité est atteinte au dépassée.

**Calcul d'une solubilité** :  $NaCl$  dans l'eau :

$$\text{Donc } K_s = \frac{s^2}{C^o} \text{ et } s = C^o \sqrt{K_s}$$

AN : La solubilité s de  $NaCl$  est de  $1,3 \cdot 10^{-5}$  mol/L à  $25^\circ\text{C}$  et à la pression atmosphérique.

Réaction	$NaCl \longleftrightarrow Na^+ + Cl^-$		
Initial	Excès	0	0
Final	Excès	s	s

### Précipitation sélective :

#### 1) Influence de pH sur la solubilité

Soit les produits de solubilité :

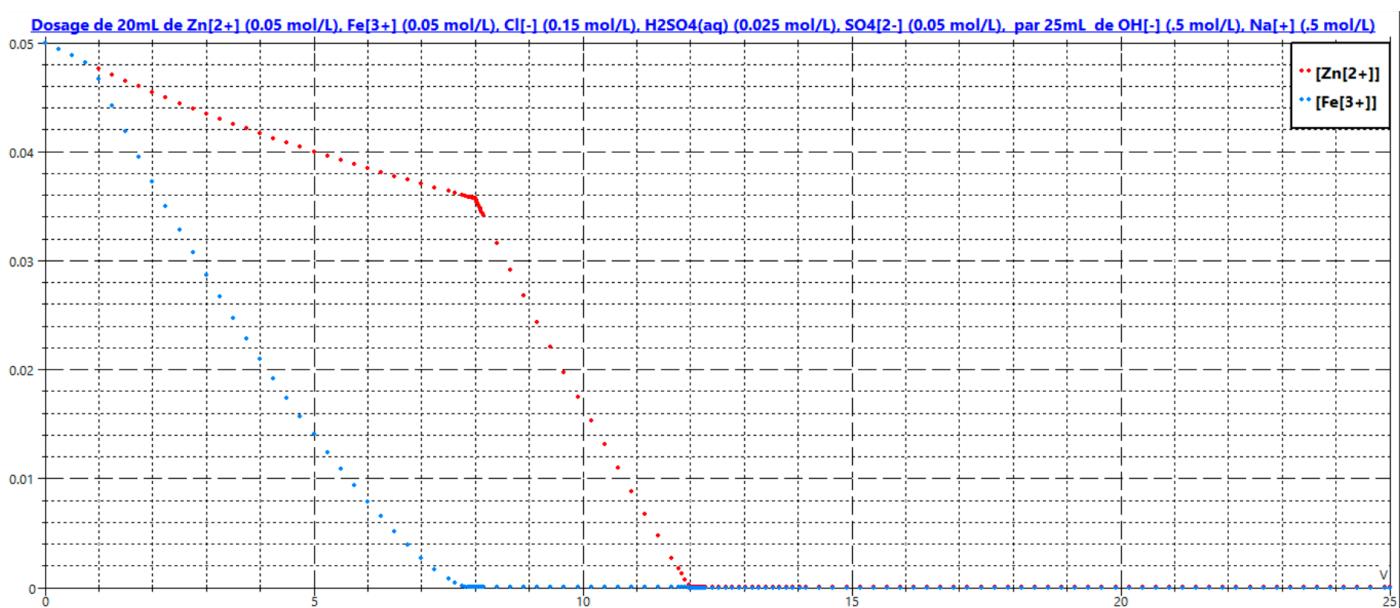
$$K_s(Fe(OH)) = [Fe^{3+}]_{eq} [OH^-]_{eq} / C^o_2$$

$$K_s(Zn(OH)) = [Zn^{2+}]_{eq} [OH^-]_{eq} / C^o_2$$

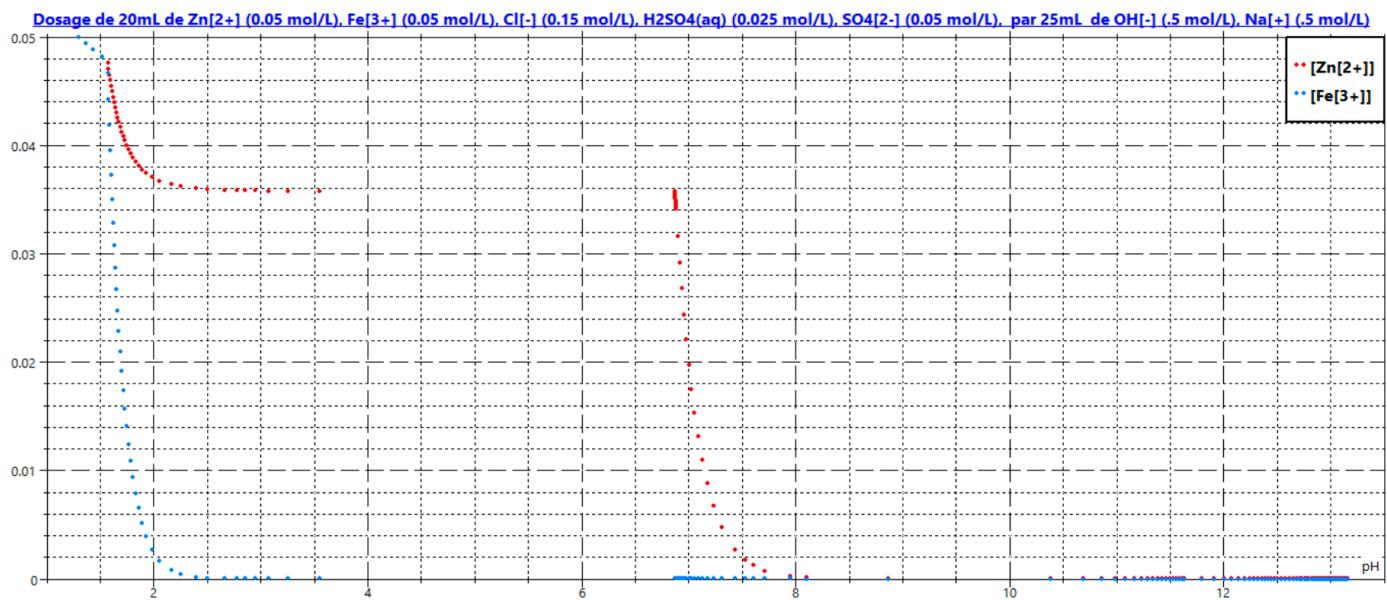
On constate que si  $[OH^-]_{eq}$  augmente (donc pOH diminue donc pH augmente), alors les  $[Fe^{3+}]$  et  $[Zn^{2+}]$  diminuent à l'équilibre.

On peut le constater en simulant avec Dozzzaqueux par l'ajout d'ions  $HO^-$  à une solution contenant des ions  $Fe^{3+}$  et  $Zn^{2+}$

(concentration en ion en fonction du volume versé)

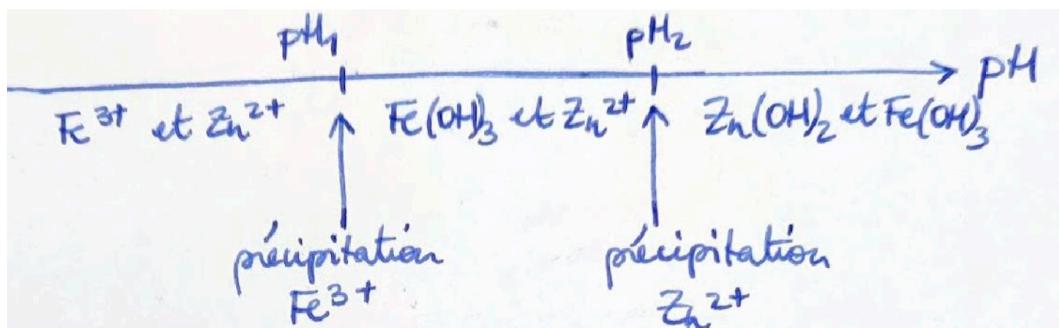


(concentration en ion en fonction du pH)



On constate la présence des points anguleux qui correspondent à l'apparition d'un précipité. Trois zones distinctes sont identifiables :

- À partir de  $pH_1 = 3$  : Disparition de  $Fe^{3+}$  par précipitation en  $Fe(OH)_3$
- Jusqu'à  $pH_2 = 7$  : présence de  $Zn^{2+}$  puis précipitation en  $Zn(OH)_2$
- Entre 3 et 7 : présence de ions  $Zn^{2+}$  et de  $Fe(OH)_3$  ayant précipité



(Experience 14)

## 2) Influence de la Température sur la solubilité

- Solides et liquides : augmentation de la solubilité quand la température augmente
- Gaz : diminution de la solubilité quand la température augmente.

## 3) Influence de la Pression sur la solubilité

- Gaz : augmentation de la solubilité quand la pression augmente

## **Experience 1 : Polarité Eau**

Déviation d'un filet d'eau par un bâton en plastique chargé, frotté contre un tissu en laine. A priori étrange car l'eau n'est pas chargée. Nécessité d'introduire une nouvelle notion.

"La tige est électrisée et elle crée un champ électrique dans l'air autour d'elle. Le champ électrique réoriente les dipôles d'eau (par induction) : les charges opposées à celles de la tige se tournent vers elle. C'est pas une force Lorentz car pas de champ magnétique, ni charges en mouvement libre. C'est donc une force électrostatique par polarisation."

## **Experience 2 : Logiciel Avogadro**

Présentation du fait que les molécules ont certaines géométries, elles ne sont pas planes.

## **Expérience 3 : Savoir inutile pour briller en société :**

De nombreux chimistes ont cherché à représenter les molécules de manière plus ou moins originale. On notera la représentation musicale d'un groupe de chercheurs, très amusante à écouter :

<https://youtube.com/playlist?list=PLrbBh1gffUeEvXhS93YSdwFLQV4t3VCYK>

Comme quoi, la chimie peut être audible en plus d'être visuelle et odorante !

## **Experience 4 : Miscibilité des solvants polaires et apolaires**

Mettre de la fluorescéine dans de l'eau. La fluorescéine est un colorant jaune-vert très soluble dans l'eau et très peu soluble dans les solvants organiques non polaires. On ajoute du l'éthanol (polaire) et on trouve une seule phase homogène. On ajoute du cyclohexane et on trouve deux phases (non miscibles). La phase aqueuse est colorée (avec la fluorescéine), la phase organique (cyclohexane) reste incolore

## **Experience 5 : Montage à reflux (Mesure T) "sous sorbonne"**

Mesurer les températures de reflux (donc d'ébullition) de l'eau (100°C), l'éthanol (78.5°C) et l'acétone (56.1°C). Les températures d'ébullition de différents éléments dépendent de leur géométrie.

Mesures avec incertitudes puis calcul des écarts normalisés sur Python

"La température d'ébullition dépend des forces intermoléculaires à surmonter pour passer en phase vapeur. Eau est polaire + liaison H donc forte cohésion. Ethanol polaire avec liaison H mais moins nombreux et moins fortes. Acétone polaire sans liaison H."

## **Experience 6 : Dissolution de 2 solides**

**Référence complète** : collection physique chimie et mathématiques 1<sup>ère</sup> STL, séquence 2 (solvants et solutés), **activité 2 et 4**

[https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/pluginfile.php/11565/mod\\_label/intro/PCM\\_Seq02\\_Activites.pdf](https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/pluginfile.php/11565/mod_label/intro/PCM_Seq02_Activites.pdf)

\* Pour CuSO<sub>4</sub> : très long de tout dissoudre car ça s'était aggloméré donc peut-être trop concentré

\* Pour acide benzoïque : on fait la manip dans l'autre sens pour montrer que la solubilité dépend du pH. On dissout tout en milieu basique et on rajoute de l'acide pour montrer que ça précipite.

\* Pour les concentrations, on met de la soude à 10<sup>-2</sup>M et de l'acide chlorhydrique à 1M.

Faire dissoudre deux solides différents dans de l'eau (dans 2 tubes à essai) :

- Sulfate de cuivre (CuSO<sub>4</sub>) anhydre ou pentahydraté : se dissout bien → donne une solution bleue
- Acide benzoïque (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH) : très peu soluble dans l'eau froide → reste en grande partie visible au fond

Sulfate de cuivre pentahydraté CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O (Solide bleu vif) est très soluble dans l'eau et forme une solution bleue claire rapidement.

Sulfate de cuivre anhydre  $\text{CuSO}_4$  (Solide blanc ou gris pâle) est très hygroscopique : capte l'humidité de l'air. Utilisé souvent comme test de présence d'eau (bleuit en présence d'eau). Soluble lui aussi dans l'eau, mais moins impressionnant visuellement.

la solubilité dépend de la nature chimique du soluté et du solvant, et pas uniquement de l'état solide ou liquide.

$\text{CuSO}_4$  sel ionique donc très soluble dans l'eau (solvant polaire) par des interactions électrostatiques (ion-dipôle)

Acide benzoïque contient un cycle benzénique (hydrophobe) et un groupe -COOH (hydrophile). Il est très peu polaire dans son ensemble, donc faiblement soluble dans l'eau froide. Il se dissout mieux dans des solvants organiques comme l'éthanol ou l'éther.

### Experience 7 : Extraction liquide – liquide

**Référence complète :** Chimie physique expérimentale, Bruno Fosset.

\* Sous la hotte car il y a du cyclohexane

Verser du diiode en solution aqueuse dans l'ampoule à décanter, ainsi que le cyclohexane (pas encore CMR). On mélange et dégaze. on voit que le diiode est principalement contenu dans la phase organique, car elle prend une couleur violette.

“Possible de récupérer la phase aqueuse et de la comparer à celle initialement introduite dans l'ampoule à décanter. On peut aussi envisager de rendre cette manipulation quantitative avec un dosage par étalonnage de la phase aqueuse par spectrophotométrie pour déterminer sa concentration après extraction (Beer-Lambert au programme de 1<sup>ère</sup> spécialité) ou par titrage par le thiosulfate de sodium (titrage colorimétrique rédox au programme de 1<sup>ère</sup> spécialité).”

### Experience 8 : Effet Marangoni (poivre qui fuit le savon)

Eau distillée dans une boîte de pétri. Saupoudrer de poivre moulu. La spatule sans savon ne fait rien. La spatule frottée sur du savon au préalable et plongée au centre de la boîte de pétri pousse le poivre sur les bords.

L'eau distillée a une tension superficielle uniforme. Le poivre flotte grâce à cette tension superficielle. Quand on plonge une spatule avec du savon, celui-ci diminue localement la tension superficielle. Résultat : l'eau avec forte tension superficielle tire l'eau savonneuse vers elle → cela crée un flux (un petit courant de surface). Le poivre est emporté par ce mouvement vers les bords → c'est l'effet Marangoni.

### Experience 9 : Pouvoir détergent du savon

Mélange d'huile et d'eau → deux phases (huile flotte) car ne sont pas miscibles. Ajout de savon (tensioactif) → émulsion trouble, une seule phase apparente.

Les molécules du savon ont une tête hydrophile et une queue hydrophobe donc entourent les gouttelettes d'huile, formant des micelles. L'huile est encapsulée et dispersée dans l'eau.

### Experience 10 : Propriétés du savon

**Référence :** Expérience décrite dans le livre de première.

Tube 1 : eau distillée (ED) + huile : deux phases (polaire/non polaire donc non miscibles)

Tube 2 : ED + huile + savon de Marseille : émulsion (expérience 9)

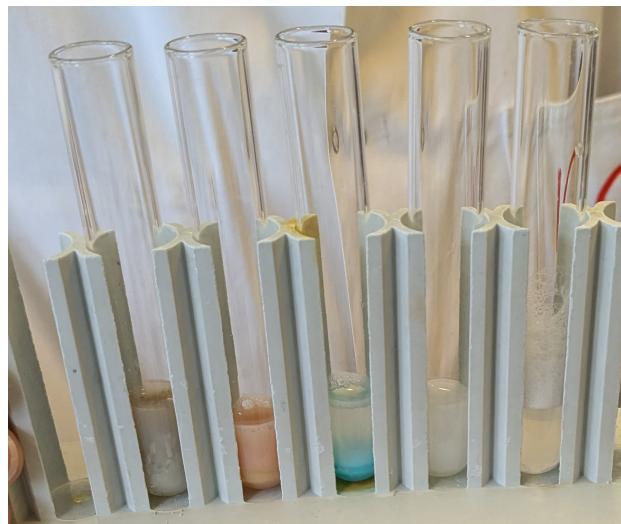
Tube 3 : ED +  $\text{CaCl}_2$  + savon : empêche les bulles, formation d'un précipité blanc (savon de chaux)

Tube 4 : ED +  $\text{MgCl}_2$  + savon : empêche les bulles (parfois précipité)

Tube 5 : ED + savon : bulles abondantes (savon fonctionne bien et donc une bonne mousse)

Tube 6 : Eau minérale Hépar (contient beaucoup ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$ ) + savon : pas de bulles

## Expérience 11 : Effet du milieu sur l'action du savon



Tube	Contenu	Observation attendue	Explication chimique
1	$\text{Fe}^{2+}$ (ex : $\text{FeSO}_4$ ) + savon	⚠️ Mousse réduite + précipité verdâtre	Formation d'un savon de fer(II) peu soluble
2	$\text{Fe}^{3+}$ (ex : $\text{FeCl}_3$ ) + savon	✗ Pas de mousse + précipité brun	Savon de fer(III) insoluble + savon inactivé
3	$\text{Cu}^{2+}$ (ex : $\text{CuSO}_4$ ) + savon	⚠️ Mousse faible + précipité bleu-vert	Formation de savon de cuivre, peu soluble
4	Milieu acide (ex : $\text{HCl}$ ) + savon	✗ Pas de mousse, pas forcément de précipité	Le milieu acide protonne le savon → forme acide gras ( $\text{R}-\text{COOH}$ ), non tensioactif
5	Eau distillée + savon	✓ Mousse abondante	Pas d'ions interférents → savon efficace

$\text{Fe}^{3+}$  est un cation trivalent, fortement chargé :  $3\text{R}-\text{COO}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow (\text{R}-\text{COO})_3\text{Fe}_{(s)}$ .

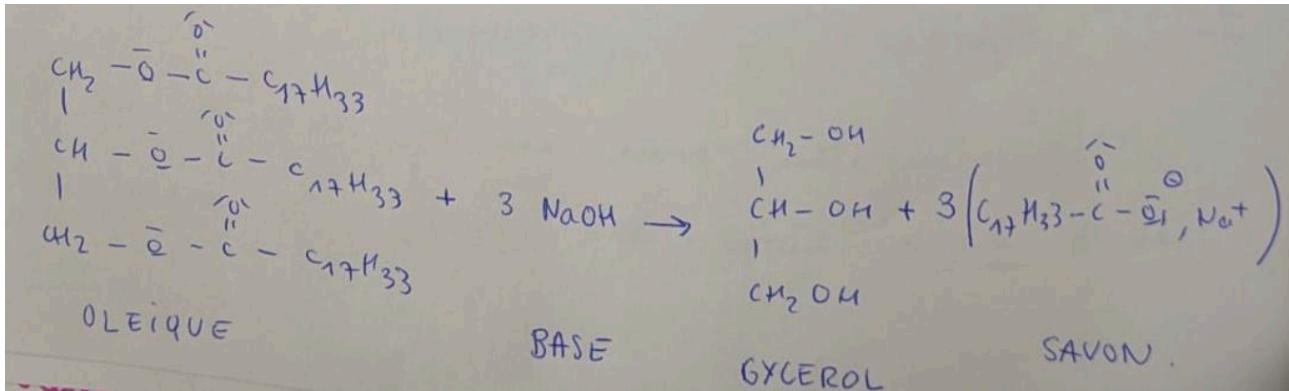
Donc le savon disparaît de la solution → plus de tensioactif disponible → pas de mousse.

C'est aussi le cas pour le milieu acide. Pas de micelles donc pas de mousse.

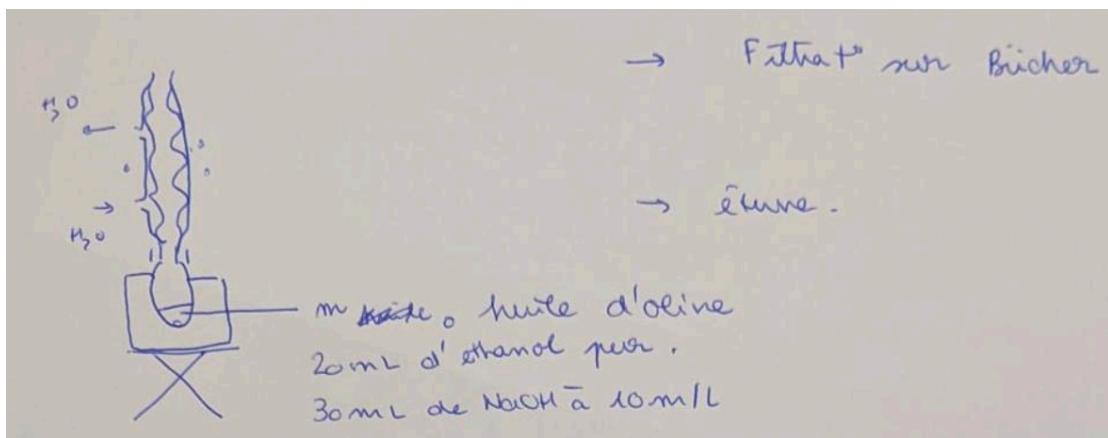
Par contre les cations divalents (moins fortement chargés que  $\text{Fe}^{3+}$ ), forment des précipités de savons métalliques un peu moins insolubles → une petite partie du savon reste active. Donc la formation de mousse est possible, mais fortement réduite.

Pour que le savon fonctionne (forme des micelles et de la mousse), il doit rester sous forme ionique ( $\text{R}-\text{COO}^-$ ) et soluble.

## Expérience 12 : La saponification de l'oléine



- Prise des quantités de matières initiales : d'huile d'olive à verser dans le ballon puis peser ( $m_0 = 8.554 \text{ g}$ ) / ajout de 30mL de NaOH / ajout 20mL d'éthanol  
l'éthanol est un co-solvant pour favoriser le contact huile/soude
- mise en place du dispositif (montage à reflux qui permet de chauffer sans perte de matière)
- À la fin : filtration (par Büchner), séchage (à l'étuve)
- Pesée finale du savon brut et calcul du rendement sur Python



Pour triglycéride :  $M_{trig} = 885.4 \text{ g/mol}$

Pour savon de type sodium oléate :  $M_{savon} = 304.4 \text{ g/mol}$

$$\text{Quantité de matière de triglycéride : } n_0 = \frac{m_0}{M} = \frac{8.554}{885.4} \approx 0.00966 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de savon attendue (théorique) : } n_{max} = 3n_0 = 0.029 \text{ mol}$$

$$\text{Masse maximale de savon attendue : } m_{max} = n_{max} M_{savon} = 0.029 \times 304.4 = 8.823 \text{ g}$$

$$\text{Rendement (si on pèse 35 g de solide brut) : } r = 100 \frac{m_{obtenue}}{m_{max}} = 397 \%$$

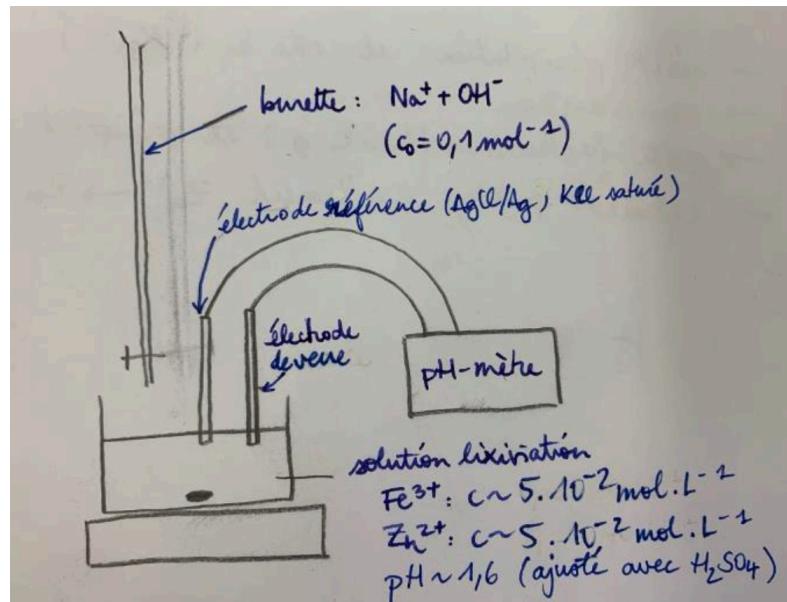
On trouve un rendement bien supérieur à 100 % car le solide n'a pas été bien séché et donc il reste encore beaucoup d'eau (et parfois aussi de l'éthanol ou du glycerol non éliminé)

### Expérience 13 : Solution de NaCl saturée

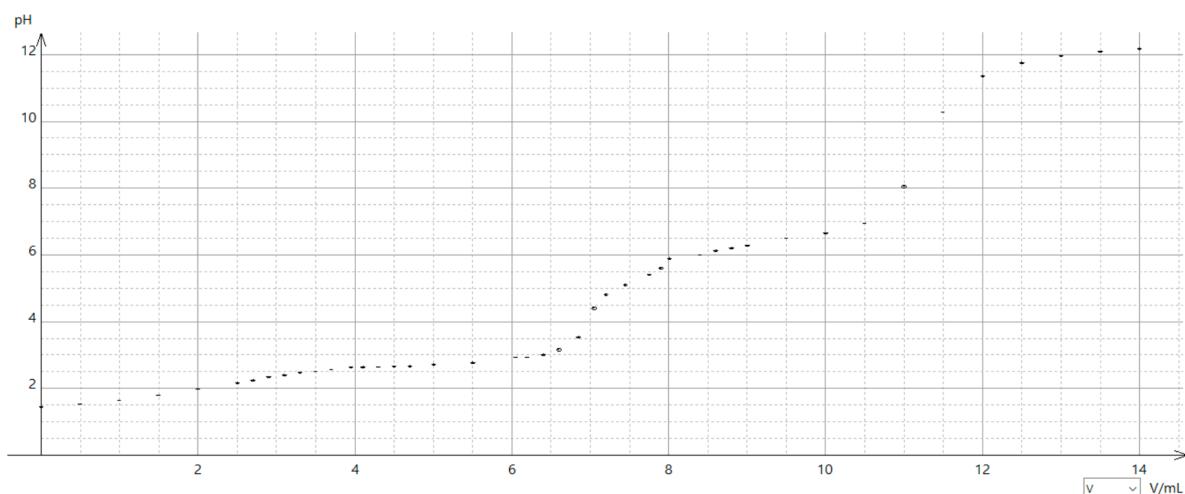
Tubes à essai avec différentes concentrations en NaCl (dont un avec un précipité solide)

### Expérience 14 : Influence du pH sur la précipitation d'ions $Fe^{3+}$ et $Zn^{2+}$

Référence complète : Fiches de synthèse STL-SPCM (Académie de Montpellier)



Résultats : évolution du pH en fonction du volume de soude versé



On observe un point anguleux (1er grain de  $Zn(OH)_2$  formé). A ce moment précis, on a :  $[Zn^{2+}] = [Zn^{2+}]_i$  avec  $[Zn^{2+}]_i$  la concentration initiale en ion zinc II et  $[HO^-] = 10^{pH-14}$

On peut donc estimer le produit de solubilité :  $K_s = [HO^-]_{ang}^2 [Zn^{2+}]_i$

L'imprécision sur l'estimation du pH est cependant très importante.

### Test caractéristique d'ions $Fe^{3+}$ par des ions $SCN^-$

La solution issue du « dosage » est ensuite filtrée et le filtrat est caractérisé avec des ions thiocyanate (coloration rouge sang si présence d'ion  $Fe^{3+}$  par formation de  $[Fe(NCS)(H_2O)_5]^{2+}$ ).  $Fe^{3+}$  n'est plus présent (contrairement à la solution de lixiviation initiale).