

Chapitre 7 : Solubilité et extraction

Thème : constitution et transformations de la matière

I) Solubilité dans un solvant

1) Définition

La **solubilité**, grandeur physique notée s , désigne la **quantité de matière** maximale $n_{\max}$ d'un soluté que l'on peut solubiliser dans 1 L de solvant.

$$s = \frac{n_{\max}}{V_{\text{solvant}}}$$

s : solubilité en moles par litre ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

$n_{\max}$: quantité de matière en moles (mol)

V_{solvant} : volume en litres (L)

Elle peut aussi être définie comme la **masse** maximale de soluté que l'on peut solubiliser dans 1 L de solvant. Elle est alors donnée en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. $s_m = \frac{m_{\max}}{V_{\text{solvant}}}$

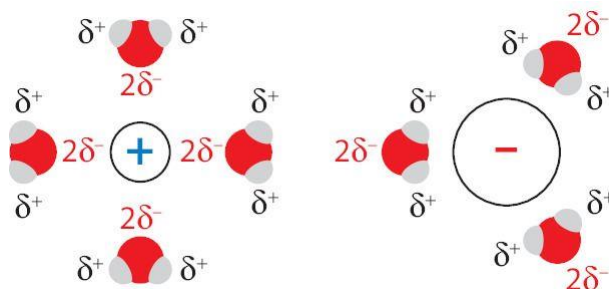
2) Conditions de solubilité

La solubilité dépend de la température et de la nature du solvant, car elle est liée aux interactions, au niveau microscopique entre le soluté (molécule, ion, atome) et le solvant : plus les interactions sont nombreuses et plus le soluté est soluble dans le solvant.

Une espèce chimique peut être insoluble dans un solvant : dans ce cas, le soluté ne se dissout pas.

- Cas des solutés ioniques

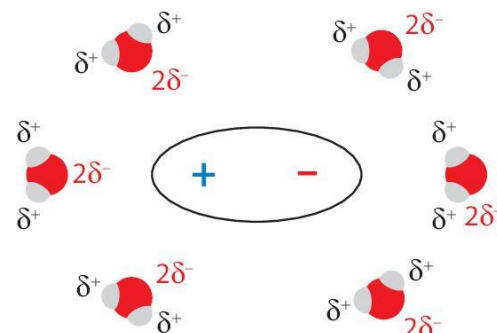
Ils sont très solubles dans l'eau ou de manière générale dans tous les solvants polaires car ils s'entourent de molécules du solvant avec lesquelles se créent des interactions de nature électrostatique.



- Cas des solutés moléculaires

- Si le soluté est constitué de molécules polaires : il est alors soluble dans les solvants polaires (eau par ex) grâce à des interactions de type Van der Waals. Les molécules polaires seront très peu solubles dans un solvant non polaire (cyclohexane ou solvants organiques en général).

Certains solutés polaires sont aussi susceptibles de former des ponts hydrogène avec les molécules du solvant.



Les molécules d'eau s'orientent autour de la molécule et la dissolvent.

- A l'inverse si le soluté est constitué de molécules apolaires (Graisses par exemple), elles sont bien solubles dans les solvants apolaires mais très faiblement dans les solvants polaires. Les molécules de soluté s'entourent de molécules de solvant grâce à des interactions de Van der Waals.



Solubilité de molécules de graisse (apolaires) dans un solvant apolaire.

Remarque :

Certaines molécules apolaires peuvent se polariser sous l'action de molécules polaires de solvant. Les interactions de van der Waals peuvent alors s'établir.

Ce phénomène explique la solubilité de certains solutés apolaires dans des solvants polaires.

En règle générale, un composé ionique ou polaire sera très bien solubilisé dans un solvant polaire, tandis qu'un composé apolaire le sera mieux dans un solvant apolaire.

II) Extraction d'une espèce

1) Miscibilité

Deux liquides A et B sont dits miscibles quand ils se mélangent totalement l'un avec l'autre. On dit qu'ils forment un mélange homogène.

2) Extraction liquide-liquide

Ne pas confondre...

...solubilité et miscibilité.
On utilise « solubilité » pour parler d'un soluté qui se dissout dans un solvant et « miscibilité » pour deux liquides qui peuvent se mélanger.

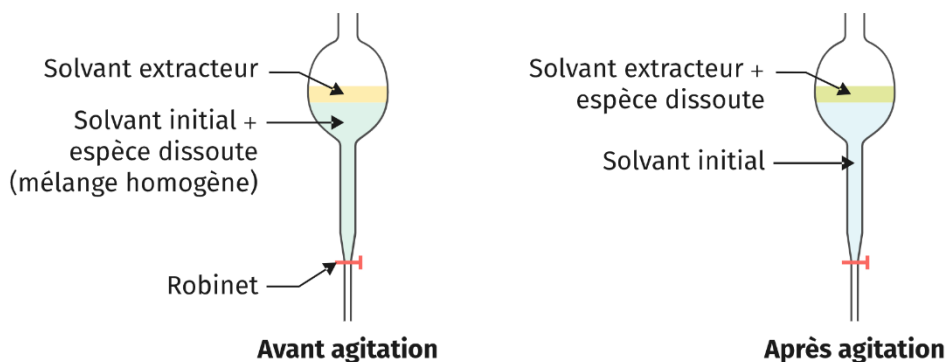
Extraction par un solvant :

L'extraction par un solvant (extraction liquide-liquide) est une technique expérimentale qui permet d'extraire une espèce dissoute dans une solution.

Le choix du solvant extracteur est lié à ses propriétés physiques :

- le soluté doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial ;
- le solvant extracteur ne doit pas être miscible avec le solvant initial.
- En cas de plusieurs solvants extracteurs possibles, prendre le moins toxique ou le moins cher.

Pour réaliser l'extraction par solvant, on utilise une ampoule à décanter.



Pour extraire une molécule polaire ou un composé ionique d'un milieu, le rendement sera meilleur avec un solvant polaire. Pour extraire une molécule apolaire, il sera préférable d'utiliser un solvant apolaire.

3) Densité et masse volumique

La densité d d'une espèce est le rapport de sa masse volumique par la masse volumique d'une espèce de référence $\rho_{\text{réf}}$.

Pour un liquide, la masse volumique de référence est celle de l'eau $\rho_{\text{réf}} = \rho_{\text{eau}}$.

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

d = densité sans unité

ρ : masse volumique en grammes par litre ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$)

$\rho_{\text{eau}} = 1\,000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$

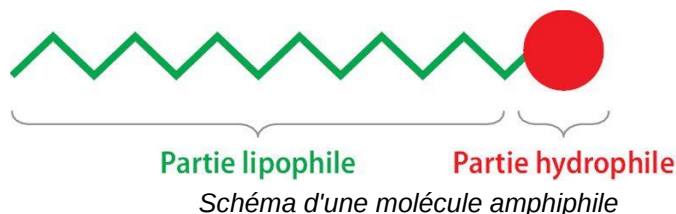
III) Molécules organique amphiphiles

1) Définition

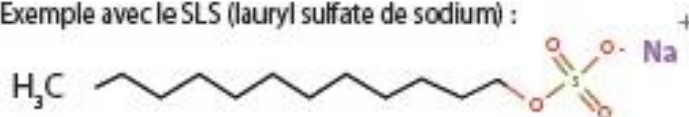
Les molécules amphiphiles sont des molécules qui possèdent une partie soluble dans l'eau (hydrophile) et une partie soluble dans les graisses (lipophile).

La partie hydrophile est polaire ou ionique.

La partie lipophile est apolaire.



Exemple avec le SLS (lauryl sulfate de sodium) :



La partie hydrophile n'a aucune affinité avec les solvants apolaires et notamment les graisses : elle est lipophobe.

La partie lipophile n'a aucune affinité avec les solvants polaires et notamment l'eau : elle est hydrophobe.

Les savons, les détergents ou les émulsifiants sont des molécules amphiphiles, ils sont aussi appelés tensioactifs.

Remarques :

- Les espèces qui peuvent se dissoudre dans l'eau sont des composés ioniques ou des composés hydrophiles et lipophobes.
- Les molécules qui peuvent se dissoudre dans les solvants apolaires comme les lipides sont des composés lipophiles et hydrophobes.

2) Les savons

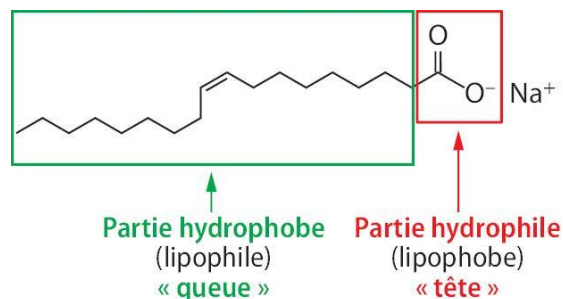
a. Caractère amphiphile des savons

- La « tête » du savon est un groupement carboxylate (COO^-) qui est hydrophile car il crée des interactions avec l'eau.
- La « queue » du savon est une longue chaîne hydrocarbonée qui constitue la partie hydrophobe et lipophile car elle crée des interactions avec les lipides. Elle est apolaire.



L'oléate de sodium est une espèce chimique très souvent utilisée dans le savon de Marseille. Sa formule brute est $\text{C}_{18}\text{H}_{33}\text{O}_2\text{Na}$.

En solution, on peut le représenter avec la formule topologique suivante :



b. Propriétés lavantes

Dans une eau savonneuse à faible concentration, les ions carboxylate occupent la surface de l'eau. L'excédent s'organise en petites sphères appelées micelles.

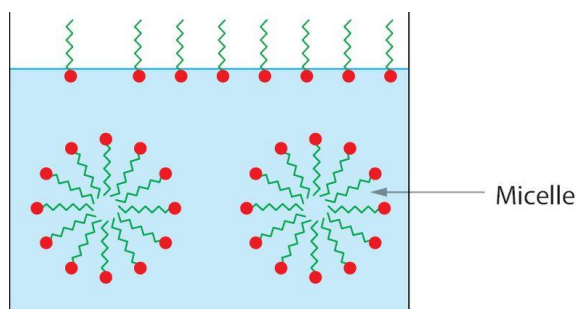
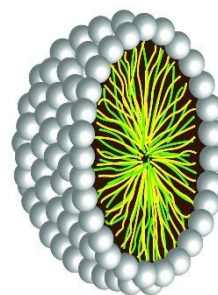


Schéma d'une micelle

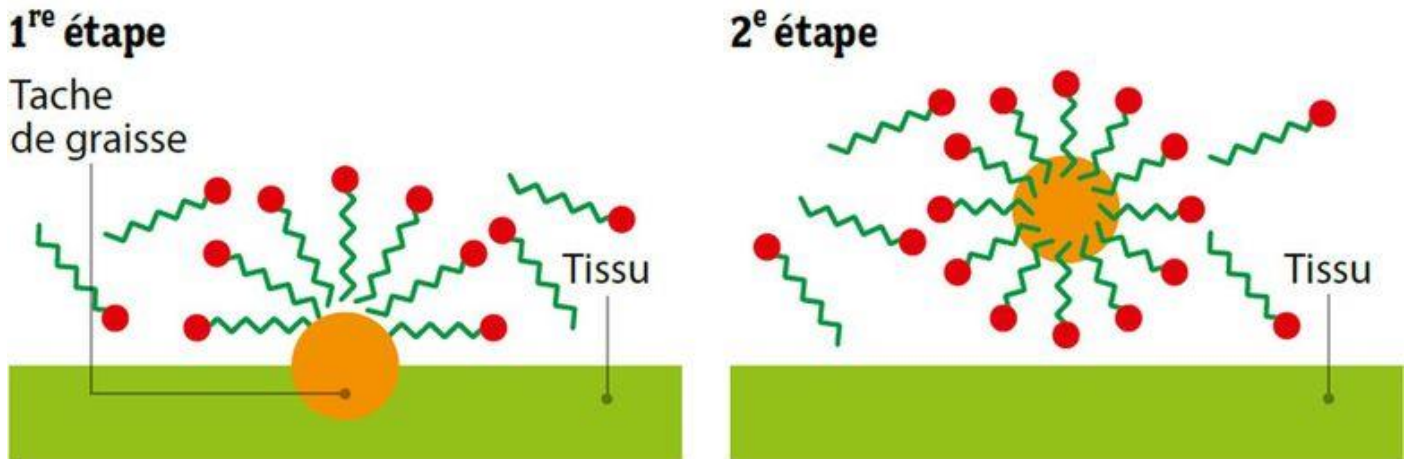


Représentation 3D d'une micelle

La formation de micelles rend possible la dissolution dans l'eau d'une tache d'huile présente par exemple sur un tissu.

Cette tache se laisse entourer par la partie lipophile du savon alors que la partie hydrophile entraîne la tache vers l'eau.

- 1^{re} étape : les ions carboxylate entourent la graisse par leur partie lipophile.
- 2^e étape : un globule de corps gras se forme. La graisse est entraînée hors du tissu lors du rinçage.



Les deux étapes de la formation d'une micelle.

c) Autres applications

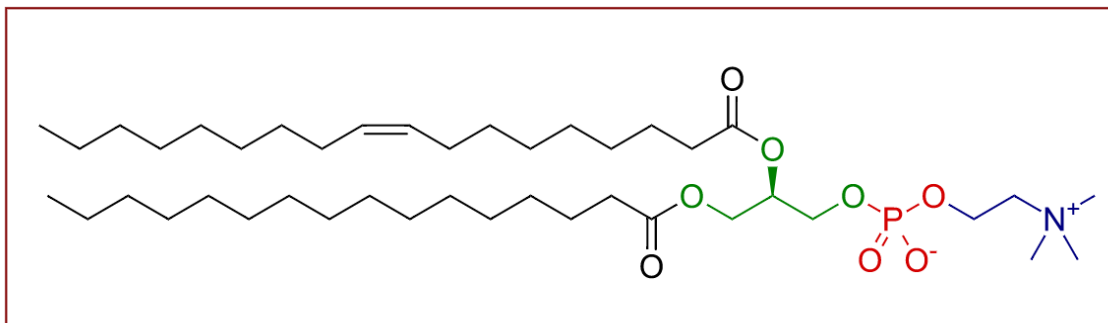
Grâce à leur structure amphiphile, les tensioactifs sont mis à profit dans de nombreuses applications industrielles et notamment dans les formulations des détergents mais aussi des cosmétiques :

- shampoings, bains moussants, gels douches, dentifrices, produits de maquillage...

En cuisine les tensioactifs, appelés émulsifiants permettent de faire des émulsions, des mousses et stabilisent les sauces formées d'un mélange de matière grasse et de solution aqueuse :

- Mayonnaise, mousse au chocolat, sauce béarnaise ...

Exemple d'émulsifiant : la lécithine (dans le soja ou le jaune d'œuf)



Lécithine