

De la cohésion à la solubilité d'espèces chimiques

LE PROGRAMME

2. De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière

Le constat d'une cohésion à l'échelle macroscopique des liquides et des solides est l'occasion d'introduire, au niveau microscopique, le concept d'interaction entre entités, notamment l'interaction par pont hydrogène. Les différents types d'interaction sont ensuite réinvestis pour rendre compte d'opérations courantes au laboratoire de chimie : dissolution d'un composé solide ionique ou moléculaire

dans un solvant et extraction liquide-liquide d'une espèce chimique.

Notions abordées en seconde

Tableau périodique, analyse de configuration électronique, électrons de valence, stabilité des gaz nobles, ions monoatomiques, modèle de la liaison covalente, lecture de schémas de Lewis de molécules, solution, solutés, solvant, concentration maximale d'un soluté (solubilité).

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Cohésion dans un solide. Modélisation par des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par pont hydrogène.	Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.
Dissolution des solides ioniques dans l'eau. Équation de réaction de dissolution.	Expliquer la capacité de l'eau à dissocier une espèce ionique et à solvater les ions. Modéliser, au niveau macroscopique, la dissolution d'un composé ionique dans l'eau par une équation de réaction, en utilisant les notations (s) et (aq). Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.
Extraction par un solvant. Solubilité dans un solvant. Miscibilité de deux liquides.	Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités. <i>Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).</i> Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants. <i>Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.</i>
Hydrophilie/lipophilie/amphiphilie d'une espèce chimique organique.	Expliquer le caractère amphiphile et les propriétés lavantes d'un savon à partir de la formule semi-développée de ses entités. Citer des applications usuelles de tensioactifs. Illustrer les propriétés des savons.

SITUATION 1

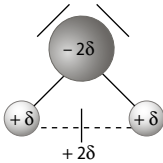
Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis la notion de molécule polaire et apolaire.

► Exemple de réponse attendue

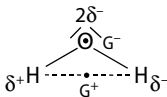
1. $\chi_{\text{O}} = 3,4$ et $\chi_{\text{H}} = 2,2$: l'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène.

$\Delta\chi = 3,4 - 2,2 = 1,2$ et $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ à 2 : chaque liaison O—H est donc polarisée.

Dans la molécule, l'atome d'oxygène porte deux charges partielles négatives $2\delta^-$ et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive δ^+ .



En raison de la structure coudée de la molécule d'eau, la position du barycentre des charges partielles positives G^+ n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives G^- .



Conclusion

La molécule d'eau est donc polaire, elle possède un pôle positif et un pôle négatif.

2. $\chi_{\text{C}} = 2,6$ et $\chi_{\text{H}} = 2,2$: l'atome de carbone est légèrement plus électronégatif que l'atome d'hydrogène. $\Delta\chi = 2,6 - 2,2 = 0,4$ et pour que la liaison C—H soit polarisée, il faudrait que $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ à 2.

La différence d'électronégativité entre les deux atomes n'est pas assez importante et la liaison C—H est donc non polarisée. La molécule d'heptane est constituée uniquement de liaisons non polarisées (C—C et C—H), donc aucune charge partielle n'apparaît sur la molécule.

Conclusion

La molécule d'heptane est apolaire.

SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves distinguent bien une liaison covalente d'une liaison ionique.

Exemple de réponse attendue

$\chi_{\text{Cl}} = 3,2$ et $\chi_{\text{Na}} = 0,9$: $\Delta\chi = 3,2 - 0,9 = 2,3$.

$\Delta\chi > 2$ donc la différence d'électronégativité est trop importante pour qu'une liaison covalente puisse se former. Les deux atomes ne peuvent pas partager un doublet liant car l'atome de chlore

l'« attire » totalement vers lui, il se forme alors un ion chlorure Cl^- et un ion sodium Na^+ . On dit que la liaison entre le chlore et le sodium est une liaison ionique.

SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis la notion de concentration en quantité de matière.

Exemple de réponse attendue

Dans cette situation, le soluté est le sucre et le solvant est l'eau. La masse de sucre dissoute dans l'eau est $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 6,0$ g.

Le volume de la solution obtenue est $V = 80$ mL = 80×10^{-3} L.

La quantité de matière de soluté est :

$$n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}$$

On calcule la concentration en quantité de matière de soluté :

$$c = \frac{n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{V} = \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) \cdot V}$$

Application numérique :

$$c = \frac{6,0}{80 \times 10^{-3}} = 0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Le résultat est donné avec deux chiffres significatifs, comme les données les moins précises de l'énoncé (6,0 g et 80 mL).

ACTIVITÉS

p. 86 ■ ACTIVITÉ 1

Solubilité d'un solide

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Lors de cette activité expérimentale, les élèves vont dans un premier temps, comparer la solubilité de plusieurs espèces solides dans différents solvants. Ensuite, dans un deuxième temps, à l'aide des pistes de résolution, ils devront rédiger une règle générale qui permet de prévoir la solubilité d'un solide dans un solvant. Seul le critère de polarité du soluté et du solvant sera pris en compte pour rédiger cette règle.

Remarque de mise en œuvre : les solutés et les solvants mis à la disposition des élèves ont été choisis pour que les interprétations et les comparaisons de solubilités soient les plus simples possibles afin de faciliter la rédaction de la règle générale. Par exemple le sulfate de cuivre (solide ionique) n'est

pas mis à la disposition des élèves, car il n'est quasiment pas soluble dans l'éthanol (solvant polaire). De plus l'observation de la faible solubilité du saccharose (molécule polaire) dans l'éthanol et l'acétone (solvants polaires) montre aux élèves que le critère de polarité n'est pas le seul à prendre en compte pour prévoir la solubilité d'une espèce solide dans un solvant.

›Hypothèse

La solubilité d'une espèce solide dans un solvant doit dépendre de la nature du solide (du soluté) et de la nature du solvant. On peut penser que la polarité des espèces chimiques (soluté et solvant) joue un rôle dans la solubilité.

›Pistes de résolution

1. Tests de solubilité des différents solides dans les différents solvants

Solubilité dans	Chlorure de cobalt (solide ionique)	Saccharose (molécule polaire)	Rouge de méthyle (molécule apolaire)
eau (solvant polaire)	grande	grande	presque nulle
éthanol (solvant polaire)	grande	faible	grande
acétone (solvant polaire)	grande	faible	grande
cyclohexane (solvant apolaire)	nulle	nulle	grande

2. a. Le chlorure de cobalt est soluble dans l'eau, l'éthanol et l'acétone mais il est insoluble dans le cyclohexane. Les solvants capables de dissoudre le chlorure de cobalt sont des solvants polaires.

b. Tout comme le chlorure de cobalt, le sulfate de cuivre est soluble dans l'eau (solvant polaire) et insoluble dans le cyclohexane (solvant apolaire).

3. Le rouge de méthyle (molécule quasiment apolaire) est soluble dans le cyclohexane (solvant apolaire) et quasiment insoluble dans l'eau (solvant polaire). Le saccharose (molécule polaire) est insoluble dans le cyclohexane (solvant apolaire) et soluble dans l'eau (solvant polaire).

›Conclusion

4. « Qui se ressemble s'assemble » signifie que les solvants dissolvent mieux les solutés qui leur ressemblent, c'est-à-dire qu'un soluté est d'autant plus soluble dans un solvant que sa structure est proche de celle du solvant.

Les solutés solides ioniques et polaires sont généralement plus solubles dans les solvants polaires que dans les solvants apolaires.

Exemples

✓ Le sulfate de cuivre et le chlorure de cobalt, solides ioniques, sont solubles dans l'eau, éthanol, et l'acétone (solvants polaires) mais insolubles dans le cyclohexane (solvant apolaire).

✓ Le saccharose, solide moléculaire polaire, est soluble dans l'eau (solvant polaire), mais insoluble dans le cyclohexane (solvant apolaire).

Les solutés apolaires sont plus solubles dans les solvants apolaires que dans les solvants polaires.

Exemple

✓ Le rouge de méthyle (solide apolaire ou très faiblement polaire) est soluble dans le cyclohexane (solvant apolaire) et insoluble dans l'eau (solvant polaire).

Pour résumer et simplifier : la polarité n'est pas la seule propriété à prendre en compte pour interpréter la solubilité d'une espèce dans un solvant, cependant pour prévoir la solubilité d'un solide dans un solvant donné, on peut utiliser la règle du « qui se ressemble s'assemble ».

p. 87 ■ **ACTIVITÉ 2**

Extraction liquide-liquide d'un soluté

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Dans cette activité expérimentale, les élèves mettent en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire. Pour cela, ils choisissent tout d'abord un solvant extracteur en considérant plusieurs critères (solubilité, miscibilité), ensuite ils élaborent un protocole expérimental en respectant les consignes de sécurité et enfin ils réalisent l'extraction.

Remarque de mise en œuvre : cette activité est proposée sous trois formes de démarche. Pour la « démarche experte » seuls les documents donnés permettent d'effectuer les trois étapes de l'activité. Pour les démarches « avancée » et « élémentaire », des questions permettent de guider les élèves.

›Démarche experte

1. Pour définir un protocole expérimental permettant de réaliser une extraction liquide-liquide du

benzaldéhyde, il faut commencer par s'assurer que le **sirop d'orgeat en contient**. D'après le doc. 2, le sirop d'orgeat contient de l'eau en grande quantité, c'est donc une solution aqueuse, c'est-à-dire une solution dont le solvant est l'eau. D'après le doc. 1, le benzaldéhyde est un arôme contenu dans les amandes amères, qui est utilisé pour parfumer le sirop d'orgeat. D'après le doc. 2, on peut penser que le benzaldéhyde est présent dans le sirop d'orgeat, puisqu'il contient un arôme naturel d'amande amère. Le sirop d'orgeat est donc une solution aqueuse contenant du benzaldéhyde. Donc on va pouvoir en extraire le benzaldéhyde.

Ensuite, comme on désire faire une extraction du benzaldéhyde de la phase aqueuse, il faut choisir un **solvant extracteur** dans lequel le benzaldéhyde y est plus soluble que dans l'eau. De plus, le solvant choisi ne doit pas être miscible à l'eau pour que les deux phases liquides soient bien distinctes. D'après le doc. 3, il faut choisir comme solvant extracteur l'éther diéthylique, car le benzaldéhyde y est très soluble (sa solubilité y est très grande). De plus, il n'est pas miscible à l'eau (sa miscibilité à l'eau est nulle).

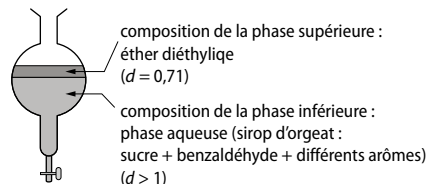
Enfin, il convient de respecter certaines **consignes de sécurité**. D'après le doc. 2, l'éther diéthylique est toxique, irritant et inflammable. Il faudra donc le manipuler sous la hotte et loin de toute source de chaleur ou flamme.

En tenant compte de ces éléments, on peut alors élaborer le **protocole expérimental pour réaliser l'extraction liquide-liquide du benzaldéhyde**.

- On verse le volume de 10 mL de sirop d'orgeat mis à notre disposition dans une ampoule à décanter.
- Il faut prélever un volume d'éther diéthylique. Le volume du solvant extracteur peut être inférieur au volume de solution aqueuse puisque le benzaldéhyde y est beaucoup plus soluble. On prélève environ 5 mL à l'aide de l'éprouvette graduée.
- On observe deux phases dans l'ampoule à décanter : une phase supérieure et une phase inférieure.
- D'après le doc. 3, la masse volumique de l'éther diéthylique est $0,71 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et celle de l'eau est $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Par conséquent, la masse volumique du sirop d'orgeat doit être supérieure à $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ puisque c'est une solution aqueuse sucrée. La densité de l'éther diéthylique est :

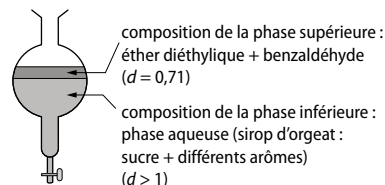
$$d = \frac{\mu(\text{éther})}{\mu(\text{eau})} = \frac{0,71}{1} = 0,71.$$

La phase supérieure est formée par le liquide le moins dense, donc la phase supérieure correspond à l'éther diéthylique.



ampoule à décanter avant l'agitation

- Pour favoriser le « passage du benzaldéhyde » de la phase aqueuse vers l'éther diéthylique, il faut agiter l'ampoule à décanter. Il ne faut pas oublier de dégazer de temps en temps pour éviter une surpression dans l'ampoule. Après agitation, on repose l'ampoule sur son support.
- On laisse décanter pour que les deux phases liquides se séparent.
- Normalement, après agitation, le benzaldéhyde est passé du sirop d'orgeat vers l'éther diéthylique, donc la composition des phases a changé. On a maintenant :



ampoule à décanter après l'agitation

- Pour récupérer le benzaldéhyde, il faut donc récupérer la phase supérieure. Pour cela, on évacue la phase inférieure dans un béccher, grâce au robinet de l'ampoule à décanter (ne pas oublier d'enlever le bouchon). On prend un autre béccher pour récupérer la phase qui contient le benzaldéhyde.

2. Mise en œuvre de l'extraction.

3. Protocole pour récupérer le benzaldéhyde pur

D'après le doc. 1, la température d'ébullition du benzaldéhyde est de $178,1 \text{ }^\circ\text{C}$ et d'après le doc. 3, la température d'ébullition de l'éther diéthylique est de $35 \text{ }^\circ\text{C}$.

$T_{\text{éb}}(\text{éther diéthylique}) = 35 \text{ }^\circ\text{C} < T_{\text{éb}}(\text{benzaldéhyde}) = 178,1 \text{ }^\circ\text{C}$. Si on chauffe (sous la hotte) la phase récupérée, l'éther diéthylique s'évaporerà à faible température ($35 \text{ }^\circ\text{C}$), et on pourra récupérer le benzaldéhyde pur.

➤ Démarche avancée

1. a. D'après le doc. 2, le sirop d'orgeat contient de l'eau en grande quantité, c'est donc une solution aqueuse, c'est-à-dire une solution dont le solvant est l'eau. D'après le doc. 1, le benzaldéhyde est un arôme contenu dans les amandes amères qui est utilisé pour parfumer le sirop d'orgeat. D'après le doc. 2, on peut penser que le benzaldéhyde est

présent dans le sirop d'orgeat, puisqu'il contient un arôme naturel d'amande amère. Le sirop d'orgeat est donc une solution aqueuse contenant du benzaldéhyde. On va donc pouvoir extraire le benzaldéhyde du sirop d'orgeat.

b. Il faut utiliser une ampoule à décanter.

c. Comme on désire faire une extraction du benzaldéhyde de la phase aqueuse, il faut choisir un solvant extracteur dans lequel le benzaldéhyde y est plus soluble que dans l'eau, et de plus, le solvant choisi ne doit pas être miscible à l'eau pour que les deux phases liquides soient bien distinctes. D'après le doc. 3, il faut choisir comme solvant extracteur l'éther diéthylique, car le benzaldéhyde y est très soluble (sa solubilité y est très grande), et de plus, il n'est pas miscible à l'eau (sa miscibilité à l'eau est nulle).

2. a.

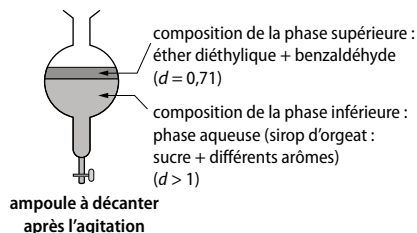
- On verse le volume de 10 mL de sirop d'orgeat mis à notre disposition dans une ampoule à décanter.

- Il faut prélever un volume d'éther diéthylique. Le volume du solvant extracteur peut être inférieur au volume de solution aqueuse puisque le benzaldéhyde y est beaucoup plus soluble. On prélève environ 5 mL à l'aide de l'éprouvette graduée.

- On observe deux phases dans l'ampoule à décanter : une phase supérieure et une phase inférieure. D'après le doc. 3, la masse volumique de l'éther diéthylique est $0,71 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et celle de l'eau est $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ (donc celle du sirop d'orgeat doit être supérieure à $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ puisque c'est une solution aqueuse sucrée). La densité de l'éther diéthylique est :

$$d = \frac{\mu(\text{éther})}{\mu(\text{eau})} = \frac{0,71}{1} = 0,71.$$

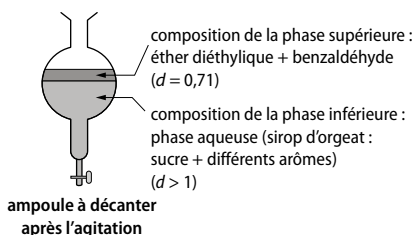
La phase supérieure est formée par le liquide le moins dense, donc la phase supérieure correspond à l'éther diéthylique.



- Pour favoriser le « passage du benzaldéhyde » de la phase aqueuse vers l'éther diéthylique, il faut agiter l'ampoule à décanter. Il ne faut pas oublier de dégazer de temps en temps pour éviter une surpression dans l'ampoule. Après agitation, on repose l'ampoule sur son support.

- On laisse décanter pour que les deux phases liquides se séparent.

- Normalement, après agitation, le benzaldéhyde est passé du sirop d'orgeat vers l'éther diéthylique, donc la composition des phases a changé. On a maintenant :



- Pour récupérer le benzaldéhyde, il faut donc récupérer la phase supérieure. Pour cela on évacue la phase inférieure dans un béccher, grâce au robinet de l'ampoule à décanter (ne pas oublier d'enlever le bouchon). On prend un autre béccher pour récupérer la phase qui contient le benzaldéhyde.

► *Mise en œuvre de l'extraction*

b. D'après le doc. 1, la température d'ébullition du benzaldéhyde est de $178,1 \text{ }^\circ\text{C}$ et d'après le doc. 3, la température d'ébullition de l'éther diéthylique est de $35 \text{ }^\circ\text{C}$.

$$T_{\text{eb}}(\text{l'éther diéthylique}) = 35 \text{ }^\circ\text{C} < T_{\text{eb}}(\text{benzaldéhyde}) = 178,1 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Si on chauffe (sous la hotte) la phase récupérée, l'éther diéthylique s'évaporerait à faible température ($35 \text{ }^\circ\text{C}$), et on pourra récupérer le benzaldéhyde pur.

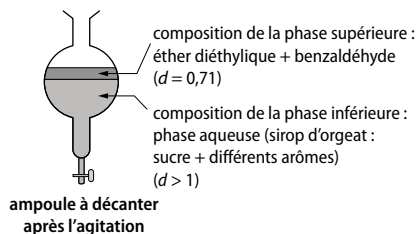
► **Démarche élémentaire**

1. On désire faire une extraction du benzaldéhyde de la phase aqueuse, il faut donc choisir un solvant extracteur dans lequel le benzaldéhyde y est plus soluble que dans l'eau et de plus le solvant choisi ne doit pas être miscible à l'eau pour que les deux phases liquides soient bien distinctes. D'après le doc. 3, il faut choisir comme solvant extracteur l'éther diéthylique, car le benzaldéhyde y est très soluble (sa solubilité y est très grande) et de plus il n'est pas miscible à l'eau (sa miscibilité à l'eau est nulle).

2. Les consignes de sécurité à respecter : d'après le doc. 3, l'éther diéthylique est toxique, irritant et inflammable. Il faudra donc le manipuler sous la hotte et loin de toute source de chaleur ou flamme.

3. Pour cette étape, les élèves peuvent s'aider de la fiche pratique p. 384 « Comment utiliser une ampoule à décanter ».

4. a. Après l'agitation et la décantation, on observe deux phases dans l'ampoule à décanter : une phase supérieure et une phase inférieure.



D'après le doc. 2, la masse volumique de l'éther diéthylique est $0,71 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et la celle de l'eau est $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. En conséquent, celle du sirop d'orgeat doit être supérieure à 1 puisque c'est une solution aqueuse sucrée. La densité de l'éther diéthylique est :

$$d = \frac{\mu(\text{éther})}{\mu(\text{eau})} = \frac{0,71}{1} = 0,71.$$

La phase supérieure est formée par le liquide le moins dense, donc la phase supérieure correspond à l'éther diéthylique. Pour récupérer le benzaldéhyde, il faut donc récupérer la phase supérieure. Pour cela, on évacue la phase inférieure dans un bécher, grâce au robinet de l'ampoule à décanter (ne pas oublier d'enlever le bouchon). On prend un autre bécher pour récupérer la phase qui contient le benzaldéhyde.

b. Récupération de la phase.

5. D'après le doc. 1, la température d'ébullition du benzaldéhyde est de $178,1 \text{ }^\circ\text{C}$ et d'après le doc. 3, la température d'ébullition de l'éther diéthylique est $35 \text{ }^\circ\text{C}$.

$T_{\text{eb}}(\text{l'éther diéthylique}) = 35 \text{ }^\circ\text{C} < T_{\text{eb}}(\text{benzaldéhyde}) = 178,1 \text{ }^\circ\text{C}$
Si on chauffe (sous la hotte) la phase récupérée, l'éther diéthylique s'évaporerà à faible température ($35 \text{ }^\circ\text{C}$), et on pourra récupérer le benzaldéhyde pur.

p. 88 ■ **ACTIVITÉ 3**

Les propriétés des savons

Lors de cette activité expérimentale, les élèves mettent en évidence le caractère amphiphile et les propriétés lavantes des ions carboxylate présents dans le savon de Marseille, ensuite à l'aide de plusieurs réactions de précipitation, ils découvrent les qualités que doit posséder l'eau d'une lessive pour que l'efficacité d'un savon soit maximale.

Remarque de mise en œuvre : pour gagner du temps, la solution d'eau savonneuse peut être préparée à l'avance.

► Exploitation et analyse

1. a. Dans le tube A (eau du robinet + huile) : l'huile et l'eau se séparent en deux phases distinctes, car l'huile et l'eau ne sont pas miscibles. Après agitation, de fines gouttelettes d'huiles se forment et

se dispersent dans l'eau, mais après quelques instants ; elles remontent à la surface et se rassemblent pour reformer la phase huileuse.

Dans le tube B (solution S + huile) : après agitation de fines gouttelettes d'huiles se forment et se dispersent dans l'eau, mais après quelques instants ; elles ne remontent pas à la surface (comme dans le tube A) elles restent dispersées dans l'eau. Les ions RCO_2^- (aq) présents dans le savon de Marseille forment des micelles qui « emprisonnent » les gouttelettes d'huiles, qui ne peuvent plus se rassembler. Les micelles dispersent les gouttelettes d'huiles dans l'eau.

b. Ce test met en évidence le caractère amphiphile du savon, caractère qui lui donne ses propriétés lavantes.

2. Test n° 2

On observe la formation d'un précipité blanc : RCO_2^- (aq) + H^+ (aq) \rightarrow RCO_2H (s).

Test n° 3

On observe la formation d'un précipité blanc : 2RCO_2^- (aq) + Ca^{2+} (aq) \rightarrow $\text{Ca}(\text{RCO}_2)_2$ (s).

Test n° 4

On observe la formation d'un précipité blanc : 2RCO_2^- (aq) + Mg^{2+} (aq) \rightarrow $\text{Mg}(\text{RCO}_2)_2$ (s).

Test n° 5

On observe la formation d'un précipité blanc : RCO_2^- (aq) + Na^+ (aq) \rightarrow NaRCO_2 (s).

► Synthèse

3. Les ions RCO_2^- (aq) présents dans le savon de Marseille forment un précipité dans :

- une solution acide (riche en ions H^+ (aq)) \rightarrow test n° 2 ;
- une solution riche en ions calcium (Ca^{2+} (aq)) \rightarrow test n° 3 ;
- une solution riche en ions magnésium (Mg^{2+} (aq)) \rightarrow test n° 4 ;
- une solution riche en ions sodium (Na^+ (aq)) \rightarrow test n° 5.

Pour former un précipité les ions RCO_2^- (aq) s'associent aux différents cations (H^+ (aq), Ca^{2+} (aq), Mg^{2+} (aq) et Na^+ (aq)) présents dans l'eau. Les ions RCO_2^- (aq) ne sont plus disponibles pour former des micelles et le savon est alors moins efficace, en effet il faut attendre que tous les cations soient précipités pour que les ions RCO_2^- (aq) en excédent puissent former des micelles.

► Conclusion

Pour que le lavage soit efficace, il faut suffisamment d'ions RCO_2^- (aq) en solution pour former des micelles. Ces ions ne doivent donc pas être

consommés par des réactions de précipitation. Pour cela, l'eau utilisée ne doit pas contenir de grande quantité d'ions : H^+ (aq), Ca^{2+} (aq), Mg^{2+} (aq) et Na^+ (aq).

L'eau ne doit pas contenir trop d'ions H^+ (aq), donc elle ne doit pas être acide.

L'eau ne doit pas contenir trop d'ions Ca^{2+} (aq) et Mg^{2+} (aq), donc elle ne doit pas être trop calcaire.

L'eau ne doit pas contenir trop d'ions Na^+ (aq), donc elle ne doit pas être salée.

Une eau acide, une eau salée (notamment l'eau de mer) et une eau trop calcaire sont défavorables à l'action d'un savon.

EXERCICES

Vérifier l'essentiel

p. 94

- 1 B. 2 B. 3 A et C.
 4 A. 5 A, B et C. 6 B et C.
 7 B et C.

Acquérir les notions

> Cohésion dans un solide

8 Les solides moléculaires, sont des empilements réguliers de molécules. Dans les molécules, les atomes sont reliés entre eux par des liaisons de covalence. Les solides moléculaires sont donc : le saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (s), le diiode I_2 (s), la glace H_2O (s), et le chlorure d'iode ICl (s).

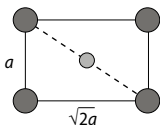
Les solides ioniques, sont des empilements réguliers d'anions et de cations. Les éléments présents dans un solide ionique ont une très grande différence d'électronégativité. Les solides ioniques sont : le chlorure de sodium NaCl (s), le chlorure de lithium LiCl (s), et le fluorure de sodium NaF (s).

9 1. Le chlorure de césium solide est constitué d'un empilement régulier d'anions chlorure Cl^- et de cations césium Cs^+ , c'est donc un solide ionique.

2. Il y a des interactions électrostatiques attractives entre les ions Cs^+ et les ions Cl^- , et des interactions électrostatiques répulsives entre les ions Cs^+ et Cs^+ et Cl^- et Cl^- .

3. a. La distance entre deux ions Cl^- est a .

b. Calcul de la longueur de d , la diagonale du cube (bleue en pointillés) : dans le triangle rectangle de côté a et $\sqrt{2}a$, on a :



$$(\sqrt{2}a)^2 + a^2 = 3a^2 \text{ donc } d = \sqrt{3}a.$$

$$\text{Donc } d(\text{Cl}^-/\text{Cs}^+) = a \times \frac{\sqrt{3}}{2}.$$

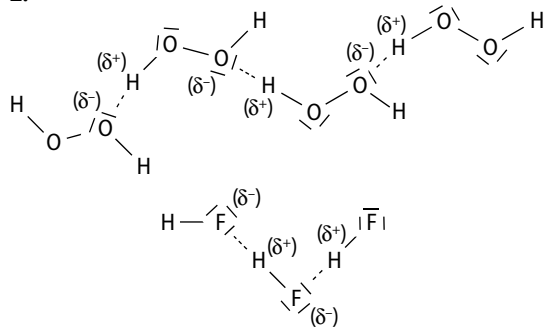
$$\text{c. } a \times \frac{\sqrt{3}}{2} < a.$$

L'intensité des interactions électrostatiques diminue lorsque la distance entre les ions augmente. Dans le solide, la distance entre les ions de même charge est supérieure à la distance entre les ions de charges opposées. L'intensité des interactions attractives est donc supérieure à l'intensité des interactions répulsives.

4. La cohésion du chlorure de césium est assurée par les interactions électrostatiques attractives qui existent entre les cations Cs^+ et les anions Cl^- .

10 1. Un pont hydrogène se forme entre deux molécules si une molécule possède un atome d'hydrogène H relié à un atome très électronégatif (comme O, F ou N), et si l'autre molécule possède un atome très électronégatif porteur de doublets non liants (comme O, F ou N). C'est le cas des molécules de H_2O_2 et HF.

2.

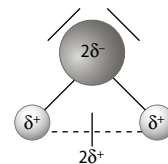


11 1. $\chi_S = 2,6$, $\chi_O = 3,4$ et $\chi_H = 2,2$.

$\Delta\chi = 3,4 - 2,2 = 1,2$ et $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ à 2 : chaque liaison O—H est donc polarisée.

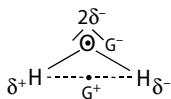
$\Delta\chi = 2,6 - 2,2 = 0,4$ et $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ à 2 : chaque liaison S—H est donc faiblement polarisée.

Dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène porte une charge partielle négative $2\delta^-$ et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive δ^+ .



Dans la molécule de sulfure d'hydrogène, l'atome de soufre porte une charge partielle négative $2\delta^-$ et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive δ^+ .

En raison de la structure coudée des deux molécules, la position du barycentre des charges partielles positives G^+ n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives G^- .



En conclusion, les deux molécules sont polaires : elles possèdent un pôle positif et un pôle négatif.

2. Les deux composés sont solides pour des températures inférieures à la température de fusion.

3. a. Les deux solides sont composés de molécules polaires, il existe donc des interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés.

On remarque aussi que des ponts hydrogène peuvent se former entre les molécules d'eau alors qu'ils ne peuvent pas se former entre les molécules de sulfure d'hydrogène, car l'atome de soufre n'est pas assez électronégatif.

En conclusion, la cohésion du sulfure d'hydrogène solide est assurée par les interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés des molécules polaires. La cohésion de l'eau solide est assurée par les interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés des molécules et par la formation des ponts hydrogène entre les molécules d'eau.

b. Un pont hydrogène est une interaction attractive d'intensité beaucoup plus grande que l'interaction entre charges partielles de signes opposés, les molécules d'eau sont donc plus « solidement accrochées » les unes aux autres que les molécules de sulfure d'hydrogène. Il faut donc fournir plus d'énergie pour rompre ces liaisons.

► Dissolution des solides ioniques dans l'eau

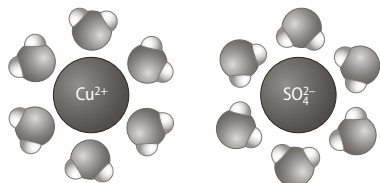
12 1. L'eau est capable de dissoudre un composé ionique, car elle est un solvant polaire.

2. Les deux étapes de la dissolution d'un soluté ionique dans l'eau sont la dissociation et la solvation.

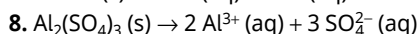
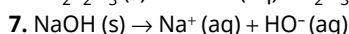
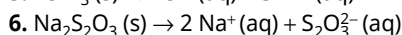
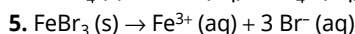
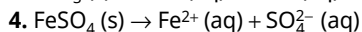
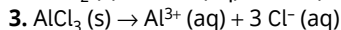
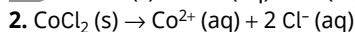
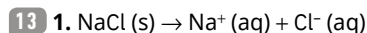
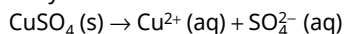
3. a. Dire que les ions sont « solvatés » signifie qu'ils sont entourés de molécules de solvant.

b. Dans cet exemple, le solvant est l'eau, donc on peut dire que les ions sont hydratés.

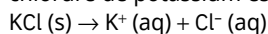
4. Le schéma de la solvation de ces ions par les molécules d'eau peut être :



5. L'équation de dissolution du sulfate de cuivre anhydre est :



14 1. a. L'équation de dissolution dans l'eau du chlorure de potassium est :



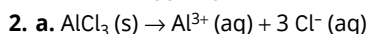
b. D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{KCl}) = n(\text{K}^+(\text{aq})) = n(\text{Cl}^-(\text{aq})).$$

$$\text{Donc } n(\text{K}^+(\text{aq})) = n(\text{Cl}^-(\text{aq})) = n = 2,50 \text{ mmol.}$$

c. $[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{n}{V}$.

$$[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{2,50 \times 10^{-3}}{200 \times 10^{-3}} = 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$



b. D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{AlCl}_3) = n(\text{Al}^{3+}(\text{aq})) \text{ et } n(\text{AlCl}_3) = \frac{n(\text{Cl}^-(\text{aq}))}{3}.$$

$$\text{Donc } n(\text{Al}^{3+}(\text{aq})) = 5,00 \text{ mmol}$$

$$\text{et } n(\text{Cl}^-(\text{aq})) = 3 \times 5,00 = 15,0 \text{ mmol.}$$

c. $[\text{Al}^{3+}] = \frac{n(\text{Al}^{3+}(\text{aq}))}{V} = \frac{5,00 \times 10^{-3}}{500 \times 10^{-3}}$

$$= 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-(\text{aq}))}{V} = \frac{3 \times 5,00 \times 10^{-3}}{500 \times 10^{-3}} = 3,00 \times 10^{-2}$$

$$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

► Miscibilité et solubilité

15 Les liaisons C—H de la molécule d'éthanol sont très faiblement polarisées car les électronégativités du carbone et de l'hydrogène sont proches : $\chi_{\text{C}} = 2,6$ et $\chi_{\text{H}} = 2,2$ et $\Delta\chi = 0,4$.

La liaison C—O est polarisée car $\chi_{\text{C}} = 2,6$ et $\chi_{\text{O}} = 3,4$ et $\Delta\chi = 0,8$.

La liaison O—H est polarisée car $\chi_{\text{O}} = 3,4$ et $\chi_{\text{H}} = 2,2$ et $\Delta\chi = 1,2$.

L'atome d'oxygène porte deux charges partielles négatives et le carbone et l'hydrogène portent une charge partielle positive.

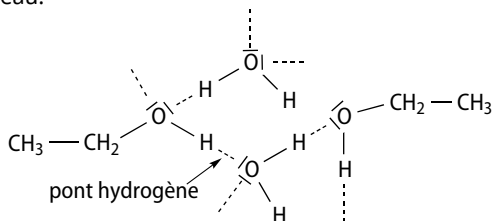
En raison de la structure de la molécule d'éthanol, la position du barycentre des charges partielles positives G^+ n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives G^- , la molécule est donc polaire.

L'eau est aussi une molécule polaire, il existe donc, entre les molécules d'eau et d'éthanol des

interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés.

De plus des ponts hydrogène peuvent se former entre les atomes d'hydrogène et d'oxygène des deux molécules.

Ces deux types d'interactions attractives (interactions entre charges partielles et ponts hydrogène) expliquent la grande miscibilité de l'éthanol dans l'eau.



16 Le diiode est un solide moléculaire constitué de molécules apolaires et l'eau est un solvant polaire, en général les solides moléculaires apolaires ne sont pas solubles (ou très peu solubles) dans les solvants polaires, le diiode est donc très peu soluble dans l'eau. Le cyclohexane est un solvant apolaire, car les liaisons présentes dans la molécule, sont soit non polarisées (C—C) soit très faiblement polarisée (C—H), de plus la molécule est symétrique.

En général, les solides moléculaires apolaires sont solubles dans les solvants apolaires, le diiode est donc soluble dans le cyclohexane.

17 La formule du borane est BH_3 , les liaisons B—H ne sont pas polaires (ou très faiblement polaires), car $\chi_B = 2,0$ et $\chi_H = 2,2$ et $\Delta\chi = 0,2 < 0,4$, donc la molécule n'est pas polaire.

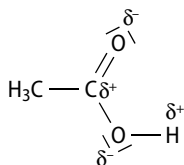
Remarque

De plus, la molécule est plane et symétrique, donc la position du barycentre des charges partielles positives G^+ est confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives G^- . La molécule est bien apolaire.

Le borane est un composé moléculaire apolaire et l'eau est un solvant polaire, en général les solides moléculaires apolaires ne sont pratiquement pas solubles dans les solvants polaires : le borane est donc non soluble dans l'eau.

18 Les liaisons C=O et C—O sont polarisées car $\chi_C = 2,6$ et $\chi_O = 3,4$ et $\Delta\chi = 0,8$.

La liaison O—H est polarisée car $\chi_O = 3,4$ et $\chi_H = 2,2$ et $\Delta\chi = 1,2$.

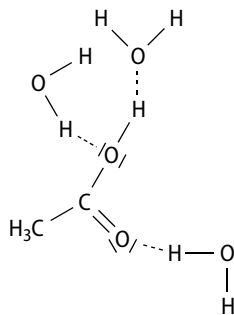


L'acide éthanoïque est donc une molécule polaire, car les liaisons C=O, C—O et O—H sont polarisées, et, car, en raison de la structure de la molécule, la position du barycentre des charges partielles positives G^+ n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives G^- .

L'eau est aussi une molécule polaire, il existe donc, entre les deux molécules polaires des interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés.

De plus, des ponts hydrogène peuvent se former entre les atomes d'hydrogène et d'oxygène des deux molécules, ce qui favorise la solubilité de l'acide dans l'eau.

Ces deux types d'interactions attractives (interactions entre charges partielles et ponts hydrogène) expliquent la grande solubilité de l'acide éthanoïque dans l'eau.



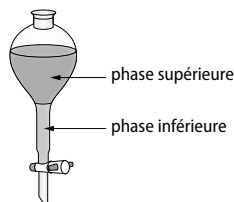
19 1. Le butanoate d'éthyle doit être très soluble dans le solvant extracteur et le solvant extracteur ne doit pas être miscible à l'eau.

Le solvant qui rassemble ces deux critères est le dichlorométhane.

2. La phase inférieure est la phase qui possède la plus grande masse volumique.

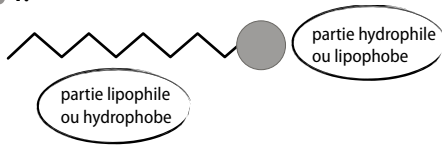
La phase inférieure est donc la phase organique, c'est-à-dire celle dont le solvant est le dichlorométhane et le soluté le butanoate d'éthyle.

La phase supérieure est la phase aqueuse, c'est-à-dire celle dont le solvant est l'eau. Cette phase contient toutes les espèces solubles dans l'eau et un peu de butanoate d'éthyle qui n'est pas passé dans le dichlorométhane.



>Caractère amphiphile

20 1.

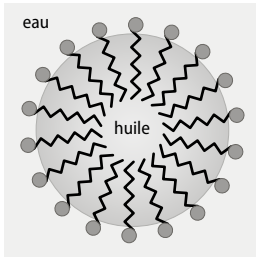


La longue chaîne carbonée est apolaire, donc insoluble dans l'eau (hydrophobe) et soluble dans les graisses (lipophile).

Le groupe COO^- est polaire, donc soluble dans l'eau (hydrophile) et insoluble dans les graisses (lipophile).

2. Cet ion est une espèce amphiphile, car il possède une partie lipophile et une partie hydrophile.

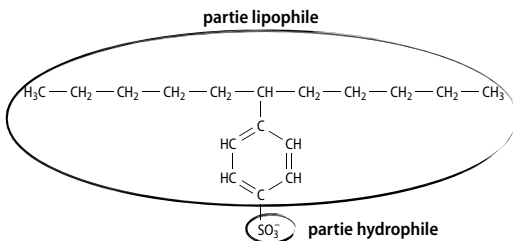
3. C'est le schéma A qui explique le mode d'action du savon, car la partie lipophile (apolaire) de l'ion est soluble dans la graisse, et la partie hydrophile (polaire) de l'ion est en contact avec l'eau.



4. Il se forme une couche d'ions autour de la tache de graisse. Après frottement, la tache graisseuse se retrouve à l'intérieur de micelles. Les salissures graisseuses sont donc « solubilisées » dans l'eau par l'intermédiaire des micelles, qui sont ensuite éliminées par le rinçage.

21 1. L'agent tensioactif du LAS est une espèce chimique amphiphile, car il possède deux parties :

- une partie lipophile, qui est la longue chaîne carbonée constituée par des liaisons C—C et C—H apolaires ;
- une partie hydrophile, qui est le groupe $-\text{SO}_3^-$, polaire, attirant les molécules d'eau.



2. La partie hydrophile est soluble dans l'eau et la partie lipophile est soluble dans les graisses. Les

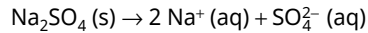
espèces chimiques peuvent s'associer pour former des micelles : les longues chaînes carbonées se regroupent autour d'une salissure graisseuse dans laquelle elles sont solubles, et les têtes hydrophiles sont en contact avec l'eau. Les micelles permettent de « solubiliser » les salissures insolubles dans l'eau.

Exercices résolus

Exercices similaires

■ p. 98

23 1. L'équation de dissolution dans l'eau est :



D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))$$

$$\text{et } n(\text{Na}^+(\text{aq})) = 2 \times n(\text{Na}_2\text{SO}_4).$$

En divisant pas V les expressions :

$$\frac{n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V} = \frac{n(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))}{V}$$

$$\text{et } \frac{n(\text{Na}^+(\text{aq}))}{V} = 2 \times \frac{n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V}$$

$$c = [\text{SO}_4^{2-}] \text{ et } [\text{Na}^+(\text{aq})] = 2c.$$

$$\text{Donc } [\text{Na}^+] = 2c = 2[\text{SO}_4^{2-}].$$

$$2. c = \frac{n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V} \text{ et } n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)}$$

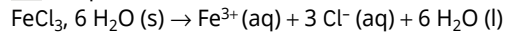
$$c = \frac{m}{V \times M(\text{Na}_2\text{SO}_4)}$$

Application numérique :

$$c = \frac{2,5}{(200 \times 10^{-3} \times (2 \times 23,0 + 32,0 + 4 \times 16,0))} = 8,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{Donc } [\text{SO}_4^{2-}] = c = 8,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [\text{Na}^+(\text{aq})] = 2c = 2 \times 8,80 \times 10^{-2} = 1,8 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

25 L'équation de dissolution dans l'eau est :



D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{Fe}^{3+}(\text{aq})) = n(\text{FeCl}_3, 6 \text{H}_2\text{O})$$

En divisant par V :

$$\frac{n(\text{Fe}^{3+}(\text{aq}))}{V} = \frac{n(\text{FeCl}_3, 6 \text{H}_2\text{O})}{V}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = c = 3,50 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c = \frac{m_{\text{soluté}}}{V \cdot M_{\text{soluté}}}$$

$$m_{\text{soluté}} = c \cdot V \cdot M(\text{FeCl}_3, 6 \text{H}_2\text{O}).$$

Application numérique :

$$m_{\text{soluté}} = 3,50 \times 10^{-2} \times 200 \times 10^{-3} \times (55,8 + 3 \times 35,5 + 6 \times (2 \times 1 + 16))$$

$$m_{\text{soluté}} = 1,89 \text{ g}.$$

26 1. a. Les solides dont la cohésion est assurée par les forces de Keesom sont des solides constitués de molécules polaires, c'est-à-dire des dipôles permanents.

$$X_{Cl} = 3,2, \text{ et } \chi_I = 2,7.$$

$\Delta\chi = 3,2 - 2,7 = 0,5$ et $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ à 2 : la liaison I—Cl est donc polarisée.

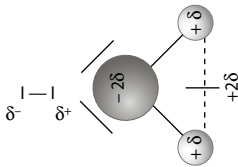
Le liaison I—I est apolaire car $\Delta\chi = 0$.

Parmi les deux schémas proposés, ICl (s) est une molécule polaire et I₂ (s) est apolaire, donc le chlorure d'iode ICl (s) est le solide dont la cohésion est assurée par les forces de Keesom.

b. Les molécules de I₂ (s) sont apolaires, la cohésion est assurée par les forces de London.

2. Les molécules apolaires interagissent quand même, car la répartition des électrons n'est pas homogène au sein des molécules, ce qui provoque l'apparition de charges partielles induites de proche en proche dans les molécules voisines. Des interactions attractives entre charges partielles induites de signes opposés apparaissent entre les molécules apolaires.

3. a



La molécule H₂O qui est polaire (dipôle permanent) induit des charges partielles sur la molécule de I₂ non polaire. La molécule de I₂ se polarise par influence (dipôle induit) et les deux dipôles s'attirent.

b. Les forces de Debye.

4. L'intensité des forces de van der Waals, dépend de la taille des molécules. Plus les molécules sont volumineuses et plus les atomes possèdent des électrons, plus l'intensité est grande.

5. a. Si la distance est multipliée par 2, alors $d' = 2d$;

$$\text{on a } \frac{1}{d'^2} = \frac{1}{(2d)^2} = \frac{1}{(2^2 \times d^2)} = \frac{1}{(4 \times d^2)}.$$

La force est divisée par 4 lorsque la distance est multipliée par 2.

b. C'est une force de courte portée.

27

Anions \ Cations	Cl ⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻
Na ⁺	NaCl	Na₂(SO₄)	Na ₂ (CO ₃)
Cu ²⁺	CuCl₂	Cu(SO ₄)	Cu(CO ₃)

Zn ²⁺	ZnCl ₂	Zn(SO ₄)	Zn(CO ₃)
K ⁺	KCl	K₂(SO₄)	K₂(CO₃)
Fe ³⁺	FeCl ₃	Fe₂(SO₄)₃	Fe₂(CO₃)₃

28 1. a. La concentration en quantité de matière c

$$\text{est : } c = \frac{n}{V}.$$

$$c = \frac{2,56}{500 \times 10^{-3}} = 5,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La concentration en masse C est :

$$C = c \cdot M(\text{NaCl})$$

$$C = 5,12 \times (23,0 + 35,5) = 300 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C = 300 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} < s = 360 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La concentration en masse est inférieure à la solubilité, donc la solution sera homogène.

b. NaCl (s) → Na⁺ (aq) + Cl⁻ (aq)

c. $c = [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 5,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. a. La concentration en quantité de matière serait de :

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c = \frac{3,59 \times 10^{-2}}{500 \times 10^{-3}}$$

$$c = 7,18 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La concentration en masse serait de :

$$C = c \cdot M(\text{PbCl}_2)$$

$$C = 7,18 \times 10^{-2} \times (207,2 + 2 \times 35,5)$$

$$C = 20,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C = 20,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} > s = 9,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La concentration en masse est supérieure à la solubilité, la solution sera saturée, l'intégralité du solide ne pourra pas se dissoudre. La solution ne sera donc pas homogène.

b. PbCl₂ (s) → Pb²⁺ (aq) + 2 Cl⁻ (aq)

c. D'après l'équation de dissolution : $c = [\text{Pb}^{2+}]$ et $[\text{Cl}^-] = 2c$.

La concentration en masse de la solution sera égale à la valeur de la solubilité : $s = 9,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Donc la concentration en quantité de matière sera :

$$c = \frac{s}{M(\text{PbCl}_2)}$$

$$c = \frac{9,9}{207,2 + (2 \times 35,5)}$$

$$c = 3,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = c = 3,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{et } [\text{Cl}^-] = 2c = 7,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Ce second résultat a été trouvé en gardant en mémoire la valeur non arrondie de c .

d. La quantité de matière de PbCl₂ (s) dissoute est : $n(\text{PbCl}_2) = c \cdot V$

$$n(\text{PbCl}_2) = 3,6 \times 10^{-2} \times 500 \times 10^{-3}$$

$$n = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

La quantité de matière de $\text{PbCl}_2(s)$ non dissoute est :
 $3,59 \times 10^{-2} - 1,8 \times 10^{-2} = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

La masse de $\text{PbCl}_2(s)$ non dissoute :

$$m = n \cdot M(\text{PbCl}_2)$$

$$m = 1,8 \times 10^{-2} \times (207,2 + 2 \times 35,5)$$

$$m = 5,0 \text{ g.}$$

29 > Démarche avancée

1. a. La distance entre un ion Na^+ et un ion Cl^- :

$$d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = r_{\text{Na}^+} + r_{\text{Cl}^-} = 97 + 181 = 278 \text{ pm}$$

$$= 278 \times 10^{-12} \text{ m.}$$

La distance entre deux ions Na^+ est, d'après Pythagore :

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}^2 = d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}^2 + d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}^2$$

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}^2 = 2 \times (278 \times 10^{-12})^2$$

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 393 \times 10^{-12} \text{ m.}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = k \times \frac{|q_{\text{Na}^+}| \times |q_{\text{Cl}^-}|}{(d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 9,0 \times 10^9 \times \frac{|1,6 \times 10^{-19}| \times |(-1,6 \times 10^{-19})|}{(278 \times 10^{-12})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 3,0 \times 10^{-9} \text{ N}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = k \times \frac{|q_{\text{Na}^+}| \times |q_{\text{Na}^+}|}{(d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 9,0 \times 10^9 \times \frac{|1,6 \times 10^{-19}| \times |1,6 \times 10^{-19}|}{(393 \times 10^{-12})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 1,5 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

$$\text{b. } \frac{F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}}{F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}} = \frac{3,0 \times 10^{-9}}{1,5 \times 10^{-9}} = 2 \Rightarrow F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 2 \times F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$$

L'intensité de l'interaction électrostatique attractive $F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$ entre deux ions de signes opposés est deux fois plus importante que l'intensité de l'interaction électrostatique répulsive $F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$ entre deux ions de même signe, donc l'attraction l'emporte sur la répulsion, cela explique la cohésion du chlorure de sodium solide.

2. a. Si on plonge le solide dans l'eau, la seule chose qui change dans les expressions numériques précédentes, c'est la valeur de k .

$$k(\text{air}) = 9,0 \times 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$$

$$\text{et } k(\text{eau}) = 1,1 \times 10^8 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}.$$

Comparons ces deux valeurs :

$$\frac{k(\text{air})}{k(\text{eau})} = \frac{9,0 \times 10^9}{1,1 \times 10^8} = 82.$$

La valeur de la constante k est environ 80 fois plus faible dans l'eau que dans l'air, donc l'intensité des interactions électrostatiques est environ 80 fois plus faible dans l'eau que dans l'air.

b. Dans l'eau, les interactions électrostatiques attractives ne sont plus suffisamment intenses pour assurer la cohésion du chlorure de sodium solide, les intensités des interactions attractives entre les molécules d'eau et les ions sont plus importantes, les ions se détachent les uns des autres et le solide se dissocie.

> Démarche élémentaire

$$\text{1. a. } d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = r_{\text{Na}^+} + r_{\text{Cl}^-} = 97 + 181 = 278 \text{ pm}$$

$$= 278 \times 10^{-12} \text{ m.}$$

$$\text{b. } F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 3,0 \times 10^{-9} \text{ N (voir démarche avancée).}$$

c. C'est une interaction entre deux charges de signes opposés, c'est donc une interaction attractive.

2. a. La distance entre deux ions Na^+ est, d'après Pythagore : $d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}^2 = d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}^2 + d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}^2$

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 2 \times (278 \times 10^{-12})^2$$

$$d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 393 \times 10^{-12} \text{ m.}$$

$$\text{b. } F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 1,5 \times 10^{-9} \text{ N (voir démarche avancée).}$$

c. C'est une interaction entre deux charges de même signe, c'est donc une interaction répulsive.

$$\text{3. a. } \frac{F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}}{F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}} = \frac{3,0 \times 10^{-9}}{1,5 \times 10^{-9}} = 2 \Rightarrow F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 2 \times F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$$

b. L'intensité de l'interaction électrostatique attractive $F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$ entre deux ions de signes opposés est deux fois plus importante que l'intensité de l'interaction électrostatique répulsive $F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$ entre deux ions de même signe, donc l'attraction l'emporte sur la répulsion, cela explique la cohésion du chlorure de sodium solide.

$$\text{4. a. } F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = k(\text{eau}) \times \frac{|q_{\text{Na}^+}| \times |q_{\text{Cl}^-}|}{(d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 1,1 \times 10^8 \times \frac{|1,6 \times 10^{-19}| \times |(-1,6 \times 10^{-19})|}{(278 \times 10^{-12})^2}$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 3,6 \times 10^{-11} \text{ N.}$$

$$\text{b. } \frac{F(\text{air})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}}{F(\text{eau})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}} = \frac{3,0 \times 10^{-9}}{3,6 \times 10^{-11}} = 82$$

$$\Rightarrow F(\text{air})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 82 \times F(\text{eau})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$$

Le calcul a été fait en gardant en mémoire les résultats non arrondis de $F(\text{air})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$ et $F(\text{eau})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$.

c. « Dans l'eau l'intensité des interactions électrostatiques est divisée par environ 80 ».

d. Dans l'eau, les interactions électrostatiques attractives ne sont plus suffisamment intenses pour assurer la cohésion du chlorure de sodium solide, les intensités des interactions attractives entre les molécules d'eau et les ions sont plus importantes, les ions se détachent les uns des autres et le solide se dissocie.

30 1. $\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$ est un solide électriquement neutre, lors de sa dissolution il forme des ions calcium Ca^{2+} et des ions oxalate qui doivent porter deux charges négatives pour assurer l'électroneutralité. La formule des ions oxalate est donc $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$.

2. $\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq})$

3. $n = \frac{m(\text{CaC}_2\text{O}_4)}{M(\text{CaC}_2\text{O}_4)} = \frac{0,545}{128,1} = 4,25 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

4. La solubilité de l'oxalate de calcium, à 37 °C, est de $6,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Pour dissoudre $4,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$, il faut un volume d'eau $V = \frac{4,25 \times 10^{-3}}{6,0 \times 10^{-5}} = 71 \text{ L.}$

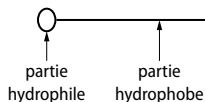
31 Les molécules d'alcools possèdent une chaîne carbonée (non polaire donc hydrophobe c'est-à-dire non soluble dans l'eau) et un groupe $-\text{OH}$ (polaire donc hydrophile c'est-à-dire soluble dans l'eau).

La solubilité des alcools dans l'eau est due à la présence du groupe $-\text{OH}$, qui établit des ponts hydrogène avec les molécules d'eau. Tant que la longueur de la chaîne carbonée n'est pas trop grande les alcools sont très solubles dans l'eau (voir méthanol, éthanol, propan-1-ol).

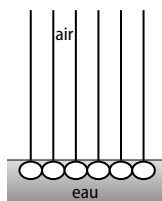
Par contre, lorsque la longueur de la chaîne carbonée augmente, la solubilité des alcools diminue car la partie de la molécule non soluble dans l'eau est de plus en plus importante.

32

1.



2.



3. C'est le schéma B. Les parties hydrophobes se mettent à l'abri de l'eau et les têtes hydrophiles sont en contact avec l'eau.

4. On cherche le nombre d'ions présents dans une micelle.

La masse molaire des micelles est :

$$M(\text{micelle}) = 17 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 17\,000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Une micelle de SDS contient N espèces SDS de masse molaire $M(\text{SDS}) = 288 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$M(\text{micelle}) = N \times M(\text{SDS})$$

$$N = \frac{M(\text{micelle})}{M(\text{SDS})}$$

$$N = \frac{17\,000}{288} = 59.$$

Il y a 59 espèces SDS par micelles, donc 59 ions, sur le schéma B, on a représenté que 8 ions. Ce nombre ne correspond pas à la réalité, il est très inférieur.

5. Calcul de la concentration en masse de SDS de la

$$\text{solution} : c = \frac{m}{V}.$$

$$c = \frac{0,30}{200 \times 10^{-3}} = 1,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$c = 1,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} < \text{CMC} = 1,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La solution ne comporte pas de micelles.

33 ■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

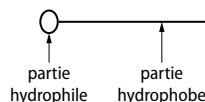
► Gare au gorille

■ p. 102

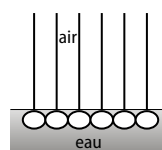
Vidéo permettant de visualiser la manière dont les ions carboxylate présents sur du savon déposé sur un doigt « chassent » du poivre présent à la surface de l'eau.

L'ion carboxylate présent dans le savon est une espèce chimique amphiphile, il possède une partie hydrophile (qui aime l'eau, donc soluble dans l'eau) et une partie lipophile (c'est-à-dire qui aime les graisses, donc insoluble dans l'eau c'est-à-dire hydrophobe).

On peut le schématiser de la façon suivante :



Les ions carboxylate déposés par le doigt vont s'organiser à l'interface air/eau de la façon suivante :



Les têtes hydrophiles dans l'eau et les parties hydrophobes hors de l'eau.

Cette couche d'ions carboxylate s'étend à la surface de l'eau et chasse ainsi les grains de poivre. La couche de savon qui s'étend à la surface de l'eau est grande par rapport à la quantité de savon apporté, car les ions s'organisent en une couche de hauteur très petite puisque constituée d'un seul ion.

34 Une espèce est soluble s'il existe des interactions entre les entités constituant le soluté et les molécules de solvant. Ces interactions soluté-solvant expliquent

que les entités constituant le soluté ne s'attirent plus suffisamment pour assurer sa cohésion.

La solubilité dépend donc de la nature du soluté et de la nature du solvant.

Les solides ioniques et les solides moléculaires polaires sont généralement solubles dans les solvants polaires. Le permanganate de potassium (solide représenté sur la photo), de formule KMnO_4 (s) est un solide ionique, il est soluble dans l'eau qui est un solvant polaire.

Les solides moléculaires apolaires (ou peu polaires) sont généralement solubles dans les solvants apolaires.

Acquérir des compétences p. 103

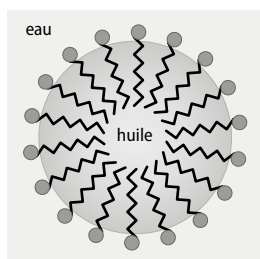
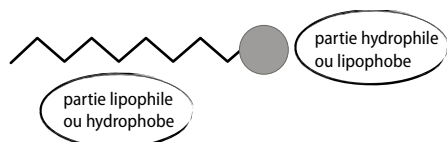
35 1. a. C'est une émulsion instable, car les deux liquides non miscibles (l'huile et l'eau) se séparent après quelques instants.

b. La molécule d'huile comporte trois longues chaînes carbonées composées essentiellement de carbone et d'hydrogène, ces trois longues chaînes sont apolaires (hydrophobes), donc non solubles dans l'eau. De plus, les molécules d'huile ne peuvent pas former de pont hydrogène avec les molécules d'eau, donc l'huile et l'eau ne sont pas miscibles.

2. La mayonnaise est une émulsion, car l'eau contenue dans le jaune d'œuf et l'huile restent mélangées après l'agitation.

3. a. L'espèce chimique qui joue le rôle de « stabilisateur d'émulsion » est la lécithine, espèce chimique présente dans le jaune d'œuf.

b. C'est une espèce chimique tensioactive, c'est-à-dire amphiphile.



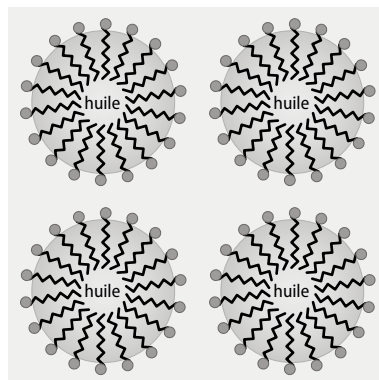
c. Cette espèce chimique joue le rôle d'émulsifiant, car c'est une espèce chimique qui a de l'affinité à la fois pour l'eau et pour l'huile. La longue chaîne carbonée est soluble dans l'huile, et la partie hydrophile est soluble dans l'eau. Les espèces chimiques

tensioactives vont entourer et « emprisonner » les gouttelettes d'huile, il va y avoir formation de micelles. Ces micelles permettent de disperser de façon stable les gouttelettes d'huile dans l'eau.

La formation de la mayonnaise

Lorsqu'on mélange un jaune d'œuf (constitué de 50 % d'eau) et de l'huile, on réalise une émulsion stable, c'est-à-dire que l'huile reste dispersée sous forme de gouttelettes dans l'eau.

Cette dispersion est réalisée grâce à la formation de micelles. Les espèces amphiphiles présentes dans le jaune d'œuf (les lécithines) interagissent avec les gouttelettes d'huile avec leur partie lipophile (soluble dans l'huile), elles entourent les gouttelettes d'huile et forment des micelles.



36 On calcule $n_1(\text{Cl}^-)$, qui est la quantité de matière d'ions chlorure apportés par la solution de volume V_1 de chlorure de sodium.

L'équation de dissolution du chlorure de sodium est : $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

D'après l'équation de dissolution : $c_1 = [\text{Cl}^-]$.

c_1 est la concentration en quantité de matière de la solution.

L'énoncé donne la concentration en masse C_1 , donc :

$$c_1 = \frac{C_1}{M(\text{NaCl})}$$

$$n_1(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-] \times V_1 = c_1 \times V_1$$

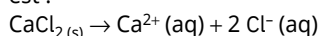
$$n_1(\text{Cl}^-) = \frac{C_1}{M(\text{NaCl})} \times V_1$$

$$\text{A.N. : } n_1(\text{Cl}^-) = \frac{0,60}{23 + 35,5} \times 20 \times 10^{-3}$$

$$n_1(\text{Cl}^-) = 2,1 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

Calcul de $n_2(\text{Cl}^-)$, la quantité de matière d'ions chlorure apportés par la solution de volume V_2 de chlorure de calcium.

L'équation de dissolution du chlorure de calcium est :



D'après l'équation de dissolution : $[\text{Cl}^-] = 2 \times c_2$.

c_2 est la concentration en quantité de matière de la solution.

L'énoncé donne la concentration en masse C_2 , donc :

$$c_2 = \frac{C_2}{M(\text{CaCl}_2)}$$

$$n_2(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-] \times V_2 = 2 \times c_2 \times V_2$$

$$n_2(\text{Cl}^-) = 2 \times \frac{C_2}{M(\text{CaCl}_2)} \times V_2.$$

$$\text{A.N. : } n_2(\text{Cl}^-) = 2 \times \frac{1,4}{40,1 + 2 \times 35,5} \times 5,0 \times 10^{-3}.$$

$$n_2(\text{Cl}^-) = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

Calcul de $[\text{Cl}^-]$, la concentration en quantité de matière des ions chlorure de la solution :

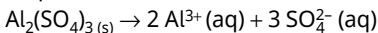
$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_1(\text{Cl}^-) + n_2(\text{Cl}^-)}{V_1 + V_2}.$$

$$\text{A.N. : } [\text{Cl}^-] = \frac{2,1 \times 10^{-4} + 1,3 \times 10^{-4}}{20 \times 10^{-3} + 5,0 \times 10^{-3}} = 1,3 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le calcul a été fait en gardant en mémoire les résultats non arrondis de $n_1(\text{Cl}^-)$ et $n_2(\text{Cl}^-)$.

37 > Démarche experte

L'équation de dissolution du sulfate d'aluminium est :



$$[\text{Al}^{3+}] = 2c \text{ donc } c = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{2}.$$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = c \cdot V \text{ et}$$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) \times M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s}))$$

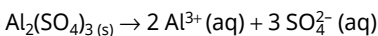
$$m = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{2} \times V \times M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})).$$

A.N. :

$$m = \frac{4,0 \times 10^{-3}}{2} \times 5,0 \times (2 \times 27,0 + 3 \times 32,1 + 12 \times 16,0) = 3,4 \text{ g}$$

> Démarche avancée

1. L'équation de dissolution du sulfate d'aluminium est :



2. D'après l'équation de dissolution :

$$n(\text{Al}^{3+}(\text{aq})) = 2n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3).$$

En divisant par V :

$$[\text{Al}^{3+}] = 2 C_s \text{ donc } C_s = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{2}.$$

$$C_s = \frac{4,0 \times 10^{-3}}{2} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. $n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = C_s \cdot V.$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = 2,0 \times 10^{-3} \times 5,0 = 10 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

4. $m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) \times M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s}))$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})) = 10 \times 10^{-3} \times (2 \times 27,0 + 3 \times 32,1 + 12 \times 16,0) = 3,4 \text{ g.}$$

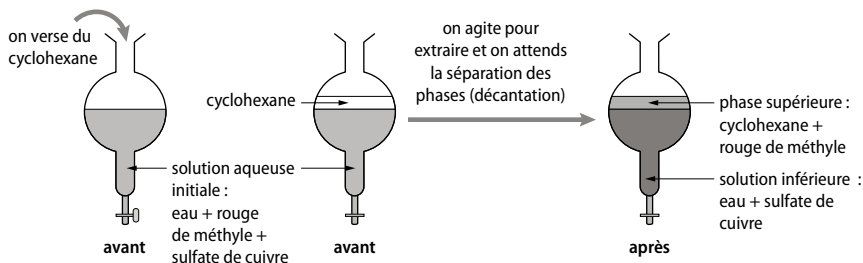
38 1. On doit choisir un solvant qui permettra d'extraire le rouge de méthyle de la solution aqueuse. Le rouge de méthyle doit être très soluble dans ce solvant extracteur, et ce solvant ne doit pas être miscible à l'eau.

Le seul solvant qui rassemble ces deux critères est le cyclohexane.

Le sulfate de cuivre qui est très soluble dans l'eau et insoluble dans le cyclohexane restera dans la phase aqueuse.

Protocole expérimental

- Dans une ampoule à décanter, on verse la solution S et du cyclohexane.
- On bouche, on agite et on laisse décanter.
- La phase aqueuse est la phase inférieure, car sa masse volumique est la plus grande ($\mu = 1,02 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$) et la phase supérieure est constituée par le cyclohexane ($\mu = 0,79 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$).
- Après agitation, la quasi-totalité du rouge de méthyle doit se trouver dans la phase supérieure, c'est-à-dire dans le cyclohexane, et le sulfate de cuivre est resté dans la phase aqueuse.
- On recueille ensuite les deux phases séparément.



Consigne de sécurité

Le cyclohexane est toxique, irritant et inflammable. Il faudra donc le manipuler sous la hotte et loin de toute source de chaleur ou flamme.

2. Le sulfate de cuivre est un solide ionique, et l'eau est un solvant polaire. Des interactions électrostatiques apparaissent entre les charges des ions et les charges partielles des molécules d'eau. Le sulfate de cuivre est donc très soluble dans l'eau.

Le cyclohexane est un solvant apolaire, car les liaisons présentes dans la molécule, sont soit non polarisées (C—C), soit très faiblement polarisées (C—H). De plus, la molécule est symétrique.

L'absence d'interaction électrostatique entre les charges des ions et les molécules apolaires de cyclohexane expliquent pourquoi le sulfate de cuivre n'est pas soluble dans le cyclohexane.

Le rouge de méthyle est un solide moléculaire quasiment apolaire.

En général, les solides moléculaires apolaires sont solubles dans les solvants apolaires et insolubles (ou très peu solubles) dans les solvants polaires, donc le rouge de méthyle est soluble dans le cyclohexane et très peu soluble dans l'eau.