

Chapitre 7 : Interpréter les propriétés d'une espèce chimique

Présentation

Ce chapitre poursuit la modélisation microscopique pour interpréter les propriétés macroscopiques des espèces chimiques. Il reprend les notions vues dans le chapitre précédent, notamment la polarité d'une molécule.

La cohésion au sein des solides ioniques et moléculaires et la dissolution d'un composé ionique dans l'eau sont également abordées. Enfin, les notions de solubilité, de miscibilité, et de caractère amphiphile sont analysées d'un point de vue microscopique.

Place dans la progression

Ce chapitre se place à la suite du chapitre sur la structure et la polarité des entités. Il introduit la notion de pont hydrogène nécessaire pour le chapitre suivant. L'explication de la cohésion des solides, ainsi que les propriétés des liquides seront de nouveau utiles dans le chapitre 9 sur les techniques de synthèse.

Présentation	1
Place dans la progression	1
Activités	2
Activité d'exploration 1 : Du microscopique au macroscopique	2
Activité expérimentale 2 : Solubilité de l'acide benzoïque	5
Activité d'exploration 3 : Les propriétés des savons	10
Activité expérimentale 4 : Choisir le bon solvant	12
Bilan	18
Exercices	19
QCM	19
Pour s'échauffer	19
Pour commencer	22
Différenciation	34
Pour s'entraîner	38
Pour aller plus loin	49
Problèmes à résoudre	58

Activités

La première activité propose une approche du lien entre les propriétés microscopiques et les propriétés macroscopiques d'une espèce chimique. La deuxième activité est une activité expérimentale qui permet de réinvestir les notions de solubilité et miscibilité vues en seconde, tout en essayant d'interpréter les résultats expérimentaux à l'aide d'une modélisation microscopique. La troisième activité établit un lien entre les propriétés microscopiques et macroscopiques des savons.

Dans la dernière activité, l'élève utilise toutes les notions vues précédemment pour choisir le bon solvant extracteur en fonction des propriétés microscopiques des solvants et de l'espèce à extraire.

Activité d'exploration 1 : Du microscopique au macroscopique

Présentation

Cette première activité est une étude de documents qui permet de :

- découvrir la notion d'interaction électrique, et de la modéliser par une relation mathématique ;
- découvrir la structure microscopique d'un cristal (le chlorure de sodium) ;
- expliquer la cohésion des solides ioniques en analysant les interactions qui existent entre les ions du cristal.

Durée estimée

- 60 minutes :
 - lecture et analyse des documents : 20 minutes ;
 - réponse aux questions : 30 minutes ;
 - synthèse de l'activité : 10 minutes.

Lien avec le programme

- Modéliser la cohésion dans un solide par des interactions entre ions, entités polaires, entités apolaires et/ou ponts hydrogène.
- Expliquer la cohésion au sein des composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.

Compétence

- RAI/ANA : Faire le lien entre les modèles microscopiques et les grandeurs macroscopiques

Réponse détaillée

1. Lorsque la distance entre deux charges ponctuelles est divisée par deux, la valeur de la force augmente et est multipliée par quatre.

En effet, si on note F la valeur de la force qui existe entre deux charges ponctuelles situées à une distance d l'une de l'autre, alors, on peut écrire :

$$F = k \cdot \frac{|q_a \cdot q_b|}{d^2}$$

La valeur F' de la force qui existe entre ces deux mêmes charges situées à une distance d'

telle que $d' = \frac{d}{2}$ s'écrit : $F' = k \cdot \frac{|q_a \cdot q_b|}{d'^2}$

$$F' = k \cdot \frac{|q_a \cdot q_b|}{\left(\frac{d}{2}\right)^2} = k \cdot \frac{|q_a \cdot q_b|}{d^2} \times 4$$

Ainsi :

On en déduit que plus les charges sont proches, plus la valeur de la force est élevée.

2. La formule d'un ion chlorure est Cl^- , ce qui signifie que l'ion porte une charge électrique égale à « $-e$ » soit $q_{\text{Cl}^-} = -1,6 \times 10^{-19} \text{C}$.

De même, la formule de l'ion sodium est Na^+ . Cela implique que l'ion porte une charge électrique positive égale à « $+e$ » soit $q_{\text{Na}^+} = +1,6 \times 10^{-19} \text{C}$.

Rappel de seconde :

Un atome est électriquement neutre, car il contient autant de protons (portant chacun une charge électrique positive « $+e$ ») que d'électrons (portant chacun une charge électrique négative « $-e$ »), e étant la charge élémentaire et valant $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{C}$.

Un ion est formé à partir d'un atome qui perd ou qui gagne un ou plusieurs électrons. Par exemple, un ion qui porte une charge électrique négative (l'ion chlorure Cl^-) contient un électron de plus que l'atome dont il dérive. Il possède donc une charge électrique globale négative « $-e$ » qui est celle de l'électron supplémentaire.

De même, un ion qui porte une charge électrique positive (l'ion sodium Na^+) contient un électron de moins par rapport à l'atome dont il dérive. Il a ainsi une charge électrique positive « $+e$ », qui est celle du proton supplémentaire (dont la charge électrique n'est pas compensée par celle d'un électron).

3. La valeur de la force qui s'exerce entre deux ions chlorure proches se calcule à l'aide de l'expression de la valeur de la force de Coulomb :

$$F_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-} = k \cdot \frac{|q_{\text{Cl}^-} \cdot q_{\text{Cl}^-}|}{d^2}$$

Dans cette situation $q_{\text{Cl}^-} = -1,6 \times 10^{-19} \text{C}$ et $d = a \cdot \frac{\sqrt{2}}{2}$, avec $a = 5,64 \times 10^{-10} \text{m}$.

On peut donc écrire :

$$F_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-} = k \cdot \frac{|(-e) \cdot (-e)|}{\left(a \frac{\sqrt{2}}{2}\right)^2} = k \cdot \frac{(e^2)}{a^2 \cdot \frac{2}{4}} = 2k \cdot \frac{e^2}{a^2}$$

Soit :

$$F_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-} (\text{N}) = 2 \times 9,0 \times 10^9 (\text{N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}) \times \frac{(1,6 \times 10^{-19})^2 (\text{C}^2)}{(5,64 \times 10^{-10})^2 (\text{m}^2)}$$

Ainsi, $F_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-} = 1,4 \times 10^{-9} \text{N}$.

La valeur de la force qui s'exerce entre un ion chlorure et un ion sodium proches se calcule avec l'expression de la valeur de la force de Coulomb :

$$F_{\text{Cl}^-/\text{Na}^+} = k \cdot \frac{|q_{\text{Cl}^-} \cdot q_{\text{Na}^+}|}{d^2}$$

Dans cette situation $q_{\text{Cl}^-} = -1,6 \times 10^{-19} \text{C}$, $q_{\text{Na}^+} = 1,6 \times 10^{-19} \text{C}$ et $d = \frac{a}{2}$, avec $a = 5,64 \times 10^{-10} \text{m}$.

On peut donc écrire :

$$F_{\text{Cl}^-/\text{Na}^+} = k \cdot \frac{|(-e) \cdot (e)|}{\left(\frac{a}{2}\right)^2} = k \cdot \frac{e^2}{\frac{a^2}{4}} = 4k \cdot \frac{e^2}{a^2}$$

On obtient donc :

$$F_{\text{Cl}^-/\text{Na}^+} (\text{N}) = 4 \times 9,0 \times 10^9 (\text{N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}) \times \frac{(1,6 \times 10^{-19})^2 (\text{C}^2)}{(5,64 \times 10^{-10})^2 (\text{m}^2)}$$

$$F_{\text{Cl}^-/\text{Na}^+} = 2,9 \times 10^{-9} \text{N}.$$

Comparer deux valeurs consiste à calculer le rapport entre ces deux valeurs (généralement, on calcule le rapport entre la plus grande et la plus petite).

Il en découle :

$$\frac{F_{\text{Cl}^-/\text{Na}^+}}{F_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-}} = \frac{4k \cdot \frac{e^2}{a^2}}{2k \cdot \frac{e^2}{a^2}} = 2$$

La valeur de la force qui s'exerce entre un cation et un anion proches est donc deux fois plus grande que la valeur de la force qui s'exerce entre deux cations (ou deux anions) proches.

Complément :

De même, la valeur de la force qui s'exerce entre deux ions sodium proches se calcule avec l'expression de la force de Coulomb :

$$F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = k \cdot \frac{|q_{\text{Na}^+} \cdot q_{\text{Na}^+}|}{d^2}$$

Dans cette situation $q_{\text{Na}^+} = 1,6 \times 10^{-19} \text{C}$ et $d = a \cdot \frac{\sqrt{2}}{2}$, avec $a = 5,64 \times 10^{-10} \text{m}$.

On retrouve donc exactement la même expression que la valeur de la force qui s'exerce

entre deux ions chlorure, soit $F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = 2k \cdot \frac{e^2}{a^2}$.

Synthèse de l'activité

La valeur de la force qui s'exerce entre un cation et un anion est deux fois plus forte que la valeur de la force qui s'exerce entre deux cations ou deux anions. On peut alors estimer que ce sont ces forces qui vont prédominer au sein du cristal.

Or, deux cations ou deux anions se repoussent, tandis qu'un cation et un anion s'attirent.

On en conclut que les forces attractives (entre cations et anions) prédominent au sein du cristal, justifiant dans le même temps la cohésion des cristaux ioniques.

Aide et éléments différenciants

On pourra proposer cet exercice en demandant à certains élèves d'exprimer (puis calculer) les distances entre deux cations ou deux anions proches, et entre un cation et un anion proches.

Des exercices complémentaires de calcul de valeur de force dans d'autres cristaux ioniques peuvent aussi être effectués (fluorure de calcium, chlorure de césium, sulfure de zinc).

Quelques exemples (niveau post bac, mais adaptables) :

https://eduscol.education.fr/rnchimie/chi_gen/dossiers/kh/02_cristaux_ioniques.pdf

Ressources supplémentaires et pistes d'exploitation

- Un article du CNRS sur la cristallographie : <https://lejournal.cnrs.fr/articles/la-cristallographie-impossible-de-sen-passer>
- Une vidéo sur la cristallographie (40 min) proposée par l'université Paris Diderot : <https://www.youtube.com/watch?v=gPZ4SX23osA>
- Une vidéo pour introduire la notion de solide (avec les trois états de la matière) par le CNRS : <http://culturesciencesphysique.ens-lyon.fr/actualites/animation-la-matiere-dans-tous-ses-etats>

Activité expérimentale 2 : Solubilité de l'acide benzoïque

Présentation

Cette deuxième activité est une activité expérimentale qui permet de :

- mettre en œuvre un protocole en suivant des instructions ;
- observer et interpréter le résultat d'expériences ;
- réinvestir les notions vues en seconde sur la solubilité et la miscibilité ;
- interpréter les résultats en utilisant les connaissances du chapitre précédent (polarité d'une molécule) ;
- comprendre l'influence de différents paramètres sur les propriétés physiques.

Durée estimée

- 90 minutes :
 - lecture et analyse des documents : 10 minutes ;
 - mise en œuvre du protocole : 30 minutes ;
 - réponse aux questions et interprétation des résultats : 30 minutes ;
 - synthèse de l'activité : 20 minutes.

Lien avec le programme

- Modélisation par des interactions entre entités polaires.
- Solubilité dans un solvant.
- Schéma de Lewis d'une molécule.
- Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.

Compétence

→ REA : Mettre en œuvre un protocole

Résultat des expériences

On réalise l'expérience proposée dans le document 3 avec les trois solvants.

Première expérience : solubilité dans l'eau

Masse d'acide benzoïque introduite	Aspect après agitation	Conclusion
5 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
10 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
20 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
25 mg	Léger trouble	Le soluté est soluble, mais on est proche de la limite de solubilité.
30 mg	Il reste des grains solides au fond du tube.	La solution est saturée : on a dépassé la limite de solubilité de l'espèce dans le solvant.

Deuxième expérience : solubilité dans l'éthanol

Masse d'acide benzoïque introduite	Aspect après agitation	Conclusion
5 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
10 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
20 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
25 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
30 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
50 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.

Deuxième expérience : solubilité dans l'acétone

Masse d'acide benzoïque introduite	Aspect après agitation	Conclusion
5 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
10 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
20 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
25 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.

30 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.
50 mg	Limpide	Le soluté est soluble dans le solvant.

Réponse détaillée

1. D'après les données de l'énoncé (document 1), la solubilité de l'acide benzoïque dans l'eau est $s(\text{eau}) = 2,9 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ à 20 °C. Il est donc théoriquement possible de dissoudre 2,9 g d'acide benzoïque dans 1 L d'eau distillée.

La masse maximale que l'on peut dissoudre dans un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ d'eau se calcule

avec la relation : $m_{\text{max}} = s \cdot V_{\text{car}}$ $s = \frac{m_{\text{max}}}{V}$

On calcule la masse maximale :

$$m_{\text{max}}(\text{g}) = 2,9(\text{g}\cdot\text{L}^{-1}) \times 10,0 \times 10^{-3}(\text{L}) = 2,9 \times 10^{-2} \text{g} \text{ soit } 29 \text{ mg.}$$

2. La mise en œuvre du protocole permet de vérifier que la solubilité trouvée expérimentalement est proche de la valeur théorique ($s(\text{eau}) = 2,9 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$).

La différence peut être liée à la température, qui dépend des conditions expérimentales, à la mesure du volume d'eau (de préférence avec une pipette jaugée de 10,0 mL) et à la masse d'acide benzoïque introduite (pesée avec une précision qui n'est généralement pas celle du mg).

3. L'expérience est réalisée à nouveau en remplaçant l'eau par l'éthanol, puis pas l'acétone. Les résultats expérimentaux permettent de confirmer la très grande solubilité de l'acide benzoïque dans ces solvants.

4. Étude la polarité de l'acide benzoïque :

La formule brute de la molécule est $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$.

Elle est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-oxygène :

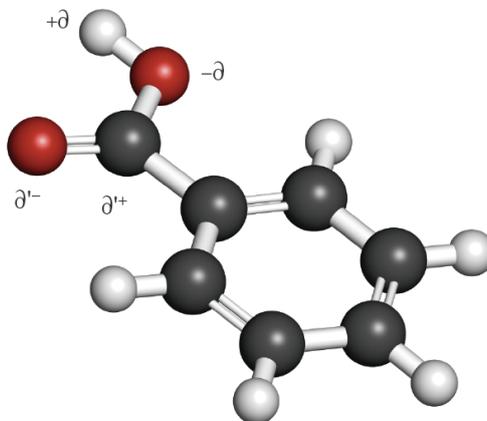
La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'oxygène est importante ($3,44 - 2,55 = 0,89$), les liaisons carbone-oxygène sont polarisées.

Liaison oxygène-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes d'oxygène et d'hydrogène est très importante ($3,44 - 2,20 = 1,24$), la liaison oxygène-hydrogène est fortement polarisée.

Les liaisons les plus polarisées sont celles entre l'oxygène et l'hydrogène et dans une moindre mesure, celles entre l'atome de carbone et d'oxygène (double liaison).

Les charges partielles $+\delta$ et $-\delta$ sont positionnées ci-dessous :



Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas. On en déduit que la molécule d'acide benzoïque est **moyennement polaire** au niveau du groupement COOH. Par contre, le reste de la molécule, constitué d'un ensemble d'atomes de carbone et d'hydrogène est **apolaire**.

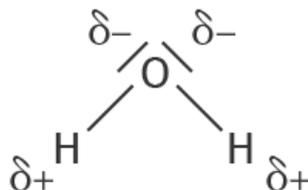
Étude la polarité de la molécule d'eau :

La formule brute de la molécule est H_2O .

Elle est constituée d'atomes d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison oxygène-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre l'atome d'hydrogène et d'oxygène est très importante ($3,44 - 2,20 = 1,24$), la liaison oxygène-hydrogène est fortement polarisée.



La géométrie de la molécule d'eau fait apparaître deux pôles de charge opposée. Un pôle négatif localisé sur l'atome d'oxygène et un pôle positif localisé au niveau des atomes d'hydrogène.

La molécule d'eau est donc polaire.

Étude la polarité de la molécule d'acétone :

La formule brute de la molécule est C_3H_6O .

La molécule d'acétone est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

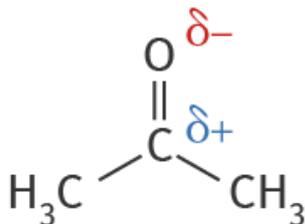
Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), on considère que les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-oxygène :

La différence d'électronégativité entre l'atome de carbone et d'oxygène est importante ($3,44 - 2,55 = 0,89$), la liaison carbone-oxygène est polarisée.

Les charges partielles $+\delta$ et $-\delta$ sont indiquées ci-dessous :



Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'acétone est polaire.

Étude la polarité de la molécule d'éthanol :

La formule brute de la molécule est C_2H_6O .

Elle est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-oxygène :

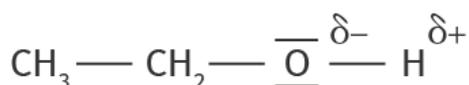
La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'oxygène est importante ($3,44 - 2,55 = 0,89$), les liaisons carbone-oxygène sont polarisées.

Liaison oxygène-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes d'oxygène et d'hydrogène est très importante ($3,44 - 2,20 = 1,24$), la liaison oxygène-hydrogène est fortement polarisée.

On ne tient compte que des liaisons les plus polarisées, c'est à dire celles entre l'oxygène et l'hydrogène.

Les charges partielles $+\delta$ et $-\delta$ sont positionnées ainsi :



Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'éthanol est polaire.

Synthèse de l'activité

L'acide benzoïque est très soluble dans l'éthanol et l'acétone, tandis qu'il est moins soluble dans l'eau. Toutes ces molécules (soluté et solvant) sont des molécules polaires (eau, éthanol, acétone) ou peu polaires (acide benzoïque), ce qui ne permet pas, dans un premier temps, d'expliquer la différence de solubilité entre ces différents solvants.

Cependant, on remarque que l'acide benzoïque est la molécule la moins polaire. Elle est constituée d'un groupement COOH faiblement polaire et d'un squelette de carbone apolaire (le cycle de six atomes de carbone ne contient que des liaisons très faiblement voire pas du tout polarisées). Parmi les solvants, seule l'eau ne contient pas de liaisons carbone-carbone ou carbone-hydrogène.

On peut donc en déduire que l'acide benzoïque est très soluble dans l'acétone et l'éthanol non seulement parce que ces molécules ont une zone polaire mais aussi une zone apolaire. L'acide benzoïque est moins soluble dans l'eau, car cette dernière ne contient pas de zone apolaire.

Une conclusion s'impose : les molécules qui se ressemblent s'assemblent.

Une molécule polaire est soluble dans un solvant polaire.

Une molécule apolaire est soluble dans un solvant apolaire.

Ressources supplémentaires et pistes d'exploitation

- L'activité peut être prolongée avec d'autres solutés et/ou solvants. Par exemple, on peut tester la solubilité du sucre ou du sel dans divers solvants (eau distillée, éthanol, acétone, mélange hydro-alcoolique).

Activité d'exploration 3 : Les propriétés des savons

Présentation

Cette troisième activité est une étude de documents qui permet de :

- découvrir la notion d'hydrophilie, de lipophilie, et d'amphiphilie ;
- justifier ces propriétés dans le cas particulier des savons ;
- comprendre le principe de la formation des micelles ;
- comprendre comment un savon permet d'éliminer les taches.

Durée estimée

- 50 minutes :
 - lecture et analyse des documents : 10 minutes ;
 - réponse aux questions et interprétation des résultats : 30 minutes ;
 - synthèse de l'activité : 10 minutes.

Lien avec le programme

- Hydrophilie, lipophilie, amphiphilie d'une espèce chimique organique.
- Modélisation par des interactions entre entités polaires.
- Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.

Compétence

→ APP : Extraire l'information sur des supports variés

Réponse détaillée

1. La figure présentée en document 1, complétée par le texte du document 3 justifie le caractère hydrophile de la tête de savon.

En effet, cette tête est constituée d'un groupement COO^- , chargé négativement qui présente des affinités avec l'eau. Cette dernière est une molécule polaire, qui présente des zones partiellement chargées positivement (et négativement).

Ainsi le groupement COO^- entre en interaction avec les zones négatives de la molécule d'eau.

2. La queue du savon est une longue chaîne carbonée constituée uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène. Cette partie de la molécule est apolaire, car la différence d'électronégativité entre le carbone et l'hydrogène est trop faible pour que les liaisons carbone-hydrogène soient polarisées.

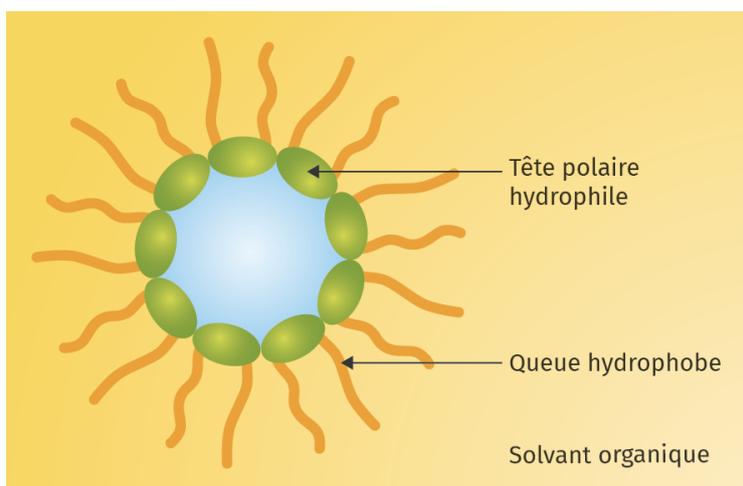
Cette queue ne présente donc pas d'affinités avec des molécules polaires, et particulièrement avec les molécules d'eau. Elle a donc un caractère hydrophobe, que l'on peut assimiler au terme « lipophile » (qui aime le gras).

3. La molécule de savon est amphiphile, car elle possède à la fois le caractère hydrophile (qui aime l'eau) et le caractère lipophile (qui aime le gras).

La molécule va pouvoir servir de lien entre l'eau et le gras, puisqu'elle peut entrer en interaction avec les deux.

4. Dans la micelle inverse, la tête hydrophile se trouve à l'intérieur, au contact de la goutte d'eau et la queue lipophile se trouve à l'extérieur, au contact de la graisse (solvant organique).

Le schéma de la micelle inverse est reproduit ci-dessous :



Synthèse de l'activité

Grâce à ses propriétés amphiphiles, le savon permet de laver, c'est-à-dire d'éliminer les taches de gras. Lorsqu'une tache de gras se trouve sur un tissu, par exemple, le savon va

éliminer la tache. La partie lipophile entoure la tache et la partie hydrophile se place à l'extérieur, au contact de l'eau. Il se forme des micelles autour de chaque tache de gras. Ces micelles sont solubles dans l'eau (grâce à leur partie hydrophile) et sont donc éliminées dans celle-ci.

Aide et éléments différenciants

Il peut être utile de proposer aux élèves d'analyser la polarité des différentes parties de la molécule de savon avant de leur demander de répondre aux premières questions.

Ressources supplémentaires et pistes d'exploitation

- Une fiche complémentaire sur les savons (médiachimie) : <https://www.mediachimie.org/actualite/comment-fabrique-t-du-savon>
- C'est pas sorcier : Grande lessive https://www.youtube.com/watch?v=BX1_SQli5_k
- Une fiche pédagogique proposée par l'académie de Nancy (ancien programme) : http://www4.ac-nancy-metz.fr/physique/ancien_site/Nouvprog/prem_L/docs/chim_cuisine/chim_lavage-RP.pdf

Activité expérimentale 4 : Choisir le bon solvant

Présentation

Cette quatrième activité est une activité expérimentale qui permet de :

- réinvestir les notions de solubilité et miscibilité vues en classe de seconde ;
- étudier la polarité de molécules ;
- étudier les interactions entre des molécules ;
- choisir un solvant extracteur à l'aide des données ;
- interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide.

Durée estimée

- 80 minutes :
 - lecture et analyse des documents : 10 minutes ;
 - mise en œuvre du protocole : 30 minutes ;
 - réponse aux questions et interprétation des résultats : 30 minutes ;
 - synthèse de l'activité : 10 minutes.

Lien avec le programme

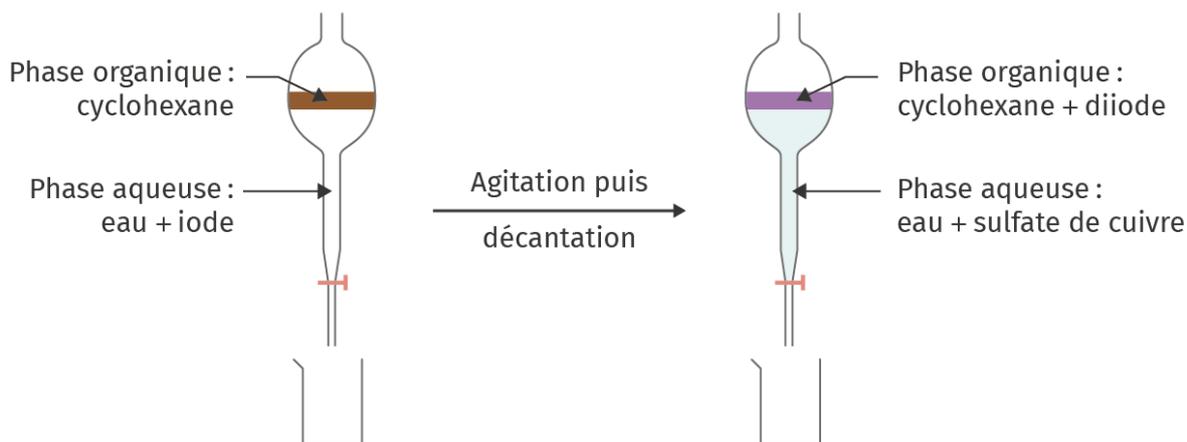
- Extraction par un solvant.
- Solubilité dans un solvant.
- Modélisation des interactions entre ions, entités polaires, entités apolaires et/ou ponts hydrogène.
- Miscibilité de deux liquides.

Compétence

→ REA : Mettre en œuvre un protocole

Résultat des expériences

L'expérience mise en œuvre permet d'extraire le diiode dissous dans la solution.



Avant agitation, la phase organique (cyclohexane pur), qui se trouve au dessus, est incolore. La solution aqueuse est de couleur marron (mélange d'orange, couleur du diiode en solution aqueuse et de bleu, couleur du sulfate de cuivre).

Après agitation, la phase organique (cyclohexane + diiode) est violette.

La solution aqueuse est bleue (eau + sulfate de cuivre).

Réponse détaillée

1. Pour extraire le diiode de la solution, il faut choisir le bon solvant extracteur.

Le soluté à extraire doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans la solution initiale, qui est une solution aqueuse (principalement constituée d'eau). Il faut donc choisir le solvant pour lequel la solubilité du diiode est plus importante que dans l'eau. Ce solvant extracteur ne doit pas non plus être un bon solvant pour le sulfate de cuivre, car sinon, les deux espèces se trouveraient mélangées dans le solvant extracteur et ne seraient pas séparées.

En analysant les données, on peut écarter l'acétone dans lequel le diiode est insoluble.

Le choix doit donc s'effectuer entre le cyclohexane et l'éther, qui sont tous les deux de bons solvants pour le diiode ($s = 2,7 \text{ g/L}$ et $25,2 \text{ g/L}$ respectivement, et meilleurs que l'eau $s = 330 \text{ mg/L}$). Le sulfate de cuivre n'est pas soluble dans ces deux solvants. On ne peut donc pas faire de premier choix entre ceux-ci.

De plus, il faut que le solvant extracteur ne soit pas miscible avec la solution initiale. En effet, lorsqu'on ajoute le solvant extracteur au mélange initial, il doit se former deux phases distinctes que l'on peut ensuite séparer.

D'après les données du tableau, le cyclohexane est non miscible avec l'eau, tandis que l'éther est partiellement miscible avec l'eau.

Le meilleur solvant extracteur est donc le cyclohexane.

Remarque : pour des raisons de sécurité, on pourrait choisir l'éther. Il est un moins bon solvant (car miscible en partie avec la solution aqueuse), mais il est moins polluant et moins

nocif pour la santé. Il est tout de même déconseillé de l'utiliser pour une extraction, car les deux phases sont difficiles à distinguer.

2. L'extraction est décrite au-dessus.

Après la décantation, on observe deux phases :

- la phase organique est composée de cyclohexane et de diiode. Sa densité est proche de celle du cyclohexane, c'est-à-dire environ 0,78 (puisque le diiode est présent à l'état de traces) ;
- la phase aqueuse est composée d'eau et de sulfate de cuivre. Sa densité est proche de celle de l'eau, c'est-à-dire environ 1,00 (puisque le sulfate de cuivre est présent en très faibles quantités par rapport à l'eau).

La phase aqueuse se trouve en-dessous de la phase organique comme elle est plus dense. Pour récupérer le diiode, il faut tout d'abord faire couler la phase inférieure, la récupérer dans un bécher, puis récolter la phase supérieure. On peut ensuite faire évaporer le cyclohexane dans un évaporateur rotatif pour éliminer le solvant et conserver uniquement le diiode.

3. Étude de la polarité de la molécule de cyclohexane :

La formule brute de la molécule est C_6H_{12} .

Elle est constituée uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

La molécule de cyclohexane est donc apolaire.

Étude la polarité de la molécule de diiode :

La formule brute de la molécule est I_2 .

Elle est constituée d'atomes d'iode.

Liaison iode-iode :

La différence d'électronégativité entre les atomes d'iode est nulle, les liaisons iode-iode ne sont pas polarisées.

La molécule de diiode est donc apolaire.

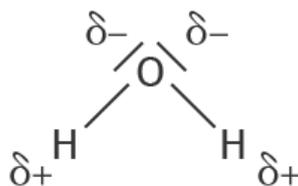
Étude la polarité de la molécule d'eau :

La formule brute de la molécule est H_2O .

Elle est constituée d'atomes d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison oxygène-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre l'atome d'hydrogène et d'oxygène est très importante ($3,44 - 2,20 = 1,24$), la liaison oxygène-hydrogène est fortement polarisée.



La molécule d'eau est coudée. Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'eau est polaire.

Étude la polarité de la molécule d'acétone :

La formule brute de la molécule est C_3H_6O .

Elle est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

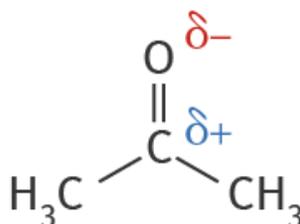
Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-oxygène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'oxygène est importante ($3,44 - 2,55 = 0,89$), la liaison carbone-oxygène est polarisée.

Les charges partielles $+δ$ et $-δ$ sont positionnées ci-dessous :



Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'acétone est polaire.

Étude la polarité de la molécule d'éther :

La formule brute de la molécule est $C_4H_{10}O$.

Elle est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

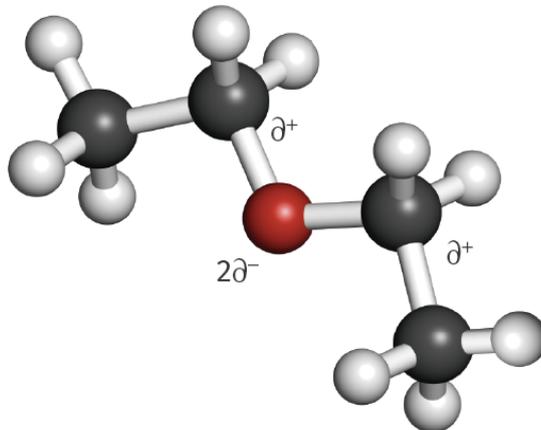
Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-oxygène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'oxygène est importante ($3,44 - 2,55 = 0,89$), les liaisons carbone-oxygène sont polarisées.

Les charges partielles $+\delta$ et $-\delta$ sont positionnées ci-dessous :



Remarque : l'atome d'oxygène porte la charge partielle $2\delta^-$ car elle est liée aux deux liaisons carbone-oxygène.

Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'éther est polaire. L'éther est cependant une molécule faiblement polaire car la différence d'électronégativité entre le carbone et l'oxygène n'est pas aussi importante que pour des liaisons hydrogène-oxygène par exemple. De plus, la molécule présente deux chaînes à deux atomes de carbone, qui sont apolaires.

4. Le soluté (le diiode) est un composé apolaire. Le diiode est très peu soluble dans l'eau. Il existe donc peu d'interactions entre le diiode (apolaire) et l'eau (polaire).

Le diiode est soluble dans le cyclohexane. Il existe donc beaucoup d'interactions entre le diiode (apolaire) et le cyclohexane (apolaire).

Le diiode n'est pas soluble dans l'acétone. Peu (ou pas) d'interactions sont à l'œuvre entre le diiode (apolaire) et l'acétone (polaire).

Le diiode est très soluble dans l'éther. Il existe donc beaucoup d'interactions entre le diiode (apolaire) et l'éther (faiblement polaire).

On remarque que de nombreuses interactions s'effectuent entre le diiode et le cyclohexane, et entre le diiode et l'éther. Ce résultat est bien en accord avec le choix réalisé à la question 1.

Synthèse de l'activité

Le solvant extracteur est choisi pour extraire, avec la plus grande efficacité possible un soluté dissous dans une solution.

Pour cela, le solvant extracteur doit être :

- composé de molécules qui sont en très fortes interactions avec le soluté à extraire, et plus importante que celles qui existent entre ce soluté et les molécules qui se trouvent dans la solution initiale ;
- non miscible avec la solution initiale (très peu d'interactions entre la solution initiale et le solvant extracteur).

Plus généralement, les composés polaires sont en interaction avec d'autres composés polaires, et les composés apolaires sont en interaction avec d'autres composés apolaires.

Aide et éléments différenciants

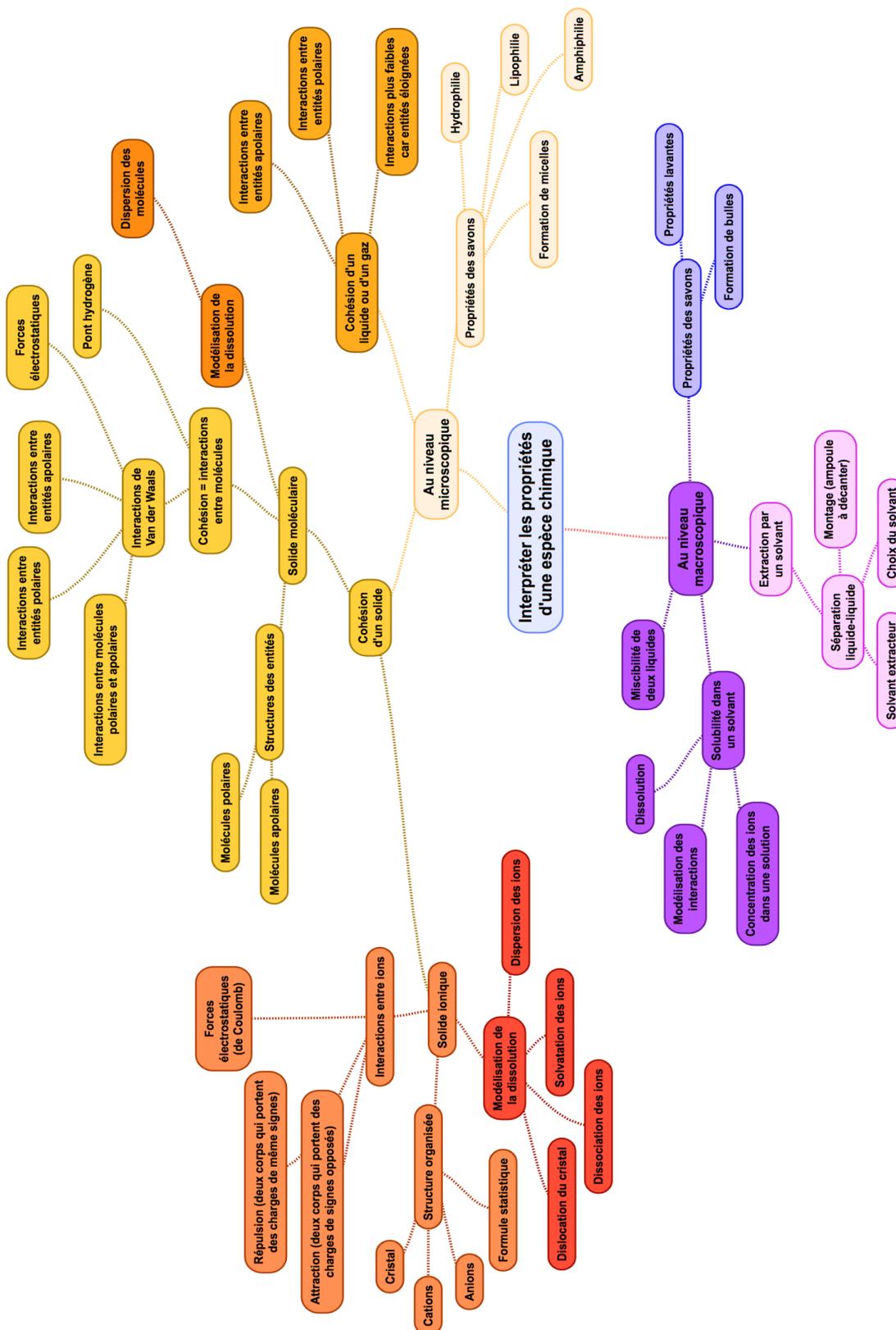
Les notions de solubilité et de miscibilité ont été étudiées en classe de seconde. Il s'agit ici de réinvestir les connaissances et de découvrir la technique d'extraction liquide-liquide qui s'appuie sur ces propriétés.

Pour introduire l'activité, on peut demander aux élèves de donner les définitions de solubilité et de miscibilité, et d'en fournir des exemples.

De même, on peut leur proposer de schématiser au niveau microscopique ce que contient un mélange de deux liquides miscibles, ou non miscibles.

Enfin, il est possible de discuter des interactions qui existent entre les différents composants du système.

Bilan



Voir aussi les schémas de la page bilan, à retrouver page 139 du manuel élève : [LLS.fr/PC1P139](https://lls.fr/PC1P139).

Exercices

QCM

1. Cohésion dans un solide

1. La cohésion d'un solide ionique est assurée par :
A. les interactions électriques.
2. La formule statistique d'un solide ionique rend compte :
B. des proportions entre les cations et les anions.
3. Quelles sont les interactions à l'origine de la cohésion d'un solide moléculaire contenant des molécules polaires ?
A. des interactions de Van der Waals.

2. Dissolution des solides ioniques dans l'eau

1. Pour quelle raison la molécule d'eau peut-elle dissocier un solide ionique ?
A. Parce que la molécule d'eau est polaire.
2. Comment écrit-on l'équation de dissolution du solide ionique A_xB_y dans l'eau ?
C. $() \rightarrow ()^+ + ()^-$.
3. Que signifie le terme solvaté ?
A. Entouré de molécules de solvant.

3. Extraction par un solvant

1. Comment choisir un solvant extracteur vis-à-vis du soluté à extraire ?
C. Le soluté doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial.
2. Comment nomme-t-on la partie d'une molécule attirée par l'eau ?
A. Hydrophile.
3. Pourquoi un soluté est-il soluble dans un solvant ?
A. Parce qu'il présente de nombreuses interactions avec le solvant.

4. Jeopardy Propositions de questions :

- a. Quelles sont les particularités d'une molécule de savon ?
- b. Qu'est-ce qu'un mélange hétérogène ?

Pour s'échauffer

5. Solides ioniques

◆ La formule statistique d'un solide ionique rend compte de la proportion des ions (cations et anions) qui le compose, en indiquant d'abord le symbole du cation, puis celui de l'anion, sans aucune charge électrique.

Le cristal est formé de cations et d'anions dont les proportions impliquent une charge électrique globale nulle.

Le nitrate d'argent est composé d'ions nitrate NO_3^- et d'ions argent Ag^+ .

Sa formule statistique est donc AgNO_3 .

En effet, la charge électrique « +e » portée par chaque ion argent est neutralisée par celle « -e » d'un ion nitrate pour satisfaire l'électroneutralité.

Le chlorure de fer (II) est composé d'ions chlorure Cl^- et d'ions fer (II) Fe^{2+} .

Sa formule statistique est donc FeCl_2 .

En effet, pour neutraliser la charge électrique « +2e » de chaque ion fer (II), il faut deux ions chlorure qui portent chacun la charge « -e ».

Le sulfate d'aluminium est composé d'ions sulfate SO_4^{2-} et d'ions aluminium Al^{3+} .

Sa formule statistique est donc $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

En effet, l'ion aluminium porte la charge électrique « +3e » et l'ion sulfate la charge électrique « -2e ». Pour neutraliser ces charges, il faut deux ions aluminium (soit une charge positive totale +6e) et trois ions sulfate (soit une charge négative totale -6e).

6. Diiode

◆ Le diiode solide est constitué de molécules de diiode de formule I_2 .

La molécule de diiode est apolaire. En effet, les deux atomes qui la constituent ont la même électronégativité et la liaison qui les lie ensemble n'est pas polarisée.

Il existe des interactions de faible intensité entre les molécules, ce qui maintient les molécules « collées » les unes aux autres.

La molécule n'étant pas polaire, ce sont des liaisons de Van der Waals (type électrique) entre molécules apolaires qui s'exercent. Elles sont bien plus faibles que les liaisons qui existent entre les molécules polaires.

7. Solubilité du sel

◆ La solubilité s d'un soluté correspond à la masse maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant. La solubilité dépend de la nature du soluté et du solvant et s'exprime en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.

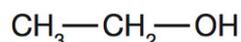
La solubilité du sel dans l'eau est de $= 357 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ signifiant que le sel est très soluble dans l'eau. Le sel étant un solide ionique, il est constitué d'ions : les ions sodium Na^+ (cations) et les ions chlorure Cl^- (anions).

La molécule d'eau est polaire et peut interagir avec les ions du solide ionique par des interactions électriques (les zones positives de la molécule d'eau entrent en interaction avec les cations et les zones négatives entrent en interaction avec les anions), voir document 2 [page 137](#) du manuel. Ce sont ces interactions, très importantes, qui expliquent que le solide ionique se dissout très bien dans l'eau.

La solubilité du sel dans l'éthanol est de $= 0,51 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, ce qui est faible par rapport à la solubilité du sel dans l'eau.

On en déduit que les interactions entre le sel et l'éthanol sont faibles.

Ceci se justifie par la structure de l'éthanol, dont la formule semi-développée est :



L'éthanol est une molécule polaire (la liaison O – H est polarisée), mais elle contient aussi une chaîne carbonée (liaisons C – C et C – H non polarisées).

Dans l'éthanol, il est beaucoup plus difficile pour les ions de s'entourer des molécules de solvant comme cela se produisait avec l'eau. Les interactions sont moins nombreuses.

8. Concentration des ions

◆ Lorsqu'on dissout une masse m de soluté dans un volume V de solvant, on obtient une solution aqueuse de concentration en masse γ telle que :

$$\gamma = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}, \text{ si on n'a pas atteint la limite de la solubilité.}$$

Avant de calculer la concentration de la solution, il faut donc vérifier que l'on se trouve sous cette limite. Pour ce faire, on calcule la masse maximale de sel que l'on peut dissoudre dans un volume $V = 50 \text{ mL}$ d'eau.

La masse maximale de sel que l'on peut dissoudre est définie par la relation :

$$= \cdot \text{ avec } () = 357 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}.$$

soit une masse maximale : $() = 357(\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}) \times 50 \times 10^{-3}(\text{L}) = 18\text{g}$.

Lorsqu'on introduit une masse $m = 3,0 \text{ g}$ de chlorure de sodium, on se trouve bien sous la limite de solubilité.

Le sel introduit se dissout entièrement dans le volume V d'eau.

La concentration en masse de la solution est :

$$\gamma = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

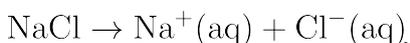
soit $\gamma (\text{g}\cdot\text{L}^{-1}) = \frac{3,0 (\text{g})}{50 \times 10^{-3} (\text{L})} = 60 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

La concentration en quantité de matière de la solution est :

$$c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \cdot V_{\text{solution}}}$$

soit $c (\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}) = \frac{3,0}{58,8 \times 50 \times 10^{-3}} = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Le chlorure de sodium se dissout dans l'eau selon l'équation :



Une mole de chlorure de sodium se dissout pour former une mole d'ions chlorure et une mole d'ions sodium.

La concentration des ions dans la solution est donc la même que celle de la solution :
 $[Na^+] = [Cl^-] = c$ soit $[Na^+] = [Cl^-] = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

9. Savon

◆ Le savon est un composé combinant une tête hydrophile et une queue lipophile. Le savon associe ainsi ces deux propriétés dans l'eau soit une zone qui lie de nombreuses interactions avec l'eau, et une autre qui lie peu d'interactions avec l'eau. Les molécules qui présentent ces caractéristiques sont des molécules amphiphiles, appelées aussi tensioactifs.

Pour commencer

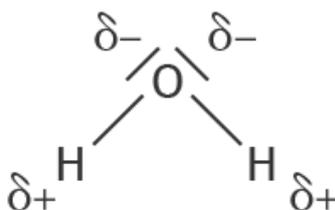
10. La glace

→ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

1. La molécule d'eau est une molécule polaire.
 La formule brute de la molécule est H_2O .
 Elle est constituée d'atomes d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison hydrogène-oxygène :

La différence d'électronégativité entre l'atome d'hydrogène et d'oxygène est très importante ($3,44 - 2,20 = 1,24$), la liaison oxygène-hydrogène est fortement polarisée.



La molécule d'eau est coudée. Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'eau est polaire.

2. Au sein de la glace, il peut exister plusieurs types d'interactions qui justifient l'existence de ce solide :

- Les interactions électriques qui s'exercent entre molécules polaires (interactions de Van der Waals) ;
- Les ponts hydrogène, qui se créent entre un atome d'hydrogène portant une charge partielle positive et un atome très électronégatif (l'atome d'oxygène central de la molécule d'eau).

11. Carbonate

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique : écrire l'équation

◆ Les ions carbonate (anions) forment différents solides ioniques en se combinant avec des cations.

Pour établir les différentes équations de dissolution, il faut d'abord trouver la formule statistique du solide ionique, qui traduit la proportion des cations et d'anions dans le cristal. Pour cela, on peut commencer par les formules des ions (libérés au cours de la dissolution), puis retrouver la formule en équilibrant les charges.

Tous les ions libérés sont solvatés dans l'eau. On écrit (aq) pour indiquer qu'ils se trouvent dans l'état aqueux, c'est-à-dire entourés de molécules d'eau.

Les différentes étapes sont décrites ci-dessous :

Dissolution du carbonate de magnésium :

1^{re} étape : écrire l'équation et les ions qui sont libérés :

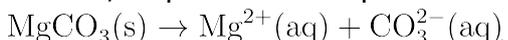


Il est nécessaire de vérifier les charges portées par chacun des ions. L'ion magnésium porte deux charges électriques positives et l'ion carbonate deux charges électriques négatives.

Le solide ionique est donc constitué d'autant d'ions magnésium que d'ions carbonate.

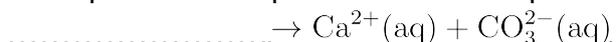
On en déduit la formule statistique du carbonate de magnésium : $\text{MgCO}_3(\text{s})$ (on respecte la notation conventionnelle : le cation, suivi de l'anion).

Ensuite, on peut écrire l'équation de dissolution :



Dissolution du carbonate de calcium :

1^{re} étape : écrire l'équation et les ions qui sont libérés :

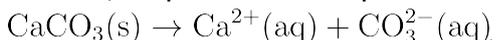


Vérifier les charges portées par chacun des ions : l'ion calcium porte deux charges électriques positives et l'ion carbonate deux charges électriques négatives.

Le solide ionique est donc constitué d'autant d'ions calcium que d'ions carbonate.

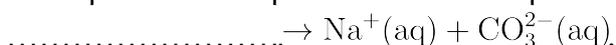
On en déduit la formule statistique du carbonate de calcium : CaCO_3 .

Ensuite, on peut écrire l'équation de dissolution :



Dissolution du carbonate de sodium :

1^{re} étape : écrire l'équation et les ions qui sont libérés :

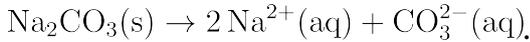


Vérifier les charges portées par chacun des ions : l'ion sodium porte une charge électrique positive et l'ion carbonate deux charges électriques négatives.

Le solide ionique est donc constitué de deux fois plus d'ions sodium que d'ions carbonate, soit : $2\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$.

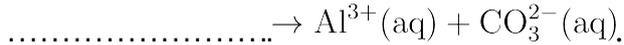
On en déduit la formule statistique du carbonate de sodium : Na_2CO_3 .

Enfin, on peut écrire l'équation de dissolution :



Dissolution du carbonate d'aluminium :

1^{re} étape : écrire l'équation et les ions qui sont libérés :



Vérifier les charges portées par chacun des ions : l'ion aluminium porte trois charges électriques positives et l'ion carbonate deux charges électriques négatives.

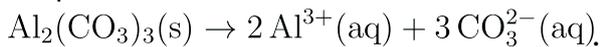
Le solide ionique est donc constitué de deux ions aluminium pour trois ions carbonate.

Cela permet de neutraliser les charges électriques, soit : $2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$.

On en déduit la formule statistique du carbonate d'aluminium : $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$

Remarque : l'ion carbonate étant un ion polyatomique (constitué de plusieurs atomes), on l'entoure d'une parenthèse lorsqu'on indique qu'il se trouve plusieurs fois dans le solide.

L'équation de dissolution est la suivante :



12. Équations à compléter

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique : écrire l'équation

◆ Pour compléter les équations de dissolution, on peut s'inspirer de la méthode utilisée dans l'exercice **11**.

Tous les ions libérés se trouvent solvatés dans l'eau. Le terme (aq) indique qu'ils se trouvent dans l'état aqueux, c'est-à-dire entourés de molécules d'eau.

a. L'équation à compléter est : $\text{CuSO}_4(\dots) \rightarrow \dots\text{Cu}^{2+}(\dots) + \dots\dots(\dots)$.

Le solide ionique de formule CuSO_4 se dissout pour libérer des ions cuivre Cu^{2+} .

Il faut déterminer la formule des autres ions qui sont libérés.

Il s'agit d'ions qui portent la même charge électrique que les ions cuivre, puisque ces ions sont en proportions égales avec les ions cuivre.

Il s'agit alors des ions sulfate, de formule SO_4^{2-} .

L'équation de dissolution s'écrit : $\text{CuSO}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.

Le solide ionique est le **sulfate de cuivre**.

b. L'équation à compléter est : $\dots\dots\dots(\dots) \rightarrow \dots\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + \dots\text{Cl}^-(\text{aq})$.

La dissolution du solide ionique libère des ions aluminium Al^{3+} et des ions chlorure Cl^- .

Le solide ionique étant électriquement neutre, il faut équilibrer les charges électriques portées par les ions, soit $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cl}^-(\text{aq})$.

Le solide ionique est donc composé d'ions aluminium et d'ions chlorure et sa formule statistique est : AlCl_3 .

L'équation de dissolution s'écrit : $\text{AlCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$.

Le solide ionique est le **chlorure d'aluminium**.

c. L'équation à compléter est : (...) \rightarrow ... Mg^{2+} (...) + ... OH^{-} (...).

La dissolution du solide ionique libère des ions magnésium Mg^{2+} et des ions hydroxyde OH^{-} .

Le solide ionique étant électriquement neutre, il faut équilibrer les charges électriques portées par les ions, soit $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$.

Le solide ionique est donc composé d'ions magnésium et d'ions hydroxyde et sa formule statistique est : $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

L'équation de dissolution s'écrit : $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$.

Le solide ionique est l'**hydroxyde de magnésium**.

d. L'équation à compléter est : $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightarrow$ (...) + (...).

Le solide ionique de formule $\text{Al}(\text{OH})_3$ se dissout pour libérer des ions.

Il faut déterminer la formule des ions libérés.

La formule du solide n'indique pas les charges électriques portées par les ions, mais on peut établir qu'il s'agit d'ions aluminium Al^{3+} et d'ions hydroxyde OH^{-} .

Le solide ionique étant électriquement neutre, il faut équilibrer les charges électriques portées par les ions, soit $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$.

L'équation de dissolution s'écrit donc : $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$.

Le solide ionique est l'**hydroxyde d'aluminium**.

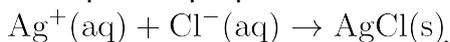
13. Dissolution ou formation d'un solide

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique : écrire l'équation

◆ Pour distinguer l'équation de dissolution d'un solide ionique de l'équation de formation, il faut savoir identifier les réactifs et les produits de ces deux réactions chimiques :

- pour une dissolution, le réactif est le solide ionique et les produits sont les ions libérés ;
- pour une formation de solide ionique, les réactifs sont les ions et le produit est le solide ionique.

a. L'équation proposée s'écrit :



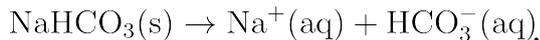
Les réactifs sont les ions argent Ag^{+} et les ions chlorure Cl^{-} .

Les charges électriques sont bien équilibrées (l'ion argent porte une charge électrique positive et l'ion chlorure porte une charge électrique négative).

Le produit a pour formule AgCl .

Il s'agit donc de la réaction de **formation** du solide ionique appelé **chlorure d'argent**.

b. L'équation proposée s'écrit :



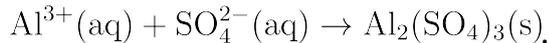
Le réactif a pour formule NaHCO_3 (l'hydrogénocarbonate de sodium).

Les produits sont les ions sodium Na^+ et les ions hydrogénocarbonate HCO_3^- .

Les charges électriques sont bien équilibrées (l'ion sodium porte une charge électrique positive et l'ion hydrogénocarbonate porte une charge électrique négative).

Il s'agit donc de la réaction de **dissolution** du solide ionique appelé **hydrogénocarbonate de sodium**.

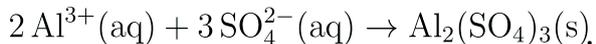
c. L'équation proposée s'écrit :



Les réactifs sont les ions aluminium Al^{3+} et les ions sulfate SO_4^{2-} .

Les charges électriques ne sont pas équilibrées (l'ion aluminium porte trois charges électriques positives et l'ion sulfate deux charges électriques négatives).

Il faut donc équilibrer les charges électriques en ajoutant des nombres stœchiométriques comme suit :



Le produit a pour formule $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

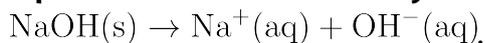
Il s'agit donc de la réaction de **formation** du solide ionique appelé **sulfate d'aluminium**.

14. Concentration des ions en solution

→ RAI/ANA : Faire le lien entre le modèle microscopique et les grandeurs macroscopiques

1. Les équations de dissolution traduisent la réaction chimique qui se produit lorsqu'on dissout ces solides ioniques dans l'eau. Elles sont écrites ci-dessous :

Équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium :

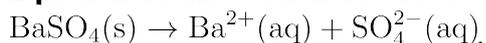


Des ions sodium Na^+ et hydroxyde OH^- sont libérés dans la solution.

L'ion sodium porte une charge électrique positive, l'ion hydroxyde porte une charge électrique négative.

Il y a autant d'ions sodium que d'ions hydroxyde dans le solide ionique.

Équation de dissolution du sulfate de baryum :

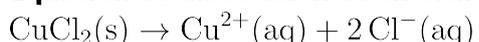


Des ions baryum Ba^{2+} et sulfate SO_4^{2-} sont libérés dans la solution.

L'ion baryum porte deux charges électriques positives, l'ion sulfate porte deux charges électriques négatives.

Il y a autant d'ions baryum que d'ions sulfate dans le solide ionique.

Équation de dissolution du chlorure de cuivre (II) :



Des ions cuivre Cu^{2+} et chlorure Cl^- sont libérés dans la solution.

L'ion cuivre porte deux charges électriques positives, l'ion chlorure porte une charge électrique négative.

Il y a deux fois plus d'ions chlorure que d'ions cuivre dans le solide ionique.

Équation de dissolution du nitrate d'argent :



Des ions argent Ag^+ et nitrate NO_3^- sont libérés dans la solution.

L'ion argent porte une charge électrique positive, l'ion nitrate porte une charge électrique négatives.

Il y a autant d'ions argent que d'ions nitrate dans le solide ionique.

2. La concentration des ions dans la solution est liée à la concentration c en soluté apportée (concentration en quantité de matière) et qui est définie par la relation :

$$c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \cdot V_{\text{solution}}}$$

La concentration en soluté apporté est, d'après l'énoncé, $= 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour toutes les solutions fabriquées.

La concentration en ions se détermine à l'aide du tableau d'évolution du système.

Calcul de la concentration des ions dans la solution d'hydroxyde de sodium :

Équation de la réaction	$\text{NaOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$		
État initial	n_{NaOH}	0	0
État final	$n_{\text{NaOH}} - x_{\text{max}} = 0$		

Dans ce tableau, n_{NaOH} représente la quantité d'hydroxyde de sodium présente dans le volume V , dans l'état initial.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{NaOH}} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{NaOH}} = x_{\text{max}}$

La concentration de la solution est ainsi égale à :

$$c = c_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{solution}}}$$

La concentration en ions est :

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{NaOH}} \text{ soit } [\text{Na}^+] = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

et

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{NaOH}} \text{ soit } [\text{OH}^-] = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calcul de la concentration des ions dans la solution de sulfate de baryum :

Équation de la réaction	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$		
État initial	n_{BaSO_4}	0	0
État final	$n_{\text{BaSO}_4} - x_{\text{max}} = 0$		

Dans ce tableau, n_{BaSO_4} représente la quantité de sulfate de baryum présente dans le volume V , dans l'état initial.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{BaSO}_4} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{BaSO}_4} = x_{\text{max}}$
 La concentration de la solution est ainsi égale à :

$$c = c_{\text{BaSO}_4} = \frac{n_{\text{BaSO}_4}}{V_{\text{solution}}}$$

La concentration en ions est :

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ba}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{BaSO}_4}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{BaSO}_4} \text{ soit } [\text{Ba}^{2+}] = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

et

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{BaSO}_4}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{BaSO}_4} \text{ soit } [\text{SO}_4^{2-}] = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Calcul de la concentration des ions dans la solution de **chlorure de cuivre** :

Équation de la réaction	$\text{CuCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$		
État initial	n_{CuCl_2}	0	0
État final	$n_{\text{CuCl}_2} - x_{\text{max}} = 0$		2

Dans ce tableau, n_{CuCl_2} représente la quantité de chlorure de cuivre présente dans le volume V , dans l'état initial.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{CuCl}_2} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{CuCl}_2} = x_{\text{max}}$
 La concentration de la solution est ainsi égale à :

$$c = c_{\text{CuCl}_2} = \frac{n_{\text{CuCl}_2}}{V_{\text{solution}}}$$

La concentration en ions est :

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CuCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{CuCl}_2} \text{ soit } [\text{Cu}^{2+}] = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

et

$$[\text{Cl}^{-}] = \frac{n_{\text{Cl}^{-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 n_{\text{CuCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = 2 c = 2 c_{\text{CuCl}_2} \text{ soit } [\text{Cl}^{-}] = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Calcul de la concentration des ions dans la solution de **nitrate d'argent** :

Équation de la réaction	$\text{AgNO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$		
État initial	n_{AgNO_3}	0	0
État final	$n_{\text{AgNO}_3} - x_{\text{max}} = 0$		

Dans ce tableau, n_{AgNO_3} représente la quantité d'hydroxyde de sodium présente dans le volume V , dans l'état initial.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{AgNO}_3} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{AgNO}_3} = x_{\text{max}}$
La concentration de la solution est ainsi égale à :

$$c = c_{\text{AgNO}_3} = \frac{n_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{solution}}}$$

La concentration en ions est :

$$[\text{Ag}^+] = \frac{n_{\text{Ag}^+}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{AgNO}_3} \text{ soit } [\text{Ag}^+] = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

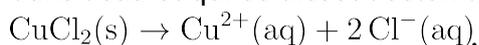
et

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{n_{\text{NO}_3^-}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{AgNO}_3} \text{ soit } [\text{NO}_3^-] = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

15. Solvatation des ions

→ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

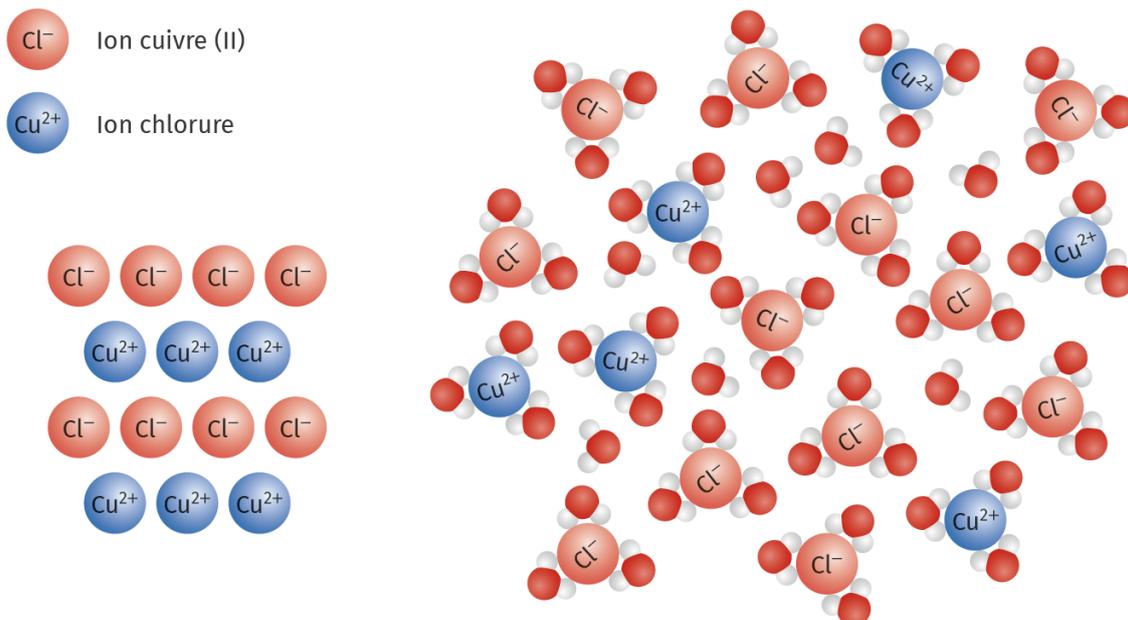
◆ Le chlorure de cuivre (II) est un solide ionique de formule CuCl_2 qui est très soluble dans l'eau et qui se dissout selon l'équation :



Lors de la dissolution, le cristal se disloque et les ions se dispersent dans l'eau.

Les ions cuivre (II) et les ions chlorure sont solvatés, c'est-à-dire entourés de molécules d'eau.

La représentation schématique (au niveau microscopique) est donnée ci-dessous :



Représentation très schématique du cristal : il y a deux fois plus d'ions chlorure que d'ions cuivre (II).

16. Choix d'un solvant

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. L'étude de la polarité des molécules est proposée ci-dessous :

Étude la polarité de l'acide salicylique :

La formule brute de la molécule est $C_7H_6O_3$.

Elle est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-oxygène :

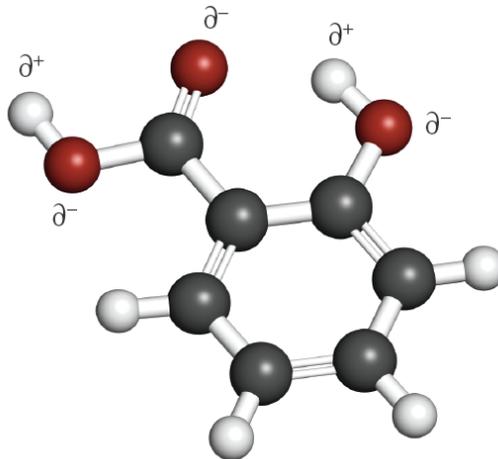
La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'oxygène est importante ($3,44 - 2,55 = 0,89$), les liaisons carbone-oxygène sont polarisées.

Liaison oxygène-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes d'oxygène et d'hydrogène est très importante ($3,44 - 2,20 = 1,24$), la liaison oxygène-hydrogène est fortement polarisée.

On ne tient compte que des liaisons les plus polarisées, c'est à dire celles entre l'oxygène et l'hydrogène.

Les charges partielles δ^+ et δ^- sont positionnées ci-dessous :



Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'acide salicylique est polaire au niveau des groupes qui contiennent des atomes d'oxygène (carboxyle et hydroxyle).

Cependant, la présence d'un cycle contenant six atomes de carbone diminue cette polarité.

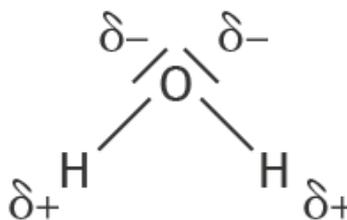
Étude la polarité de la molécule d'eau :

La formule brute de la molécule est H_2O .

Elle est constituée d'atomes d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison oxygène-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre l'atome d'hydrogène et d'oxygène est très importante ($3,44 - 2,20 = 1,24$), la liaison oxygène-hydrogène est fortement polarisée.



Comme la molécule d'eau est coudée, les polarisations de ces deux liaisons ne se compensent pas : la molécule d'eau est polaire.

Étude la polarité de la molécule d'acétone :

La formule brute de la molécule est C_3H_6O .

Elle est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

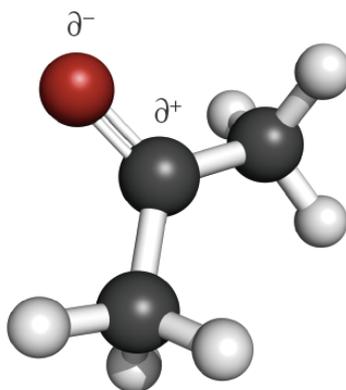
Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-oxygène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'oxygène est importante ($3,44 - 2,55 = 0,89$), la liaison carbone-oxygène est polarisée.

Les charges partielles δ^+ et δ^- sont positionnées ci-dessous :



Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'acétone est polaire.

Étude la polarité de la molécule d'éther :

La formule brute de la molécule est $C_4H_{10}O$.

Elle est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

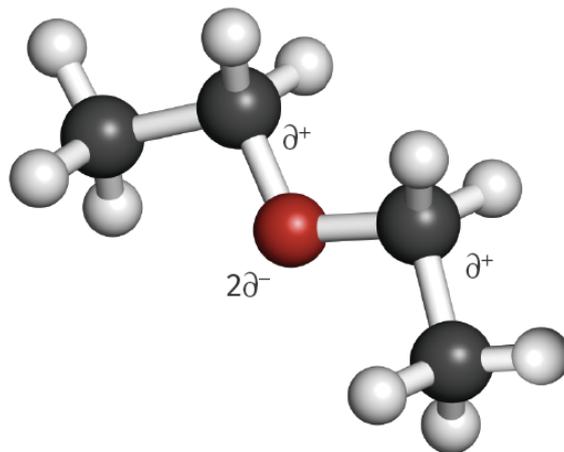
Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-oxygène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'oxygène est importante ($3,44 - 2,55 = 0,89$), les liaisons carbone-oxygène sont polarisées.

Les charges partielles δ^+ et δ^- sont positionnées ci-dessous :



Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'éther est polaire.

Cependant, la molécule possède deux chaînes carbonées à deux atomes de carbone. Elles ne sont pas polarisées et vont donc affaiblir le caractère polaire de la molécule.

On peut classer les molécules par polarité croissante : acide salicylique, éther, acétone et eau.

2. Les interactions entre les molécules de soluté et les différents solvants dépendent du caractère polaire ou apolaire de ceux-ci. Des molécules polaires ont beaucoup d'interactions entre elles, des molécules apolaires également, tandis que des molécules polaires et des molécules apolaires entrent peu en interaction.

L'acide salicylique étant faiblement polaire, il peut former des interactions nombreuses avec l'acétone et l'éther (molécules peu polaires), mais n'en forme pas, ou très peu, avec l'eau (molécule très polaire).

Par contre, l'acide salicylique peut engendrer des ponts hydrogène avec l'eau. Ces liaisons sont plus faibles que des liaisons de Van der Waals et expliquent la faible solubilité de l'acide salicylique dans l'eau.

Le tableau de données indique que l'acide salicylique est faiblement soluble dans l'eau, mais qu'il est soluble dans l'acétone et l'éther, ce qui confirme les analyses précédentes.

3. Le solvant extracteur est choisi selon ses propriétés : le soluté doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial, et le solvant extracteur ne doit pas être miscible avec le solvant initial.

L'acide salicylique est soluble dans l'acétone et l'éther, mais très faiblement soluble dans l'eau. Ces deux solvants peuvent donc, *a priori*, être choisis.

Par contre, l'acétone est miscible avec l'eau, tandis que l'éther ne l'est pas.

Il est donc judicieux de choisir l'éther.

Différenciation

Savoir-faire : Calculer la concentration des ions en solution

Objectif : Ces trois exercices proposent de résoudre des exercices de difficulté graduée. Même si l'énoncé est différent, la procédure pour les résoudre est quasiment identique.

17. Dissolution du chlorure de potassium

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

Objectif : Savoir écrire l'équation d'une dissolution et calculer la concentration des ions dans la solution.

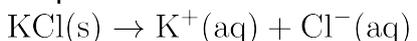
1. Le soluté utilisé pour réaliser cette solution est le chlorure de potassium. Le chlorure de potassium est composé d'ions chlorure Cl^- et d'ions potassium K^+ .

Remarque : si la formule de l'ion potassium n'est pas connue (dont le symbole de l'élément est K), regarder sa position dans le tableau périodique. Il se trouve dans la première colonne, c'est donc un alcalin. Pour satisfaire la règle de l'octet, il perd un électron pour former l'ion potassium K^+ .

Le formule statistique du chlorure de potassium est alors KCl.

En effet, la charge électrique « +e » portée par chaque ion potassium est neutralisée par celle « -e » d'un ion chlorure.

L'équation de la dissolution du chlorure de potassium dans l'eau s'écrit :



2. La concentration des ions dans la solution est liée à la concentration c en soluté apporté (concentration en quantité de matière) et qui est définie par la relation :

$$c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \cdot V_{\text{solution}}}$$

La masse molaire du chlorure de potassium est :

$$M_{\text{KCl}} = 39,1 + 35,5 = 74,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La concentration en soluté apporté est donc :

$$c = c_{\text{KCl}} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{3,0(\text{g})}{74,6(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 50,0 \times 10^{-3}(\text{L})} = 8,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en ions se détermine à l'aide du tableau d'évolution du système.

Équation de la réaction	$\text{KCl(s)} \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$		
État initial	n_{KCl}	0	0

État final	$n_{\text{KCl}} - x_{\text{max}} = 0$		
-------------------	---------------------------------------	--	--

Dans ce tableau, n_{KCl} représente la quantité de chlorure de potassium présente dans le volume V , dans l'état initial.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{KCl}} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{KCl}} = x_{\text{max}}$

La concentration de la solution est ainsi égale à :

$$c = c_{\text{KCl}} = \frac{n_{\text{KCl}}}{V_{\text{solution}}}$$

La concentration en ions est :

$$[\text{K}^+] = \frac{n_{\text{K}^+}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{KCl}}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{KCl}}$$

soit $[\text{K}^+] = 8,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

et $[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{KCl}}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{KCl}}$ soit $[\text{Cl}^-] = 8,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

18. Dissolution de l'iodure d'aluminium

→ RAI/MOD : La quantité de matière, décrire l'état initial et l'état final

Objectif : Savoir écrire l'équation d'une dissolution, décrire le protocole d'une dissolution et calculer la concentration des ions dans la solution.

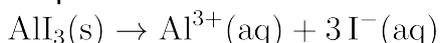
1. Le soluté utilisé pour réaliser cette solution est l'iodure d'aluminium.

Le formule statistique de l'iodure d'aluminium est AlI_3 .

L'iodure d'aluminium est composé d'ions iodure I^- et d'ions aluminium Al^{3+} .

En effet, la charge électrique « +3e » portée par chaque ion aluminium est neutralisée par trois ions iodure, qui portent chacun la charge électrique « -e ».

L'équation de la dissolution du chlorure de potassium dans l'eau s'écrit donc :



2. Pour réaliser la solution, il faut :

- placer une coupelle sur une balance de précision ;
- faire la tare (mise à zéro) ;
- peser avec précision, une masse $m = 5,0$ d'iodure d'aluminium ;
- introduire cette masse m dans une fiole jaugée propre de volume $V = 250,0$ mL ;
- ajouter un peu d'eau distillée ;
- agiter doucement pour dissoudre le soluté ;
- compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ;
- boucher et agiter.

Remarque : si la fiole jaugée n'est pas sèche, il faut s'assurer néanmoins qu'elle est propre. Pour cela, la rincer avec de l'eau distillée et jeter cette eau de rinçage à l'évier. Il n'est pas

indispensable que la fiole soit sèche, car le solvant utilisé par la suite est l'eau et sera introduit en grandes quantités.

3. La concentration des ions dans la solution est liée à la concentration c en soluté apporté qui est définie par la relation :

$$c = c_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \cdot V_{\text{solution}}}$$

La masse molaire de l'iodure d'aluminium est :

$$M_{\text{AlI}_3} = 27,0 + 126,9 \times 3 = 407,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La concentration en soluté apporté est donc :

$$c = c_{\text{AlI}_3} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{5,0(\text{g})}{407,7(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 250,0 \times 10^{-3}(\text{L})} = 4,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en ions se détermine à l'aide du tableau d'évolution du système.

Équation de la réaction	$\text{AlI}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{I}^{-}(\text{aq})$		
État initial	n_{AlI_3}	0	0
État final	$n_{\text{AlI}_3} - x_{\text{max}} = 0$		3

Dans ce tableau, n_{AlI_3} représente la quantité d'iodure d'aluminium présente dans le volume V , dans l'état initial.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{AlI}_3} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{AlI}_3} = x_{\text{max}}$

La concentration de la solution est égale à : $c = c_{\text{AlI}_3} = \frac{n_{\text{AlI}_3}}{V_{\text{solution}}}$

La concentration en ions est :

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{n_{\text{Al}^{3+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{AlI}_3}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{AlI}_3} \text{ soit } [\text{Al}^{3+}] = 4,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

et

$$[\text{I}^{-}] = \frac{n_{\text{I}^{-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{3x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{3n_{\text{AlI}_3}}{V_{\text{solution}}} = 3c = 3c_{\text{AlI}_3}$$

$$\text{soit } [\text{I}^{-}] = 3 \times 4,9 \times 10^{-2} = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

19. Sulfate d'argent

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

Objectif : Retrouver la masse de soluté à dissoudre pour obtenir une solution dont la concentration en ions est donnée, c'est-à-dire faire la démarche inverse de celle habituellement proposée.

◆ Le technicien souhaite réaliser une solution de sulfate d'argent dans laquelle la concentration en ions argent est $[\text{Ag}^{+}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

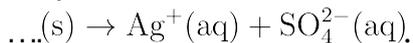
Pour résoudre ce problème, il faut :

- établir l'équation de dissolution ;
- retrouver la relation entre les concentrations en soluté et en ions. Pour cela, on peut s'aider d'un tableau d'évolution du système ;
- calculer la masse m de soluté à utiliser pour réaliser la solution.

Équation de la dissolution :

La solution contient des ions argent Ag^+ et des ions sulfate SO_4^{2-} .

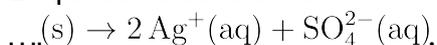
L'équation de dissolution s'écrit donc :



L'ion argent porte une charge électrique positive « +e » et l'ion sulfate deux charges électriques négatives « -2e ».

Il faut donc deux ions argent pour chaque ion sulfate afin de respecter la neutralité électrique.

L'équation s'écrit donc :



La formule statistique du solide ionique est constituée des deux ions, en commençant par la formule du cation, suivi de celle de l'anion, en indiquant les proportions.

La formule du sulfate d'argent solide est donc Ag_2SO_4 .

Relation entre la concentration en soluté et la concentration en ions :

L'équation de dissolution du sulfate d'argent dans l'eau s'écrit donc :



La concentration en ions argent est définie par la relation :

$$[\text{Ag}^+] = \frac{n_{\text{Ag}^+}}{V_{\text{solution}}} \text{ avec } [\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le tableau d'évolution du système permet de déterminer la relation entre $[\text{Ag}^+]$ et $c_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}$

Équation de la réaction	$\text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$		
État initial	$n_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}$	0	0
État final	$n_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} - x_{\text{max}} = 0$	2	

Dans ce tableau, $n_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}$ représente la quantité de sulfate d'argent présente dans le volume V , dans l'état initial et utilisée pour la dissolution.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = x_{\text{max}}$

La concentration de la solution est ainsi égale à : $c = c_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{solution}}}$

La concentration en ions est :

$$[\text{Ag}^+] = \frac{n_{\text{Ag}^+}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 n_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{solution}}} = 2c = 2c_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}$$

et

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}$$

On a donc $c_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = \frac{[\text{Ag}^+]}{2}$ soit $c = c_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = \frac{1,0 \times 10^{-2}}{2} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Calcul de la masse de soluté à utiliser pour réaliser la solution :

La concentration de la solution est définie par :

$$c = c_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{solution}}}$$

La masse de soluté à prélever est donc :

$$m_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = c_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{solution}} = \frac{[\text{Ag}^+]}{2} \cdot M_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{solution}}$$

La masse molaire du soluté est : $M_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = 2 \times 107,9 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 311,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Soit une masse :

$$m_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = \frac{1,0 \times 10^{-2} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})}{2} \times 311,9 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 500,0 \times 10^{-3} (\text{L}) = 0,78 \text{ g}$$

Pour réaliser cette solution, il faut dissoudre une masse $m = 0,78 \text{ g}$ de sulfate d'argent.

Pour s'entraîner

20. Mise en application

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement : communiquer sur les étapes

◆ Le problème consiste à proposer un protocole qui permettrait d'extraire le butan-1-ol d'un mélange {eau-butan-1-ol}. Il faut donc choisir le solvant extracteur approprié pour ensuite mettre en œuvre une extraction liquide-liquide.

Les données de l'énoncé indiquent que le butan-1-ol est peu soluble dans l'eau, mais très soluble dans l'éther et l'éthanol. Ces deux solvants peuvent donc être indiqués pour cette extraction. Il faut cependant choisir un solvant extracteur non miscible avec le solvant initial (l'eau), pour qu'un mélange constitué de deux phases se forme et que l'on puisse ensuite séparer ces deux phases.

Les données indiquent que l'eau et l'éther sont peu miscibles entre eux, mais que l'éthanol et l'eau sont miscibles. Il convient donc de choisir l'éther pour l'extraction.

Protocole :

- Introduire le mélange {eau-butan-1-ol} dans une ampoule à décanter.
- Ajouter doucement le solvant extracteur (l'éther).
- Boucher et agiter, sans oublier de dégazer régulièrement pour éviter les surpressions dans l'ampoule.

- Reposer l'ampoule sur son support et attendre que le mélange décante.

Le mélange est constitué de deux phases : une phase aqueuse (densité $d = 1$), constituée d'eau et de traces de butan-1-ol et une phase organique (densité $d = 0,71$), constituée d'éther et de butan-1-ol. La phase organique, dont la densité est la plus faible, se place au-dessus de la phase aqueuse.

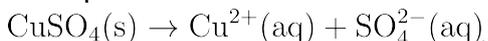
- Ouvrir le robinet pour faire couler la phase aqueuse dans un récipient.
- À la séparation des deux phases, fermer le robinet, et placer un autre récipient pour récupérer la phase organique.

Remarque : la phase aqueuse contient encore des traces de butan-1-ol, car celui-ci est soluble dans l'eau. Il faudrait réaliser plusieurs fois l'extraction pour extraire davantage le butan-1-ol.

21. Anhydre ou pentahydraté

→ RAI/MOD : La quantité de matière

1. L'équation de dissolution du sulfate de cuivre (II) dans l'eau s'écrit :



2. Pour réaliser cette solution, on utilise une masse m de soluté qu'il faut dissoudre dans de l'eau.

Le soluté utilisé est le sulfate de cuivre pentahydraté, de formule $(\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O})$.

La masse molaire de ce soluté est :

$$M_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}} = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 + 5 \times (2 \times 1,0 + 16,0) = 249,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Par définition, la concentration en soluté s'écrit :

$$c = c_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}}} \cdot V_{\text{solution}}$$

La masse de soluté à prélever est donc :

$$m_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}} = c_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{solution}}$$

Le tableau d'évolution du système permet de déterminer la relation entre $[\text{Cu}^{2+}]$ et $c_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}}$.

Équation de la réaction	$\text{CuSO}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$		
État initial	n_{CuSO_4}	0	0
État final	$n_{\text{CuSO}_4} - x_{\text{max}} = 0$		

Les molécules d'eau n'interviennent pas dans l'équation de dissolution, car elles se mélangent aux molécules du solvant.

D'après l'équation de dissolution, on peut écrire que :

$$[\text{Cu}^{2+}] = c = c_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}}$$

On a donc : $m_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}} = [\text{Cu}^{2+}] \cdot M_{\text{CuSO}_4} \cdot V_{\text{solution}}$

Soit une masse :

$$m_{\text{CuSO}_4 ; 5 \text{H}_2\text{O}} (\text{g}) = 0,100 (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \times 249,6 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 50,0 \times 10^{-3} (\text{L}) = 1,25 \text{g}.$$

3. Léna et Enzo ont utilisé du sulfate de cuivre anhydre, dont la masse molaire est différente : $M_{\text{CuSO}_4} = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 159,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La concentration en soluté est donc en réalité la suivante :

$$c = c_{\text{CuSO}_4} = \frac{n_{\text{CuSO}_4}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuSO}_4} \cdot V_{\text{solution}}}$$

soit :

$$c = c_{\text{CuSO}_4} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{1,25 (\text{g})}{159,6 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 50,0 \times 10^{-3} (\text{L})} = 1,57 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4. D'après les équations de dissolution, on peut en déduire les concentrations en ions dans la solution :

$[\text{Cu}^{2+}] = c = c_{\text{CuSO}_4}$ soit $[\text{Cu}^{2+}] = 1,57 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, ce qui est bien plus grand que la valeur souhaitée.

$[\text{SO}_4^{2-}] = c = c_{\text{CuSO}_4}$ soit $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,57 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

22. Le sulfate d'aluminium en QCM

→ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

1. La formule du sulfate d'aluminium est :

d. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Le sulfate d'aluminium est composé d'ions sulfate SO_4^{2-} et d'ions aluminium Al^{3+} .

Sa formule statistique est donc $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

En effet, l'ion aluminium porte la charge électrique « +3e » et l'ion sulfate porte la charge électrique « -2e ». Pour neutraliser ces charges, il faut deux ions aluminium (soit une charge positive totale +6e) et trois ions sulfate (soit une charge négative totale -6e).

2. Pour réaliser cette solution, il faut introduire une masse m de sulfate d'aluminium de :

a. 1,71 g.

En effet, la masse à dissoudre est calculée avec la relation :

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = c_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot V_{\text{solution}}$$

La masse molaire du sulfate d'aluminium est :

$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 2 \times 27,0 + 3 \times (32,1 + 4 \times 16,0) = 342,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse est donc :

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,100 (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \times 342,3 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 50,0 \times 10^{-3} (\text{L}) = 1,71 \text{ g}.$$

3. L'équation de la dissolution s'écrit :

b. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$.

4. Les concentrations des ions dans la solution sont :

c. $[Al^{3+}] = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[SO_4^{2-}] = 0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

En effet, l'équation de dissolution permet d'établir le tableau d'évolution du système :

Équation de la réaction	$Al_2(SO_4)_3(s) \rightarrow 2 Al^{3+}(aq) + 3 SO_4^{2-}(aq)$		
État initial	$n_{Al_2(SO_4)_3}$	0	0
État final	$n_{Al_2(SO_4)_3} - x_{\max}$	2	3

On a donc la concentration de la solution qui est égale à :

$$c = c_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{n_{Al_2(SO_4)_3}}{V_{\text{solution}}}$$

La concentration en ions est :

$$[Al^{3+}] = \frac{n_{Al^{3+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 x_{\max}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 n_{Al_2(SO_4)_3}}{V_{\text{solution}}} = 2 c = 2 c_{Al_2(SO_4)_3} \text{ soit } [Al^{3+}] = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

et

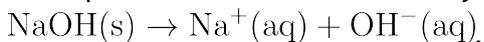
$$[SO_4^{2-}] = \frac{n_{SO_4^{2-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{3 x_{\max}}{V_{\text{solution}}} = \frac{3 n_{Al_2(SO_4)_3}}{V_{\text{solution}}} = 3 c = 3 c_{Al_2(SO_4)_3} \text{ soit } [SO_4^{2-}] = 0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

23. Préparation d'une solution de soude

→ RAI/MOD : La quantité de matière

1. La cohésion d'un solide ionique est due aux interactions électriques entre les cations et les anions. Les ions sont organisés dans le cristal de telle sorte que les interactions attractives entre un cation et un anion sont plus fortes que les interactions répulsives entre deux cations ou deux anions.

2. L'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau s'écrit :



Des ions sodium Na^+ et hydroxyde OH^- sont libérés dans la solution.

L'ion sodium porte une charge électrique positive, l'ion hydroxyde porte une charge électrique négative.

Il y a autant d'ions sodium que d'ions hydroxyde dans le solide ionique.

3. Pour réaliser la solution, il faut dissoudre une masse m de soluté telle que :

$$m_{NaOH} = c_{NaOH} \cdot M_{NaOH} \cdot V_{\text{solution}}$$

La masse molaire de l'hydroxyde de sodium est :

$$M_{NaOH} = 23,0 + 16,0 + 1,0 = 40,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

donc :

$$m_{NaOH} (g) = 2,50 \times 10^{-1} (\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}) \times 40,0 (\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}) \times 500 \times 10^{-3} = 5,0 \text{ g}$$

4. Pour déterminer la concentration des ions en solution, on utilise le tableau d'évolution du système :

Équation de la réaction	$\text{NaOH(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$		
État initial	n_{NaOH}	0	0
État final	$n_{\text{NaOH}} - x_{\text{max}} = 0$		

Dans ce tableau, n_{NaOH} représente la quantité d'hydroxyde de sodium présente dans le volume V , dans l'état initial.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{NaOH}} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{NaOH}} = x_{\text{max}}$

La concentration de la solution est égale à : $c = c_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{solution}}}$

La concentration en ions est :

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{NaOH}} \text{ soit } [\text{Na}^+] = 0,250 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

et

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{NaOH}} \text{ soit } [\text{OH}^-] = 0,250 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

24. Comprendre les attendus Autour du diiode

→ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

1. Le diiode est une molécule apolaire, constituée de deux atomes identiques d'iode. La différence d'électronégativité entre ces deux atomes étant nulle, la liaison n'est pas polarisée.

Au sein du solide constitué de ces molécules de diiode, il existe cependant les interactions de faibles intensités : les interactions de Van der Waals. Elles s'exercent entre molécules apolaires et sont bien plus faibles que les interactions entre molécules polaires.

2. L'eau est une molécule polaire, constituée d'atomes d'hydrogène et d'oxygène.

Les liaisons oxygène-hydrogène sont polarisées et comme la molécule d'eau est coudée, les polarisations ne se compensent pas.

Le cyclohexane est une molécule apolaire, constituée uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène. Les liaisons carbone-hydrogène et carbone-carbone ne sont pas polarisées car soit la différence d'électronégativité est nulle (cas des liaisons carbone-carbone), soit elle est très faible.

Les molécules polaires forment de nombreuses interactions avec d'autres molécules polaires, tandis que des molécules apolaires forment de nombreuses interactions avec des molécules apolaires. Par contre, les molécules polaires et les molécules apolaires

entrent très peu en interactions. Le diiode, qui est apolaire, forme ainsi de nombreuses interactions avec le cyclohexane mais très peu avec l'eau.

Ceci explique que le diiode est soluble dans le cyclohexane, mais très peu dans l'eau.

3. La solubilité d'un soluté dans l'eau correspond à la masse maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un volume V de solvant.

La solubilité est définie par la relation : $S = \frac{m_{\max}}{V}$

soit une masse maximale = .

Dans l'eau, on peut dissoudre au maximum :

$$m_{\max} \text{ (mg)} = 330 \text{ (mg}\cdot\text{L}^{-1}) \times 50 \times 10^{-3} \text{ (L)} = 16,5 \text{ mg de diiode.}$$

Dans le cyclohexane, on peut dissoudre au maximum :

$$m_{\max} \text{ (g)} = 21,2 \text{ (g}\cdot\text{L}^{-1}) \times 50 \times 10^{-3} \text{ (L)} = 1,1 \text{ g de diiode.}$$

25. Extraire le diiode d'une solution aqueuse

→ RAI/ANA : Justifier un protocole

1. Pour extraire une espèce dissoute en solution, il faut réaliser une extraction liquide-liquide.

Le choix d'un solvant extracteur se fait en étudiant les propriétés du soluté à extraire vis-à-vis du solvant initial et du solvant extracteur.

Le soluté doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial, et le solvant extracteur ne doit pas être miscible avec le solvant initial.

D'après les données, le diiode est faiblement soluble dans l'eau, mais très soluble dans le cyclohexane et l'éthanol. Le cyclohexane et l'éthanol pourraient donc être de bons solvants extracteurs du diiode dissous dans l'eau.

Cependant, l'éthanol est totalement miscible avec l'eau, ce qui l'exclut des choix.

Par contre, le cyclohexane n'est pas miscible avec l'eau.

Il convient donc de réaliser l'extraction avec le cyclohexane.

2. On introduit dans une ampoule à décanter 50 mL d'eau iodée et on ajoute 20 mL de cyclohexane.

Avant l'agitation, l'ampoule contient donc un mélange hétérogène constitué de :

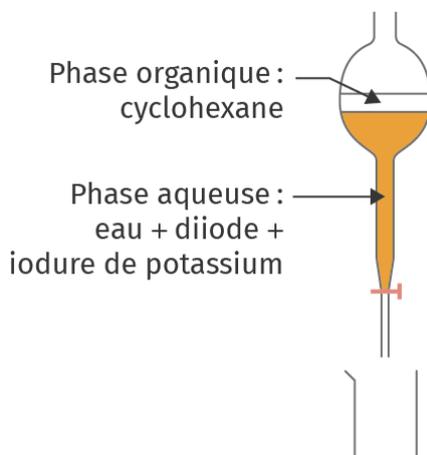
- une phase aqueuse composée d'eau, de diiode et d'iodure de potassium ;
- une phase organique composée de cyclohexane.

La phase organique se place au-dessus de la phase aqueuse car sa densité est plus faible. En effet :

- densité de la phase aqueuse : $d = 1,00$ (même si cette phase ne contient pas que de l'eau, les espèces dissoutes sont présentes en trop petites quantités pour modifier la densité) ;
- densité de la phase organique : $d = 0,779$ (cyclohexane pur).

L'iodure de potassium est constitué d'ions. Ils sont très solubles dans l'eau et se trouvent donc dans la phase aqueuse.

L'ampoule et son contenu sont représentés ci-dessous :



3. Après l'agitation, l'ampoule contient un mélange hétérogène constitué de :

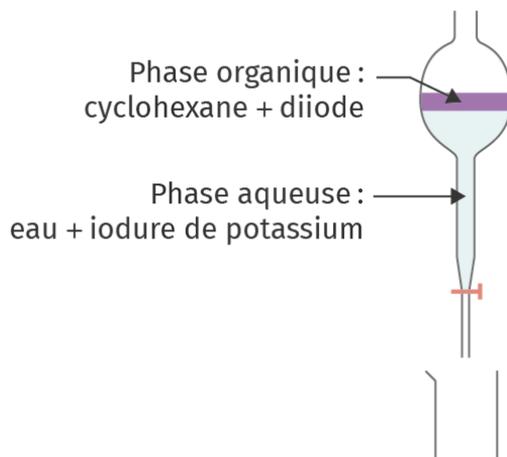
- une phase aqueuse composée d'eau et d'iodure de potassium ;
- une phase organique composée de cyclohexane et de diiode dissous.

La phase organique se place au-dessus de la phase aqueuse car sa densité est plus faible. En effet :

- densité de la phase aqueuse : $d = 1,00$ (même si cette phase ne contient pas que de l'eau, les espèces dissoutes sont présentes en trop petites quantités pour modifier la densité) ;
- densité de la phase organique : $d = 0,779$ (cyclohexane et diiode dissous).

L'iodure de potassium est constitué d'ions. Ils sont très solubles dans l'eau et se trouvent donc dans la phase aqueuse.

L'ampoule et son contenu sont représentés ci-dessous :



26. Extraction du benzaldéhyde

→ RAI/ANA : Justifier un protocole

1. Pour extraire une espèce dissoute en solution, il faut réaliser une extraction liquide-liquide. Le choix d'un solvant extracteur se fait en étudiant les propriétés du soluté à extraire vis-à-vis du solvant initial et du solvant extracteur. Le soluté doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial, et le solvant extracteur ne doit pas être miscible avec le solvant initial.

D'après les données, le benzaldéhyde est faiblement soluble dans l'eau, mais très soluble dans l'éthanol, l'éther et l'acétone. Ces trois solvants pourraient donc, *a priori*, être choisis.

Cependant, les données indiquent aussi que l'éthanol est totalement miscible avec l'eau, l'éther partiellement miscible avec l'eau et l'acétone très miscible avec l'eau.

Il faut choisir le solvant extracteur qui n'est pas miscible avec l'eau, c'est-à-dire l'éther (même s'il est partiellement miscible avec l'eau, c'est le solvant qui l'est le moins).

Le solvant extracteur à choisir est donc l'éther.

2. On introduit dans une ampoule à décanter la boisson au parfum d'amande et on ajoute 20 mL d'éther (par exemple).

Avant l'agitation, l'ampoule contient donc un mélange hétérogène constitué de :

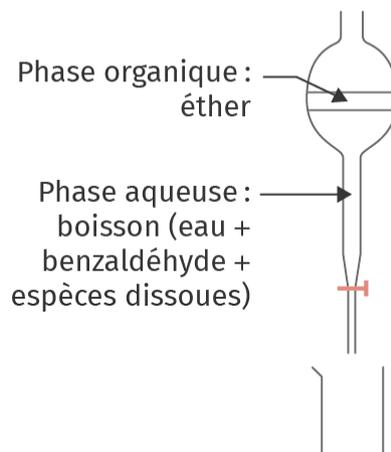
- une phase aqueuse composée d'eau, de benzaldéhyde et d'autres espèces dissoutes (non explicitées dans l'énoncé) ;
- une phase organique composée d'éther.

La phase organique se place au-dessus de la phase aqueuse car sa densité est plus faible.

En effet :

- densité de la phase aqueuse : $d = 1,00$ (même si cette phase ne contient pas que de l'eau, les espèces dissoutes sont présentes en trop petites quantités pour modifier la densité) ;
- densité de la phase organique : $d = 0,713$ (éther pur).

L'ampoule et son contenu sont représentés ci-dessous :



Après l'agitation, l'ampoule contient un mélange hétérogène constitué de :

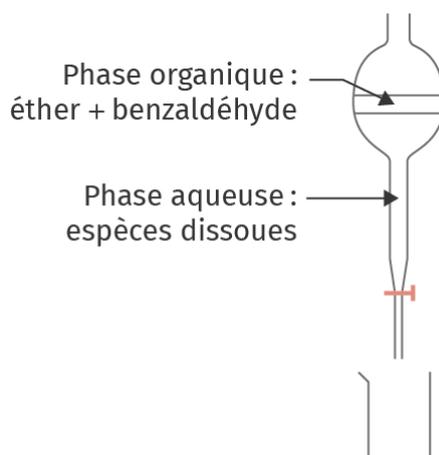
- une phase aqueuse composée d'eau et de diverses espèces dissoutes ;
- une phase organique composée d'éther et de benzaldéhyde dissous.

La phase organique se place au-dessus de la phase aqueuse car sa densité est plus faible.

En effet :

- densité de la phase aqueuse : $d = 1,00$ (même si cette phase ne contient pas que de l'eau, les espèces dissoutes sont présentes en trop petites quantités pour modifier la densité) ;
- densité de la phase organique : $d = 0,713$ (éther et de benzaldéhyde dissous.).

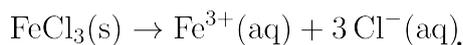
L'ampoule et son contenu sont représentés ci-dessous :



27. Chlorure de fer (III)

→ RAI/MOD : La quantité de matière

1. Le terme hémostatique signifie : qui arrête le saignement, l'écoulement du sang.
2. L'équation de dissolution du solide ionique dans l'eau s'écrit :



3. Pour réaliser la solution, il faut :

- placer une coupelle sur une balance de précision ;
- faire la tare (mise à zéro) ;
- peser avec précision une masse $m = 8,1 \text{ g}$ de chlorure de fer (III) ;
- introduire cette masse m dans une fiole jaugée propre de volume $V = 100,0 \text{ mL}$;
- ajouter un peu d'eau distillée ;
- agiter doucement pour dissoudre le soluté ;
- compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ;
- boucher et agiter.

4. La concentration en soluté apporté (en masse) est définie par :

$$\gamma = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

La concentration en soluté apporté (en masse) vaut donc :

$$\gamma(\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{8,1(\text{g})}{100,0 \times 10^{-3}(\text{L})} = 81 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en soluté apporté (en quantité de matière) de la solution est définie par :

$$c = c_{\text{FeCl}_3} = \frac{n_{\text{FeCl}_3}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{FeCl}_3}}{M_{\text{FeCl}_3} \cdot V_{\text{solution}}}$$

La masse molaire du soluté est : $M_{\text{FeCl}_3} = 55,9 + 3 \times 35,5 = 162,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La concentration en soluté apporté vaut donc :

$$c(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{8,1(\text{g})}{162,4(\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) \times 100,0 \times 10^{-3}(\text{L})} = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

5. Pour déterminer la concentration des ions en solution, on utilise le tableau d'évolution du système :

Équation de la réaction	$\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$		
État initial	n_{FeCl_3}	0	0
État final	$n_{\text{FeCl}_3} - x_{\text{max}} = 0$		3

Dans ce tableau, n_{FeCl_3} représente la quantité de chlorure de fer (III) présente dans le volume V , dans l'état initial.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{FeCl}_3} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{FeCl}_3} = x_{\text{max}}$

La concentration de la solution est égale à : $c = c_{\text{FeCl}_3} = \frac{n_{\text{FeCl}_3}}{V_{\text{solution}}}$

La concentration en ions est :

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{3+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{FeCl}_3}}{V_{\text{solution}}} = c = c_{\text{FeCl}_3} \text{ soit } [\text{Fe}^{3+}] = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

et

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_{\text{solution}}} = \frac{3 x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{3 n_{\text{FeCl}_3}}{V_{\text{solution}}} = 3 c = 3 c_{\text{FeCl}_3} \text{ soit } [\text{Cl}^-] = 1,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

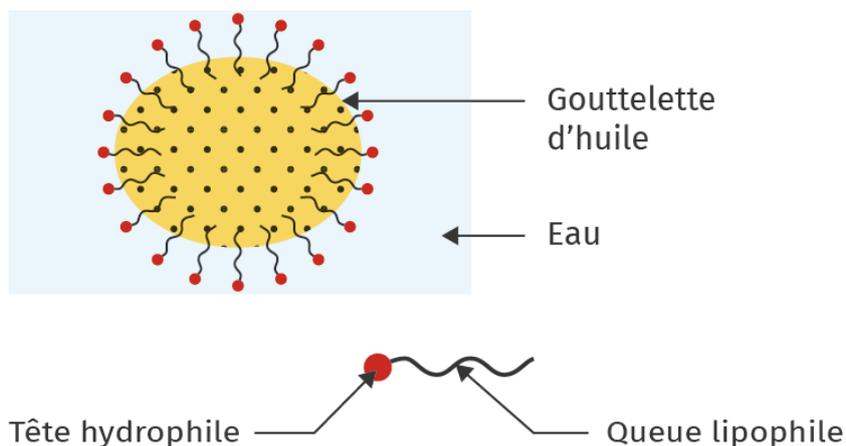
28. Molécule de tensioactif

→ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

1. Les molécules de LDL sont des molécules amphiphiles, c'est-à-dire qu'elles ont une tête hydrophile et une queue lipophile.

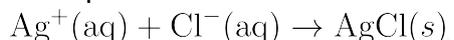
Elles peuvent donc se positionner à l'interface entre l'huile et l'eau : la tête hydrophile du côté de l'eau et la queue lipophile du côté de la gouttelette d'huile.

Le schéma ci-dessous reproduit la position de ces gouttes de LDL sur une gouttelette d'huile qui se trouve dans l'eau.

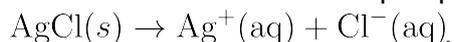


29. Copie d'élève à commenter

1. L'équation de **formation** du chlorure d'argent s'écrit :



Il s'agit d'une réaction de précipitation. L'équation de dissolution s'écrit dans l'autre sens et traduit la réaction chimique qui se produit lorsqu'on place le soluté dans l'eau :



2. La cohésion de l'éthanol à l'état liquide est liée aux interactions entre **molécules polaires** et ponts hydrogène.

En effet, l'éthanol est une molécule polaire, constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. La liaison oxygène-hydrogène est la liaison la plus polarisée (plus grande différence d'électronégativité) et les liaisons polarisées ne se compensent pas dans la molécule.

3. Dans la solution de nitrate d'argent, la concentration des ions argent **est égale à** celle des ions nitrate.

L'équation de la dissolution du nitrate d'argent s'écrit :

$\text{AgNO}_3(s) \rightarrow \text{Ag}^+(aq) + \text{NO}_3^-(aq)$. La quantité d'ions argent est égale à la quantité d'ions nitrate, leurs concentrations sont donc égales.

4. Le sel se dissout bien dans l'eau car il forme de nombreuses **liaisons électriques** avec les molécules d'eau.

Le sel est un solide ionique qui libère des cations (ion sodium) et des anions (ions chlorure) au cours de la dissolution. Ces ions s'entourent de molécules d'eau, qui sont des molécules polaires, par des interactions électriques.

5. L'éthanol se dissout facilement dans l'eau car il se forme des ponts hydrogène entre l'atome d'**oxygène** du groupe $-\text{OH}$ de l'éthanol et l'atome d'hydrogène de la molécule d'eau.

Les ponts hydrogène se créent entre un atome d'hydrogène portant une charge partielle positive (atome d'hydrogène de la molécule d'eau par exemple) et un atome très électronégatif (l'atome d'oxygène central de la molécule d'éthanol).

6. Une molécule de savon est **amphiphile** car elle contient une zone hydrophile et une zone **lipophile**.

La tête de la molécule de savon est hydrophile.

La queue de la molécule de savon est lipophile.

La molécule de savon est donc une molécule amphiphile (qui a les deux propriétés).

Pour aller plus loin

30. Proposition de protocole **Mayonnaise maison**

→ COM : Compte-rendu écrit avec un vocabulaire rigoureux

1. Lors de la première étape, on réalise un mélange {eau + huile}. Avant agitation, on constate que le mélange est hétérogène car on distingue deux phases.

Après agitation, il se forme une émulsion : mélange dans lequel les gouttelettes d'huile sont en suspension dans l'eau. Par contre, après une période de repos, le mélange retrouve son aspect initial avec deux phases distinctes.

On peut donc en déduire que l'eau et l'huile ne sont pas miscibles et que même après une agitation, les deux phases se séparent.

L'émulsion formée par le mélange {eau + huile} est instable.

2. Pour la deuxième étape, on prend le mélange {eau + huile} précédent, mais on y ajoute quelques gouttes de jaune d'œuf. Après agitation, il se forme une émulsion. Cette fois, elle reste stable, même après un long temps de repos.

Le jaune d'œuf (qui contient un tensioactif) a donc permis de stabiliser l'émulsion.

Au niveau microscopique, les molécules de tensioactifs permettent de créer des liaisons entre l'eau et huile, car elles ont un pôle hydrophile et un pôle lipophile.

3. La vinaigrette n'est pas un mélange stable car elle est constituée d'eau et d'huile, mais ne contient pas de tensioactif.

4. La mayonnaise est composée d'un jaune d'oeuf, d'huile et de vinaigre. La présence du jaune d'oeuf permet de stabiliser l'émulsion, comme dans l'expérience de la deuxième étape.

31. Huile essentielle de cannelle

→ COM : Compte rendu écrit avec un vocabulaire rigoureux

1. D'après l'énoncé (encadré « info »), une huile essentielle est très peu soluble dans l'eau salée. On ajoute donc du sel dans le distillat, qui contient initialement de l'eau et de l'huile essentielle (en partie dissoute dans l'eau) pour séparer l'huile essentielle de la phase aqueuse.

Ainsi, l'huile essentielle, plus dense que l'eau, va s'extraire de la phase aqueuse salée et couler (se placer au-dessous). De cette façon, on pourra facilement séparer l'huile essentielle de la phase aqueuse par décantation.

2. Le mélange {distillat + sel} est placé dans une ampoule à décanter.

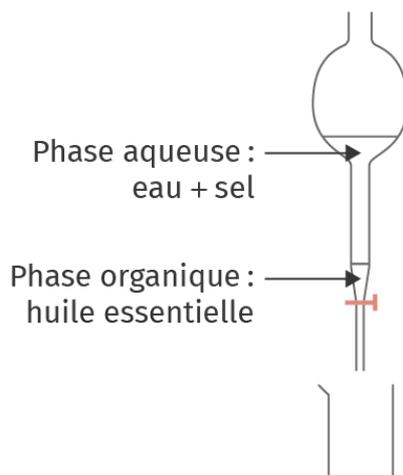
Après l'agitation, l'ampoule contient donc un mélange hétérogène constitué de :

- une phase aqueuse composée d'eau et de sel dissous (de l'eau salée) ;
- une phase organique composée de l'huile essentielle de cannelle.

La phase organique se place au-dessous de la phase aqueuse car sa densité est plus élevée. En effet :

- densité de la phase aqueuse : $d = 1,00$ (même si cette phase contient de l'eau et du sel dissous, le sel est présent en trop petites quantités pour modifier la densité) ;
- densité de la phase organique : $d = 1,06$ (huile essentielle).

L'ampoule et son contenu sont représentés ci-dessous :



3. La masse volumique d'un échantillon correspond à la masse m qu'occupe un volume V de cet échantillon.

On écrit : $\rho = \frac{m}{V}$

La densité d'un corps par rapport à l'eau correspond au rapport entre sa masse volumique et celle de l'eau.

On écrit donc : $d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$

La masse m de l'échantillon de volume V est donc calculée avec la relation :

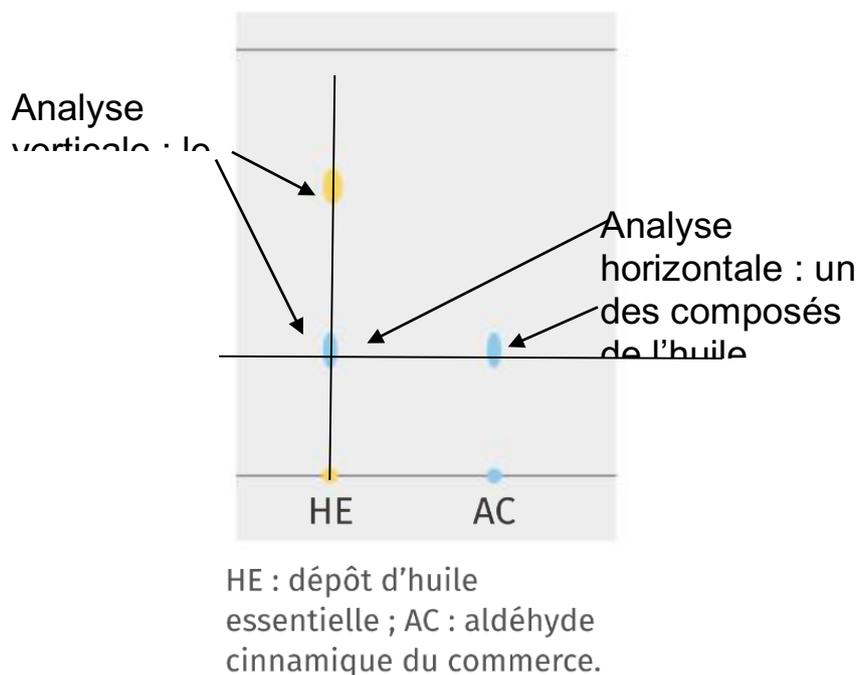
$$m = d \cdot V \cdot \rho_{\text{eau}}$$

On recueille ainsi une masse () = $1,06 \times 1,00(\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}) \times 10(\text{mL}) = 10,6$ d'huile essentielle.

4. La CCM est une technique qui permet de séparer et d'identifier les constituants d'un mélange. L'analyse de la chromatographie donne des indications sur la pureté d'une substance, ainsi que sur la nature des composés qui s'y trouvent.

L'analyse verticale permet d'affirmer que l'huile essentielle recueillie contient au moins deux composés car le dépôt se sépare en deux taches (une bleue et une jaune) à des hauteurs différentes.

L'analyse horizontale permet d'affirmer que l'huile essentielle contient certainement l'aldéhyde cinnamique. En effet, une tache apparaît à la même hauteur que pour l'aldéhyde du commerce.



5. L'aldéhyde cinnamique est dissous dans l'huile essentielle, qui est un mélange de composés organiques. C'est le principal constituant de l'huile essentielle de cannelle. L'extraction de l'aldéhyde cinnamique contenu dans l'huile essentielle peut se faire, par exemple, en réalisant une extraction par solvant.

Il faut choisir le solvant extracteur de telle sorte que :

- l'espèce à extraire (aldéhyde cinnamique) soit moins soluble dans le solvant initial (l'huile essentielle) que dans le solvant extracteur ;
- le solvant extracteur ne soit pas miscible avec le solvant initial.

L'aldéhyde cinnamique est peu soluble dans l'eau, mais très soluble dans l'éthanol, l'éther et le chloroforme.

On exclut donc l'utilisation d'eau pour cette extraction.

On ne connaît pas la composition exacte de l'huile essentielle, ni la solubilité de l'aldéhyde cinnamique dans cette huile.

On peut cependant, *a priori*, choisir l'un de ces solvants (éthanol, éther ou chloroforme). Les informations sur l'éther étant incomplètes, on ne va pas le choisir.

Deux choix sont possibles : l'éthanol ou le chloroforme.

Le chloroforme est un solvant très dangereux. Il faut donc éviter de l'utiliser.

L'éthanol est constitué de molécules polaires qui sont peu miscibles avec les huiles.

Il paraît alors être le meilleur choix pour cette extraction.

Pour réaliser cette extraction liquide-liquide, on procède de la façon suivante :

- introduire l'huile essentielle dans une ampoule à décanter ;
- ajouter environ 20 mL du solvant extracteur (éthanol) ;

- boucher et agiter ;
- dégazer régulièrement ;
- reposer l'ampoule sur son support et laisser décanter plusieurs minutes ;
- faire couler la phase inférieure, et la récupérer dans un bécher ;
- faire couler la phase supérieure et la récupérer dans un autre bécher.

Le mélange {huile essentielle de cannelle + éthanol} est placé dans une ampoule à décanter. Après l'agitation, l'ampoule contient donc un mélange hétérogène constitué de :

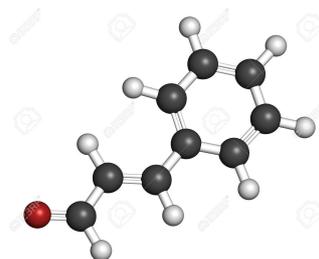
- une phase huileuse, contenant l'huile essentielle de cannelle ;
- une phase composée de l'éthanol et dans laquelle l'aldéhyde cinnamique est dissous.

La phase huileuse se place au-dessous de la phase alcoolique car sa densité est plus importante. En effet :

- densité de la phase huileuse : $d = 1,06$;
- densité de la phase organique : $d = 0,79$ (éthanol).

Complément :

Le modèle moléculaire de l'aldéhyde cinnamique est :

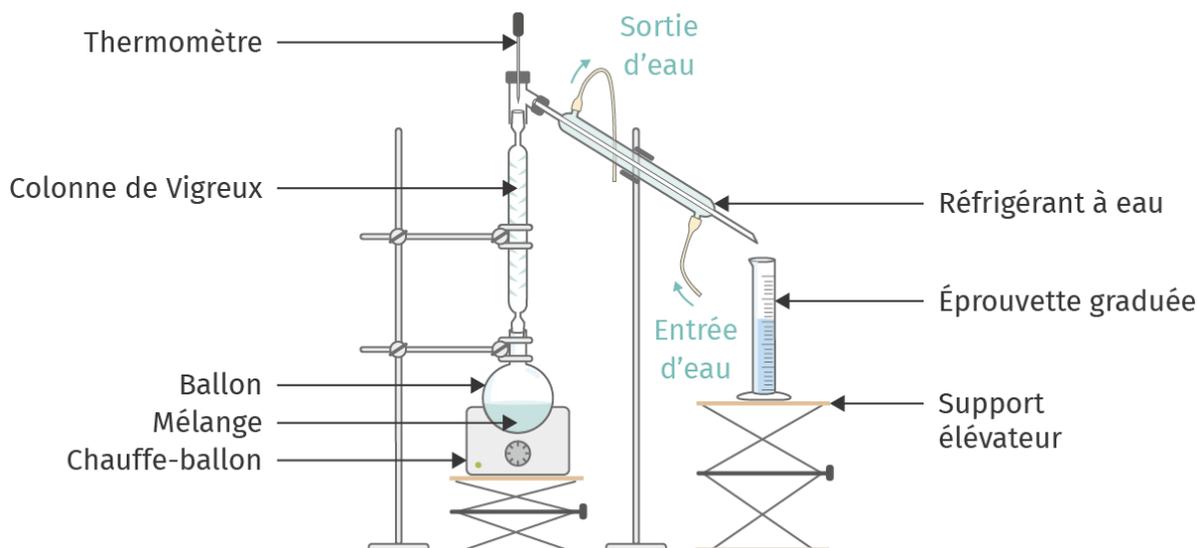


Cette molécule est apolaire, car elle est constituée principalement d'atomes de carbone et d'hydrogène. Seule l'extrémité avec un atome d'oxygène contient une liaison polarisée. Cela explique que l'aldéhyde soit peu soluble dans l'eau mais très soluble dans les solvants organiques comme l'éther, le chloroforme et l'éthanol.

32. Proposition de protocole La distillation fractionnée

→ RAI/ANA : Justifier un protocole

1. Le montage est légendé ci-dessous :



2. Les interactions intermoléculaires expliquent, au niveau microscopique, la cohésion d'un solide ou d'un liquide. Il existe plusieurs types d'interactions : les interactions de Van der Waals, entre molécules polaires, molécules apolaires, ou molécules polaires et apolaires, et les ponts hydrogène qui se forment entre un atome d'hydrogène portant une charge partielle positive et un atome très électronégatif.

Dans certains cas, il existe en plus des liaisons intramoléculaires (interactions qui ont lieu au sein même des molécules). Ces interactions sont de même nature que les interactions intermoléculaires.

Cas de l'eau :

L'eau est une molécule polaire.

Dans l'eau, les interactions intermoléculaires sont multiples :

- liaisons de Van der Waals entre molécules polaires ;
- ponts hydrogène entre l'un des atomes d'hydrogène d'une molécule d'eau et l'atome d'oxygène d'une autre molécule. En effet, l'atome d'hydrogène porte une charge partielle positive, et l'atome d'oxygène est très électronégatif.

Dans l'eau, il ne peut pas exister d'interactions intramoléculaires, car la molécule est trop petite et uniquement formée de trois atomes.

Cas de l'acétone :

L'acétone contient une liaison polarisée : la liaison carbone-oxygène.

Le reste de la molécule est apolaire.

Dans l'acétone, les liaisons intermoléculaires sont celles qui existent entre molécules polaires, et elles sont donc plutôt faibles. Les interactions entre molécules apolaires peuvent aussi exister. Par contre, il n'y a pas de ponts hydrogène.

Dans l'acétone, il peut exister des liaisons intramoléculaires, mais plutôt faibles.

En effet, un des atomes d'hydrogène porté par le carbone en bout de chaîne est très légèrement électronégatif (très faible différence d'électronégativité entre le carbone et l'hydrogène). Il peut donc former des ponts hydrogène avec l'oxygène de l'acétone.

Rappel de seconde :

Lorsqu'on chauffe un liquide, on lui apporte de l'énergie. Cette dernière permet d'abord d'agiter les entités, d'augmenter leur vitesse, puis de les séparer les unes des autres et ainsi de faire passer le corps de l'état liquide à l'état gazeux.

L'eau bout à 100 °C tandis que l'acétone bout à 56 °C.

Les différences de températures d'ébullition sont liées aux interactions entre les molécules et au sein des molécules.

Il est beaucoup plus difficile de séparer les molécules d'eau qui sont fortement liées entre elles par interactions de Van der Waals et ponts hydrogène, que de séparer les molécules d'acétone reliées par des interactions beaucoup plus faibles.

Ce sont bien les interactions entre molécules qui peuvent justifier la différence entre les températures d'ébullition de ces deux composés.

3. Le premier liquide recueilli dans l'éprouvette graduée est le plus volatil, c'est-à-dire celui qui a la température d'ébullition la plus faible. On recueille donc l'acétone. Pendant la première partie de la distillation, la température indiquée est celle de l'ébullition de l'acétone, 56 °C.

4. Il est beaucoup plus difficile de séparer l'eau et l'éthanol par distillation. En effet, il y a de très nombreuses interactions intermoléculaires et ponts hydrogène entre les molécules d'eau et d'éthanol, et ces liaisons sont difficiles à rompre.

33. Histoire des sciences La calcite

→ RAI/ANA : Faire le lien entre le modèle microscopique et les grandeurs macroscopiques

1. La calcite est un solide ionique. La cohésion de ce solide est due aux interactions électriques entre les cations et les anions qui le constituent.

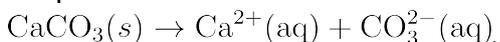
2. La calcite est constituée d'ions calcium Ca^{2+} et d'ions carbonate CO_3^{2-} .

Ces deux ions portent deux charges électriques : deux charges positives pour l'ion calcium et deux charges négatives pour l'ion carbonate.

La formule statistique du carbonate de calcium traduit les proportions des ions dans le cristal. Les ions calcium et carbonate sont donc en égales proportions.

La formule statistique de la calcite est donc : CaCO_3 .

L'équation de la dissolution de la calcite dans l'eau s'écrit :



3. Pour déterminer la concentration des ions en solution, il faut dans un premier temps calculer la concentration maximale, exprimée en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ de la calcite.

L'énoncé indique que la solubilité de la calcite est $s = 50$ ppm environ à $20\text{ }^\circ\text{C}$. Cela signifie qu'on peut dissoudre au maximum 50 g de calcite dans 1 000 000 g de solution. La masse volumique de la solution est $\rho = 1,0\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$. La définition de la masse volumique permet d'évaluer le volume correspondant à 1 000 000 g de solution, soit :

$$\rho = \frac{m}{V} \text{ donc } V = \frac{m}{\rho}$$

$$V(\text{cm})^3 = \frac{1\,000\,000\text{ (g)}}{1,0(\text{g}\cdot\text{cm})^{-3}} = 1\,000\,000\text{ cm}^3$$

Le volume correspondant est

La solubilité de la calcite est donc de 50 g dans 1 000 000 cm^3 .

Soit :
$$s(\text{g}\cdot\text{L}^{-1}) = \frac{50(\text{g})}{1\,000\,000 \times 10^{-3}(\text{L})} = 5,0 \times 10^{-2}(\text{g}\cdot\text{L}^{-1}) \quad (1\text{cm}^3 = 10^{-3}\text{L}).$$

On utilise le tableau d'évolution du système pour relier la concentration maximale (solubilité) à la concentration des ions :

Équation de la réaction	$\text{CaCO}_3(s) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$		
État initial	n_{CaCO_3}	0	0
État final	$n_{\text{CaCO}_3} - x_{\text{max}} = 0$		

Dans ce tableau, n_{CaCO_3} représente la quantité de chlorure de fer (III) présente dans le volume V , dans l'état initial.

Remarque : un tableau d'évolution se remplit en quantité de matière, et non en masse, car la quantité de matière est proportionnelle au nombre d'entités.

Dans l'état final, tout le soluté est dissous, donc $n_{\text{CaCO}_3} - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{CaCO}_3} = x_{\text{max}}$

La concentration des ions exprimée en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ se calcule avec la définition de la concentration en masse :

$$\gamma = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ soit } \gamma = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaCO}_3}}{V_{\text{solution}}}$$

La concentration maximale en calcite est donc :

$$s = \frac{n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaCO}_3}}{V_{\text{solution}}} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

La masse molaire de la calcite est :

$$M_{\text{CaCO}_3} = 40,1 + 12,0 + 3 \times 16,0 = 100,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

On obtient la masse molaire de l'ion calcium : $M_{\text{Ca}^{2+}} = 40,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La masse molaire de l'ion carbonate est : $M_{\text{CO}_3^{2-}} = 12,0 + 3 \times 16,0 = 60,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La quantité de calcite est reliée à la solubilité par la relation :

$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{s \cdot V_{\text{solution}}}{M_{\text{CaCO}_3}}$$

D'après le tableau, on peut écrire $n_{\text{Ca}^{2+}} = n_{\text{CO}_3^{2-}} = n_{\text{CaCO}_3}$

La concentration en ions est :

$$\gamma(\text{Ca}^{2+}) = \frac{m_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}} \cdot M_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{\frac{s \cdot V_{\text{solution}}}{M_{\text{CaCO}_3}} \cdot M_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$\gamma(\text{Ca}^{2+}) = \frac{s \cdot M_{\text{Ca}^{2+}}}{M_{\text{CaCO}_3}}$$

et on obtient de même :

$$\gamma(\text{CO}_3^{2-}) = \frac{m_{\text{CO}_3^{2-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CO}_3^{2-}} \cdot M_{\text{CO}_3^{2-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CO}_3^{2-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{\frac{s \cdot V_{\text{solution}}}{M_{\text{CaCO}_3}} \cdot M_{\text{CO}_3^{2-}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$\gamma(\text{CO}_3^{2-}) = \frac{s \cdot M_{\text{CO}_3^{2-}}}{M_{\text{CaCO}_3}}$$

Les concentrations en ions sont donc :

$$\gamma(\text{Ca}^{2+}) (\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{5,0 \times 10^{-2} (\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) \times 40,1 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}{100,1 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

$$\gamma(\text{Ca}^{2+}) = 2,0 \times 10^{-2} \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\gamma(\text{CO}_3^{2-}) (\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{5,0 \times 10^{-2} (\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) \times 60,0 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}{100,1 (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

$$\gamma(\text{CO}_3^{2-}) = 3,0 \times 10^{-2} \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

34. Déconstruire les idées fausses Sucre salé

→ RAI / ANA : Construire un raisonnement

1. Le sel est un solide ionique, constitué d'ions sodium (cations) et d'ions chlorure (anion), régulièrement disposés dans l'espace. Les interactions à l'origine de la cohésion du sel sont des interactions électriques entre des cations et des anions, appelés forces de Coulomb.

Le sucre est un solide moléculaire, qui contient de très nombreuses liaisons oxygène-hydrogène le rendant polaire. Les interactions à l'origine de la cohésion du sucre sont des interactions de Van der Waals entre molécules polaires.

Les interactions qui expliquent la cohésion de ces deux solides sont donc différentes.

2. La température de fusion d'un corps est liée aux interactions microscopiques qui existent au sein de la matière.

Plus les interactions sont fortes, et plus il est difficile de séparer les entités.

Les interactions de Van der Waals qui existent au sein du sucre sont beaucoup plus faibles que les interactions électriques qui existent dans le sel, ce qui justifie la grande différence de température de fusion.

Problèmes à résoudre

35. La décaféination

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement, communiquer sur les étapes

◆ Il existe plusieurs méthodes pour extraire la caféine des grains de café. On étudie dans ce document la décaféination par fluide supercritique, la technique SWP et l'extraction par solvant. Le but de ce problème est d'étudier les différentes méthodes de décaféination et de justifier les choix effectués pour éliminer la caféine des grains de café.

Toutes ces techniques sont basées sur des différences de solubilité entre la molécule de caféine et les autres molécules qui interviennent dans la méthode.

Il convient donc d'étudier en complément la polarité des différentes molécules, et les interactions que ces molécules vont avoir entre elles, pour justifier ces choix.

Étude de la polarité de la molécule de caféine :

La molécule contient de atomes de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène.

Pour déterminer si une molécule est polaire ou non, il faut examiner les différentes liaisons, puis estimer si les polarisations se compensent en fonction de la géométrie de la molécule.

En utilisant le tableau des électronégativités [page 129](#) du manuel élève, on peut estimer les différences d'électronégativité pour quelques liaisons et donc identifier les liaisons polarisées ou non.

Liaison carbone-azote :

La différence d'électronégativité entre un atome de carbone et un atome d'azote est faible ($3,04 - 2,55 = 0,49$). La liaison est faiblement polarisée.

Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre un atome de carbone et un atome d'hydrogène est très faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$). La liaison n'est pas polarisée.

Liaison carbone-oxygène :

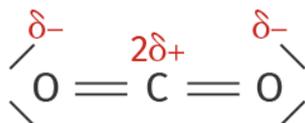
La différence d'électronégativité entre un atome de carbone et un atome d'oxygène est élevée ($3,44 - 2,55 = 0,89$). La liaison est polarisée.

L'atome d'oxygène porte donc une charge partielle négative δ^- .

La molécule de caféine contient deux atomes d'oxygène, qui portent des charges partielles dans deux zones distinctes : la molécule est donc polaire.

Étude de la polarité de la molécule de dioxyde de carbone :

La molécule de dioxyde de carbone est constituée de deux atomes d'oxygène et un atome de carbone. La liaison carbone-oxygène est polarisée. Cependant, comme la molécule est linéaire, les polarisations se compensent et la molécule est apolaire.

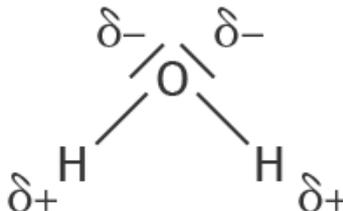


Étude la polarité de la molécule d'eau :

La formule brute de la molécule est H_2O . Elle est constituée d'atomes d'hydrogène et d'oxygène.

Liaison hydrogène-oxygène :

La différence d'électronégativité entre l'atome d'hydrogène et d'oxygène est très importante ($3,44 - 2,20 = 1,24$), la liaison oxygène-hydrogène est fortement polarisée.



La molécule d'eau est coudée. Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'eau est polaire.

Étude la polarité de la molécule d'acétate d'éthyle :

La molécule est constituée d'atomes de carbone, d'oxygène et d'hydrogène.

Liaison carbone-carbone :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone est nulle, les liaisons carbone-carbone ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-hydrogène :

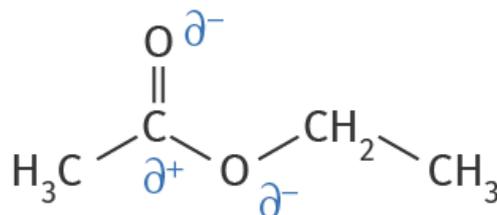
La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Liaison carbone-oxygène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'oxygène est importante ($3,44 - 2,55 = 0,89$), les liaisons carbone-oxygène sont polarisées.

La molécule contient deux atomes d'oxygène électronégatifs et donc deux liaisons polarisées.

Les charges partielles δ^+ et δ^- sont positionnées ci-dessous :



Les polarisations de ces liaisons ne se compensent pas, on en déduit que la molécule d'acétate d'éthyle est polaire.

Étude la polarité de la molécule de tétrachlorure de méthane :

La molécule est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et de chlore.

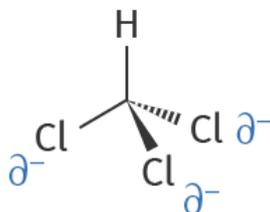
Liaison carbone-chlore :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et de chlore étant assez élevée ($3,16 - 2,55 = 0,61$), les liaisons carbone-chlore sont polarisées.

Liaison carbone-hydrogène :

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et d'hydrogène étant faible ($2,55 - 2,20 = 0,35$), les liaisons carbone-hydrogène ne sont pas polarisées.

Les charges partielles δ^+ et δ^- sont positionnées ci-dessous :



Les polarisations ne se compensent pas car la molécule est tétraédrique. La molécule est donc polaire.

Étude des différentes techniques d'extraction de la caféine

Il existe plusieurs méthodes pour réaliser la décaféination des grains de café.

Étude de l'extraction par fluide supercritique :

Le dioxyde de carbone, utilisé à l'état supercritique, c'est-à-dire dans un état intermédiaire entre le liquide et le gaz, permet de dissoudre la caféine.

Bien que le dioxyde de carbone soit une molécule apolaire, la caféine se dissout bien dans ce fluide, grâce aux propriétés du fluide à très haute pression (73 bars).

L'avantage de cette technique réside dans le fait que les substances utilisées ne sont pas toxiques, ni polluantes, et que le dioxyde de carbone peut être utilisé plusieurs fois pour l'extraction, puisqu'il est « nettoyé » en fin de cycle.

Par contre, les informations fournies ne permettent pas de savoir si le café conserve tous ses arômes.

Étude de l'extraction par solvant :

L'extraction par solvant consiste à utiliser un solvant dans lequel la caféine est très soluble pour l'extraire des grains de café.

Les solvants chlorés sont polaires, et permettent donc d'extraire facilement (et avec un bon rendement) la caféine (elle-même polaire). La solubilité est d'ailleurs de 1 g pour 5,5 mL de solvant, ce qui corrobore cette observation. Par contre, les dérivés chlorés sont toxiques (et donc dangereux pour les consommateurs de café décaféiné) et très polluants. Ils sont peu à peu abandonnés pour d'autres solvants moins dangereux.

L'acétate d'éthyle est un bon solvant, car il est polaire. Contrairement aux solvants chlorés, cette molécule n'est pas dangereuse, ni polluante.

L'utilisation de l'acétate d'éthyle est donc une bonne alternative aux dérivés chlorés.

Étude de l'extraction par la technique SWP :

La technique SWP utilise uniquement de l'eau, ce qui la rend très intéressante d'un point de vue écologique.

Les données concernant la solubilité de la caféine dans l'eau permettent de vérifier que grâce à son caractère polaire l'eau est un très bon solvant pour la caféine. Par ailleurs, la solubilité augmente avec la température, allant de 21,7 à 670 g·L⁻¹ lorsqu'on passe de la température ambiante à 100 °C (température d'ébullition de l'eau).

Plus la température de l'eau est importante et plus la caféine se dissout facilement dans l'eau. L'extraction a donc un meilleur rendement en utilisant une eau chaude.

L'autre intérêt de cette méthode est la possibilité de recycler l'eau utilisée pour l'extraction.

Un nouvel avantage est la conservation des arômes du café.

Le coût de cette technique est surtout lié aux installations nécessaires et à l'énergie dépensée pour faire chauffer l'eau, puis sécher les grains.

Des trois techniques proposées, la technique SWP semble la plus intéressante, tant d'un point de vue écologique que d'un point de vue gustatif.