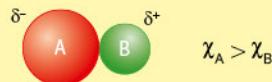


De la cohésion à la solubilité

Avant d'aborder le chapitre EN AUTONOMIE

LES ACQUIS INDISPENSABLES

- Une **molécule** est une association d'atomes. Elle est **électriquement neutre**.
- Un **ion** est un atome ou un groupe d'atomes ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons. Un **cation** est un ion chargé positivement et un **anion** est un ion chargé négativement.
- Une **liaison covalente** entre deux atomes A et B est **polarisée** si leur différence d'électronégativité $\Delta\chi$ est telle que $0,4 < \Delta\chi < 1,7$, à 2.



- La concentration en quantité de matière de soluté s'exprime ainsi :
- $$c = \frac{n}{V}$$
- concentration en quantité de matière de soluté (en mol · L⁻¹) quantité de matière de soluté dissous (en mol)
volume de la solution (en L)

POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

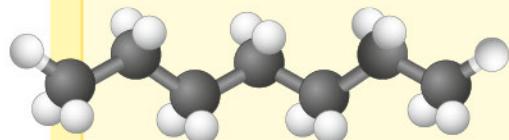
Pour chaque situation, rédiger une réponse qui explique en quelques lignes le raisonnement. → Vérifiez vos réponses en flashant la page ou sur le site lycee.editions-bordas.fr

SITUATION 1

Voici les représentations 3D de :
– l'eau, de formule brute H₂O :



– de l'heptane, de formule brute C₇H₁₆ :



On donne les électronégativités des atomes :

$$\chi_O = 3,4 ; \chi_C = 2,6 ; \chi_H = 2,2.$$

Pourquoi la molécule d'eau est-elle une molécule polaire ?

La molécule d'heptane est-elle polaire ou apolaire ?

SITUATION 2

Une liaison covalente peut-elle s'établir entre un atome de sodium Na et un atome de chlore Cl ?

On donne les électronégativités des atomes : $\chi_{Cl} = 3,2$; $\chi_{Na} = 0,9$.

SITUATION 3

On dissout un morceau de sucre de masse $m = 6,0$ g dans une tasse de café. Le volume de la solution obtenue est $V = 80$ mL. Le sucre est essentiellement constitué de saccharose C₁₂H₂₂O₁₁ de masse molaire $M = 342$ g · mol⁻¹.

Quelle est la concentration en quantité de matière de soluté ?



Pourquoi un composé solide est-il capable de se dissoudre dans un solvant et pas dans un autre ?

► EXERCICE 34

NOTIONS ET CONTENUS

- Cohésion dans un solide.
- Dissolution des solides ioniques dans l'eau.
- Miscibilité et solubilité.
- Caractère amphiphile.

CAPACITÉS EXPÉRIMENTALES

- Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants ➔ ACTIVITÉ 1
- Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire ➔ ACTIVITÉ 2
- Illustrer les propriétés des savons ➔ ACTIVITÉ 3

1. DÉMARCHE D'INVESTIGATION

TP

COMPÉTENCES :

(COM) Présenter une démarche de manière argumentée

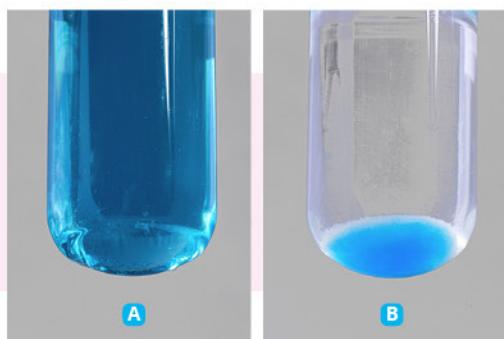
(VAL) Faire preuve d'esprit critique, procéder à des tests de vraisemblance

Solubilité d'un solide

SITUATION-PROBLÈME

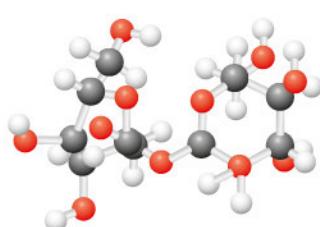
Le sulfate de cuivre $\text{CuSO}_4(s)$, solide ionique, est soluble dans l'eau (A) mais insoluble dans le cyclohexane (B), un solvant très utilisé en chimie industrielle.

Comment prévoir si un solide est soluble dans un solvant, et insoluble dans un autre ?

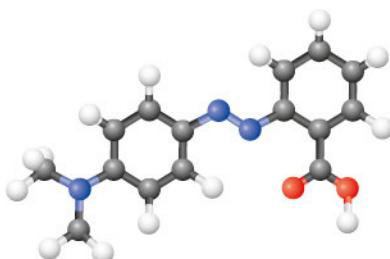


HYPOTHÈSE Proposer une hypothèse en la justifiant.

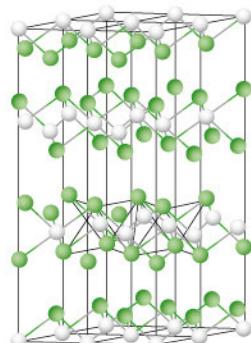
DOC 1 Structure et polarité de quelques espèces chimiques



saccharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
solide moléculaire
molécule polaire

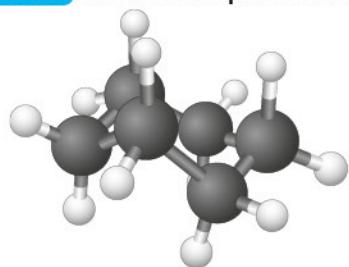


rouge de méthyle ($\text{C}_{15}\text{H}_{15}\text{N}_3\text{O}_2$)
solide moléculaire
molécule très peu polaire

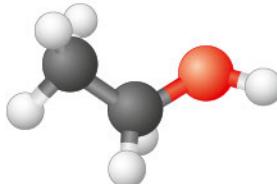


chlorure de cobalt (CoCl_2)
solide ionique
constitué d'un empilement régulier d'ions Co^{2+} et Cl^-

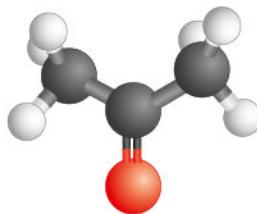
DOC 2 Structure et polarité de quelques solvants



cyclohexane (C_6H_{12}) molécule apolaire



éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) molécule polaire



propanone ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) molécule polaire



eau (H_2O)
molécule polaire

PISTES DE RÉSOLUTION

1 Réaliser des tests de solubilité des différentes espèces solides du doc. 1 dans les différents solvants du doc. 2. Rassembler les résultats dans un tableau.

2 a. Quelle est la caractéristique commune à tous les solvants capables de dissoudre le chlorure de cobalt $\text{CoCl}_2(s)$?

b. En utilisant la photo d'ouverture, comparer la solubilité du sulfate de cuivre solide $\text{CuSO}_4(s)$ et la solubilité du chlorure de cobalt $\text{CoCl}_2(s)$.

3 Comparer la solubilité du saccharose et du rouge de méthyle dans l'eau et dans le cyclohexane.

CONCLUSION

4 Les chimistes utilisent l'expression « Qui se ressemble s'assemble » pour prévoir la solubilité d'une espèce dans un solvant. À partir de cette expression et de vos observations, essayer de rédiger une règle générale permettant de prévoir la solubilité d'un solide dans un solvant.

Je réussis si...

Je sais réaliser et analyser des tests de solubilité.

2. DÉMARCHES DIFFÉRENCIÉES

TP

COMPÉTENCE :

(RÉA) Mettre en œuvre un protocole expérimental en respectant les règles de sécurité

Extraction liquide-liquide d'un soluté

Comment choisir un solvant capable d'extraire le benzaldéhyde d'une solution aqueuse ?

DOC 1 Le benzaldéhyde

Le benzaldéhyde est une espèce chimique organique très odorante contenue dans les amandes amères.

Il est souvent utilisé comme arôme pour parfumer les pâtisseries et les boissons, comme le sirop d'orgeat.

Sa température d'ébullition est de 178,1 °C.

DOC 3 Caractéristiques de quelques solvants

Espèce chimique	dichlorométhane	éther diéthylique	eau	éthanol
Masse volumique (en g · mL ⁻¹)	1,3	0,71	1,0	0,80
Température d'ébullition (en °C)	40	35	100	78
Solubilité du benzaldéhyde	faible	très grande	faible	très grande
Miscibilité à l'eau	nulle	nulle	-	très grande
Pictogramme de sécurité				

DÉMARCHE EXPERTE

1. Élaborer un protocole expérimental permettant de réaliser une extraction liquide-liquide du benzaldéhyde.
2. Mettre en œuvre cette extraction.
3. Proposer (sans le réaliser) un protocole pour obtenir le benzaldéhyde pur après cette extraction.

DÉMARCHE AVANCÉE

1. a. Peut-on considérer le sirop d'orgeat comme une solution aqueuse contenant du benzaldéhyde ?
- b. Quel matériel faut-il utiliser pour réaliser une extraction liquide-liquide ?
- c. Choisir le solvant le plus efficace pour réaliser l'extraction du benzaldéhyde. Justifier.
2. a. Élaborer le protocole d'extraction du benzaldéhyde, puis la réaliser.
- b. Proposer (sans le réaliser) un protocole qui permette ensuite d'obtenir le benzaldéhyde pur.

DOC 2 Composition du sirop d'orgeat

Composition : eau (constituant essentiel), sucre, arôme naturel d'amande amère, autres arômes naturels de fruits à coque.



DOC 4 Du matériel utile

- Une ampoule à décanter.
- Béchers et éprouvette graduée.
- Solvants : eau, éther diéthylique, éthanol, dichlorométhane.
- Un volume $V = 10 \text{ mL}$ de sirop d'orgeat.

VOCABULAIRE

► Extraction liquide-liquide : transfert d'une espèce chimique entre deux phases liquides non miscibles.

Je réussis si...

- Je décris le protocole avec du texte, des schémas, et les références des documents utilisés.
- Je réalise une extraction liquide-liquide en respectant les consignes de sécurité.

DÉMARCHE ÉLÉMENTAIRE

1. Choisir le solvant le plus efficace pour réaliser l'extraction du benzaldéhyde présent dans le sirop d'orgeat (que l'on considérera comme une solution aqueuse). Justifier ce choix en donnant deux critères.
2. Quelles sont les consignes de sécurité à respecter lors de la manipulation du solvant choisi ?
3. Mettre 10 mL de sirop d'orgeat dans l'ampoule à décanter et ajouter 5 mL du solvant choisi. Agiter, dégazer et laisser décanter (**FICHE PRATIQUE** ➔ p. 384).
4. a. Comment faut-il procéder pour récupérer la phase contenant le benzaldéhyde ?
b. Récupérer cette phase.
5. En utilisant les températures d'ébullition données dans le **doc. 1** et le **doc. 3**, proposer (sans le réaliser) un protocole qui permette ensuite d'obtenir le benzaldéhyde pur.

3. DÉMARCHE EXPÉRIMENTALE

TP

COMPÉTENCES :

(APP) Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique

(COM) Présenter une démarche de manière argumentée, synthétique et cohérente

Les propriétés des savons

Les propriétés de l'eau utilisée lors d'une lessive ont-elles une influence sur l'efficacité d'un savon ?

PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL

Préparer une solution d'eau savonneuse

Pour cela, introduire 2 à 3 g de copeaux de savon de Marseille dans 100 mL d'eau distillée. Chauffer légèrement tout en agitant. Filtrer le mélange obtenu afin d'obtenir une solution limpide d'eau savonneuse (solution S).



Test n° 1

Prendre deux tubes à essais A et B. Introduire, dans A, 3 mL d'eau du robinet, et dans B, 3 mL de solution S. Ajouter dans chaque tube 2 ou 3 gouttes d'huile. Agiter, puis laisser décanter.

Tests n° 2, 3, 4 et 5

- À 2 mL de solution S, ajouter quelques gouttes :
- 2 d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$) à 1 mol · L⁻¹.
- 3 de solution aqueuse de chlorure de calcium ($\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$) à 0,1 mol · L⁻¹.
- 4 de solution aqueuse de chlorure de magnésium ($\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$) à 0,1 mol · L⁻¹.
- 5 de solution aqueuse de chlorure de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$).
- Observer à l'issue de chaque test le contenu du tube à essais.

EXPLOITATION ET ANALYSE

1 a. Dans le **test n° 1**, comment interpréter la différence d'aspect des deux tubes ?

b. Quelle propriété du savon ce test met-il en évidence ?

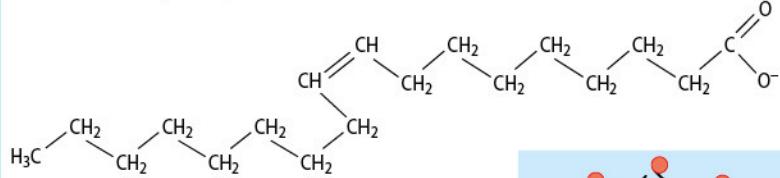
2 Noter les observations et écrire les équations des réactions traduisant les transformations observées pour les **tests n° 2, 3, 4 et 5**.

SYNTHÈSE

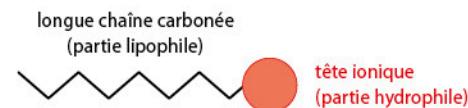
3 Dégager les qualités que doit posséder l'eau d'une lessive pour que l'efficacité du savon soit maximale.

DOC 1 Caractéristiques et propriétés du savon

En solution aqueuse, le savon de Marseille libère cet ion :

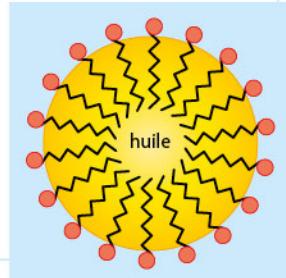
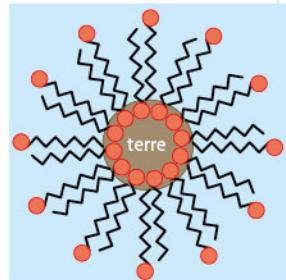


Sa formule simplifiée est RCO_2^- (aq), et sa représentation simplifiée est :



Cet ion est une espèce chimique amphiphile, car il possède une partie hydrophile (affinité pour l'eau) et une partie lipophile (affinité pour les graisses). Cette structure lui donne ses propriétés lavantes.

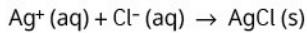
Dans l'eau, ces ions « solubilisent » les salissures non solubles dans l'eau en s'associant à elles sous forme de micelles. Ces micelles sont ensuite éliminées au moment du rinçage.



DOC 2 Réaction de précipitation

La précipitation correspond à la formation d'un précipité, c'est-à-dire à la formation d'un composé solide dans une solution.

Par exemple, lorsqu'on mélange une solution aqueuse de chlorure de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$) et une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$) un précipité blanc de chlorure d'argent $\text{AgCl}(\text{s})$ se forme dans la solution, selon l'équation de réaction :



DOC 3 Caractéristiques de différentes eaux

Type d'« eau »	Principaux ions présents en solution
acide	$\text{H}^+(\text{aq})$
dure (calcaire)	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$
de mer	$\text{Na}^+(\text{aq})$ et $\text{Cl}^-(\text{aq})$

Je réussis si...

Je sais interpréter le résultat d'un test.

Je sais identifier les paramètres qui agissent sur l'efficacité d'un savon dans l'eau.

1 Cohésion dans un solide

► Deux types de solides

Un **solide ionique** est constitué d'un empilement régulier et ordonné d'anions (charge négative « - ») et de cations (charge positive « + ») dans l'espace (FIG. 1).

Un **solide moléculaire** est constitué d'un empilement régulier et ordonné de molécules dans l'espace (FIG. 2).

Pourquoi un composé est-il solide, c'est-à-dire pourquoi les entités (ions ou molécules) qui le constituent restent-elles accrochées les unes aux autres ? Pour répondre, il faut analyser les **interactions** qui les maintiennent solidement entre elles.

► Cohésion d'un solide ionique

Dans un solide ionique les cations sont entourés d'anions, et les anions sont entourés de cations (FIG. 1).

Deux charges électriques sont en interaction électrostatique : les charges de même signe se repoussent et les charges de signes opposés s'attirent. L'intensité de cette interaction diminue lorsque la distance entre les ions augmente. Comme la distance anion/cation est inférieure aux distances anion/anion et cation/cation (FIG. 1 B), l'intensité de l'interaction attractive entre les cations et les anions est supérieure à l'intensité de l'interaction répulsive entre cations et entre anions : **l'attraction l'emporte sur la répulsion**.

EXEMPLE

Dans le chlorure de sodium, l'intensité de l'interaction attractive est deux fois plus grande que l'intensité de l'interaction répulsive (FIG. 1 B).

La cohésion d'un solide ionique est assurée par les **interactions électrostatiques attractives** entre les charges de signes opposés, c'est-à-dire entre les cations et les anions.

► Cohésion d'un solide moléculaire

Les molécules sont électriquement neutres. Quelle est alors l'origine des interactions attractives qui leur permettent de former un solide ? Tout dépend de la nature des molécules.

Solide composé de molécules polaires (FIG. 3 A)

La distance entre les charges partielles positives δ^+ et les charges partielles négatives δ^- est inférieure à la distance entre les charges partielles de même signe (FIG. 3 B), donc l'attraction l'emporte sur la répulsion.

La cohésion d'un solide moléculaire constitué de molécules polaires est assurée par les **interactions attractives** qui existent entre les **charges partielles** de signes opposés.

Solide composé de molécules apolaires (FIG. 4)

Dans la molécule, le doublet d'électrons qui lie deux atomes est équitablement partagé, c'est pour cela que la molécule est apolaire. À un instant donné, ces électrons peuvent être plus proches d'un atome que de l'autre, ce qui provoque l'apparition de charges partielles δ^+ et δ^- au sein de la molécule (FIG. 4 A). De proche en proche, des charges partielles induites δ^+ et δ^- apparaissent dans les molécules voisines (FIG. 4 B).

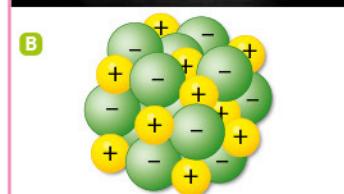


FIG. 1 **A** Le sel de cuisine est du chlorure de sodium, de formule NaCl (s).
B Les ions Na^+ et Cl^- sont empilés.



FIG. 2 **A** Le diiode, de formule I_2 (s).
B Les molécules de I_2 sont empilées.

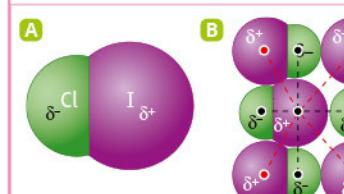


FIG. 3 **A** Dans le chlorure d'iode ICl (s), le chlore porte une charge partielle δ^- et l'iode une charge partielle δ^+ .
B Arrangement des molécules dans le solide moléculaire.

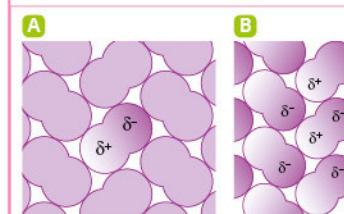


FIG. 4 Apparition de charges :
A partielles dans une molécule de diiode I_2 ;
B partielles induites. Les charges δ^+ font apparaître à leur voisinage des charges δ^- et inversement.



La cohésion d'un solide moléculaire constitué de molécules apolaires est assurée par les **interactions attractives** qui existent entre les **charges partielles induites** de signes opposés au sein des molécules.

Solide composé de molécules polaires pouvant former des ponts hydrogène

Un **pont hydrogène** est une **interaction intermoléculaire attractive** d'intensité beaucoup plus grande que l'interaction entre charges partielles de signes opposés. Un pont hydrogène (FIG. 5 A) se forme lorsqu'un atome d'hydrogène H d'une molécule portant une charge partielle δ^+ interagit avec un atome d'une autre molécule portant une charge partielle δ^- importante.

L'atome hydrogène H porte une charge partielle positive δ^+ (FIG. 5 A) si l'atome A est très électronégatif. A peut être un atome d'oxygène O, de fluor F, ou d'azote N. L'atome X porte une charge partielle négative δ^- importante s'il est riche en électrons (FIG. 5 B). Cet atome doit être beaucoup plus électronégatif que l'atome B, et il doit porter au moins un doublet d'électrons non liant. X peut être un atome d'oxygène O, de fluor F ou d'azote N.

Dans ce cas, la cohésion du solide moléculaire est assurée essentiellement par la formation des **ponts hydrogène** entre les molécules polaires.

EXEMPLE

La glace est composée de molécules polaires H_2O (FIG. 5 B). Chaque molécule d'eau forme quatre ponts hydrogène avec quatre molécules d'eau voisines (FIG. 6), ce qui explique la cohésion de la glace.

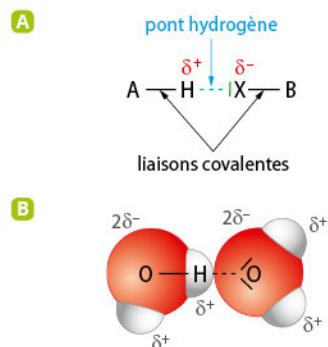


FIG. 5 Pont hydrogène :
A condition de formation ;
B entre deux molécules d'eau.

VOCABULAIRE

► **Intermoléculaire** : entre molécules.

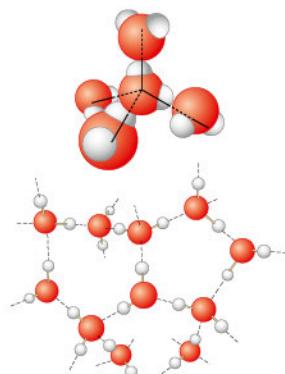


FIG. 6 Structure de la glace.

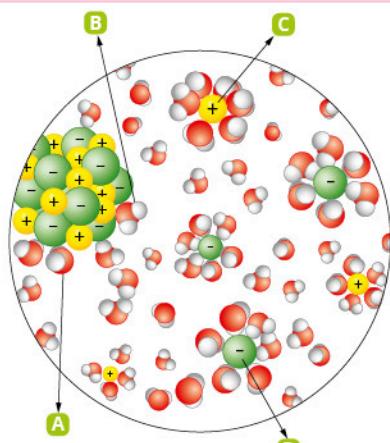


FIG. 7 A et B : dissociation des ions du solide.
C et D : solvation des ions.

2 Dissolution des solides ioniques dans l'eau

► L'eau, un solvant particulier

L'eau étant composée de molécules polaires (FIG. 7), on dit que c'est un **solvant polaire**. Si on introduit un solide ionique dans l'eau, des **interactions électrostatiques attractives** entre les charges des ions du soluté et les charges partielles des molécules d'eau apparaissent.

Dissociation du solide

Lorsque les molécules d'eau s'approchent d'un solide ionique, des **interactions attractives** apparaissent :

- entre les **anions** (charge négative « - ») du solide ionique et les **charges partielles δ^+** de la molécule d'eau (FIG. 7 A) ;
- entre les **cations** (charge positive « + ») du solide ionique et la **charge partielle δ^-** de la molécule d'eau (FIG. 7 B).

Comme ces interactions attractives possèdent une intensité plus grande que les interactions entre les cations et les anions du solide ionique, les ions du solide **ne s'attirent plus suffisamment** pour en assurer la cohésion. Ils se détachent les uns des autres : c'est la **dissociation du solide**.

Solvatation des ions

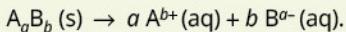
Lorsque les ions s'entourent de molécules d'eau et s'éloignent les uns des autres, on parle de **solvatation des ions** (FIG. 7 C ET D). Les ions entourés de molécules d'eau sont dits « solvatés » (FIG. 8).



► Équation de réaction de dissolution

On peut modéliser, à l'échelle macroscopique, cette dissolution par une **équation de réaction**.

L'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique de formule $A_aB_b(s)$, constitué de cations A^{b+} et d'anions B^{a-} , s'écrit :



L'ion solvaté est aussi dit « hydraté ». On écrit « (aq) » à côté de sa formule.

EXEMPLE Équation de dissolution du chlorure de calcium $CaCl_2(s)$ dans l'eau :
 $CaCl_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2 Cl^-(aq)$.

► Concentration en quantité de matière d'ions en solution

Si un volume V de solution contient un soluté $A_aB_b(s)$ dissous, les concentrations en quantité de matière d'ions A^{b+} (aq) et B^{a-} (aq), que l'on note $[A^{b+}]$ et $[B^{a-}]$, seront :

$$\begin{aligned} \text{concentration en quantité de matière d'ions en solution (en mol \cdot L^{-1})} &\rightarrow [A^{b+}] = \frac{n(A^{b+})}{V} \\ &\quad \text{quantité de matière d'ions en solution (en mol)} \\ &\quad \text{volume de la solution (en L)} \\ &\rightarrow [B^{a-}] = \frac{n(B^{a-})}{V} \end{aligned}$$

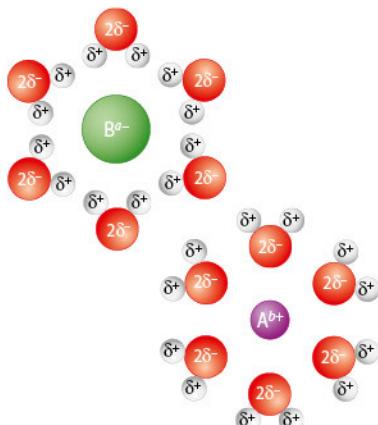


FIG. 8 Ions solvatés.

POUR VISUALISER



Cette animation modélise les interactions électrostatiques entre les ions du chlorure de sodium et les molécules d'eau lors de la dissolution.

3 Miscibilité et solubilité

► Miscibilité

On dit que deux liquides sont **miscibles** lorsqu'ils **se mélangent**. On dit que deux liquides sont **non miscibles** lorsqu'ils **ne se mélangent pas**.

Deux liquides miscibles forment une seule phase (FIG. 9 A). Deux liquides non miscibles forment deux phases observables à l'œil nu (FIG. 9 B).

► Prévision de la solubilité d'une espèce chimique

Une espèce chimique ne peut **se dissoudre** dans un solvant que si elle peut **s'y solvater**. Autrement dit, une espèce chimique n'est soluble que si les entités la constituant peuvent s'entourer de molécules de solvant.

Une espèce est donc soluble s'il existe des interactions entre les entités constituant le soluté et les molécules de solvant. Ces **interactions soluté-solvant** expliquent que les entités constituant le soluté ne s'attirent plus suffisamment pour assurer sa cohésion.

Un soluté est d'autant **plus soluble** dans un solvant que sa structure est proche de celle du solvant. Pour prévoir la solubilité d'une espèce on peut utiliser la règle du « **Qui se ressemble s'assemble** » :

- les espèces chimiques **ioniques** et les espèces chimiques moléculaires constituées de **molécules polaires** sont davantage solubles dans les **solvants polaires** que dans les solvants apolaires.
- les espèces chimiques **apolaires** sont davantage solubles dans les **solvants apolaires** que dans les solvants polaires.

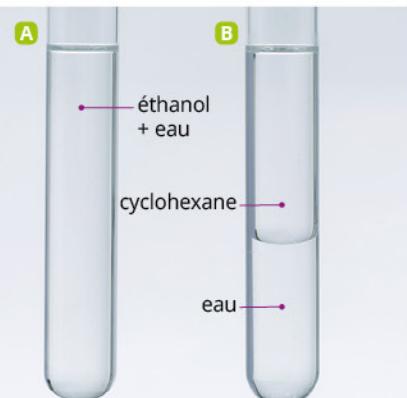


FIG. 9 Mélange :
A d'eau et d'éthanol ;
B d'eau et de cyclohexane.

Solubilité du diiode à 25 °C (en g · L⁻¹)

dans l'eau	dans le cyclohexane
0,33	28

FIG. 10 Solubilité du diiode en fonction du solvant.



EXEMPLE

Le diiode I_2 est un soluté apolaire. Il est donc très peu soluble dans l'eau, qui est un solvant polaire. En revanche, il est très soluble dans le cyclohexane, qui est un solvant apolaire (FIG. 10).

► Principe de l'extraction liquide-liquide

Une **extraction liquide-liquide** consiste en un transfert d'une espèce chimique entre deux phases liquides non miscibles.

Le solvant peut être mis en contact du soluté à extraire par agitation.

EXEMPLE

Après l'agitation, le diiode est passé de la phase aqueuse à la phase constituée par le cyclohexane (FIG. 11). En effet, le diiode est plus soluble dans le cyclohexane que dans l'eau (FIG. 10).

Pour extraire une espèce chimique d'une phase liquide (FICHE PRATIQUE ➔ p. 384), on choisit un **solvant extracteur** selon plusieurs critères :

- l'espèce à extraire doit être **plus soluble** dans le solvant extracteur que dans la phase liquide d'origine ;
- le solvant doit être **non miscible** avec la phase liquide d'origine ;
- le solvant doit pouvoir permettre de respecter les **règles de sécurité et l'environnement**.

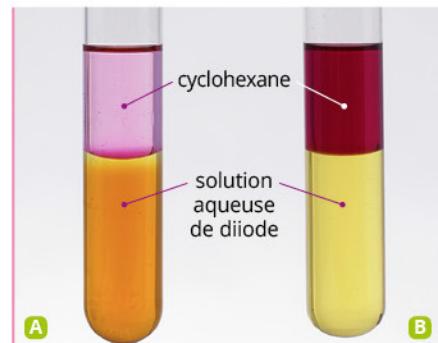


FIG. 11 Extraction du diiode d'une solution aqueuse.

A Le diiode est majoritairement présent dans la solution aqueuse.

B La majorité du diiode se trouve dans le cyclohexane, et une faible partie reste dans la phase aqueuse.

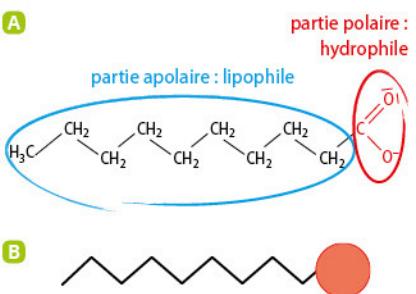


FIG. 12 Structure d'un ion carboxylate :

- A** formule semi-développée ;
B représentation schématique.

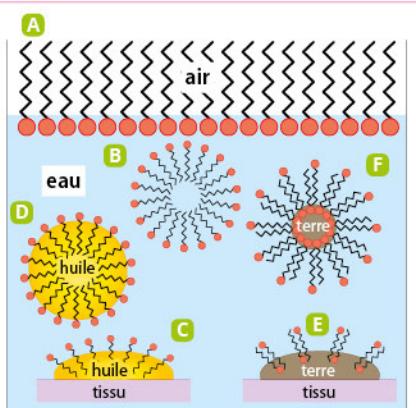


FIG. 13 Action d'un savon.

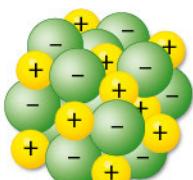
VOCABULAIRE

► **Micelle** : une micelle est un assemblage sphérique d'espèces amphiphiles dans lequel les parties hydrophiles se dirigent vers l'eau et les parties lipophiles se mettent à l'abri de l'eau.

1 Cohésion dans un solide

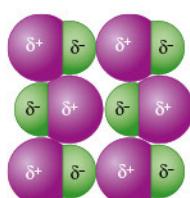
► Un **solide ionique** est constitué d'un empilement régulier et ordonné d'anions et de cations.

Sa cohésion est assurée par les interactions électrostatiques attractives entre les anions et les cations.

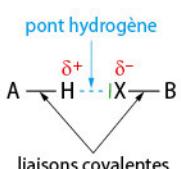


► Un **solide moléculaire** est constitué d'un empilement régulier et ordonné de molécules.

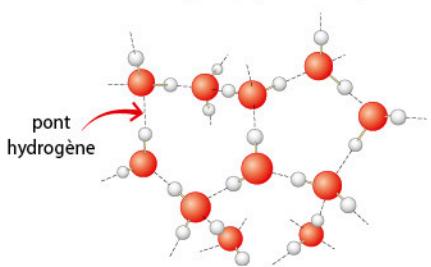
Sa cohésion est assurée par les interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés.



► Un **pont hydrogène** est une interaction attractive intermoléculaire d'intensité bien plus grande que l'interaction entre charges partielles opposées.



► La formation de ponts hydrogène entre molécules polaires assure la cohésion du solide moléculaire. C'est le cas de la glace, par exemple :

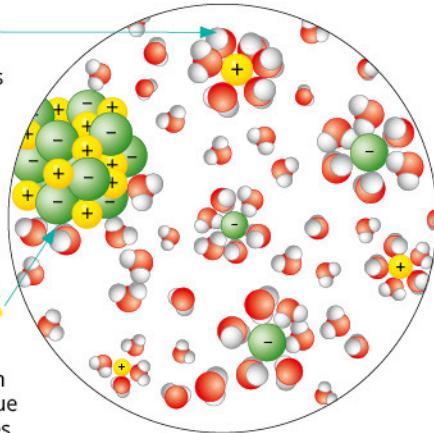


2 Dissolution des solides ioniques dans l'eau

► L'eau est un **solvant polaire**.

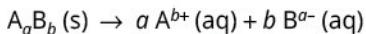
Il permet la dissolution des solides ioniques.

solvatation
des ions par les molécules d'eau



dissociation
des ions du solide par attraction électrostatique des molécules d'eau

► **L'équation de réaction de dissolution** dans l'eau d'un solide ionique de formule $A_aB_b(s)$, constitué de cations A^{b+} et d'anions B^{a-} , s'écrit :



▲ **aqueux** : chaque ion est entouré de molécules d'eau.

► Si un volume V de solution contient un soluté $A_aB_b(s)$ dissous, les concentrations des ions $A^{b+}(aq)$ et $B^{a-}(aq)$, que l'on note $[A^{b+}]$ et $[B^{a-}]$, seront :

$$[A^{b+}] = \frac{n(A^{b+})}{V}$$

$$[B^{a-}] = \frac{n(B^{a-})}{V}$$

concentration en quantité de matière d'ions en solution (en mol · L⁻¹)

quantité de matière d'ions en solution (en mol)

volume de la solution (en L)

3 Miscibilité et solubilité

► Deux liquides **miscibles** forment un mélange homogène.

► Deux liquides **non miscibles** forment un mélange hétérogène.

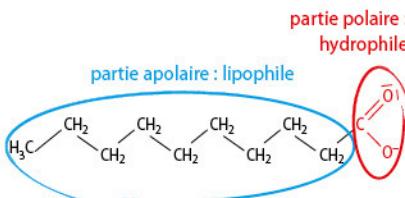
► Un solide ionique ou moléculaire composé de **molécules polaires** est soluble dans un solvant polaire.

► Un solide moléculaire composé de **molécules apolaires** est soluble dans un solvant apolaire.

► Une **extraction liquide-liquide** est un transfert d'une espèce chimique entre deux phases liquides non miscibles.

4 Caractère amphiphile

► Les espèces chimiques **amphiphiles** sont constituées d'une partie polaire **hydrophile** et d'une partie apolaire **lipophile**.



Vérifier l'essentiel EN AUTONOMIE

Pour chaque question, choisir la ou les bonnes réponses. ➔ SOLUTIONS EN PAGE 423



1 Cohésion dans un solide

	A	B	C
1 La cohésion d'un solide ionique est assurée par des interactions électrostatiques :	répulsives, qui existent entre les anions et les cations.	attractives, qui existent entre les anions et les cations.	attractives, qui existent entre les ions de même signe.
2 Le pont hydrogène (représenté par \cdots) peut exister dans le(s) cas :	C — H \cdots IN —	O — H \cdots IN —	F — H \cdots H —

2 Dissolution des solides ioniques dans l'eau

	A	B	C
3 Cet ion hydraté :			
	est un cation.	est un anion.	porte une charge positive.
4 L'équation de dissolution du chlorure de cobalt $\text{CoCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$ dans l'eau s'écrit :	$\text{CoCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$.	$\text{CoCl}_2(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.	$\text{CoCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Co}^+(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$.

3 Miscibilité et solubilité

	A	B	C
5 L'heptane, de formule $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, est :	insoluble dans l'eau.	soluble dans un solvant apolaire.	insoluble dans un solvant polaire.
6 Pour extraire une espèce chimique d'une phase liquide, on doit choisir un solvant extracteur :	miscible avec la phase liquide d'origine.	dans lequel l'espèce à extraire doit être plus soluble que dans la phase liquide d'origine.	non miscible avec la phase liquide d'origine.

4 Caractère amphiphile

	A	B	C
7 La représentation schématique d'un ion carboxylate présent dans un savon est la suivante :	La sphère rouge représente la partie de l'ion insoluble dans l'eau.	La ligne brisée noire représente la partie de l'ion lipophile.	La ligne brisée noire représente la partie de l'ion insoluble dans l'eau.

Acquérir les notions

1 Cohésion dans un solide

Notions du programme

Cohésion dans un solide
Modélisation par des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par ponts hydrogène

► EXERCICES 8 à 11

Ce qu'on attend de moi

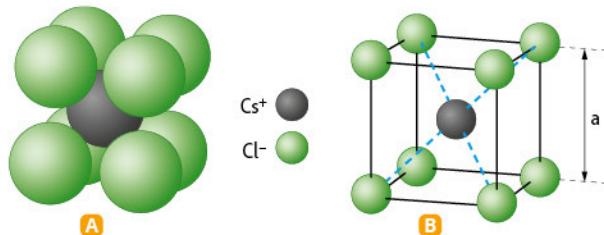
- Connaître les définitions des solides ionique et moléculaire.
- Expliquer la cohésion :
 - d'un solide ionique par l'analyse des interactions entre ions ;
 - d'un composé solide moléculaire par l'analyse des interactions entre molécules polaires ou apolaires ;
 - d'un solide moléculaire par la formation de ponts hydrogène entre molécules.

8 Solide ionique ou solide moléculaire ?

Préciser si les solides suivants sont ioniques ou moléculaires :

- chlorure de sodium NaCl (s) ;
- diiode I₂ (s) ;
- saccharose C₁₂H₂₂O₁₁ (s) ;
- glace H₂O (s) ;
- chlorure de lithium LiCl (s) ;
- chlorure d'iode ICl (s) ;
- fluorure de sodium NaF (s).

9 Cohésion du chlorure de césum ?



La structure du chlorure de césum CsCl (s) est schématisée ci-dessus. Le modèle compact **A** représente la disposition des entités chimiques dans l'espace. Le modèle éclaté **B** permet de visualiser la géométrie de la structure.

- CsCl (s) est-il un solide ionique ou moléculaire ?
- Quels sont les deux types d'interactions électrostatiques présentes dans cette structure ?
- D'après le modèle éclaté **B** :
 - Quelle est la distance minimale entre deux entités Cl⁻ ?
 - En utilisant le théorème de Pythagore, montrer que la distance entre une entité Cs⁺ et une entité Cl⁻ est :

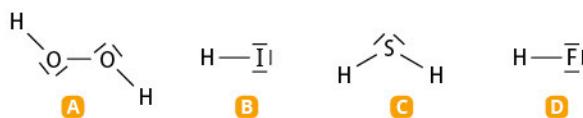
$$a \times \frac{\sqrt{3}}{2}$$

c. À partir des réponses obtenues aux deux questions précédentes, comparer l'intensité des différentes interactions électrostatiques.

- Comment peut-on expliquer la cohésion du chlorure de césum solide ?

10 À la recherche de ponts hydrogène

Voici les schémas de Lewis des molécules d'eau oxygénée H₂O₂ **A**, d'iode d'hydrogène HI **B**, de sulfure d'hydrogène H₂S **C**, et de fluorure d'hydrogène HF **D** :



1. Quelles molécules peuvent participer à des ponts hydrogène ? Justifier.

2. Représenter quelques ponts hydrogène pour chacune des molécules concernées.

11 Avec ou sans pont hydrogène ?

Les températures de fusion du sulfure d'hydrogène et de l'eau sont données dans le tableau suivant :

Molécule	Schéma de Lewis	Température de fusion (en °C)
sulfure d'hydrogène		- 85
eau		0

Données : électronégativité de quelques atomes :

Atome	H	S	O
Électronégativité	2,2	2,6	3,4

- Les deux molécules sont-elles polaires ? Justifier.
- Quel est l'état physique des deux composés pour des températures inférieures à la température de fusion ?
- a. Comment peut-on interpréter la cohésion des deux solides moléculaires ?
- b. À partir de la réponse à la question précédente, expliquer pourquoi la température de fusion de l'eau est beaucoup plus élevée que celle du sulfure d'hydrogène.

2 Dissolution des solides ioniques dans l'eau

Notions du programme

Dissolution des solides ioniques dans l'eau

► EXERCICE 12

Ce qu'on attend de moi

- Expliquer pourquoi l'eau est capable de dissocier une espèce ionique, et de solvater les ions.

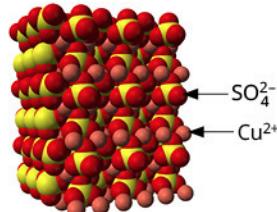
Équation de réaction de dissolution

► EXERCICES 13 et 14

- Connaître la signification des notations (s) et (aq).
- Savoir écrire l'équation de dissolution d'un composé ionique dans l'eau.
- Calculer la concentration d'ions en solution.

12 Dissolution du sulfate de cuivre dans l'eau

Le sulfate de cuivre anhydre est un solide ionique blanc A de formule $\text{CuSO}_4(\text{s})$. Il est constitué d'un empilement régulier et ordonné d'ions cuivre Cu^{2+} et sulfate SO_4^{2-} B.



On introduit un peu de sulfate de cuivre dans un tube à essais contenant de l'eau. Le solide se dissout C.

1. Pourquoi l'eau est-elle capable de dissoudre un composé ionique ?
2. Quelles sont les deux étapes de la dissolution d'un solide ionique dans l'eau ?
3. Lors de la dissolution, les ions cuivre Cu^{2+} et sulfate SO_4^{2-} sont « solvatés ».
- a. Qu'est-ce que cela signifie ?
- b. Quel autre terme pourrait-on employer ?
4. En représentant les ions par des sphères, schématiser la solvation de ces ions par les molécules d'eau.
5. Écrire l'équation de dissolution de ce solide ionique.



13 Équations de dissolution dans l'eau

Écrire l'équation de dissolution dans l'eau :

- a. du chlorure de sodium $\text{NaCl}(\text{s})$;
- b. du chlore de cobalt $\text{CoCl}_2(\text{s})$;
- c. du chlorure d'aluminium $\text{AlCl}_3(\text{s})$;
- d. du sulfate de fer (II) $\text{FeSO}_4(\text{s})$;
- e. du bromure de fer (III) $\text{FeBr}_3(\text{s})$;
- f. du thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{s})$;
- g. de l'hydroxyde de sodium $\text{NaOH}(\text{s})$;
- h. du sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$.

Données : noms et formules de quelques ions :

Anions		Cations	
ion sulfate	SO_4^{2-}	ion cobalt	Co^{2+}
ion bromure	Br^-	ion aluminium	Al^{3+}
ion thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	ion fer (II)	Fe^{2+}
ion hydroxyde	HO^-	ion fer (III)	Fe^{3+}

14 Calcul de la concentration des ions dans une solution

1. Une solution aqueuse de volume $V = 200 \text{ mL}$ est préparée en dissolvant 2,50 mmol de chlorure de potassium $\text{KCl}(\text{s})$ dans de l'eau.
- a. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau du chlorure de potassium $\text{KCl}(\text{s})$.
- b. Quelles sont les quantités d'ions chlorure Cl^- (aq) et d'ions potassium K^+ (aq) dans la solution ?
- c. À partir de la réponse obtenue à la question précédente, déterminer les concentrations en quantité de matière des ions chlorure $[\text{Cl}^-]$ et des ions potassium $[\text{K}^+]$ dans la solution.

2. Une solution aqueuse de volume $V = 500 \text{ mL}$ est préparée en dissolvant 5,00 mmol de chlorure de d'aluminium $\text{AlCl}_3(\text{s})$ dans de l'eau.

- a. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau du chlorure d'aluminium $\text{AlCl}_3(\text{s})$.
- b. Quelles sont les quantités d'ions chlorure Cl^- (aq) et d'ions aluminium Al^{3+} (aq) dans la solution ?
- c. À partir de la réponse obtenue à la question précédente, déterminer les concentrations en quantité de matière des ions chlorure $[\text{Cl}^-]$ et des ions aluminium $[\text{Al}^{3+}]$ dans la solution.

3 Miscibilité et solubilité

Notions du programme

Miscibilité de deux liquides

► EXERCICES 15

Ce qu'on attend de moi

- Définir la miscibilité.
- Expliquer et prévoir la miscibilité de deux espèces chimiques par l'analyse des interactions entre les entités.

Solubilité dans un solvant

► EXERCICES 16 à 18

- Définir la solubilité.
- Expliquer et prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités du solvant et du soluté.

Extraction par solvant

► EXERCICES 19

- Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilité de l'espèce chimique dans les deux solvants.

DONNÉES

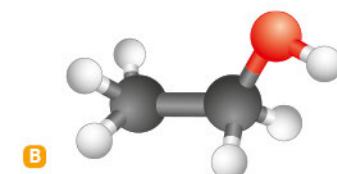
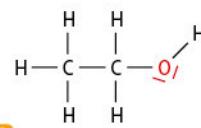
► Electronégativité de quelques atomes :

Atome	H	C	O	B
Électronégativité	2,2	2,6	3,4	2,0

15 Espèces miscibles en toutes proportions

Lorsqu'on dit que l'éthanol et l'eau sont « miscibles en toutes proportions », cela signifie que l'on peut mélanger autant d'eau et d'éthanol que l'on veut. À la fin on n'obtiendra toujours qu'une seule phase. La formule A et le modèle moléculaire B de la molécule d'éthanol sont donnés ci-dessous.

Comment justifier la très grande miscibilité de l'éthanol avec l'eau ?



16 Solubilité du diiode

Expliquer la grande solubilité du diiode solide $\text{I}_2(\text{s})$ dans le cyclohexane de formule C_6H_6 et sa très faible solubilité dans l'eau.

Exercice résolu EN AUTONOMIE

22 Étude d'un sérum physiologique

Le sérum physiologique est une solution que l'on obtient par dissolution de chlorure de sodium solide NaCl (s) dans de l'eau distillée. On l'utilise pour nettoyer le nez des bébés, pour hydrater les yeux ou en perfusion.

On notera c la concentration en quantité de matière de soluté de cette solution et $[\text{Na}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$ les concentrations en quantité de matière des ions en solution.

- Écrire l'équation de dissolution du chlorure de sodium solide dans l'eau.
- Exploiter** cette équation pour établir une relation entre les quantités de matière suivantes : $n(\text{NaCl})$, $n(\text{Na}^+ \text{ (aq)})$ et $n(\text{Cl}^- \text{ (aq)})$.
- En déduire** la relation entre c , $[\text{Na}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$.
- Si le sérum physiologique était obtenu par dissolution de chlorure de calcium solide CaCl_2 (s), quelle serait la relation entre c , $[\text{Ca}^{2+}]$ et $[\text{Cl}^-]$?

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

- Le soluté est sous forme solide avant la **dissolution**.
- L'énoncé précise quel est le **soluté**, c'est-à-dire le solide dissous dans la solution.

LES QUESTIONS À LA LOUPE

- **Exploiter** : utiliser les informations fournies.
- **En déduire** : intégrer le résultat précédent pour répondre.

EXEMPLE DE RÉDACTION

- L'équation de dissolution du chlorure de sodium solide dans l'eau est :



- D'après les nombres stœchiométriques de l'équation, la dissolution d'une mole de NaCl (s) apporte en solution une mole d'ions Na^+ (aq) et une mole d'ions Cl^- (aq), donc :

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{Na}^+ \text{ (aq)}) = n(\text{Cl}^- \text{ (aq)})$$

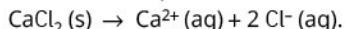
- En divisant les égalités précédentes par le volume V de la solution, on obtient :

$$\frac{n(\text{NaCl})}{V} = \frac{n(\text{Na}^+ \text{ (aq)})}{V} = \frac{n(\text{Cl}^- \text{ (aq)})}{V}$$

donc

$$c = [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-]$$

- Si le sérum physiologique était obtenu par dissolution de chlorure de calcium solide CaCl_2 (s), on obtiendrait comme équation de dissolution :



D'après les nombres stœchiométriques de l'équation, la dissolution d'une mole de CaCl_2 (s) apporte en solution une mole d'ions Ca^{2+} (aq) et deux moles d'ions Cl^- (aq). Comme il y a deux fois plus d'ions Cl^- (aq) que d'ions Ca^{2+} (aq) en solution, on peut écrire :

$$n(\text{Ca}^{2+} \text{ (aq)}) = n(\text{CaCl}_2) \text{ et } n(\text{Cl}^- \text{ (aq)}) = 2 \times n(\text{CaCl}_2)$$

En divisant les égalités précédentes par le volume V de la solution, on obtient :

$$\frac{n(\text{Ca}^{2+} \text{ (aq)})}{V} = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V} \text{ et } \frac{n(\text{Cl}^- \text{ (aq)})}{V} = 2 \times \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V}$$

donc

$$[\text{Ca}^{2+}] = c \text{ et } [\text{Cl}^-] = 2c$$

et enfin

$$[\text{Cl}^-] = 2c = 2[\text{Ca}^{2+}]$$

QUELQUES CONSEILS

- Les nombres stœchiométriques de valeur 1** ne sont pas écrits dans une équation, mais il ne faut pas oublier leur signification.
- Il ne faut pas confondre la concentration en quantité de matière en soluté c et la concentration en quantité de matière des ions en solution. Elles ne sont pas forcément égales.

EXERCICE SIMILAIRE

23 À propos du sulfate de sodium

Le sulfate de sodium est un solide ionique de formule Na_2SO_4 (s). Il est souvent utilisé dans la fabrication des détergents et dans le traitement de la pâte à papier.

On prépare une solution de sulfate de sodium en dissolvant une masse $m = 2,5 \text{ g}$ de Na_2SO_4 (s) dans de l'eau. Le volume de la solution obtenue est $V = 200 \text{ mL}$.

- Quelle est la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté c et les concentrations en quantité de matière des ions $[\text{Na}^+]$ et $[\text{SO}_4^{2-}]$?
- En déduire les valeurs de $[\text{Na}^+]$ et $[\text{SO}_4^{2-}]$.

Données : masses molaires : $M_{\text{Na}} = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{S}} = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Exercice résolu EN AUTONOMIE

24 Préparation d'une solution par dissolution



Le nitrate de calcium tétrahydraté est un solide ionique. On l'utilise comme engrais. En effet, il aide la plante à développer des parois cellulaires robustes, ce qui améliore la qualité des fruits, ainsi que leur durée de conservation. On souhaite préparer une solution aqueuse de nitrate de calcium de volume $V = 500 \text{ mL}$ et de concentration en quantité de matière d'ions nitrate $[\text{NO}_3^-] = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données : formule du nitrate de calcium tétrahydraté : $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ (s) ; masses molaires : $M_N = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_{\text{Ca}} = 40,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

« **Tétrahydraté** » signifie « hydraté quatre fois » : pour un ion Ca^{2+} et deux ions NO_3^- , **quatre molécules d'eau** sont « coincées » dans le solide.

Les **molécules d'eau** figurent dans la formule, il faut donc en tenir compte dans le calcul de la masse molaire.

LES QUESTIONS À LA LOUPE

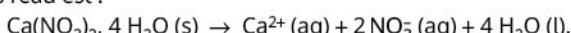
► **Déterminer** : mettre en œuvre une stratégie pour trouver un résultat.

► **En déduire** : intégrer le résultat précédent pour répondre.

1. **Déterminer** la valeur de c , la concentration en quantité de matière de la solution.
2. **En déduire** la masse de nitrate de calcium solide à peser.

EXEMPLE DE RÉDACTION

1. L'équation de dissolution du nitrate de calcium tétrahydraté $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ (s) dans l'eau est :



D'après l'équation, la dissolution dans l'eau d'une mole de soluté $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ (s) apporte en solution une mole d'ions Ca^{2+} (aq) et deux moles d'ions NO_3^- (aq), donc :

$$n(\text{NO}_3^- \text{ (aq)}) = 2 \times n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O} \text{ (s)})$$

En divisant l'égalité précédente par le volume V de la solution, on obtient :

$$\frac{n(\text{NO}_3^- \text{ (aq)})}{V} = 2 \times \frac{n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O} \text{ (s)})}{V}$$

donc

$$[\text{NO}_3^-] = 2 c$$

d'où

$$c = \frac{[\text{NO}_3^-]}{2}$$

Application numérique : $c = \frac{2,00 \times 10^{-2}}{2}$ soit $c = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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

Application numérique avec $M_{\text{soluté}} = M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}) = 236,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $V = 500 \times 10^{-3} \text{ L}$:

$$m_{\text{soluté}} = 1,00 \times 10^{-2} \times 500 \times 10^{-3} \times 236,1 \text{ soit } m_{\text{soluté}} = 1,18 \text{ g.}$$

QUELQUES CONSEILS

1. Pour trouver la concentration en quantité de matière c , il faut écrire l'équation de dissolution du nitrate de calcium tétrahydraté $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ (s) dans l'eau, car ses nombres stœchiométriques indiquent les proportions entre la quantité de matière de soluté et celle de chaque ion en solution.

2. Le résultat ne doit pas comporter plus de 3 chiffres significatifs.

EXERCICE SIMILAIRE

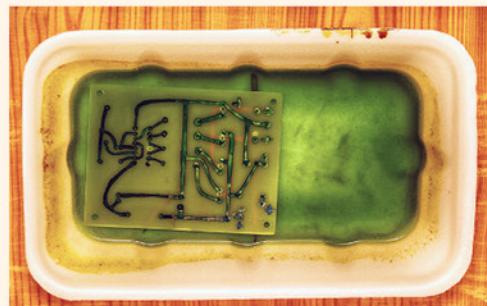
25 Préparation d'une solution de chlorure de fer (III)

En électronique, on utilise une solution de chlorure de fer (III) pour graver les circuits imprimés.

On souhaite préparer une solution aqueuse de chlorure de fer de volume $V = 200 \text{ mL}$ et de concentration en quantité de matière d'ions ferrique $[\text{Fe}^{3+}] = 3,50 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Quelle masse de solide doit-on peser pour préparer cette solution ?

Données : formule du chlorure de fer (III) solide : $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ (s) ; masses molaires : $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Croiser les notions

26 Les forces de van der Waals

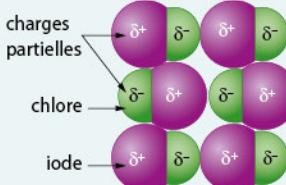
Les solides et les liquides moléculaires doivent leur cohésion à des interactions (ou forces) intermoléculaires attractives. Ces forces de van der Waals, nommées ainsi en l'honneur du physicien néerlandais Johannes van der Waals (1837-1923) qui les mit en évidence, engendrent en quelque sorte une « adhérence » entre les molécules. Comment agissent-elles ?

Les noyaux d'atomes des molécules sont des sites chargés positivement. Ces noyaux sont entourés d'électrons chargés négativement, en nombre tel que la molécule, dans sa globalité, est électriquement neutre. Mais cette situation n'est pas figée. L'ensemble des électrons doit être pensé comme un nuage, ou un brouillard, capable de se déplacer. À un endroit, il peut être épais, provoquant ainsi l'apparition d'une charge partielle négative. Quelques instants plus tard, au même endroit, il peut être diffus, laissant apparaître la charge positive du noyau.

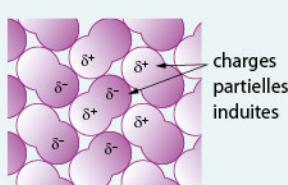
Considérons maintenant deux molécules proches l'une de l'autre. Les charges partielles électriques, issues de la non-homogénéité du nuage électronique, sont capables d'interagir : les parties « négatives » de l'une sont attirées par les parties « positives » de l'autre. Et inversement. L'« adhérence » est ainsi établie.

Les interactions de van der Waals concernent toutes les molécules. Elles sont d'autant plus intenses que les atomes de la molécule contiennent davantage d'électrons, à l'image des atomes de chlore, de soufre ou d'iode. D'autres scientifiques, Willem Hendrik Keesom (1876-1956), Peter Joseph Wilhelm Debye (1884-1966) et Fritz Wolfgang London (1900-1954), ont quant à eux découvert l'origine de ces forces, et leur ont donné leur nom :

- les **forces de Keesom** représentent l'interaction électrostatique attractive entre des dipôles permanents de molécules polaires ;
- les **forces de Debye** représentent l'interaction électrostatique attractive entre un dipôle permanent d'une molécule polaire et un dipôle induit d'une molécule apolaire ;
- les **forces de London** représentent l'interaction électrostatique attractive entre deux dipôles induits au sein de molécules apolaires.



A modèle du solide moléculaire de chlorure d'iode $\text{ICl}(\text{s})$



B modèle du solide moléculaire de diiode $\text{I}_2(\text{s})$

1. a. Parmi les deux solides schématisés ci-dessus, quel est le solide dont la cohésion est assurée par les forces de Keesom ? Justifier.

b. Par quel type de force est assurée la cohésion du second solide ?

2. Pourquoi les molécules apolaires interagissent quand même ?

3. a. À l'aide d'un schéma, expliquer l'interaction qui se crée entre une molécule de diiode I_2 et une molécule d'eau.

b. Quel est le nom de ce type d'interaction ?

4. De quel facteur dépend l'intensité des forces de van der Waals ?

5. La force de van der Waals globale tient compte des trois forces (Keesom, Debye et London).

Elle varie en :

$$\frac{1}{d^7}$$

où d représente la distance entre deux molécules.

a. Par combien est divisée la force si la distance d entre les deux molécules est multipliée par deux ?

b. Est-ce une force de courte portée ou de grande portée ?

27 Formule d'un solide ionique

Compléter le tableau suivant, comportant dans chaque case la formule représentant le solide ionique constitué des anions de la première ligne, associés aux cations de la première colonne :

Anions Cations	Cl^-		CO_3^{2-}
Na^+	NaCl		
Cu^{2+}		$\text{Cu}(\text{SO}_4)$	
		$\text{Zn}(\text{SO}_4)$	
		KCl	
Fe^{3+}			

28 Solubilités

La solubilité d'une espèce chimique, exprimée en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, représente la masse maximale d'une espèce chimique dissoute pour former un litre de solution à température donnée.

Exemples :

- la solubilité à 20°C du chlore de sodium $\text{NaCl}(\text{s})$ dans l'eau est de $360 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$;

- la solubilité à 20°C du chlorure de plomb $\text{PbCl}_2(\text{s})$ dans l'eau est de $9,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.



Tant que la concentration en masse de la solution aqueuse est inférieure à la valeur de la solubilité, la solution est homogène.

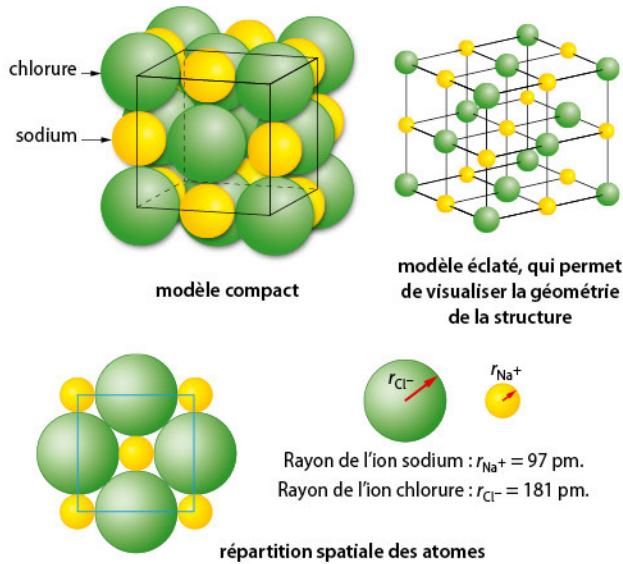
On dit que la solution est saturée lorsque le soluté introduit ne peut plus se dissoudre, la solution obtenue est alors hétérogène.

Données : masses molaires : $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M_{\text{Na}} = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Pb}} = 207,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. a. Pourra-t-on préparer un volume $V = 500 \text{ mL}$ de solution aqueuse homogène en dissolvant 2,56 mol de chlorure de sodium dans l'eau ?
- b. Écrire l'équation de dissolution du chlorure de sodium $\text{NaCl}(\text{s})$ dans l'eau.
- c. Quelle sera la concentration en quantité de matière des ions sodium $[\text{Na}^+]$ et des ions chlorure $[\text{Cl}^-]$ dans la solution ?
2. On désire dissoudre $3,59 \times 10^{-2}$ mol de chlorure de plomb $\text{PbCl}_2(\text{s})$ dans de l'eau afin d'obtenir un volume $V = 500 \text{ mL}$ de solution.
 - a. La solution sera-t-elle homogène ou hétérogène ?
 - b. Écrire l'équation de dissolution du chlorure de plomb $\text{PbCl}_2(\text{s})$ dans l'eau.
 - c. Quelle sera la concentration en quantité de matière des ions plomb $[\text{Pb}^{2+}]$ et des ions chlorure $[\text{Cl}^-]$ dans la solution ?
 - d. Quelle masse de chlorure de plomb $\text{PbCl}_2(\text{s})$ ne sera pas dissoute ?

29 Chlorure de sodium DÉMARCHES DIFFÉRENCIÉES

Le chlorure de sodium est un solide ionique constitué d'un empilement régulier d'ions chlorure Cl^- et d'ions sodium Na^+ .



L'intensité de l'interaction électrostatique entre deux corps A et B portant respectivement les charges q_A et q_B séparés d'une distance d est donnée par la loi de Coulomb :

$$\text{interaction (en N)} = F_{A/B} = F_{B/A} = k \times \frac{|q_A| \times |q_B|}{d^2}$$

charges électriques (en C)

distance (en m)

k est appelée la constante de la loi de Coulomb.
 Cette constante dépend du milieu :

- $k(\text{air et vide}) = 9,0 \times 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$;
- $k(\text{eau}) = 1,1 \times 10^8 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$.

La charge de l'ion sodium Na^+ est $q_{\text{Na}^+} = +1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
 La charge de l'ion chlorure Cl^- est $q_{\text{Cl}^-} = -1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

DÉMARCHE AVANCÉE

1. a. Calculer $F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$, l'intensité de l'interaction électrostatique entre un ion Na^+ et un ion Cl^- , et $F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$, l'intensité de l'interaction électrostatique entre deux ions Na^+ .
- b. Comment expliquer la cohésion du chlorure de sodium solide ?
2. a. Montrer que, si l'on plonge le chlorure de sodium dans l'eau, l'intensité des interactions électrostatiques est divisée environ par 80.
- b. Quelle en est la conséquence ?

DÉMARCHE ÉLÉMENTAIRE

1. a. Calculer $d_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$, la distance entre le centre d'un ion Na^+ et le centre d'un ion Cl^- .
- b. En déduire $F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$, l'intensité de l'interaction électrostatique entre un ion Na^+ et un ion Cl^- .
- c. Cette interaction est-elle attractive ou répulsive ?
2. a. Calculer $d_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$, la distance entre le centre de deux ions Na^+ voisins.
- b. En déduire $F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}$, l'intensité de l'interaction électrostatique entre deux ions Na^+ .
- c. Cette interaction est-elle attractive ou répulsive ?
3. a. Calculer le quotient $\frac{F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}}{F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+}}$.
- b. Comment expliquer la cohésion du chlorure de sodium solide ?
4. On place le solide dans l'eau.
 - a. Calculer $F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}$, l'intensité de l'interaction électrostatique entre un ion Na^+ et un ion Cl^- .
 - b. Calculer le quotient $\frac{F(\text{air})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}}{F(\text{eau})_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-}}$.
 - c. Compléter la phrase suivante : « Dans l'eau, l'intensité des interactions électrostatiques est divisée par ... »
 - d. En déduire la raison pour laquelle le chlorure de sodium est très soluble dans l'eau.

30 Pierres aux reins

L'oxalate de calcium $\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$ est un solide ionique qui peut se former dans les urines et produire des calculs rénaux, parfois appelés « pierres aux reins ».

Une personne souffre d'un calcul rénal, dont la masse est de 0,545 g. La dissociation de ce solide ionique dans l'eau libère des ions calcium Ca^{2+} et des ions oxalate.

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

Données : masses molaires : $M_{\text{Ca}} = 40,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Quelle est la formule brute de l'ion oxalate ?
2. Écrire l'équation de dissolution de l'oxalate de calcium dans l'eau.
3. Calculer la quantité de matière d'oxalate de calcium présente dans le calcul.
4. Quel volume d'eau devrait absorber le malade pour dissoudre entièrement ce calcul ?

31 Solubility of alcohols

Name	Formula	Solubility in water (g · L ⁻¹)
methanol	H ₃ C—OH	total
ethanol	H ₃ C—CH ₂ —OH	total
propan-1-ol	H ₃ C—CH ₂ —CH ₂ —OH	total
butan-1-ol	H ₃ C—CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —OH	80
pentan-1-ol	H ₃ C—CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —OH	22
hexan-1-ol	H ₃ C—CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —OH	7

How can you explain the evolution of the water solubility of the alcohol family?

32 Tensioactifs

La majorité des détergents ou des cosmétiques utilisés au quotidien contiennent des tensioactifs. Le dodécylsulfate de sodium (SDS) est l'un des plus utilisés.

Les tensioactifs ont une structure dite « **amphiphile** » : ils possèdent un groupe caractéristique hydrophile et une longue chaîne carbonée hydrophobe.

Les tensioactifs forment alors un film continu à la surface de l'eau : les têtes hydrophiles plongent dans l'eau, et les chaînes carbonées se dressent hors de l'eau, serrées les unes contre les autres.

Mais que se passe-t-il lorsque cette couche est saturée ? Les molécules s'associent alors pour former des **micelles** : les chaînes carbonées se regroupent, entourées des têtes hydrophiles en contact avec l'eau.

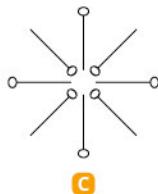
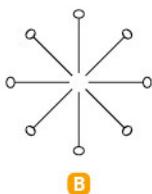
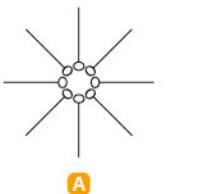
1. Une représentation très schématique de l'ion dodécylsulfate est donnée ci-après :



Reproduire cette représentation. Indiquer les parties hydrophile et hydrophobe de cet ion, et la manière dont ce schéma rend compte de la structure de l'ion.

2. Sous forme d'un schéma, représenter la manière dont les tensioactifs se placent à la surface de l'eau.

3. L'un des trois schémas ci-dessous correspond à celui d'une micelle de SDS dans l'eau :



Lequel ? Justifier.

4. En moyenne, la masse molaire des micelles de SDS dans l'eau est égale à 17 kg · mol⁻¹. Le nombre d'ions dodécylsulfate présents dans la micelle représentée ci-dessus correspond-il à la réalité ? Justifier par un calcul.

5. L'apparition de micelles se produit au-delà d'une certaine concentration en masse en tensioactif, appelée « concentration micellaire critique » (CMC), exprimée en g · L⁻¹. Pour le SDS, la CMC est égale à 1,9 g · L⁻¹.

On verse 0,30 g de SDS dans 200 mL d'eau distillée. La solution obtenue comporte-t-elle des micelles ? Expliquer la démarche suivie.

Données : formule brute du SDS : C₁₂H₂₅SO₄Na ; masse molaire du SDS : M = 288 g · mol⁻¹ ; espèce tensioactive du SDS : ion dodécylsulfate C₁₂H₂₅OSO₃⁻.

À L'ORAL

33 Quand le savon chasse le poivre

Préparer un exposé oral permettant d'expliquer la vidéo suivante :



Au cours de cet exposé de quelques minutes, penser à utiliser les mots clés suivants :

- ion carboxylate ;
- espèce chimique amphiphile ;
- hydrophile et lipophile/hydrophobe ;
- organisation des ions carboxylate ;
- interface air/eau.

Ce court exposé devra pouvoir être réalisé sans note écrite, mais un tableau sera mis à disposition pour l'illustrer avec des schémas.

34 RETOUR SUR LA PAGE D'OUVERTURE

Lorsque l'on introduit quelques paillettes de permanganate de potassium solide KMnO₄(s) dans l'eau, on observe sa dissolution.

Préparer un exposé permettant d'expliquer la capacité d'un composé solide à se dissoudre dans un solvant et pas dans un autre.



Acquérir des compétences

35 Fabrication de la mayonnaise ANALYSE ET SYNTHÈSE DE DOCUMENTS

APP Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique étudiée

La mayonnaise est une émulsion stable contenant un corps gras et de l'eau.

DOC 1 Recette de la mayonnaise



- Dans un bol, mettre une cuillère à café de moutarde et un jaune d'oeuf.
- Assaisonner de sel et de poivre.
- Mélanger en effectuant un mouvement de rotation afin de mélanger la moutarde au jaune d'oeuf.
- Tout en fouettant énergiquement, ajouter un verre d'huile petit à petit pour qu'elle s'incorpore à la moutarde et au jaune d'oeuf. La mayonnaise prend progressivement.
- Continuer jusqu'à ce que toute l'huile soit incorporée.

DOC 3 La lécithine

La lécithine est une espèce chimique tensioactive, c'est-à-dire une espèce chimique amphiphile qui joue le rôle d'émulsifiant ou de « stabilisateur d'émulsion ».

La lécithine est présente, entre autres, dans le jaune d'oeuf et le germe de soja.

ANALYSE

- Dans le document 2, Hervé This décrit la formation d'une émulsion. Est-ce une émulsion stable ou instable ? Justifier.
- Pourquoi l'eau et l'huile ne se mélangent-elles pas ?
- Pourquoi la mayonnaise est-elle une émulsion stable ?
- Quelle espèce chimique joue le rôle de « stabilisateur d'émulsion » dans la mayonnaise ?
- Représenter de façon schématique cette espèce chimique.
- Pourquoi joue-t-elle le rôle d'émulsifiant ? Justifier la réponse à l'aide d'un schéma.

SYNTHÈSE

Expliquer le principe de la formation de la mayonnaise.

36 Mélange TÂCHE COMPLEXE

AN/RAI Construire les étapes d'une résolution de problème

On mélange un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de chlorure de sodium, de concentration en masse $c_1 = 0,60 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, et un volume $V_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ L}$ d'une solution de chlorure de calcium, de concentration en masse $c_2 = 1,4 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données : $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Na}} = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Ca}} = 40,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

DOC 2 Huile et eau

Vous prenez un bol où vous versez de l'huile, puis de l'eau : deux phases se séparent, l'eau, plus lourde, en dessous, et l'huile, plus légère, au-dessus. Vous fouetez : quelques gouttes d'eau entrent dans l'huile, quelques gouttes d'eau vont dans l'huile, mais dès que l'agitation cesse, les gouttes d'huile remontent et les gouttes d'eau redescendent. Les deux phases se séparent à nouveau.

Par quel miracle l'eau du jaune d'œuf (environ la moitié du jaune) et l'huile restent-elles mélangées dans la mayonnaise ? Le secret de la préparation est dans le jaune de l'œuf [...].

Hervé This, *Les Secrets de la casserole*, éditions Belin, 1993

DOC 4 Émulsions

Une émulsion est une dispersion, sous forme de gouttelettes, de deux liquides non miscibles entre eux. On l'obtient en général en agitant les deux phases non miscibles.

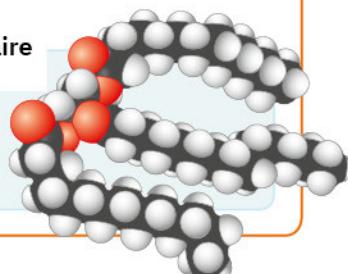
Une émulsion est **instable** si les deux liquides non miscibles se séparent quelques instants après l'agitation.

Une émulsion est **stable** si les deux liquides ne se séparent pas, c'est-à-dire si un des liquides reste dispersé sous forme de gouttelettes dans l'autre.

Pour former une émulsion stable, les deux phases, une fois mélangées, ne doivent pas se séparer.

DOC 5 Modèle moléculaire d'un triglycéride

Un triglycéride est une molécule présente dans l'huile.



LE PROBLÈME À RÉSOUVRE

Déterminer la concentration $[\text{Cl}^-]$ en quantité de matière des ions chlorure de la solution obtenue.

37 Le bleuisissement des hortensias

DÉMARCHES DIFFÉRENCIÉES

RÉA Raisonner et effectuer des calculs

Les hortensias roses peuvent devenir bleus dans une terre plutôt acide et riche en ions aluminium Al^{3+} . Un arrosage régulier avec une solution aqueuse de sulfate d'aluminium enrichit la terre en ions aluminium.



Le sulfate d'aluminium est un solide ionique de formule $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (s). On le trouve dans le commerce sous forme de cristaux blancs.

On désire préparer une solution aqueuse de sulfate d'aluminium de volume $V = 5,0 \text{ L}$ et de concentration en quantité de matière en ions Al^{3+} (aq) égale à $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

DÉMARCHE EXPERTE

Quelle masse de sulfate d'aluminium faut-il peser ?

DÉMARCHE AVANCÉE

- Écrire l'équation de dissolution du sulfate d'aluminium solide $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (s) dans l'eau.
- En déduire c_s , la concentration en quantité de matière de soluté de la solution.
- Calculer la quantité de matière de sulfate d'aluminium nécessaire pour préparer la solution.
- En déduire la masse de sulfate d'aluminium à peser.

38 Séparation DÉMARCHE EXPÉIMENTALE

ECE

AN/RAI Élaborer et justifier un protocole

À l'issue d'une expérience, on récupère une solution aqueuse S **A**. Elle résulte d'un mélange d'une solution bleue de sulfate de cuivre **B** et d'une solution rouge de rouge de méthyle **C**.

Ces deux espèces chimiques ne sont pas destinées au même laboratoire de retraitement des déchets chimiques, on souhaite donc les séparer.

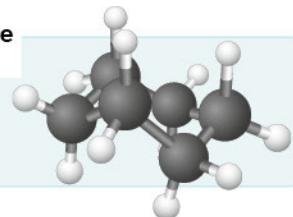
Le sulfate de cuivre est un solide ionique de formule CuSO_4 (s). Le rouge de méthyle est un solide moléculaire de formule brute $\text{C}_{15}\text{H}_{15}\text{N}_3\text{O}_2$ (s). Sa molécule est peu polaire.



1. Rédiger un protocole détaillé contenant texte et schémas pour obtenir deux autres solutions à partir de la solution S :

- l'une ne contenant quasiment que du sulfate de cuivre ;
- l'autre ne contenant quasiment que du rouge de méthyle.

2. Expliquer pourquoi le sulfate de cuivre est très soluble dans l'eau et insoluble dans le cyclohexane, et pourquoi le rouge de méthyle est très soluble dans le cyclohexane et très faiblement soluble dans l'eau.

DOC 1 Modèle moléculaire du cyclohexane**DOC 2** Quelques données

	solution S	eau	éthanol	cyclohexane
Massé volumique (g · mL ⁻¹)	1,02	1,00	0,78	0,79
Pictogramme de sécurité				

	Miscibilité dans		
	l'eau	l'éthanol	le cyclohexane
eau	-	très grande	nulle
éthanol	très grande	-	très grande
cyclohexane	nulle	très grande	-

	Solubilité à 20 °C dans		
	l'eau	l'éthanol	le cyclohexane
sulfate de cuivre (II)	très grand	faible	nulle
rouge de méthyle	faible	grande	grande

Élément	H	C	O
Électronégativité	2,2	2,6	3,4

DES PISTES POUR L'ORAL TERMINAL

Un projet sur la pollution de l'eau permet de réinvestir des notions diverses de chimie (solubilité, miscibilité, amphiphilie, etc.), mais aussi des sciences de la vie et de la Terre.

UNE SITUATION À L'ORIGINE DE MON PROJET

En Saône-et-Loire, de la mousse s'est accumulée plusieurs hivers de suite dans un des bras du canal du Centre. En 2015, l'Office national de l'eau et des milieux aquatiques (Onema) a considéré que cette présence de mousse n'était pas forcément causée par de la pollution.

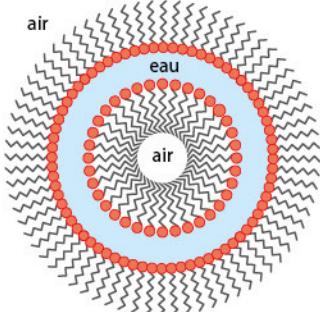


DES DOCUMENTS POUR M'AIDER À L'ORIENTER

La formation de bulles de savon

Dans une bulle de savon, on trouve une double couche d'espèces chimiques amphiphiles.

Les parties hydrophiles interagissent avec l'eau, constituant le film de la bulle, tandis que les parties lipophiles se retrouvent dans l'air à l'intérieur ou à l'extérieur de la bulle.



Quelques faits et chiffres

- Dans le monde, plus de 80 % des eaux usées résultant des activités humaines sont déversées dans les rivières ou la mer sans avoir été dépolluées ou réutilisées (article de Sato et al., 2013).
- Dans le monde, 3,1 % des décès sont expliqués par une mauvaise qualité de l'eau de l'assainissement et de l'hygiène (chiffres OMS).
- En France, la consommation d'eau potable s'élève à 150 litres par jour et par personne, soit trois fois plus qu'il y a trente ans.

DES PISTES DE RECHERCHE À EXPLORER

Quel est le rôle des centrales d'épuration et des usines de potabilisation ? Peuvent-elles éliminer tous les types de pollutions ?

Quels gestes quotidiens permettent de limiter la pollution de l'eau ?

Les différentes sources de pollutions

Projet sur la pollution de l'eau

L'Homme est-il toujours responsable de la pollution ?

Quelles sont les lois et la réglementation sur l'eau et l'assainissement ?

Le vocabulaire scientifique à utiliser

- soluble
- hydrophobe

- concentration
- hydrophile

- miscible
- amphiphile