

# CHAPITRE 7 : INTERPRÉTER LES PROPRIÉTÉS D'UNE ESPÈCE



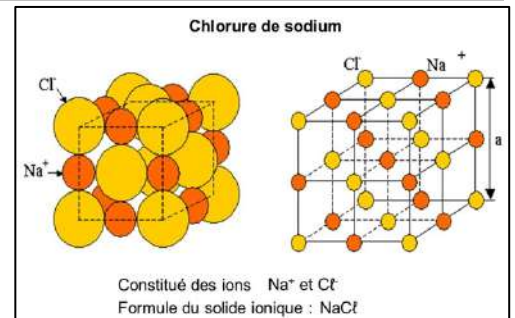
## CHIMIQUE

### COHÉSION DES SOLIDES IONIQUES ET MOLÉCULAIRES

#### 1) Cohésion d'un solide ionique

Un **solide ionique** est un empilement régulier d'anions et de cations. Il est électriquement neutre.

Dans un solide ionique, chaque ion de charge  $q_A$  est entouré d'ions de charge  $q_B$  de signe opposé. C'est l'**interaction électrostatique attractive** entre ces ions qui assure la cohésion du solide ionique.

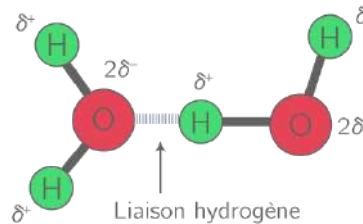


#### 2) Cohésion d'un solide moléculaire

Un solide moléculaire est constitué de molécules, électriquement neutres, régulièrement disposées dans l'espace.

La cohésion d'un solide moléculaire est assurée par deux types d'interactions :

- Les **interactions de van der Waals** qui sont toujours présentes ; ce sont des interactions électrostatiques attractives entre les molécules.
- Les **liaisons hydrogène**, lorsqu'elles existent. C'est une interaction attractive établie entre un atome d'hydrogène, lié à un atome A très électronégatif, et un atome B très électronégatif et porteur d'un doublet d'électron non liant.



Johannes Diderik van der Waals (1837-1923)



Les interactions de van der Waals ont été nommées ainsi en l'honneur de ce physicien néerlandais qui fut le premier à introduire leurs effets dans l'équation des gaz. Il reçut le prix Nobel de physique en 1910 pour ses travaux sur l'équation des gaz et liquides.

### SOLUBILITÉ D'UNE ESPÈCE CHIMIQUE DANS UN SOLVANT

#### 1) Solubilité d'un soluté dans un solvant

Un soluté est soluble dans un solvant si les interactions entre les entités du soluté sont de même type que celles qui s'exercent entre les molécules de solvant.

- 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**.

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

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

##### ➤ La dissociation

Les forces électrostatiques qui s'exercent entre le solvant et les ions à la surface du cristal compensent les forces électrostatiques attractives internes du cristal sur ces ions : les ions se détachent du cristal.

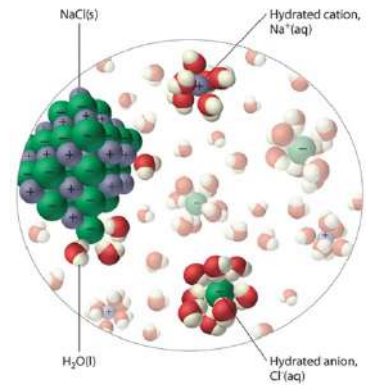
➤ La **solvatation** (ou hydratation si le solvant est l'eau)

Les ions dissociés s'entourent de molécules de solvant attirées sous l'effet des forces électrostatiques. Les ions sont solvatés. Si le solvant est de l'eau, on ajoute l'indice (aq) en indice à la formule de l'ion.

➤ La **dispersion**

Sous l'effet de l'agitation thermique (ou par une agitation mécanique réalisée par un agent extérieur), les ions solvatés se répartissent progressivement dans l'ensemble du solvant.

On obtient un mélange homogène : la **solution**.



3) Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

➤ **Équation de dissolution**

L'équation de dissolution traduit les proportions dans lesquelles les ions sont en solution.

Exemples :



$FeCl_3_{(s)} \rightarrow Fe^{3+}_{(aq)} + 3 Cl^-_{(aq)}$  ; il y a donc 3 fois plus d'ions chlorure que d'ions ferrique dans la solution.

➤ **Concentrations**

La **concentration en soluté apporté** correspond au rapport entre la quantité de matière de soluté dissout et le volume de solution.

$$\text{en mol.L}^{-1} \longrightarrow c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \begin{array}{l} \longleftarrow \text{ en mol} \\ \longleftarrow \text{ en L} \end{array}$$

La **concentration molaire effective** (ou réelle) d'une espèce en solution se note  $[X]$ . C'est le rapport de la quantité de matière  $n(X)$  présente dans la solution par le volume  $V$  de la solution :

$$\text{en mol.L}^{-1} \longrightarrow [X] = \frac{n(X)}{V_{\text{solution}}} \quad \begin{array}{l} \longleftarrow \text{ en mol} \\ \longleftarrow \text{ en L} \end{array}$$

→ Pour un solide ionique dissout dans l'eau, les concentrations des ions sont proportionnelles à la concentration en soluté apporté. Les coefficients correspondent aux nombres stœchiométriques de l'équation de dissolution.

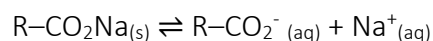
Exemple : Pour  $FeCl_3$  :  $[Fe^{3+}] = c$  et  $[Cl^-] = 3c$

On peut aussi écrire l'égalité suivante :  $c = [Fe^{3+}] = \frac{[Cl^-]}{3}$

4) Un solide ionique particulier : le savon

Un savon est un mélange de carboxylates de sodium (ou de potassium), de formule  $R-CO_2Na$  (ou  $R-CO_2K$ ).  $R$  est une chaîne carbonée non ramifiée, possédant généralement plus de 10 atomes de carbone.

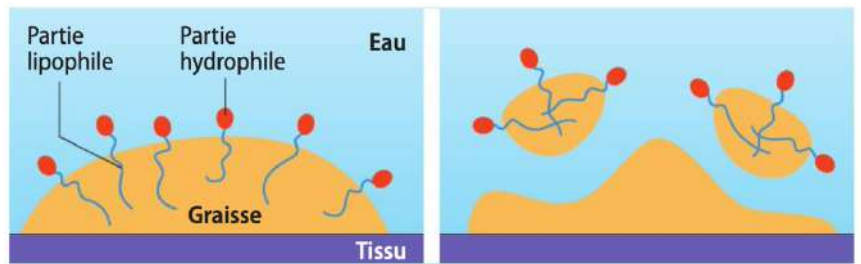
- Les ions carboxylate présents dans les savons possèdent une extrémité **hydrophile** (et lipophile) et une extrémité **lipophile** (et hydrophobe) : ce sont des espèces dites **amphiphiles**. Ils font partie des **tensioactifs**.
- Les **savons** sont faiblement solubles dans l'eau. L'équation de la réaction de dissolution s'écrit :



En présence d'alcool, leur solubilité augmente.

C'est leur caractère amphiphile qui leur donne leur pouvoir lavant.

En solution aqueuse, la tache de graisse est entourée d'ions carboxylate qui présentent leur partie lipophile au contact de la graisse. Leurs parties hydrophiles se trouvent au contact de l'eau.



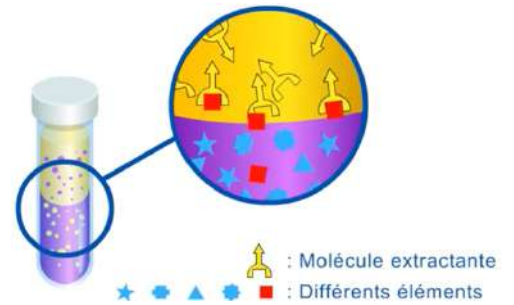
## EXTRACTION PAR SOLVANT D'UNE ESPÈCE EN SOLUTION

Une extraction consiste à sortir une espèce chimique du milieu qui la contient.

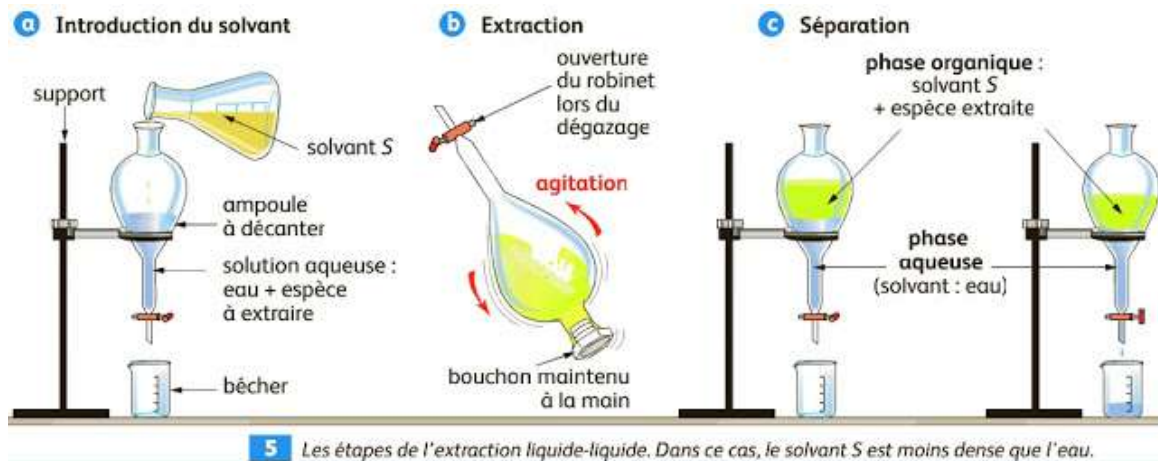
Lors d'une extraction liquide-liquide, une espèce présente dans un solvant  $S_1$  est extraite par un autre solvant  $S_2$ , appelé solvant extracteur.

Le solvant extracteur  $S_2$  doit avoir quatre qualités :

- ✓ L'espèce chimique à extraire y est **plus soluble** que dans le solvant initial  $S_1$ ,
- ✓ Il est **non-miscible** avec le solvant initial  $S_1$ ,
- ✓ Il ne réagit pas chimiquement avec l'espèce à extraire,
- ✓ Il présente un **danger minimal** pour la santé et l'environnement.



En général, on effectue une extraction par solvant dans un **ampoule à décanter**. Après l'extraction, on laisse le mélange décanter. Les solvants se séparent en deux phases : une **phase aqueuse** et une **phase organique**. La phase de plus faible densité surnage.



Ex : 12, 14, 16, 23, 26, 32 p 141 → 147

Ex supplémentaires : 13, (17, 18 ou 19), 25, 28, 31, 33 p 142 → 147