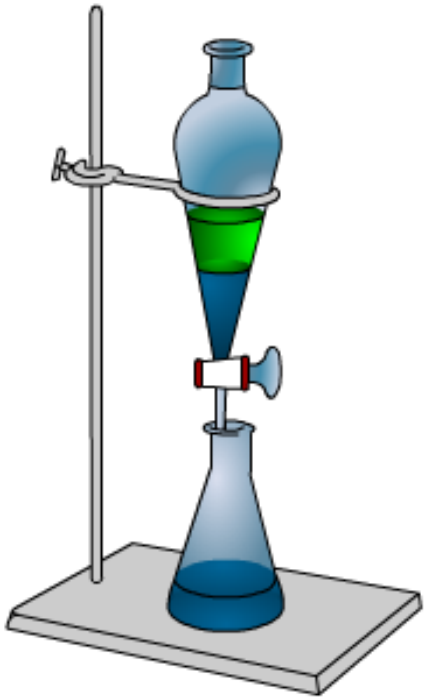
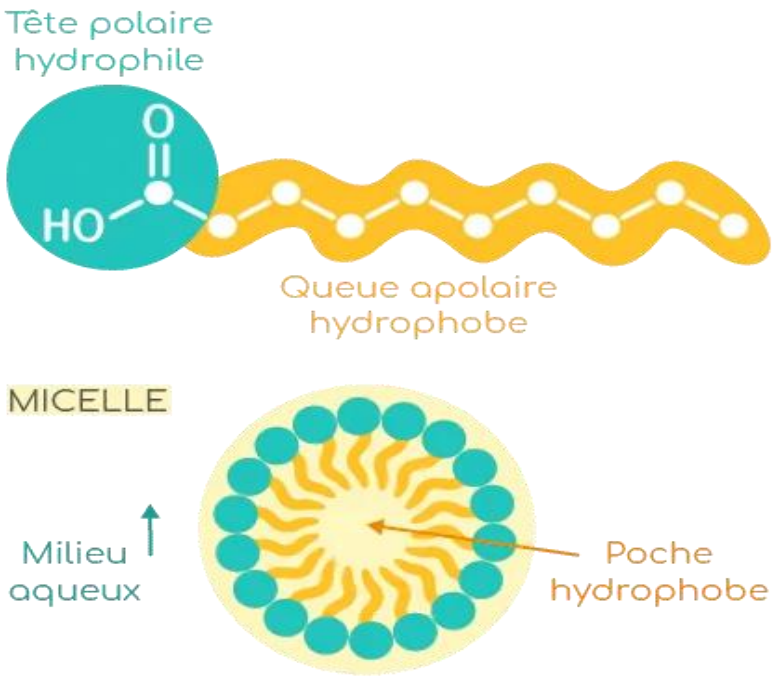
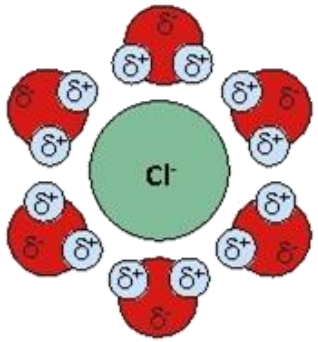
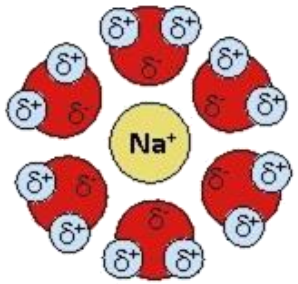
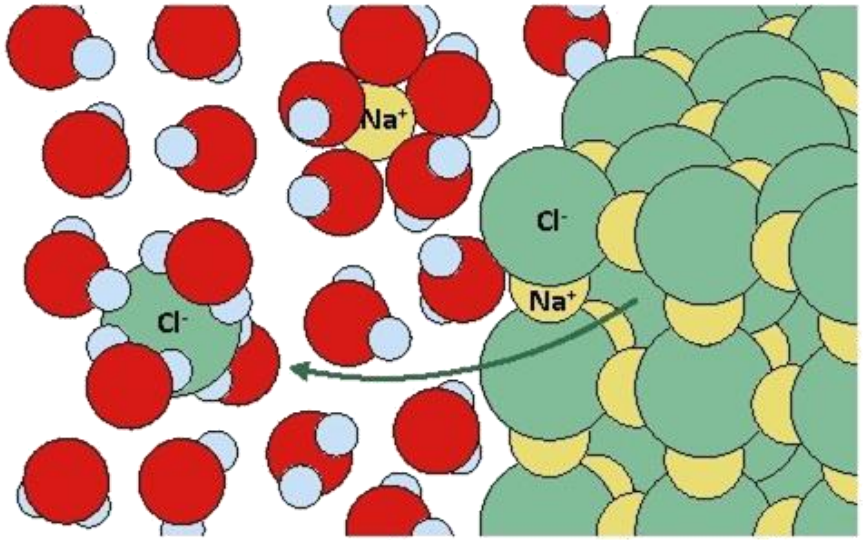


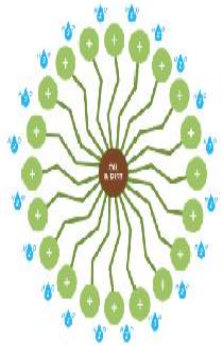
Chapitre 13
–
Solubilité et Miscibilité

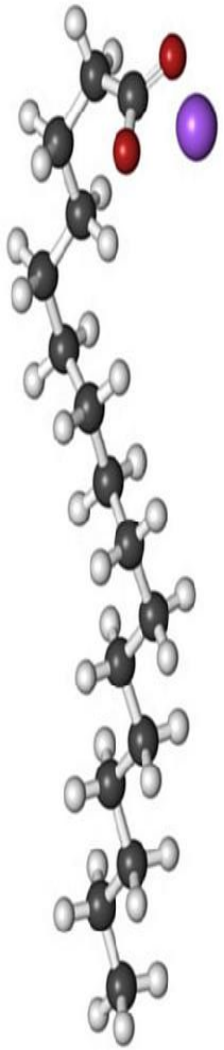












Chapitre 13 – Solubilité et Miscibilité

I – Solubilité d'une espèce chimique

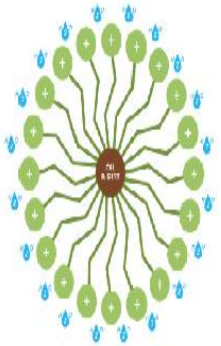
1 – Soluté et solvant
2 – Dissolution

II – Réaction de dissolution

1 – Equation
2 – Concentration
3 – Solubilité
4 – Dissolution
5 – Dilution

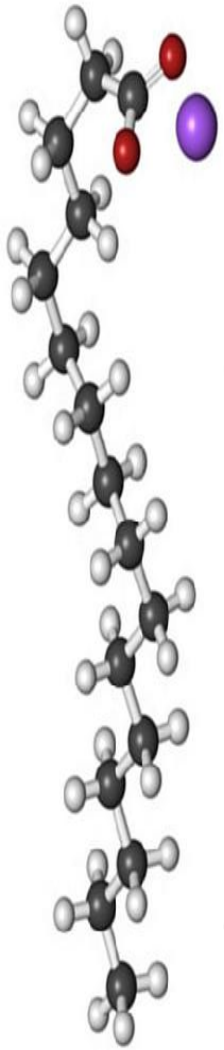
III – Extraction par un solvant

III – Cas des savons

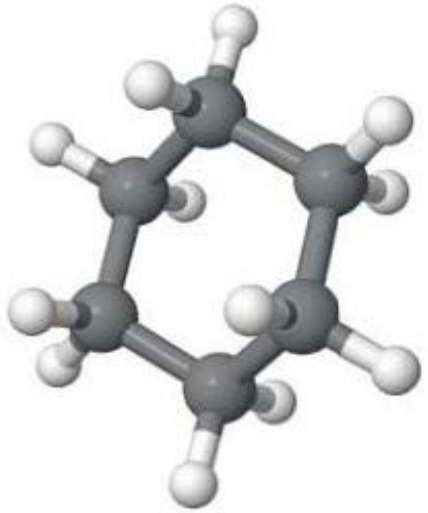


I – Solubilité d'une espèce chimique

1 – Soluté et solvant

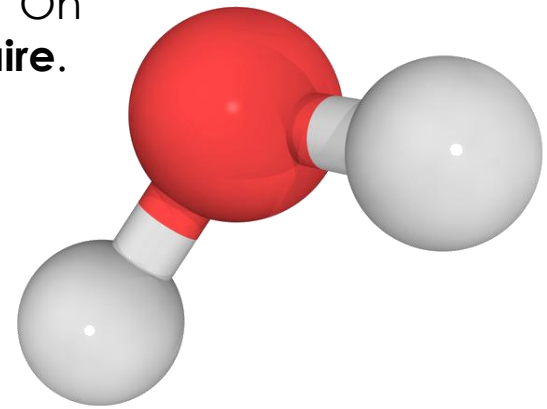


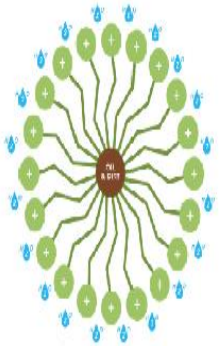
- Un solvant constitué de **molécules polaires** est un **solvant polaire.**
- Un solvant constitué de **molécules apolaires** est un **solvant apolaire.**



La molécule de cyclohexane de formule C_6H_{12} est une molécule apolaire car les liaisons C–H sont très peu polarisées. On aura donc un solvant **apolaire**.

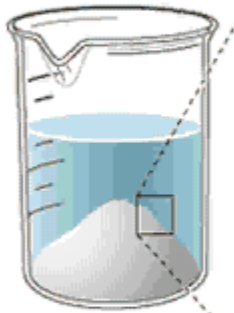
La molécule d'eau de formule H_2O est une molécule polaire car les liaisons O–H sont polarisées et sa géométrie est coudée. On aura donc un solvant **polaire**.

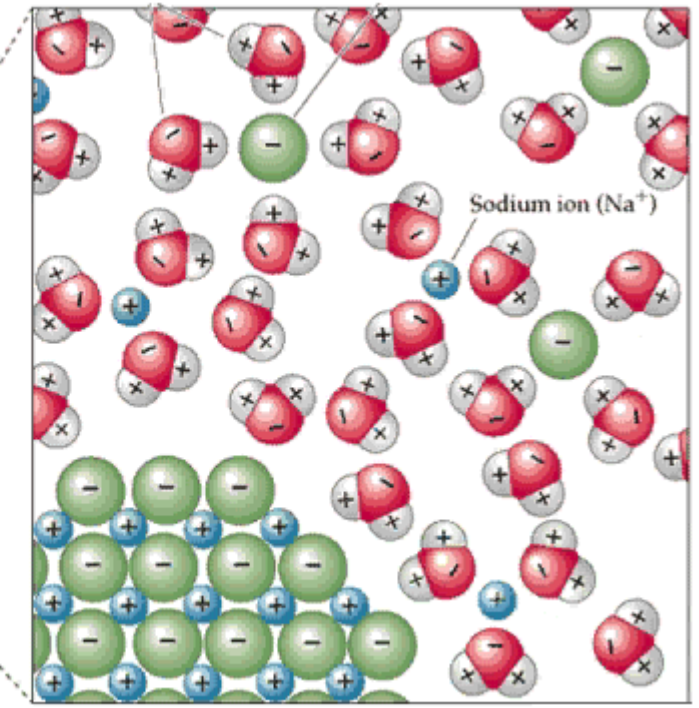


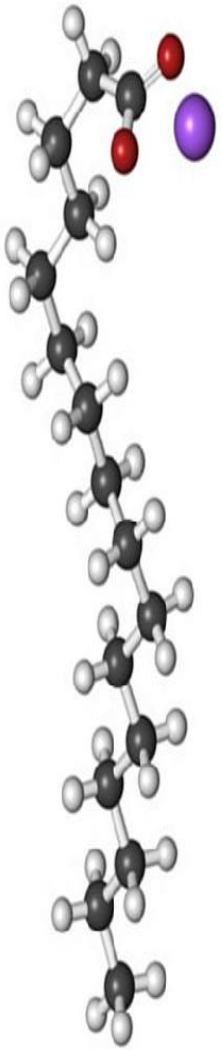


2 – Dissolution

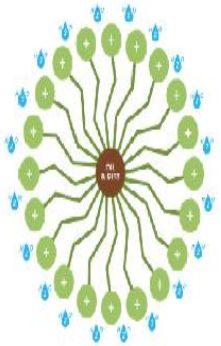
Lorsqu'on dissout un soluté ionique dans l'eau, on obtient une solution aqueuse contenant des ions qui se combinent avec les molécules d'eau qui les entourent.



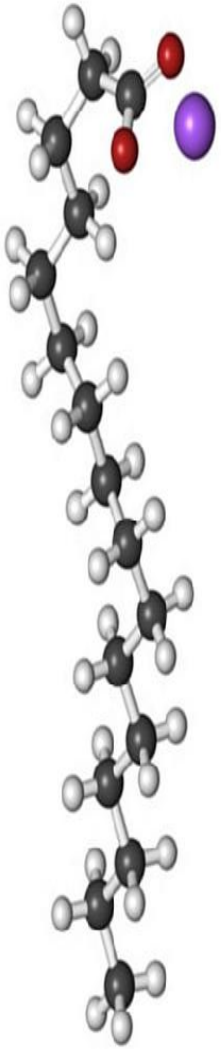




- Les **solides ioniques sont solubles dans les solvants polaires** ; ils sont donc solubles dans l'eau.
- Les **solutés moléculaires polaires** sont généralement solubles dans les **solvants polaires.**
- Inversement, les **solutés moléculaires apolaires** sont solubles dans les **solvants apolaires.**



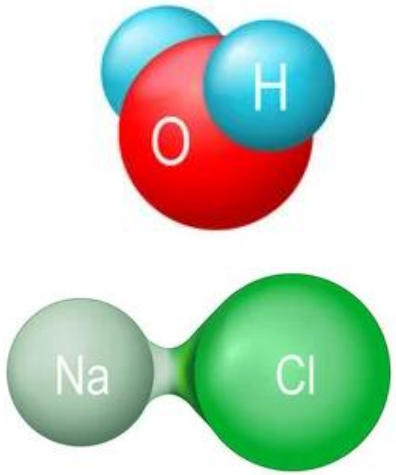
Les interactions électrostatiques entre les ions du solide ionique et les entités constituant le solvant affaiblissent la cohésion du solide, ce qui permet de séparer les ions. Chaque ion s'entoure alors de plusieurs molécules de solvant.

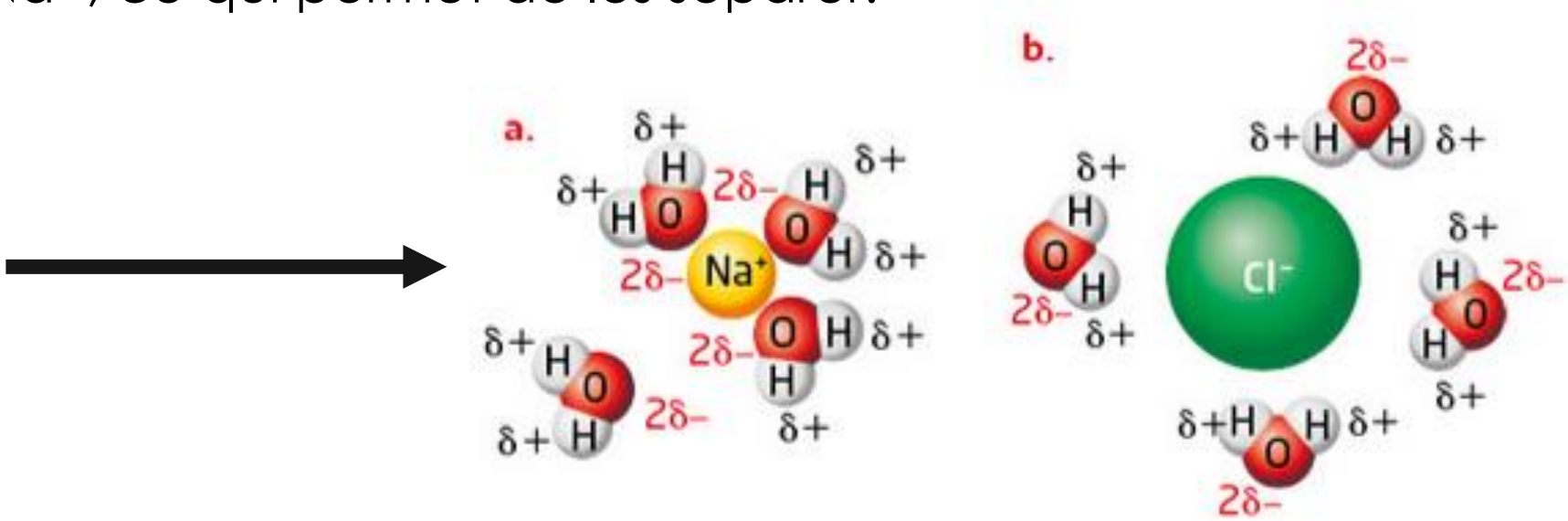


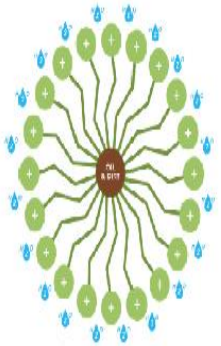
Les ions, dit solvatés, se dispersent dans la solution.

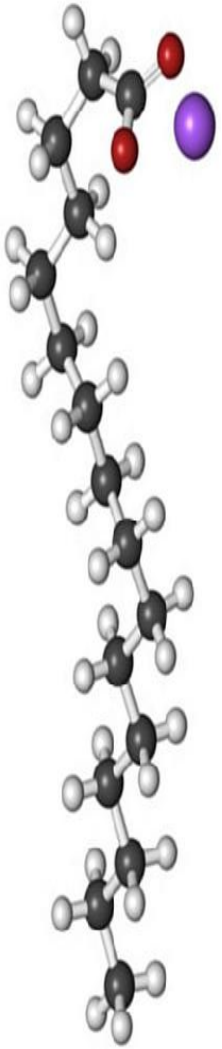
Exemple : Solide ionique NaCl.

Les molécules d'eau (polaires) viennent affaiblir l'interaction électrostatique entre les ions Cl^- et Na^+ , ce qui permet de les séparer.





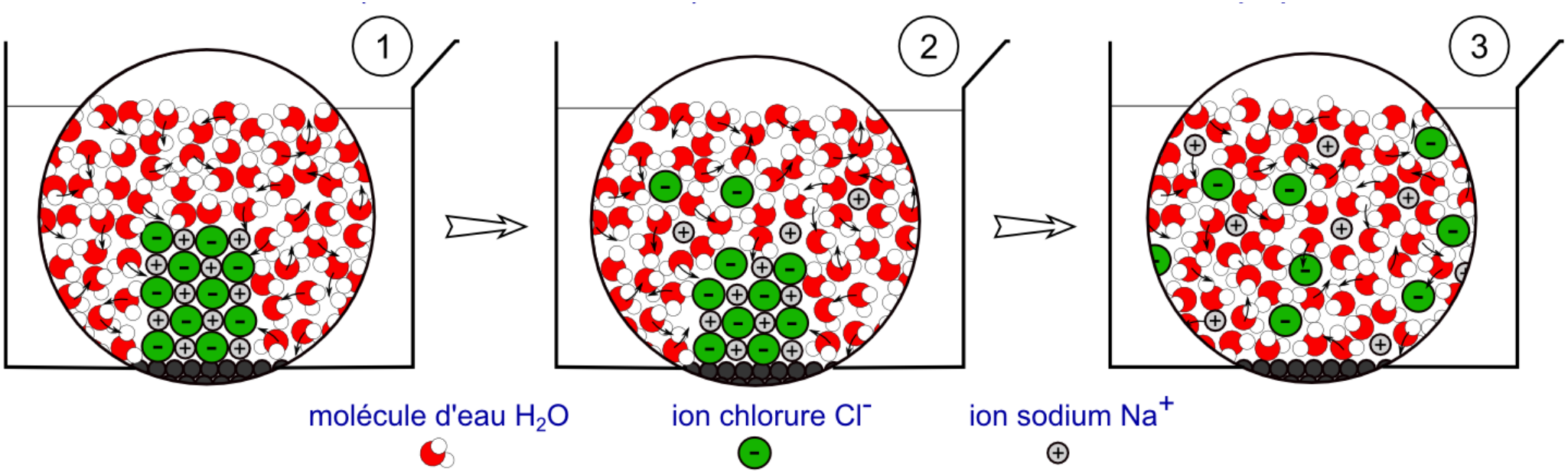


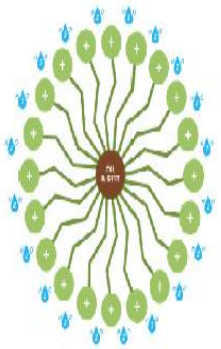


La dissolution d'un solide ionique dans l'eau se déroule en trois étapes :

- La **dissociation** du solide ionique : les molécules d'eau s'approchent du solide et fragilisent les interactions électrostatiques qui existent entre les cations et les anions, qui se rompent ;
- La **solvatation** : les molécules d'eau entourent les ions : on dit qu'ils sont **solvatés** ou hydratés ;
- La **dispersion** : les ions solvatés s'éloignent du solide et se dispersent parmi les molécules d'eau.

Exemple : Dissolution ionique NaCl.

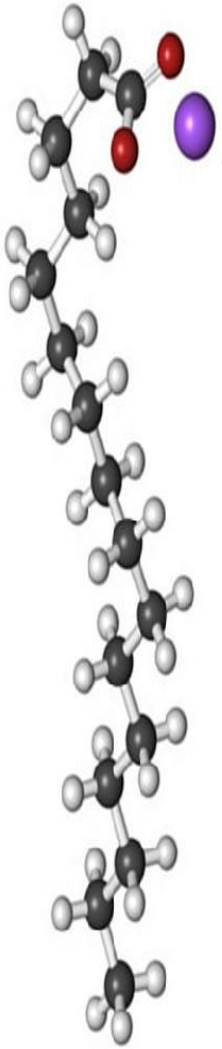




II – Réaction de dissolution

1 – Equation

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau est modélisée par une **équation de réaction de dissolution** qui doit respecter la conservation des éléments chimiques et de la charge électrique.



L'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique de formule $M_nX_P(s)$ constitué de cations M^{p+} et d'anions X^{n-} s'écrit :

$$\mathbf{M_nX_{p\,(s)} \rightarrow n\,M^{p+}_{(aq)} + p\,X^{n-}_{(aq)}}$$

Le symbole (s) signifie que le solide ionique est à l'état solide. Le cation M^{p+} et X^{n+} sont solvatés, on l'indique en écrivant (aq).

Exemple : Equation de dissolution du sulfate de potassium $K_2SO_{4(s)}$.

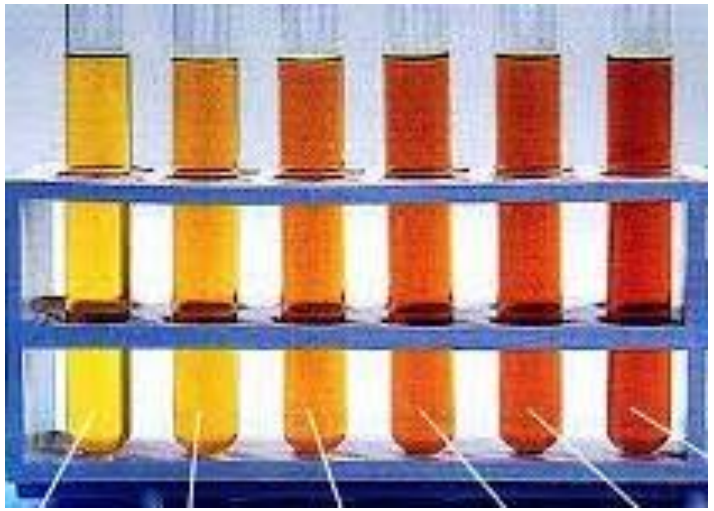
$$\mathbf{K_2SO_{4\,(s)} \rightarrow 2\,K^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}}$$

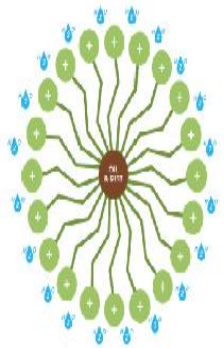
2 – Concentration

La **concentration en quantité de matière (molaire)** des ions M^{P+} , ou X^{n-}, dans une solution est notée $[M^{p+}]$ ou$[X^{n-}]$. Elle est donnée par la relation :

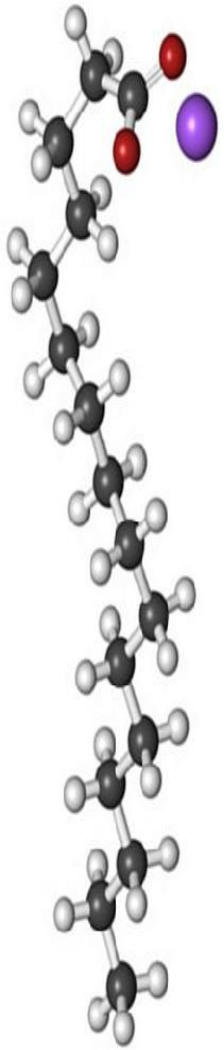
$$[\mathbf{M^{p+}}] = \frac{\mathbf{n(M^{p+})}}{\mathbf{V_{solution}}} \quad \text{OU} \quad [\mathbf{X^{n-}}] = \frac{\mathbf{n(X^{n-})}}{\mathbf{V_{solution}}}$$

n : quantité de matière (mol)
V : volume (L)
[X] : concentration molaire ($mol.L^{-1}$)





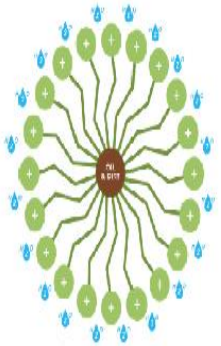
Exemple : La conservation de la matière lors de la dissolution d'une quantité n de sulfate de sodium $Na_2SO_{4\ (s)}$ dans un volume V d'eau peut se traduire par le tableau d'avancement suivant :



Equation		$Na_2SO_{4\ (s)} \rightarrow 2\ Na^+_{\ (aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$		
Etat	**Avancement**	**Quantité de matière**		
Initial	0	n	0	0
Final	X_{final}	n	2 x $_{final}$	x_{final}

À l'état final, si le solide ionique a été entièrement dissous, alors $n - x_{final} = 0$, soit $x_{final} = n$.

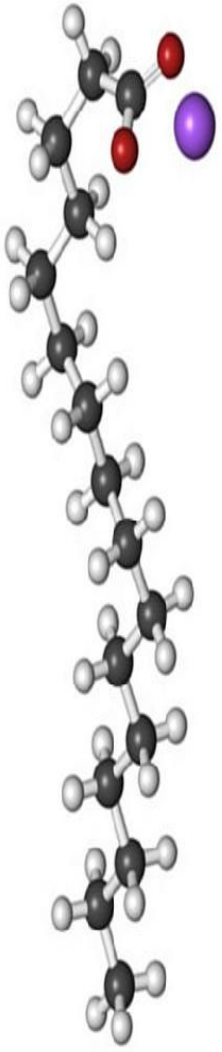
Donc : $[\mathbf{Na^+}] = \frac{\mathbf{2\ x_{final}}}{\mathbf{V}} = \frac{\mathbf{2\ n}}{\mathbf{V}}$ et $[\mathbf{SO_4^{2-}}] = \frac{\mathbf{x_{final}}}{\mathbf{V}} = \frac{\mathbf{n}}{\mathbf{V}}$



Exemple : Dissolution du phosphate de potassium.

Le phosphate de potassium, solide blanc de formule $K_3PO_4(s)$, est utilisé dans l'industrie alimentaire comme additif.

Etablir la relation entre les concentrations en quantité de matière des ions et la quantité n_0 phosphate de potassium à dissoudre ?



Equation				
Etat	**Avancement**	**Quantité de matière**		
Initial	$x = 0$			
Final	$x = x_{max}$			

Exemple : Dissolution du phosphate de potassium.

Le phosphate de potassium, solide blanc de formule $K_3PO_4(s)$, est utilisé dans l'industrie alimentaire comme additif.

Etablir la relation entre les concentrations en quantité de matière des ions et la quantité n_0 phosphate de potassium à dissoudre ?

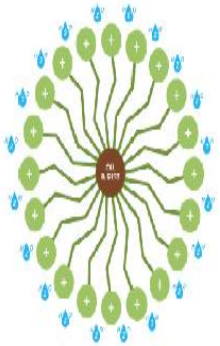
L'équation de la réaction de la dissolution dans l'eau s'écrit : $K_3PO_{4\,(s)} \longrightarrow 3\,K^+_{(aq)} + PO_4^{3-}{}_{(aq)}$

On établit un tableau d'avancement de la réaction de dissolution :

Equation		$K_3PO_{4\,(s)}$ →	$3\,K^+_{(aq)}$ +	$PO_4^{3-}{}_{(aq)}$
Etat	**Avancement**	**Quantité de matière**		
Initial	$x = 0$	n_0	0	0
Final	$x = x_{max}$	$n_0 - x_{max} = 0$	$3\,x_{max}$	x_{max}

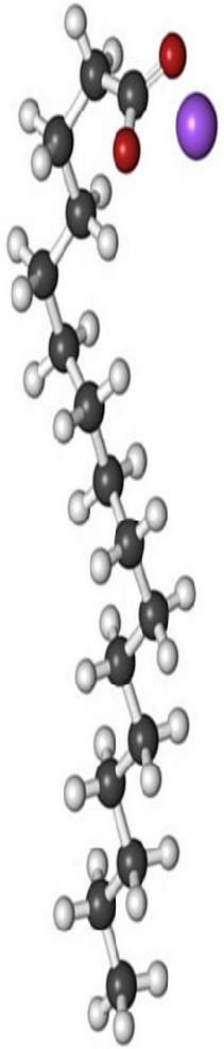
On écrit les concentrations finales en utilisant l'expression des quantités données dans l'état final :

$$[K^+] = \frac{n(K^+)}{V_{solution}} = \frac{3\,x_{max}}{V_{solution}} = \frac{3n_0}{V_{solution}} \quad et \quad [PO_4^{3-}] = \frac{n(PO_4^{3-})}{V_{solution}} = \frac{x_{max}}{V_{solution}} = \frac{n_0}{V_{solution}}$$



3 – Solubilité

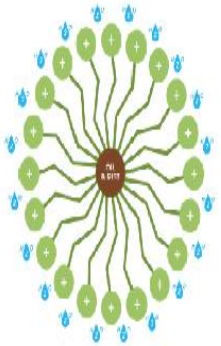
La solubilité d'un soluté dans un solvant traduit sa capacité à se dissoudre dans ce solvant.



La **solubilité**, notée **s** (exprimée en **g.L^{-1}**), d'une espèce chimique (solide, liquide ou gaz) correspond à la masse maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant, généralement de l'eau.

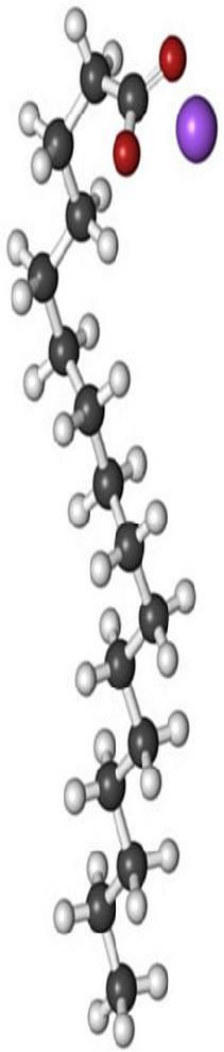
La **solubilité** correspond également à la **concentration maximale** d'une solution.

Espèce	Solubilité (g.L^{-1}) dans l'eau
Air	1,2
Sel	357
Sucre	2 000
Diiode	0,330
Cannelle	1,1
Permanganate de Potassium	64

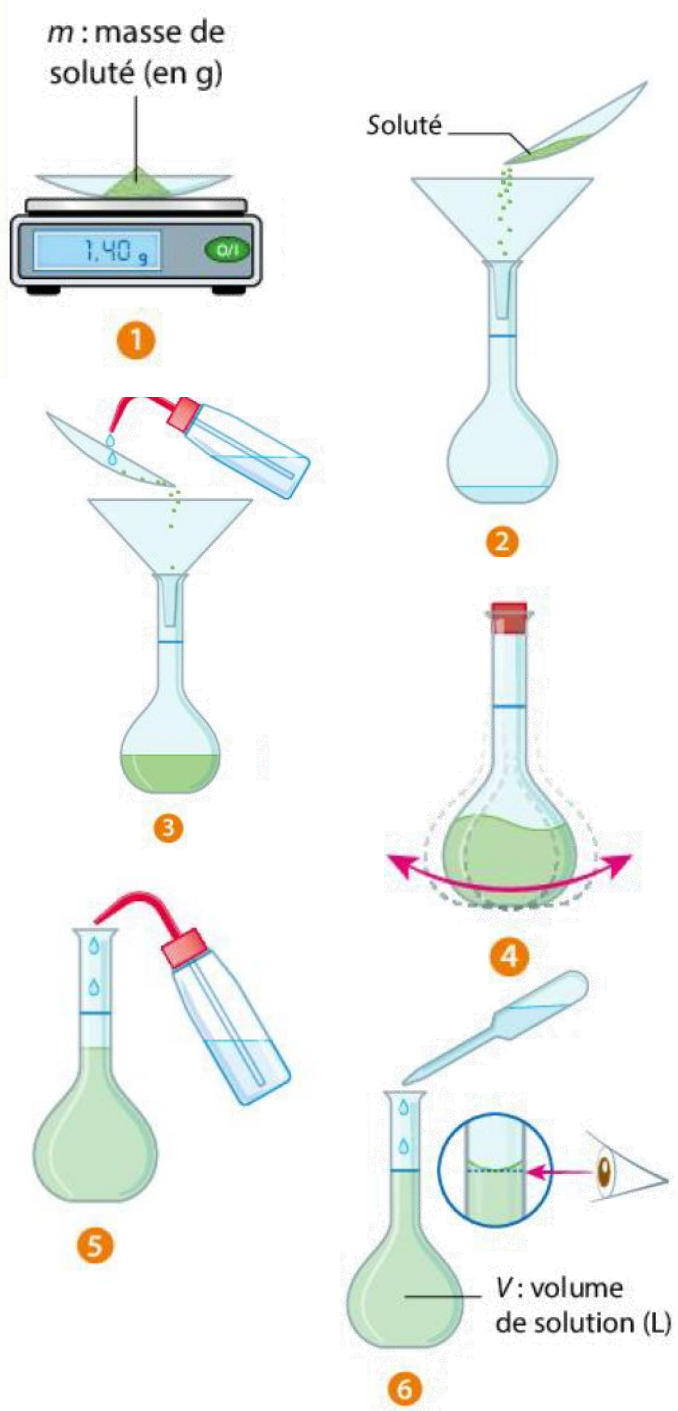


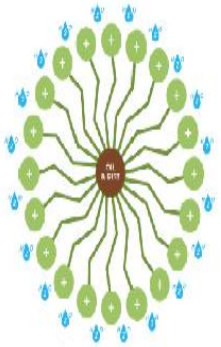
4 – Dissolution

Réaliser une solution par dissolution revient à mélanger un solvant et une quantité précise de soluté capable de s'y dissoudre.



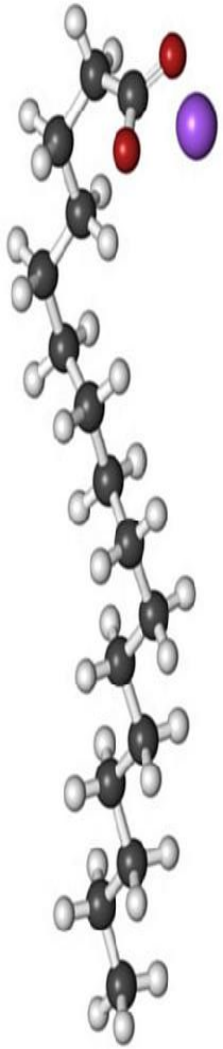
- **Peser x g de X (soluté), à l'aide d'une balance.**
- **Verser dans une fiole jaugée de Y mL à l'aide d'un entonnoir.**
- **Ajouter de l'eau distillée.**
- **Agiter afin de dissoudre le solide.**
- **Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.**
- **Agiter afin d'homogénéiser la solution.**



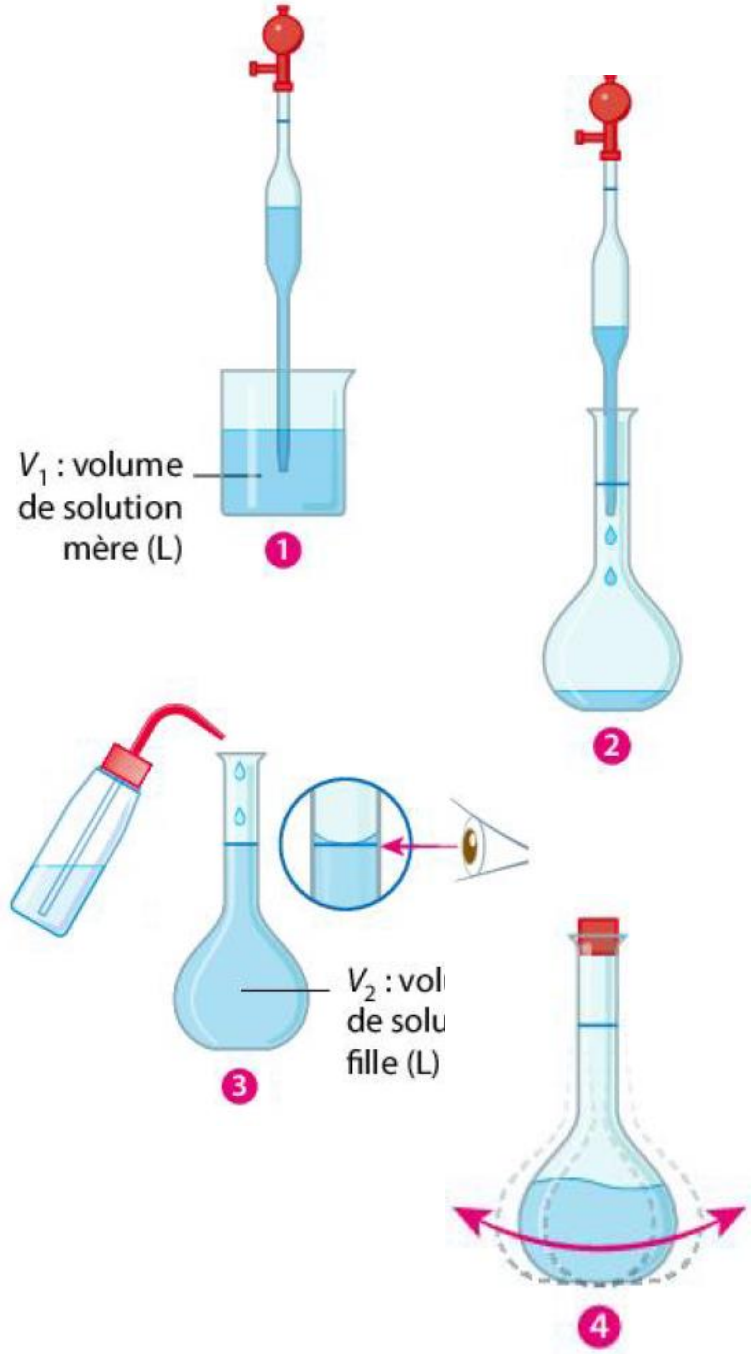


5 – Dilution

Au cours de la dilution, la masse de soluté dissous est constante mais le volume du solvant augmente donc la concentration en masse du soluté diminue.

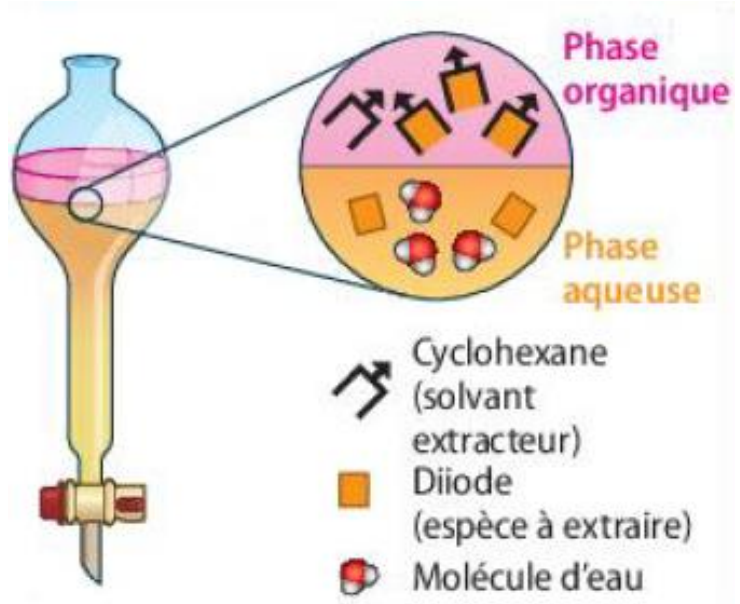


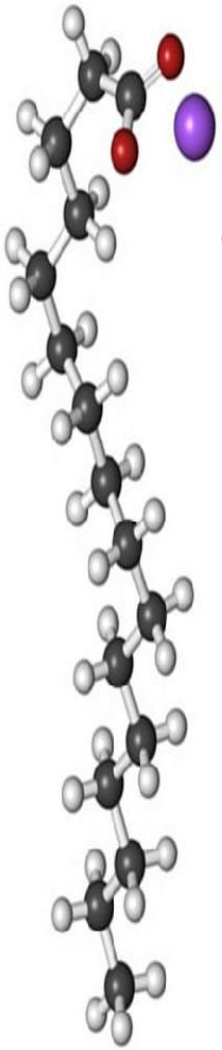
- **Prélever x mL de X (soluté), à l'aide d'une pipette jaugée.**
- **Verser dans une fiole jaugée de Y mL.**
- **Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.**
- **Agiter afin d'homogénéiser la solution.**



III – Extraction par un solvant

En chimie, il est parfois nécessaire de transférer une espèce chimique d'un solvant vers un autre solvant qui lui est non miscible, opération appelée **liquide-liquide.**

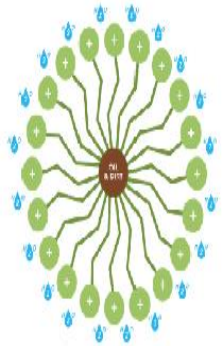




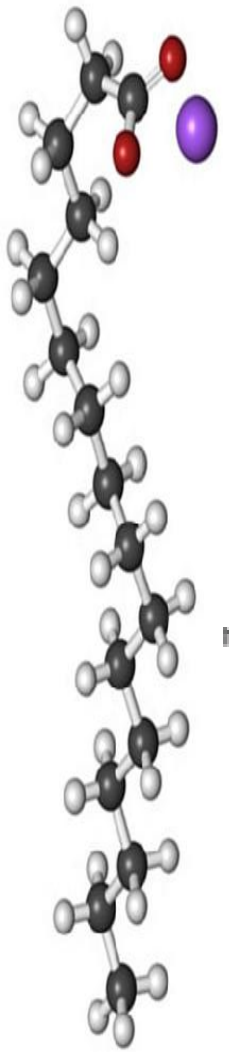
Lors d'une **extraction liquide-liquide,** une espèce présente dans un solvant S_1 est extraite par un autre solvant S_2, appelé solvant d'extraction.

Le solvant S_2 est choisi tel que :

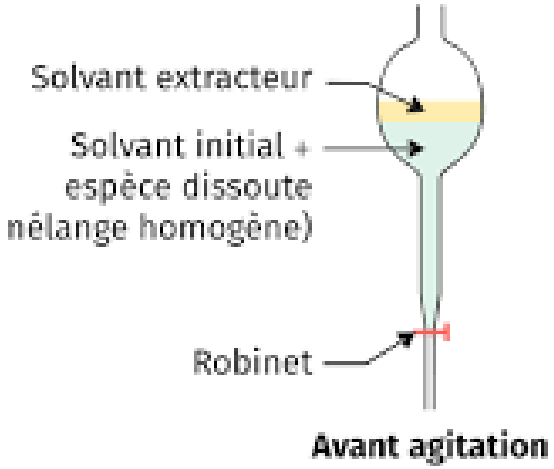
- L'espèce chimique à extraire y est **plus soluble** que dans le solvant S_1 ;
- Il est **non miscible** au solvant S_1 ;
- Il présente un danger minimal pour la santé et l'environnement.



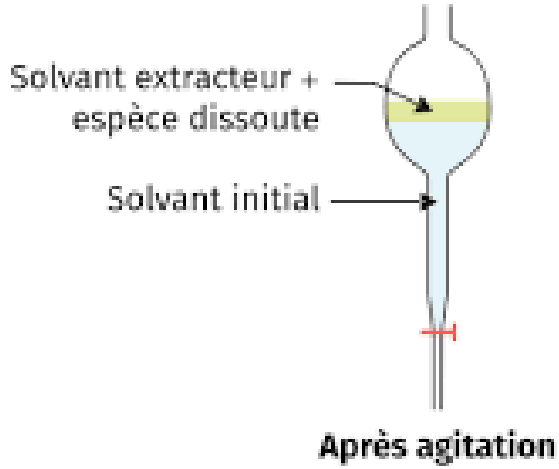
En général, une extraction liquide-liquide est réalisée en utilisant une ampoule à décanter.



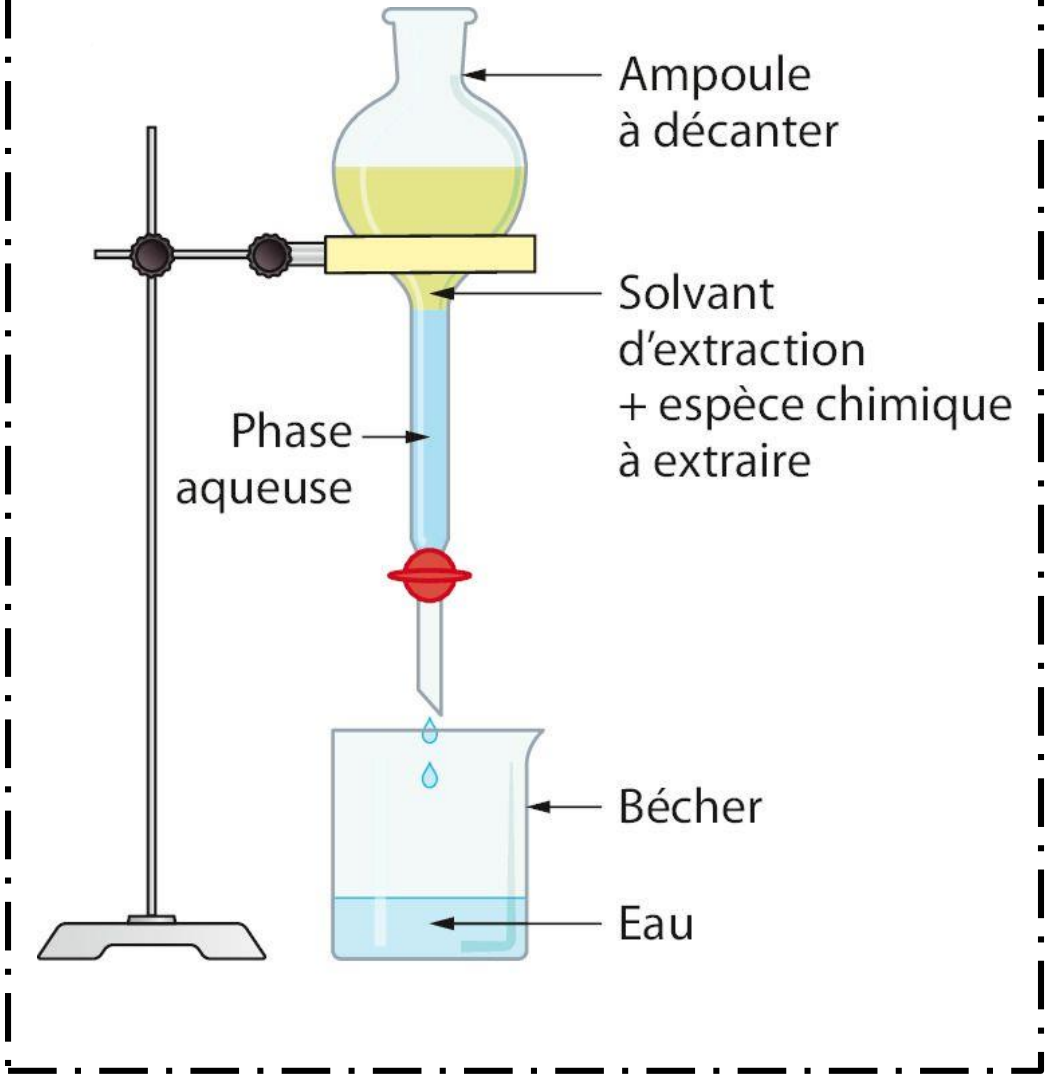
Exemple : Après ajout de cyclohexane dans une solution aqueuse contenant du diiode dissous dans l'eau, puis agitation, le diiode a été transféré dans le cyclohexane dans lequel il est plus soluble.

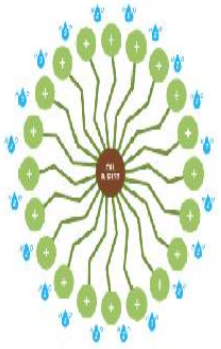


Avant agitation



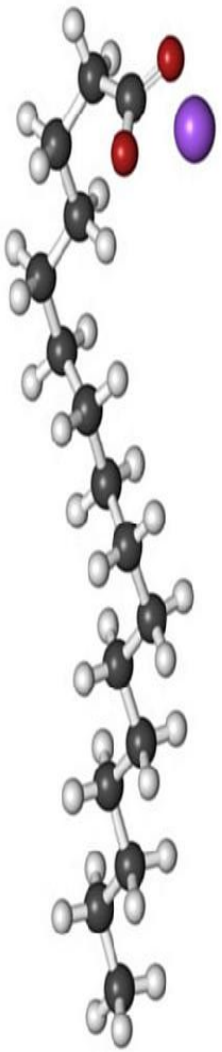
Après agitation

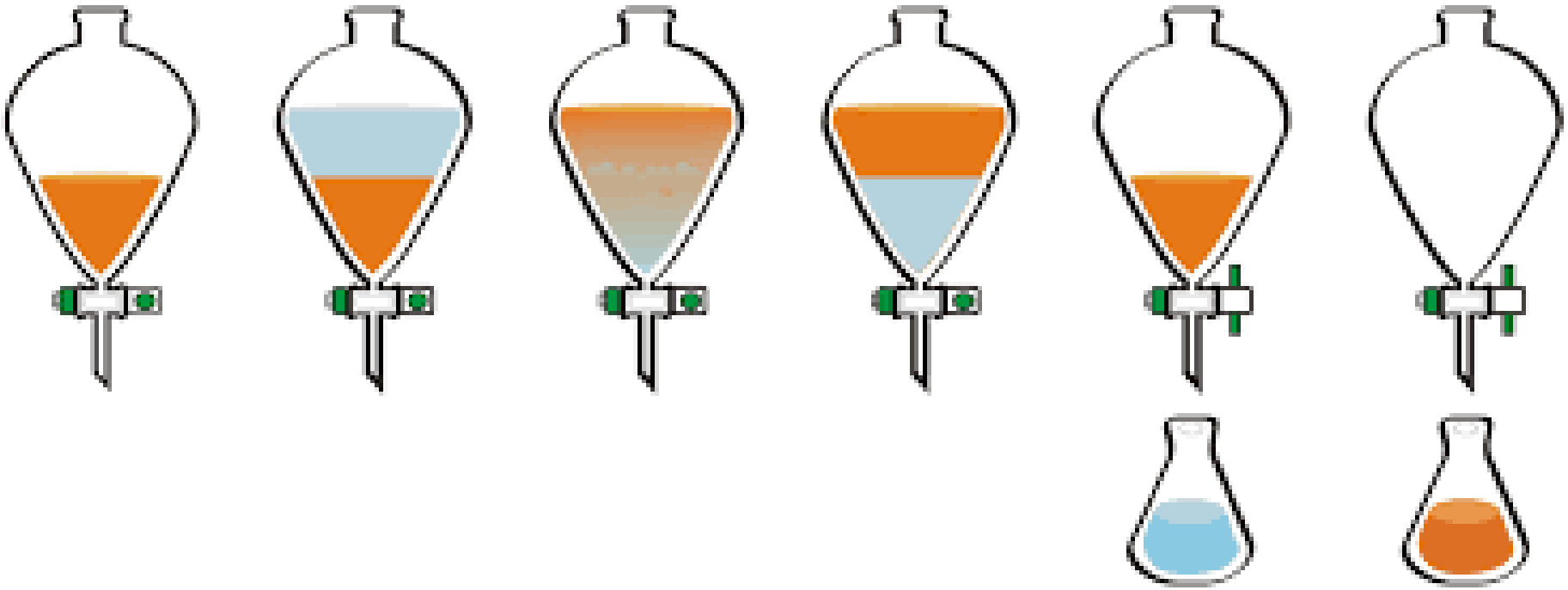




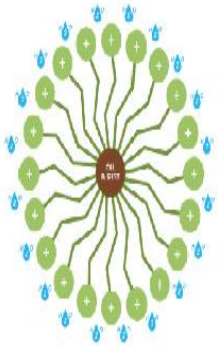
Après extraction, on laisse reposer le mélange. Les solvants se séparent en deux phases : une **phase aqueuse** et une **phase organique**. C'est la décantation. La phase de plus faible densité surnage.

Exemple : $d_{cyclohexane} = 0,78 > d_{eau} = 1,00$; donc lors de l'extraction du diiode, la phase organique est au-dessus de la phase aqueuse.

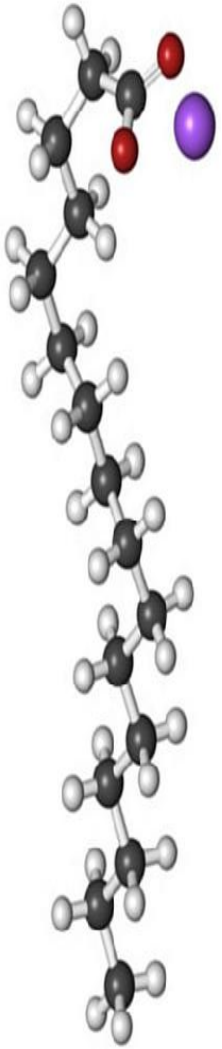




On peut donc récupérer chacune des phases dans 2 erlenmeyers une fois la décantation terminée.



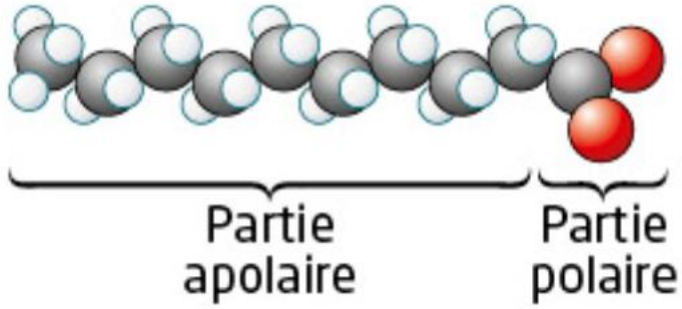
IV – Cas des savons

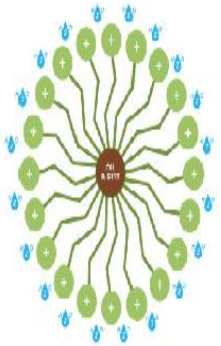


- Des liquides sont **miscibles** lorsqu'ils se mélangent l'un avec l'autre pour former un **mélange homogène**.
- Une espèce est dite **hydrophile** si elle est **soluble dans l'eau**. Une telle espèce est souvent **polaire** (comme l'eau).
- Une espèce est dite **lipophile** si elle est **soluble dans les graisses** (donc insoluble dans l'eau). Une telle espèce est **apolaire**.

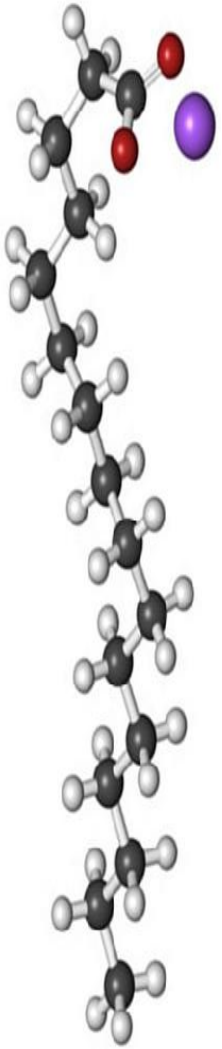
Certaines espèces comme les savons sont **amphiphiles** : elles ont une partie hydrophile et une partie lipophile.

Cette double affinité est à l'origine de leurs propriétés moussantes et lavantes.



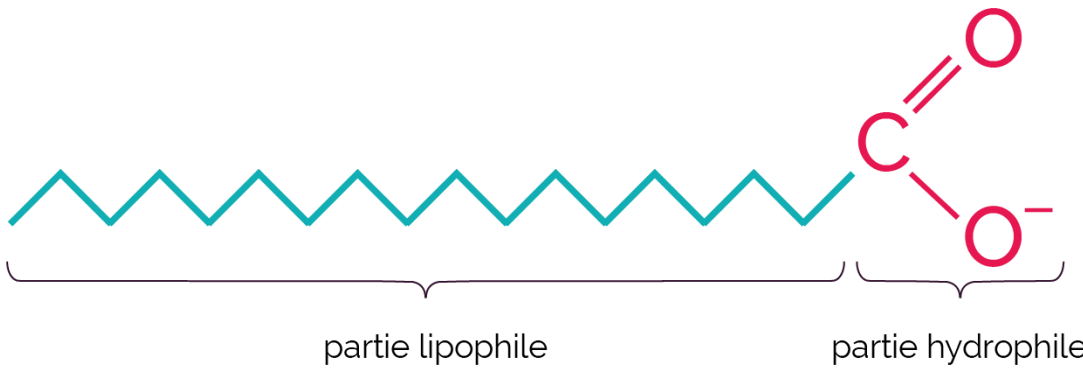


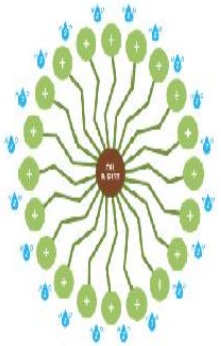
Exemple : L'oléate de sodium $C_{17}H_{33}–CO_2^-$ Na^+ est contenu dans les savons fabriqués à partir d'huile d'olive.



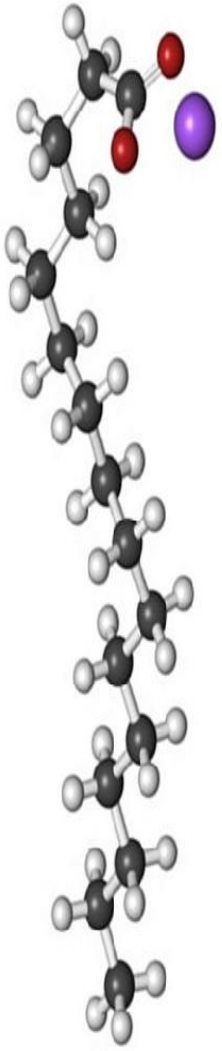
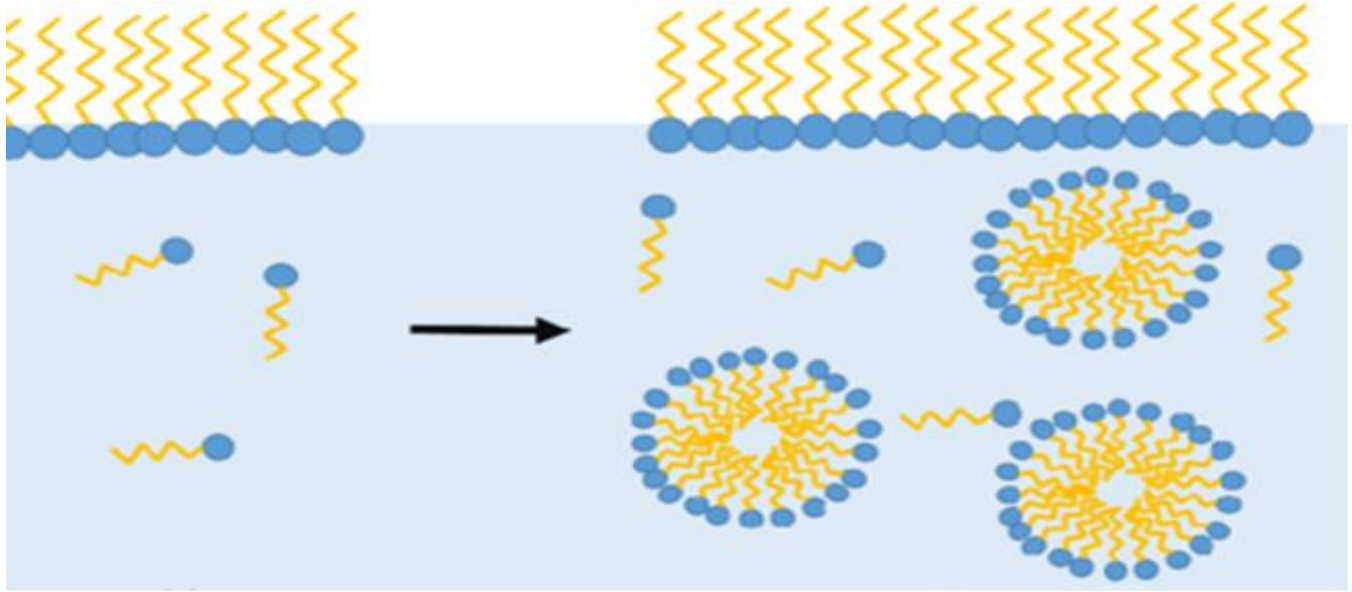
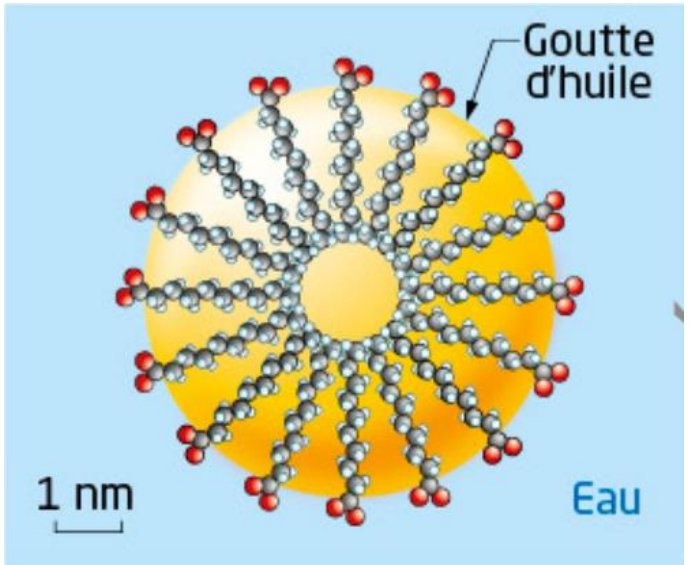
Le groupe carboxylate $–CO_2^-$ est chargé négativement; il s'entoure très facilement de molécules d'eau polaires (hydrophile).

La longue chaîne composée de liaisons C–C ou C–H est apolaire, elle s'entoure donc facilement de graisses (lipophile).





Les savons appartiennent à la catégorie des **tensioactifs**, qui ont tous des propriétés **amphiphiles**. Les tensioactifs sont utilisés en cuisine pour stabiliser des mayonnaises ou des sauces, dans l'industrie cosmétique ou pharmaceutique pour stabiliser les médicaments et dans bien d'autres domaines.



Lorsqu'il y a une forte concentration en tensioactifs dans une solution, ces molécules amphiphiles se regroupent sous forme d'agrégats : **les micelles**.