

- Expliquer la cohésion de la matière au sein de composés ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre les entités.
- Modéliser la dissolution d'un composé ionique dans l'eau par une équation de réaction. Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.
- Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités.
- Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide.
- Expliquer le caractère amphiphile et les propriétés lavantes d'un savon à partir de la formule semi-développée de ses entités.

Chapitre 12

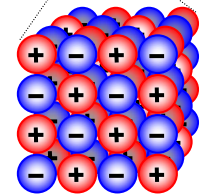
Structure et propriétés de la matière

I. Cohésion du solide

I.1 Les solides ioniques

Lorsque des ions sont en solution dans de l'eau et que cette dernière s'évapore, les ions positifs vont, grâce à la force de Coulomb, s'entourer d'ions négatifs et, simultanément, les ions négatifs s'entourent d'ions positifs.

Lorsque toute l'eau s'est évaporée, les ions sont alors agencés de sorte à former un cristal ionique solide dont la cohésion est directement due à la force électrique attractive qui existe entre charges électriques de signe opposé.



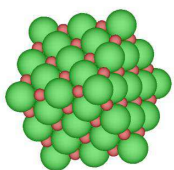
Exercice 1 :

1. Comment nomme-t-on un ion positif ? Même question pour un ion négatif.
2. Dans le cristal ionique ci-contre, quel type d'ions (positifs ou négatifs) est le plus représenté ?
3. En déduire la charge électrique totale d'un cristal ionique, quelle que soit sa taille.

- Un solide ionique est toujours électriquement neutre.
- Un solide ionique est un isolant électrique car les ions qui le composent sont fixes.
- La cohésion d'un solide ionique est assurée par des interactions électriques. Ces forces étant relativement fortes, il est souvent nécessaire de fortement chauffer pour réussir à faire fondre le cristal ionique (fusion de sel 801°C contre fusion du sucre 186°C).
- La formule statistique d'un composé ionique donne la proportion du cation et de l'anion. Le cation est toujours écrit en premier dans la formule statistique (ex : FeCl_3).
- L'agencement des ions du cristal va dépendre de nombreux paramètres dont la formule statistique du composé ionique.

Exemples :

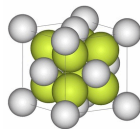
Le chlorure de sodium



Formule statistique :
 NaCl

Ions présents :
1 Na^+ et 1 Cl^-

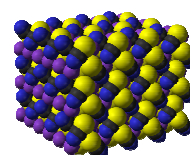
Le chlorure de plomb



Formule statistique :
 PbCl_2

Ions présents :
1 Pb^{2+} et 2 Cl^-

Le thiocyanate de potassium



Formule statistique :
 KSCN

Ions présents :
1 K^+ et 1 SCN^-

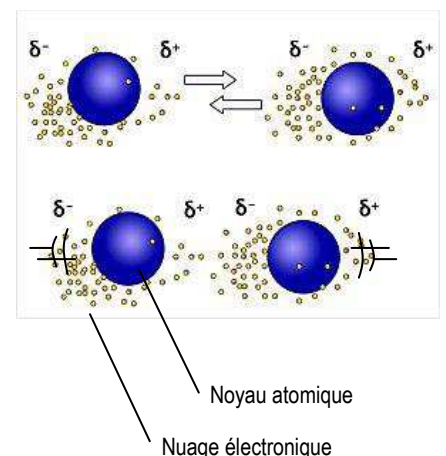
I.2 Les solides moléculaires

Le nuage électronique est l'ensemble des électrons périphériques des atomes constituant la molécule. Lorsqu'un nuage électronique n'est pas uniformément réparti, on observe une polarisation constante ou temporaire de la molécule.

De telles polarisations créent des interactions électrostatiques (loi de Coulomb), le plus souvent attractives, responsables de liaisons intermoléculaires de faible intensité. Ce sont les **interactions de Van der Waals**.

A noter :

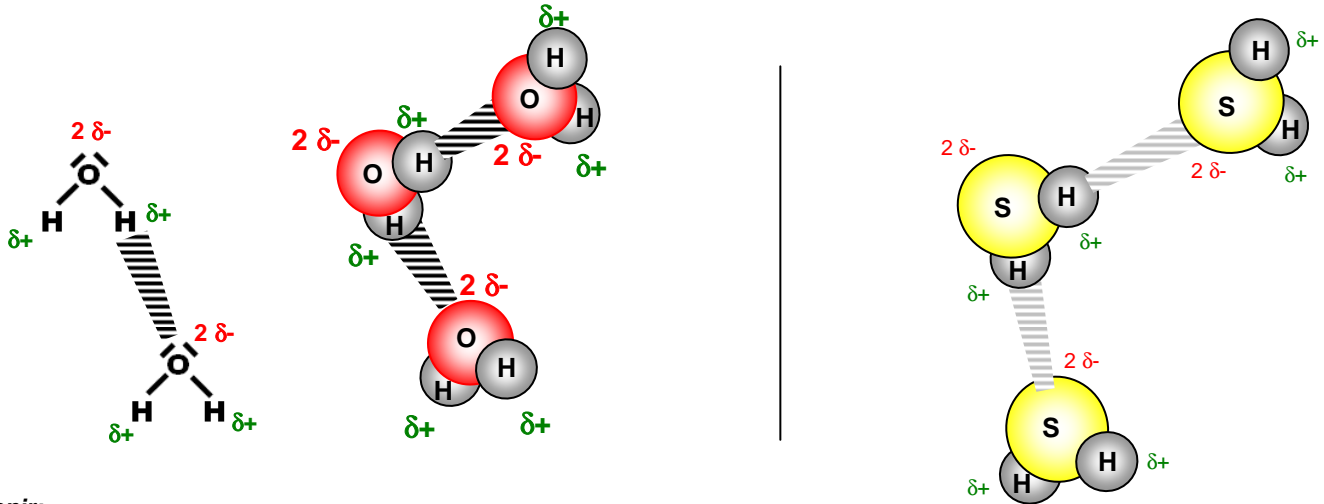
- Ces interactions ont une **courte portée**.
- Elles agissent sur les molécules **polaires** et **apolaires**.
- Leur intensité est faible (5 à 100 fois plus faible que la liaison covalente).
- Les molécules restent globalement électriquement neutres même si des charges partielles apparaissent plus ou moins provisoirement dans leur nuage électronique



Exercice 2 :

On considère trois molécules de structure identique (coudée) : H_2O (eau), H_2S (sulfure d'hydrogène), H_2Se (Sélénure d'hydrogène). On notera au passage que l'oxygène, le soufre et le sélénium font partie de la même famille d'éléments. Les températures d'ébullition de H_2S et de H_2Se sont respectivement de -86°C et de -66°C à pression ambiante.

1. Quelle est, en degrés celsius, la température d'ébullition de l'eau à pression normale ?
2. Convertir ces températures de changement d'état dans l'unité du système international.
3. On a représenté ci-dessous trois molécules d'eau en phase liquide ainsi que trois molécules de sulfure d'hydrogène liquides. A l'aide de ces schémas, proposer une explication à la différence notable de la température d'ébullition de ces deux substances. On donne : $\chi(\text{O}) = 3,4$; $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{S}) = 2,6$.



A retenir :

Si un atome d'hydrogène est fixé à un atome très électronégatif, alors il peut établir une liaison nommée **liaison hydrogène** avec un atome très électronégatif possédant au moins un doublet non liant (généralement **O**, **F** ou **N**).

A noter :

- Ces interactions sont aussi de type électrostatique.
- Leur intensité est 5 à 10 fois supérieure à celle des liaisons de Van der Waals, mais reste bien inférieure à celle des liaisons covalentes.
- **Lorsqu'on chauffe de la matière, on augmente l'agitation des atomes, des molécules ou des ions qui la composent.** Si l'on chauffe suffisamment, les liaisons intermoléculaires ne suffisent plus à maintenir les molécules en place et ces dernières se déplacent alors les unes par rapport aux autres : c'est la **fusion**. Il en va de même pour les ions dans les composés ioniques. En chauffant trop fort, l'agitation thermique peut devenir suffisante pour détruire les structures moléculaires (pyrolyse).

II. Dissolution

Lorsqu'un introduit un composé solide dans un liquide, il peut se passer deux choses :

Situation A :

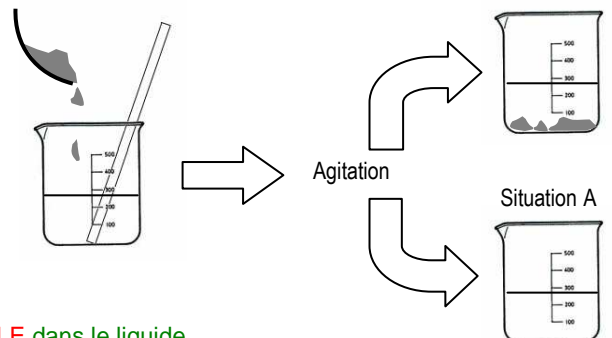
Le composé solide se dissout dans le liquide. Ce composé est alors appelé **soluté** et le liquide **solvant**. L'ensemble formé est appelé **solution**.

Situation B :

Le composé solide ne se dissout pas dans le liquide malgré l'agitation intense. Le composé est alors **insoluble** dans le solvant choisi.

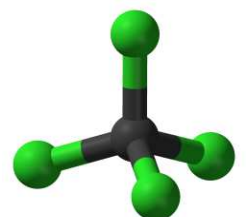
A retenir :

- **Un solvant polaire peut dissoudre des espèces chimiques polaires ou ioniques.**
- **Un solvant apolaire peut dissoudre des espèces chimiques apolaires.**
- **Lorsqu'un solide peut se dissoudre dans un liquide, on dit qu'il est SOLUBLE dans le liquide.**
- **Lorsqu'un liquide peut se mélanger intimement avec un liquide d'une autre nature, on dit qu'ils sont MISCIBLES.**



Exercice 3 :

1. Comment appelle-t-on une solution dont le solvant majoritaire est de l'eau distillée ?
2. Le tétrachlorure de méthane CCl_4 est un solvant souvent utilisé en chimie organique. Les liaisons dans cette molécule sont-elles polarisées ? Est-il néanmoins judicieux d'utiliser un tel solvant pour dissoudre du chlorure de fer II (FeCl_2) ?
3. Expliquer pourquoi le sel de cuisine est soluble dans l'eau et pourquoi il est impossible de dissoudre du sel dans de l'huile.



La dissolution d'un solide ionique dans un solvant se fait en trois étapes :

① **Dissociation** du solide ionique :

Les interactions qui apparaissent entre le solvant et les ions diminuent fortement les forces de Coulomb entre les ions : le composé ionique se dissocie progressivement.

② **Solvatation** (hydratation si le solvant est de l'eau) :

Les ions s'entourent des molécules polaires du solvant.

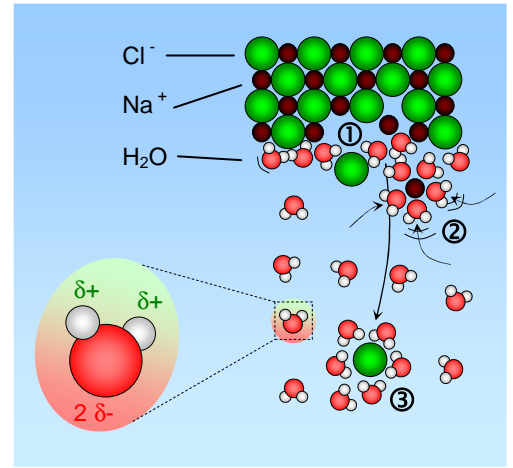
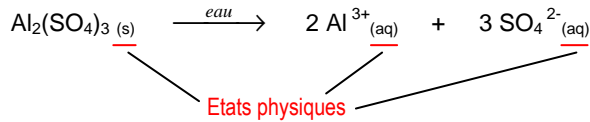
③ **Dispersion** des ions :

L'agitation thermique et le mouvement brownien dispersent les ions ainsi solvatés.

Exemple :

On dissout du sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ solide dans de l'eau distillée pour obtenir une solution aqueuse de sulfate d'aluminium.

Lors de cette dissolution, on observe la transformation chimique suivante :



On distingue alors 2 types de concentrations en quantité de matière distinctes :

• **La concentration en soluté apporté C**

C'est une concentration théorique qui indique la quantité de soluté introduite pour un litre de solution.

C'est donc ici la quantité de sulfate d'aluminium introduite pour un litre de solution.

Néanmoins, il est interdit de la noter $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]$ car l'espèce $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ n'existe plus dans l'eau.

• **Les concentrations réelles des ions présents notées $[\text{Al}^{3+}]$ et $[\text{SO}_4^{2-}]$.**

Exercice 4 :

On dispose d'une solution de chlorure de fer III de concentration massique $t = 3,27 \text{ g/L}$.

- Déterminer la concentration C en soluté apporté.
- Ecrire l'équation de dissolution qui a eu lieu lors de la préparation de cette solution.
- En déduire la concentration des ions présents dans la solution en fonction de C , puis la calculer en mol/L .

III. Solubilité

La solubilité notée s d'une espèce chimique dans un solvant est la quantité maximale de ce soluté ou la masse maximale de soluté que l'on peut y dissoudre à une température donnée.

En règle générale, la solubilité d'un solide dans l'eau augmente avec la température. Il existe des contre-exemples comme l'hydroxyde de calcium ou le carbonate de lithium.

$$s = \frac{n_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solvant}}} \quad \left| \begin{array}{l} s \text{ en } \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ n \text{ en } \text{mol} \\ V \text{ en } \text{L} \end{array} \right. \quad \text{ou} \quad s = \frac{m_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solvant}}} \quad \left| \begin{array}{l} s \text{ en } \text{g} \cdot \text{L}^{-1} \\ m \text{ en } \text{g} \\ V \text{ en } \text{L} \end{array} \right.$$

		Solvants polaires	Solvants apolaires
Composés ioniques		Très solubles grâce aux interactions électrostatiques	Insolubles
Composés moléculaires	polaires	Très solubles grâce aux interactions de Van der Waals et parfois aux liaisons hydrogènes	Très peu à insolubles
	apolaires	Parfois solubles grâce aux interactions de Van der Waals qui peuvent polariser des molécules apolaires	Très solubles grâce aux interactions de Van der Waals

La mer Morte est un lac salé partagé entre Israël, la Cisjordanie et la Jordanie. Sa surface située à plus de 400 m en dessous du niveau de la mer en fait le point le plus bas de la terre. Elle est réputée pour sa salinité extrêmement élevée, qui permet de flotter facilement, et pour sa boue noire riche en minéraux, utilisée à des fins cosmétiques et thérapeutiques dans les spas de la région.

D'une surface approximative de 810 km², elle est alimentée par le Jourdain. Alors que la salinité moyenne de l'eau de mer oscille entre 2 et 4 %, celle de la mer Morte est d'approximativement 27,5 % ($s = 275 \text{ g/L}$).

Aucun poisson ni aucune algue macroscopique ne peuvent subsister dans de telles conditions, ce qui lui vaut le nom de « mer morte ».

Néanmoins des organismes microscopiques (plancton, bactéries halophiles et halobacteria, etc.) s'y développent normalement.



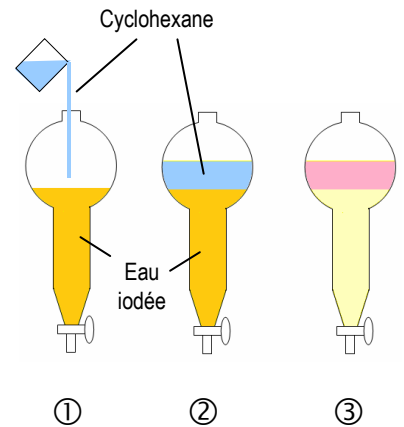
IV. Extraction d'une espèce

Pour extraire une espèce chimique dissoute dans un solvant, on utilise généralement la technique de l'**extraction liquide-liquide**. Cette technique permet de transférer une espèce présente dans un solvant vers un autre solvant non miscible au premier et dans lequel elle est bien plus soluble.

Exercice 5 :

On cherche à extraire le diiode I_2 présent dans une solution aqueuse contenant uniquement de l'eau et du diiode. On place cette solution dans une ampoule à décanter et l'on rajoute (①) alors un solvant apolaire pur incolore nommé cyclohexane.

1. Quelle est la couleur du diiode dans l'eau ?
2. Le cyclohexane est-il miscible à l'eau ? Justifier.
3. Justifier le fait que la molécule de diiode est beaucoup plus soluble dans le cyclohexane que dans l'eau.
4. Pour passer de l'étape ② à l'étape ③ on agite vigoureusement l'ampoule. Quelles observations permettent de conclure que du diiode a été extrait de la solution aqueuse ? L'extraction a-t-elle été totale ?
5. Quelle est la couleur du diiode dans le cyclohexane ? Que peut-on en conclure ?



- Pour une extraction, le solvant extracteur et le solvant de départ ne doivent pas être miscibles.
- L'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant de départ.

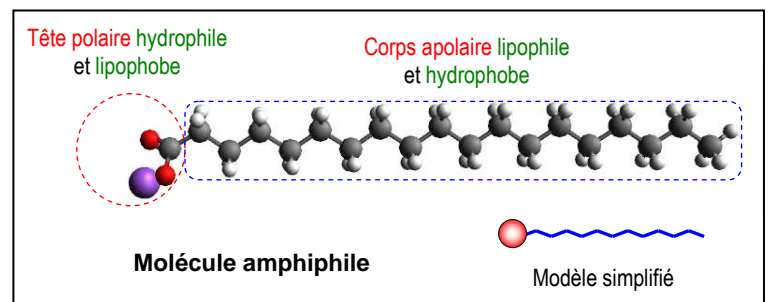
V. Les molécules amphiphiles

V.1. Composés tensioactifs

Un tensioactif est une molécule **amphiphile** car elle présente, de part sa structure, deux parties aux **propriétés antagonistes** :

- une **tête polaire hydrophile** qui n'a aucune affinité avec les solvants apolaires et notamment les graisses : elle est donc **lipophobe**.
- une longue **chaîne apolaire lipophile** qui n'a aucune affinité avec les solvants polaires tels que l'eau : elle est donc **hydrophobe**.

Les savons, les détergents ou encore les émulsifiants sont des molécules amphiphiles.



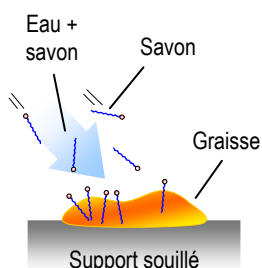
V.2. Propriétés dégraissantes

Si l'on verse du savon dans de l'eau, les molécules amphiphiles du savon (en réalité des ions carboxylate) se déploient sur la surface libre de l'eau et forment ensuite des micelles si cette surface est complètement occupée. Les têtes hydrophiles plongent dans l'eau et les chaînes aliphatiques s'en isolent, soit en restant hors de l'eau, soit en faisant des micelles.

Pourquoi le savon dégraisse-t-il ?

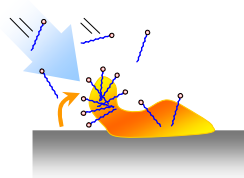
Etape 1 :

Les ions carboxylate apportés par l'eau savonneuse se plantent dans le corps gras.



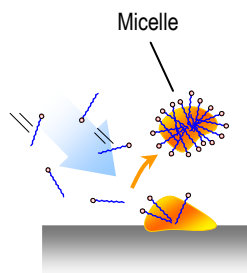
Etape 2 :

Les ions carboxylate plantés en nombre et entraînés par l'agitation de l'eau grâce à leur tête hydrophile, soulèvent et décollent le corps gras pour s'y planter plus en profondeur.

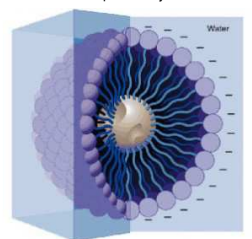
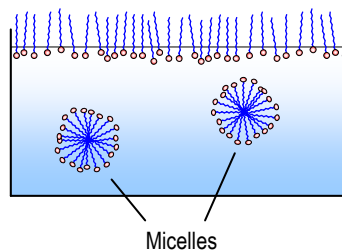


Etape 3 :

Des morceaux de corps gras se décollent, entourés d'ions carboxylate formant des micelles. La graisse piégée dans ces micelles ne peut se redéposer sur la surface.



Coupe d'une micelle en 3D
Source : <https://www.jrhessco.com/>



Formation d'une bulle de savon :

Une fine pellicule d'eau reste piégée entre deux couches de molécules tensioactives :

