

Chapitre 13 Dissolution et solvatation

Manuel pages 218 à 235

Choix pédagogiques. Ce chapitre suit immédiatement celui sur les solides ioniques et moléculaires et sur les interactions assurant leur cohésion.

Le point de départ de la progression choisie est un classement expérimental des solvants (solvants polaires et solvants apolaires). Une interprétation microscopique, à l'aide des notions de polarité et d'électronégativité, permet ensuite de prévoir la polarité ou l'apolarité d'un solvant : c'est une problématique courante du chimiste, constamment confronté au problème du choix du solvant pour les espèces qu'il étudie ou synthétise. La préparation de solutions ayant déjà été traitée en classe de seconde, c'est un aspect nouveau pour les élèves, et spécifique aux solutions ioniques, qui sera mis en valeur dans ce chapitre : on ne s'intéresse plus seulement à la masse ou à la quantité de matière de solide ionique qui a été dissous par litre de solution, mais à la concentration de chaque ion dans la solution, en s'appuyant sur la conservation de la matière lors d'une dissolution, à l'aide d'un tableau d'évolution.

Pages d'ouverture de chapitre

Jardin chimique créé dans une solution de silicate de sodium

On peut dans un premier temps suggérer que les cristaux introduits ne se dissolvent pas dans la solution : dans le jardin chimique, on voit toujours des solides colorés. Cependant, la forme de ces solides montre bien qu'il ne s'agit pas d'un simple dépôt de solides ioniques suite à leur introduction dans la solution ; il s'est donc produit une ou plusieurs transformation(s) chimique(s).

On peut ensuite susciter une réflexion sur l'aspect microscopique du phénomène de dissolution d'un solide ionique dans l'eau. Les élèves savent que les solides ioniques sont un empilement de cations et d'anions, dont la cohésion est due aux interactions coulombiennes entre cations et anions. Lorsque du sulfate de cuivre solide (ou du sulfate de nickel solide) est introduit dans de l'eau, les molécules d'eau à proximité du cristal affaiblissent les interactions entre les ions au sein du cristal : il existe donc des interactions entre les molécules d'eau et les ions du cristal, et ces interactions sont à l'origine de la dissolution du solide ionique dans l'eau (ou une solution aqueuse). Pour illustrer cette étape, on pourra réaliser devant les élèves la dissolution de cristaux de sulfate de cuivre ou de sulfate de nickel dans de l'eau.

Cependant, dans le cas du jardin chimique, les solides ioniques ne sont pas introduits dans l'eau, mais dans une solution aqueuse de silicate de sodium. La photographie montre bien qu'il ne s'agit pas d'une simple dissolution de solides ioniques dans l'eau : on n'obtient pas une solution colorée (bleue ou verte) ; des tiges colorées solides se forment. Si le sulfate de cuivre (et le sulfate de nickel) se dissolvent dans un premier temps dans la solution aqueuse de silicate de sodium, il se produit ensuite une transformation chimique.

Suite à cette conclusion, les élèves peuvent être guidés, et en déduire que les ions cuivre (II) et les ions nickel (II) précipitent avec des ions de la solution de silicate de la solution initiale pour former les tiges colorées.

Pour aller plus loin, il est aussi possible d'évoquer le phénomène de croissance des tiges colorées vers le haut au fur et à mesure de la formation du jardin chimique. Les précipités formés sont sous forme de membranes délimitant des cellules ; l'intérieur de ces cellules est plus concentré en ions (entre autres Cu^{2+}) que l'extérieur. Cette différence de concentration fait entrer de l'eau dans les cellules (c'est le phénomène d'osmose) : la membrane de la cellule se casse, et se reforme juste à côté, et ainsi de suite.

Pinceaux pour peinture à l'huile et pinceaux pour aquarelle

L'objectif est ici, à partir d'une situation concrète, de rappeler le rôle d'un solvant et les critères de son choix.

Le choix du solvant pour nettoyer les pinceaux dépend de la composition de la peinture utilisée. L'aquarelle, constituée de pigments et de gomme arabique, utilise – comme son nom l'indique – l'eau comme solvant, la gomme arabique y étant très soluble ; cette peinture est souvent très diluée, pour obtenir les effets de transparence souhaités. Une peinture à l'huile est une combinaison d'huile (de lin) et de pigments, plus ou moins diluée par un solvant organique (comme l'éther de pétrole, l'essence de térébenthine, le white spirit).

Le solvant choisi pour nettoyer un pinceau est le même que celui utilisé pour diluer plus ou moins la peinture lors de son application : l'eau pour l'aquarelle, un solvant organique pour la peinture à l'huile.

La question posée amène à réfléchir sur les propriétés d'un solvant adapté à une situation donnée : on cherche un solvant dans lequel les principaux composants de l'aquarelle sont solubles, ou un solvant dans lequel ceux de la peinture à l'huile sont solubles. Les élèves peuvent alors comprendre que, dans l'industrie de la peinture par exemple, il est utile de pouvoir prévoir la solubilité de telle espèce chimique dans tel solvant.

Préparation d'une mayonnaise

La recette et la photographie incitent tout d'abord à réfléchir sur la composition et la structure de la mayonnaise, qu'on appelle une émulsion.

Pour tenter de répondre à la question, les élèves peuvent se demander quel serait le résultat si l'on omettait le jaune d'œuf (et sa lécithine) dans la recette de la mayonnaise : la réponse peut être donnée par une brève expérience en classe, ou par l'expérience personnelle de la vie quotidienne des élèves. Si l'on agite vigoureusement un mélange d'huile, de sel, de poivre et de moutarde, on obtient bien une émulsion : on n'observe pas deux phases (aqueuse et huileuse) bien distinctes, mais de très fines gouttelettes (éventuellement tellement fines qu'on ne les voit plus à l'œil nu) de l'une dans l'autre. Mais la phase aqueuse – due à l'eau présente dans la moutarde – et la phase huileuse se séparent assez rapidement (en quelques minutes ou au plus quelques heures), alors que la mayonnaise garde son aspect d'émulsion : la lécithine du jaune d'œuf permet donc de former une émulsion beaucoup plus stable. Si la lécithine permet d'émulsionner l'eau et l'huile, c'est-à-dire d'obtenir de manière stable de fines gouttelettes de l'un des deux solvants dans l'autre, c'est que sa structure lui donne des propriétés particulières à la fois vis-à-vis de l'eau et de l'huile : l'élève peut alors imaginer que la lécithine est sans doute constituée de deux parties aux propriétés bien différentes.

Découvrir et réfléchir

Activité expérimentale 1 : Un classement pour les solvants

Commentaires. Cette première activité s'appuie dans un premier temps sur l'observation de photographies d'une expérience de dissolution ; une démarche d'investigation conduit ensuite les élèves à proposer un classement expérimental des solvants : les solvants dits polaires dissolvent bien les solides ioniques et certains solides moléculaires (polaires), et les solvants dits apolaires dissolvent bien des solides moléculaires comme le diiode. Cette activité donne aussi aux élèves l'occasion de faire une synthèse de leurs (nombreuses) observations expérimentales pour les exposer oralement à l'ensemble de la classe.

Remarques : l'activité telle qu'elle est proposée ici ne permet pas d'établir une échelle de polarité des solvants, qui seront considérés soit comme polaires, soit comme apolaires. La photographie d'expérience montre que le diiode est soluble dans l'acétate d'éthyle et le dichlorométhane : on en déduit, à la question 1. c, que ces deux solvants sont apolaires, alors que ces solvants sont en fait *faiblement polaires*. De plus, pour éviter d'éventuelles difficultés d'interprétation, nous avons choisi des solvants et des solides différents dans les deux parties (observation d'une photographie d'expérience et démarche d'investigation). En effet, le diiode (solide moléculaire apolaire) est en fait aussi soluble dans l'éthanol (solvant classé comme polaire dans la démarche d'investigation) : la polarité n'est en fait pas la seule propriété à prendre en compte pour interpréter la solubilité d'une espèce dans un solvant.

Réponses

1. Observer une photo d'expérience

a. Le diiode est très soluble dans le dichlorométhane et l'acétate d'éthyle, et insoluble (ou peu soluble) dans l'eau. En effet, le changement de couleur du dichlorométhane et de l'acétate d'éthyle dans l'éprouvette située à droite de la photographie indique qu'une espèce s'est dissoute dans ces solvants : le diiode. La phase aqueuse est restée incolore : le diiode ne s'y est donc pas dissous (sinon la phase aqueuse prendrait une coloration jaune pâle).

b. Seule la phase aqueuse change de couleur en présence de sulfate de cuivre : ce solide ionique est donc soluble dans l'eau, mais pas dans le dichlorométhane et l'acétate d'éthyle. On pourrait néanmoins imaginer que le sulfate de cuivre soit soluble et incolore dans le dichlorométhane comme dans l'acétate d'éthyle : on pourrait alors éventuellement proposer une expérience complémentaire, pour vérifier que le sulfate de cuivre ne se dissout ni dans le dichlorométhane ni dans l'acétate d'éthyle.

c. L'eau dissout bien le sulfate de cuivre, solide ionique : c'est donc certainement un solvant polaire – qui dissout bien un solide ionique mais pas le diiode. Le diiode est soluble dans le dichlorométhane et l'acétate d'éthyle, qui sont donc vraisemblablement des solvants apolaires – qui dissolvent bien le diiode mais pas les solides ioniques.

Démarche d'investigation

Cette démarche d'investigation utilise les raisonnements de la première partie de l'activité (observation d'une photographie d'expérience). Un solvant dans lequel un solide ionique est soluble est un solvant polaire. Pour savoir si un solvant est polaire, il suffit de vérifier expérimentalement qu'un (ou plusieurs) solide(s) ionique(s) s'y dissout (dissolvent) bien. Pour cela, les élèves doivent penser à travailler sur de petites quantités : on verse un ou deux millilitre(s) de solvant dans un tube à essais à l'aide d'une pipette jetable, avant d'y introduire une pointe de spatule de solide (ou inversement).

On peut alors classer les solvants comme polaires (s'ils dissolvent les solides ioniques) ou apolaires (s'ils ne dissolvent pas les solides ioniques).

Dans le matériel proposé, les élèves remarquent que des solides moléculaires sont aussi disponibles. Dans la première partie de l'activité, un solide moléculaire, le diiode, était aussi mis en jeu : il est soluble dans les solvants dits apolaires. Pour classer ces solides moléculaires (la paraffine, le rouge soudan (III) et le glucose), on cherche à savoir s'ils sont solubles dans des solvants apolaires ou polaires. S'ils sont solubles dans des solvants apolaires, ils se comportent comme le diiode ; sinon, ce sont des espèces moléculaires qui ont des propriétés différentes, puisqu'elles sont solubles dans des solvants polaires.

Le matériel, les solides et les solutions disponibles permettent donc à la fois de proposer un classement pour les solvants et pour les solides proposés.

Assez rapidement, les élèves doivent se rendre compte que pour être menée à bien, cette activité nécessite de l'organisation. Ils doivent réfléchir à une stratégie pour éviter de perdre du temps et de mélanger les diverses observations. Une possibilité est de préparer cinq tubes à essais sur un portoir ; dans chaque tube, on introduit l'un des solvants : dans le premier, l'eau, dans le deuxième, l'éthanol, dans le troisième, l'acétone, dans le quatrième, le cyclohexane, et dans le dernier, l'éther de pétrole. Le solide testé est alors introduit dans chaque tube. Pour chaque solide, on préparera les cinq tubes de solvants de la même façon.

Avant de commencer, il peut aussi être judicieux de préparer un tableau dans lequel seront récapitulées les observations.

Au-delà de la question posée, les élèves peuvent se demander si les solvants proposés sont miscibles entre eux, et ils peuvent répondre à cette nouvelle question en mettant en œuvre des manipulations. Ils découvriront alors que trois solvants – l'eau, l'acétone, l'éthanol – sont miscibles entre eux mais non miscibles avec les deux autres (le cyclohexane et l'éther de pétrole). De même, le cyclohexane et l'éther de pétrole sont miscibles entre eux mais non miscibles avec les trois autres solvants proposés. Ainsi, pour « économiser » des tubes à essais, les élèves pourront introduire deux solvants non miscibles dans un même tube pour tester la solubilité d'un solide ionique dans ces deux solvants.

2. Formuler des hypothèses

Pour savoir si un solide est soluble ou non dans chacun des solvants proposés, il suffit de verser un ou deux millilitres de solvant dans un tube à essais, avant d'y introduire une pointe de spatule du solide choisi. Après avoir bouché et agité le tube à essais, on observe son contenu : si la totalité du solide introduit se dépose au fond du tube et si le solvant reste

incolore, le solide étudié peut être considéré comme non soluble dans ce solvant. Dans le cas contraire, le solide étudié est considéré comme soluble dans le solvant.

Une fois que l'on sait si les solides ioniques proposés sont solubles ou non dans les différents solvants, on peut classer les solvants comme polaires (s'ils dissolvent les solides ioniques) ou apolaires (s'ils ne dissolvent pas les solides ioniques).

3. Expérimenter pour conclure

Les résultats expérimentaux peuvent être récapitulés dans un tableau.

Un « + » indique ici que le solide étudié est soluble dans le solvant choisi, un « - » qu'il n'y est pas soluble.

Solvant Solide	eau	éthanol	acétone	cyclohexane	éther de pétrole
permanganate de potassium	+	+	+	-	-
chlorure de cobalt	+	+	+	-	-
rouge soudan (III)	-	-	-	+	+
paraffine	-	-	-	+	+
glucose	+	-	-	-	-

Les deux solides ioniques utilisés (permanganate de potassium et chlorure de cobalt) sont solubles dans l'eau, l'éthanol et l'acétone : ces trois solvants sont donc polaires (en effet, d'après le 1. c, les solides ioniques sont solubles dans les solvants polaires).

Les solides ioniques utilisés ne sont pas solubles dans le cyclohexane et l'éther de pétrole. Ces deux solvants sont vraisemblablement apolaires.

Si la miscibilité des différents solvants a aussi été testée, les résultats confirment ce classement des solvants : les trois solvants miscibles entre eux – l'eau, l'éthanol, l'acétone – ont vraisemblablement des propriétés communes ; ils sont polaires, et non miscibles avec les deux autres solvants, apolaires, le cyclohexane et l'éther de pétrole. Ces deux solvants apolaires sont aussi miscibles entre eux.

Le cyclohexane et l'éther de pétrole solubilisent en revanche deux solides moléculaires, le rouge soudan (III) et la paraffine : ces deux solides moléculaires se comportent donc comme le diiode (vu dans la première partie de l'activité), ce sont des solides moléculaires solubles dans des solvants apolaires. De même que le diiode, le rouge soudan (III) et la paraffine ne sont pas solubles dans des solvants polaires (comme l'eau, l'éthanol et l'acétone).

Le glucose, qui est aussi un solide moléculaire, n'est, lui, pas soluble dans le cyclohexane et l'éther de pétrole, et il est soluble dans l'eau. Il n'a donc pas les mêmes propriétés que la paraffine et le rouge soudan (III). Mais il ne se dissout ni dans l'éthanol ni dans l'acétone. La polarité du solvant n'est donc pas suffisante pour comparer le comportement du glucose dans l'eau, l'éthanol et l'acétone. On peut aussi déduire de cette expérience que l'eau a des propriétés que ni l'éthanol, ni l'acétone n'ont. L'eau est polaire, mais pas seulement !

CONCLUSION

Trois types de solides ioniques ont été mis en évidence : les solides ioniques, les solides moléculaires comme le rouge soudan (III) et la paraffine (solubles dans des solvants apolaires), et les solides moléculaires comme le glucose (soluble dans l'eau et non soluble dans des solvants apolaires).

Trois types de solvants ont aussi été mis en évidence : l'eau (solvant polaire et qui a aussi d'autres propriétés), les solvants polaires (éthanol, acétone) et les solvants apolaires (éther de pétrole, cyclohexane).

Les élèves peuvent penser à qualifier de polaires les solides moléculaires solubles dans les solvants polaires, et d'apolaires les solides moléculaires solubles dans les solvants apolaires.

Remarque : la paraffine peut être obtenue en râpant une bougie (composée majoritairement de paraffine).

Activité documentaire 2 : L'eau de plus près : un solvant polaire

Commentaire. Après l'approche expérimentale de la première activité, la deuxième activité propose d'interpréter, au niveau microscopique, la polarité d'un solvant très utilisé et aux propriétés remarquables : l'eau.

Réponses

1. Analyser des documents

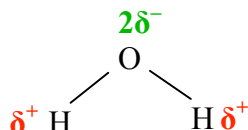
- a.** La molécule d'eau a une géométrie coudée (cf. document 4), les deux atomes d'hydrogène et l'atome d'oxygène ne sont pas alignés. L'angle $\widehat{\text{HOH}}$ est de $104,45^\circ$.
- b.** D'après le texte, les espèces moléculaires qualifiées de « polaires » peuvent être repoussées ou attirées par des charges électriques. C'est ce qui est observé dans l'expérience du filet d'eau réalisée dans le chapitre précédent : un filet d'eau est dévié (attiré) par un objet chargé électriquement (par frottement). Cette déviation est une manifestation macroscopique de la polarité de l'eau. La solubilité des espèces polaires dans certains solvants et les valeurs relativement élevées de leurs températures de fusion et d'ébullition sont d'autres conséquences, à l'échelle macroscopique, de la polarité de telles espèces. La capacité à dissoudre les solides ioniques peut aussi être interprétée comme une conséquence de la polarité des solvants polaires, dont l'eau (cf. activité 1).

2. Interpréter

- a.** La structure électronique de l'atome d'oxygène est : $(\text{K})^2(\text{L})^6$. L'atome d'oxygène a tendance à gagner deux électrons pour satisfaire la règle de l'octet.
- b.** L'atome d'hydrogène peut perdre un électron et former l'ion H^+ . Il lui est en revanche difficile de gagner un électron pour former l'anion H^- , à cause des répulsions électrostatiques entre les deux électrons, qui seraient alors proches l'un de l'autre, autour du noyau.

3. Conclure

- a.** D'après le texte du document 3, l'électronégativité est « un paramètre mesurant la capacité d'un atome à attirer à lui les électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé : plus un atome est avide d'électrons, plus il est électronégatif ». Or, l'atome d'oxygène cherche à gagner des électrons (pour satisfaire la règle de l'octet), tandis que l'atome d'hydrogène est capable d'en perdre un pour former l'ion H^+ : l'atome d'oxygène est donc sans doute plus électronégatif que l'atome d'hydrogène.
- b.** Le doublet liant entre un atome d'oxygène et un atome d'hydrogène est plus attiré par l'atome d'oxygène (plus électronégatif) : il n'est donc pas partagé équitablement entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène, et la liaison O–H est donc polaire.
- c.** Les électrons des liaisons O–H de la molécule d'eau sont plus attirés par l'atome d'oxygène que par les atomes d'hydrogène : tout se passe comme si la molécule d'eau se chargeait partiellement négativement du côté de l'atome d'oxygène, et partiellement positivement du côté des atomes d'hydrogène, ce que l'on peut traduire par le schéma ci-dessous.



Activité expérimentale 3 : Mise en solution d'un solide ionique

Commentaires. Cette activité met en évidence la formation d'ions en solution lors de la dissolution d'un solide ionique, et en fait déduire l'écriture de l'équation associée à la réaction de dissolution de solides ioniques.

Réponses

1. Observer

Quand du chlorure de sodium est dissous dans l'eau de l'électrolyseur, la lampe s'allume : la solution obtenue par dissolution du chlorure de sodium dans l'eau conduit donc le courant électrique.

2. Interpréter

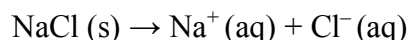
a. Ce sont les ions qui sont responsables du caractère conducteur d'une solution. La solution obtenue par dissolution du chlorure de sodium contient donc des ions. De plus, le test 1 a mis en évidence la présence d'ions Na^+ dans la solution, et le test 2 a mis en évidence la présence d'ions Cl^- (puisque'il se forme un précipité blanc qui noircit à la lumière quand on introduit une solution de nitrate d'argent dans la solution obtenue par dissolution du chlorure de sodium).

b. La formule du chlorure de sodium solide est NaCl (s) ; ce cristal ionique contient des ions sodium Na^+ et des ions chlorure Cl^- .

c. Lorsque du chlorure de sodium solide est introduit dans l'eau, ses ions sodium Na^+ et ses ions chlorure Cl^- sont dispersés au sein de la solution.

3. Conclure

a. L'équation traduisant la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau peut s'écrire :



(En utilisant la notation « (aq) » vue en classe de Seconde pour les espèces dissoutes en solution aqueuse.)

b. $\text{CuCl}_2, 2 \text{H}_2\text{O (s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Cl}^- (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$.

Attention à bien respecter les lois de conservation de l'élément et de la charge pour l'écriture de cette équation.

Activité expérimentale 4 : Préparation d'une solution de bleu patenté V

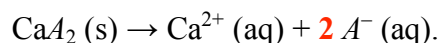
Commentaires. Cette quatrième activité propose de préparer une solution ionique de concentration connue en anion : cet anion étant un colorant (le bleu patenté V), la spectrophotométrie permet de contrôler la concentration en anion dans la solution préparée. Si la concentration déduite de la mesure d'absorbance n'est pas conforme à la concentration attendue, l'élève est incité à porter un regard critique sur son travail : un écart relatif trop grand ne peut être imputé à des imprécisions de mesure (de volume, ou de masse) lors des manipulations ; il faut alors se pencher sur la conservation de la matière lors de la dissolution. Pour obtenir une solution de bleu patenté dont l'absorbance est mesurable par un spectrophotomètre, on prépare une première solution par dissolution du bleu patenté V, avant de la diluer : comme le bleu patenté V a un fort coefficient d'absorption molaire, sa concentration molaire doit être inférieure à $2,0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$, pour que l'absorbance de la solution soit comprise entre 0 et 1,5, et donc mesurée de manière fiable par un spectrophotomètre de lycée.

Réponses

1. Élaborer des protocoles

a. La quantité de matière en ions A^- dans la solution souhaitée est $n = c_0 \times V$.

L'équation correspondant à la réaction de dissolution du dimère calcique s'écrit :



Construisons un tableau d'évolution en notant n_0 la quantité de matière de solide dissous.

Équation		$\text{CaA}_2 (\text{s})$	$\rightarrow$	$\text{Ca}^{2+} (\text{aq})$	+	$2 A^- (\text{aq})$
État	Avancement	Quantités de matière (mol)				
initial	0	n_0		0		0
en cours	x	$n_0 - x$		x		$2x$
final	x_{max}	0		$x_{\text{max}} = n_0$		$2x_{\text{max}} = 2n_0 = n$

La quantité de matière d'ions A^- dans la solution est donc le double de celle de solide ionique dissous : $n = 2 n_0$.

Donc $n_0 = n / 2 = (c_0 \times V) / 2$.

On en déduit la masse m de solide à dissoudre : $m = n_0 \times M = [(c_0 \times V) / 2] \times M$.

A.N. : $m = [(2,8 \times 10^{-4} \times 0,250) / 2] \times 1160,5 = 0,041 \text{ g} = 41 \text{ mg}$.

Remarque : si l'on dispose d'une balance au centième de gramme, la pesée manquera évidemment de précision, mais la suite du TP peut quand même être interprétée : on ne pourra alors donner qu'un chiffre significatif dans la valeur de c_0 : avec une telle balance, on pourra considérer que la solution préparée a une concentration $c_0 = 3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

b. - Poser une coupelle de pesée vide, propre et sèche sur la balance et faire le zéro (tarer).

- Peser, sur cette coupelle de pesée, une masse de 41 mg du dimère calcique du bleu patenté.

- Introduire ce prélèvement dans une fiole jaugée de 250 mL, éventuellement à l'aide d'un entonnoir à solide.

- Rincer la coupelle (et l'entonnoir) à l'eau distillée, et récupérer l'eau de rinçage dans la fiole.
- Remplir la fiole aux deux tiers environ avec de l'eau distillée, agiter latéralement.
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ; boucher et agiter vigoureusement.

c. La quantité de matière d'ions A^- dans le prélèvement d'un volume V_0 de solution S_0 est égale à la quantité de matière d'ions A^- dans le volume V_1 de solution diluée S_1 : $c_0 \times V_0 = c_1 \times V_1$.

On en déduit $V_0 = (c_1 \times V_1) / c_0$.

A.N. : $V_0 = (0,050 \times c_0 \times V_1) / c_0 = 0,050 \times V_1 = 0,050 \times 0,100 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 5,0 \text{ mL}$.

d. - Prélever, à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL, un volume $V_0 = 5,0 \text{ mL}$ de la solution S_0 .

- Introduire ce prélèvement dans une fiole jaugée de 100 mL.
- Introduire de l'eau distillée jusqu'à moitié environ de la fiole ; agiter latéralement.
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ; boucher ; agiter vigoureusement.

2. Conclure

a. La loi de Beer-Lambert permet d'écrire : $A_{640} = \epsilon \ell c_{1,\text{exp}}$; ℓ est l'épaisseur de la cuve en cm ($\ell = 1,0 \text{ cm}$) ; on mesure $A_{640} = 1,1$.

On en déduit $c_{1,\text{exp}} = A_{640} / (\epsilon \ell)$.

A.N. : $c_{1,\text{exp}} = 1,1 / (7,8 \times 10^4 \times 1,0) = 1,4 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$;

et $c_{0,\text{exp}} = c_{1,\text{exp}} / 0,050 = 2,8 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

b. La concentration attendue en bleu patenté est $c_0 = 2,8 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ (ou $3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, si la solution de départ a été préparée avec une balance au centième de gramme).

Un écart inférieur à 10 % peut s'expliquer par des imprécisions de mesure, en particulier lors de la pesée du bleu patenté V.

Un gros écart (par exemple un facteur 2 entre c_0 et $c_{0,\text{exp}}$) s'explique sans doute par une erreur de raisonnement, lors de la préparation de la solution S_0 par dissolution : attention, la dissolution d'une mole de solide ionique conduit à la formation de deux moles d'ions A^- .



Exercices

Exercices d'application

5 minutes chrono !

1. Mots manquants

- a. électrons
- b. moins ; doublet
- c. litre ; mol.L^{-1}
- d. neutre ; égale

2. QCM

- a. polaire
- b. polaire
- c. peut être apolaire
- d. $\text{CuCl}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-} (\text{aq})$
- e. $[\text{Na}^{+}] = [\text{Cl}^{-}] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$
- f. trois fois plus d'ions chlorure que d'ions ferrique

Mobiliser ses connaissances

Polarité d'un solvant (§1 du cours)

3. Les atomes constituant le pentane ayant des électronégativités voisines, ce solvant est apolaire.

4. L'atome de brome est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène : l'atome de brome attire à lui les électrons de la liaison H–Br, il acquiert une charge partielle négative, tandis que l'atome d'hydrogène acquiert une charge partielle positive. Le centre géométrique des charges partielles positives est sur l'atome d'hydrogène, il est bien distinct du centre géométrique des charges partielles négatives (sur l'atome de brome). La molécule est donc polaire.

5. Les deux solvants étant non miscibles, on observe deux phases dans le tube à essais : la phase inférieure contient l'eau, et la phase supérieure contient le cyclohexane, moins dense. L'eau est un solvant polaire, le cyclohexane est apolaire (car constitué d'atomes d'électronégativités voisines).

Le diiode I_2 est un solide moléculaire apolaire, car constitué de deux atomes du même élément chimique, et ayant donc la même électronégativité. Il se dissout donc bien dans le cyclohexane (apolaire), mais pas dans l'eau (polaire). Le chlorure de cobalt est un solide ionique, qui se dissout bien dans un solvant polaire comme l'eau, mais qui ne se dissout pas dans un solvant apolaire comme le cyclohexane.

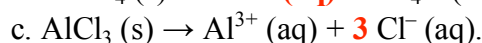
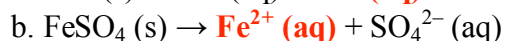
La phase inférieure, aqueuse, sera donc rose pâle (couleur de l'ion cobalt dissous en solution aqueuse), et la phase supérieure sera violette (couleur du diiode dissous dans le cyclohexane).

Dissolution d'un solide ionique (§2 du cours)

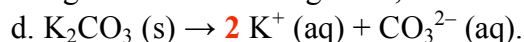
6. a. La notation « (aq) » signifie que l'ion correspondant est dissous dans l'eau, et donc entouré d'un cortège de molécules d'eau. Il est dit solvaté, ou plus précisément, hydraté, si le solvant est l'eau.

b. C'est le côté chargé partiellement positivement (soit le côté des atomes d'hydrogène) des molécules d'eau qui s'oriente à proximité d'un anion (chargé négativement) (voir le schéma (a) de la figure 13 p. 225, dans le cours).

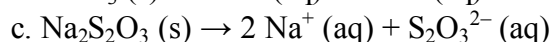
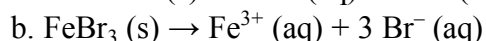
7. Dans chaque cas, il faut faire attention à respecter la loi de conservation des éléments chimiques et de la charge électrique : à gauche de la flèche figure un solide, donc électriquement neutre. À droite de la flèche, il doit donc y avoir autant de charges positives que de charges négatives.



Pour compenser les trois charges positives élémentaires portées par l'ion Al^{3+} , il faut trois charges élémentaires négatives, soit trois anions chlorure.



Pour compenser les deux charges négatives élémentaires portées par l'ion CO_3^{2-} , il faut deux charges élémentaires positives, soit deux cations potassium.



9. Un ion Co^{2+} apporte deux charges élémentaires positives. Il faut donc deux charges élémentaires négatives pour les compenser, qui sont apportées par deux ions Cl^- . Pour que la solution soit neutre, il faut donc qu'elle contienne deux fois plus d'ions chlorure que d'ions cobalt ; la quantité de matière d'ions chlorure est donc le double de celle d'ions cobalt :

$$n_{\text{Cl}^-} = 2n_{\text{Co}^{2+}}.$$

En notant V le volume de la solution, on a donc :

$$\frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = 2 \frac{n_{\text{Co}^{2+}}}{V}, \text{ soit } [\text{Cl}^-] = 2 [\text{Co}^{2+}].$$

Or $[\text{Cl}^-] = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Co}^{2+}] = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$: l'électroneutralité de la solution est bien vérifiée.

Utiliser ses compétences

10. L'eau contenue dans l'air dissout des cristaux de chlorure de calcium quand elle est à leur contact : ce n'est donc pas de l'eau seule qui tombe dans le bac, mais une solution aqueuse de chlorure de calcium. La dernière phrase, pour être exacte d'un point de vue chimique, devrait être réécrite : « La solution aqueuse de chlorure de calcium obtenue est ensuite récoltée dans un bac spécial qu'il faut vider dans les sanitaires. »

11. a. La quantité de matière n s'exprime en mole (mol), le volume V en litre (L) et la concentration molaire $[\text{SO}_4^{2-}]$ en mole par litre (mol.L^{-1}).

b. On obtient des moles (unité de la quantité de matière) en multipliant des mol.L^{-1} (moles par litre) par des L (litres), c'est-à-dire en multipliant une concentration molaire par un volume.

On en déduit la relation utile pour compléter le tableau : $n = [\text{SO}_4^{2-}] \times V$.

Volume	$V_1 = 0,50 \text{ L}$	$V_2 = 100 \text{ mL}$	$V_3 = 50 \text{ mL}$
Concentration en ions sulfate	$[\text{SO}_4^{2-}]_1 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{SO}_4^{2-}]_2 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{SO}_4^{2-}]_3 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$
Quantité de matière d'ions sulfate	$n_1 = [\text{SO}_4^{2-}]_1 \times V_1$ $n_1 = 1,0 \times 0,50$ $= 0,50 \text{ mol}$	$n_2 = [\text{SO}_4^{2-}]_2 \times V_2$ $n_2 = 0,20 \times 0,100$ $= 0,020 \text{ mol}$	$n_3 = [\text{SO}_4^{2-}]_3 \times V_3$ $n_3 = 0,50 \times 0,050$ $= 0,025 \text{ mol}$

12. Déterminons dans un premier temps la quantité de matière n_0 puis la masse m de nitrate d'ammonium à peser pour préparer la solution.

L'équation de dissolution dans l'eau du nitrate d'ammonium s'écrit :



Soit n_0 la quantité de matière de solide ionique dissous. À l'état final, les quantités de matière d'ions nitrate et d'ions ammonium sont égales :

$$n = [\text{NH}_4^+] \times V = [\text{NO}_3^-] \times V = 0,10 \times 0,100 = 0,010 \text{ mol}.$$

On peut compléter le tableau d'évolution.

Équation		$\text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{NO}_3^- (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n_0	0	0
en cours	x	$n_0 - x$	x	x
final	x_{max}	$n_0 - x_{\text{max}} = 0$	$x_{\text{max}} = n$	$x_{\text{max}} = n$

À l'état final, tout le solide ionique est dissous : $n_0 - x_{\text{max}} = 0$, donc $x_{\text{max}} = n_0$.

On a donc $n = n_0 = 0,010 \text{ mol}$.

La masse de nitrate d'ammonium solide à peser est donc : $m = n_0 \times M = 0,010 \times 80 = 0,80 \text{ g}$.

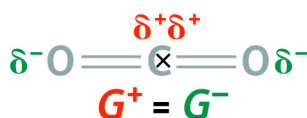
Mode opératoire à suivre pour la préparation de la solution :

- poser une coupelle de pesée propre et sèche sur une balance, et faire le zéro (tarer) ;
- peser une masse $m = 0,80 \text{ g}$ de nitrate d'ammonium dans cette coupelle de pesée ;

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvation

- introduire le solide pesé dans une fiole jaugée de 100 mL, à l'aide éventuellement d'un entonnoir à solide ;
- rincer la coupelle (et l'entonnoir) à l'eau distillée, en récupérant l'eau de rinçage dans la fiole ;
- compléter la fiole aux deux tiers environ avec de l'eau distillée, agiter latéralement ;
- compléter la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ; boucher et agiter vigoureusement.

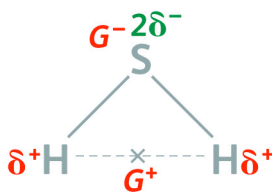
13. L'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome de carbone, chacune des liaisons C=O est donc polarisée. L'atome de carbone porte une charge partielle positive. Chaque atome d'oxygène porte une charge partielle négative. Le centre géométrique G^+ des charges partielles négatives est situé sur l'atome de carbone, de même que le centre géométrique G^- des charges partielles négatives : cette molécule est donc apolaire.



© Corédoc. Nathan 2011

14. Dans la molécule de sulfure d'hydrogène, l'atome de soufre est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène. Chaque liaison S-H est polarisée : chaque atome d'hydrogène de la molécule est porteur d'une charge partielle positive δ^+ , et l'atome de soufre est porteur de la charge partielle négative $2\delta^-$.

Le centre géométrique G^- des charges partielles négatives, situé sur l'atome de soufre, ne coïncide pas avec le centre géométrique G^+ des charges partielles positives, situé au milieu du segment formé par les deux atomes d'hydrogène.



© Corédoc. Nathan 2011

La molécule de sulfure d'hydrogène est donc polaire.

15. a. La quantité de matière n de sulfate de sodium dissous peut s'exprimer en fonction de la masse m de solide dissous et de sa masse molaire M : $n = m / M$.

A.N. : $n = 3,6 / 142 = 0,025 = 2,5 \times 10^{-2}$ mol.

b. Dressons un tableau d'évolution du système.

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvatation

Équation		$\text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n	0	0
en cours	x	$n - x$	$2x$	x
final	$x_{\max}$	$n - x_{\max} = 0$	$2x_{\max} = 2n$	$x_{\max} = n$

À l'état final, tout le solide ionique est dissous : $n - x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = n$.

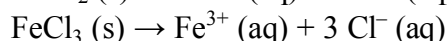
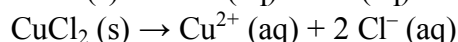
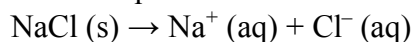
La quantité de matière d'ions Na^+ est donc $n_{\text{Na}^+} = 2x_{\max} = 2n$, et la quantité de matière d'ions SO_4^{2-} est donc $n_{\text{SO}_4^{2-}} = x_{\max} = n$. On en déduit la concentration des différents ions dans la solution obtenue :

$$[\text{Na}^+] = (2n) / V \text{ et } [\text{SO}_4^{2-}] = n / V.$$

$$\text{A.N. : } [\text{Na}^+] = (2 \times 0,025) / 0,250 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{SO}_4^{2-}] = 0,025 / 0,250 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}.$$

Exercices d'entraînement

17. Les équations associées aux réactions de dissolution s'écrivent :



Solide ionique	NaCl (s)	CuCl ₂ (s)	FeCl ₃ (s)
Quantité de matière d'ions Cl^- dans la solution	$n_1 = [\text{Cl}^-] \times V$ $= 0,010 \times 0,100$ $= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$	$n_2 = [\text{Cl}^-] \times V$ $= 0,010 \times 0,100$ $= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$	$n_3 = [\text{Cl}^-] \times V$ $= 0,010 \times 0,100$ $= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$
Quantité de matière de solide à peser	$n'_1 = n_1$ $= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$	$n'_2 = n_2 / 2$ $= 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$n'_3 = n_3 / 3$ $= 3,3 \times 10^{-4} \text{ mol}$
Masse de solide à peser	$m_1 = n_1 \times M_1$ $= 1,0 \times 10^{-3} \times 58,5$ $= 0,059 \text{ g}$	$m_2 = n_2 \times M_2$ $= 5,0 \times 10^{-4} \times 134,5$ $= 0,067 \text{ g}$	$m_3 = n_3 \times M_3$ $= 3,3 \times 10^{-4} \times 62,3$ $= 0,054 \text{ g}$

- Tableau d'évolution pour NaCl

Équation		$\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n'_I	0	0
en cours	x	$n'_I - x$	x	x
final	$x_{\max}$	$n'_I - x_{\max} = 0$	$x_{\max} = n'_I$	$x_{\max} = n'_I = n_I$

À l'état final, $n'_I - x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = n'_I$; la quantité de matière d'ions Cl^- formés est donc :

$$n_I = x_{\max} = n'_I.$$

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvation

- Tableau d'évolution pour CuCl_2

Équation		$\text{CuCl}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Cl}^- (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n'_2	0	0
en cours	x	$n'_2 - x$	x	$2x$
final	x_{max}	$n'_2 - x_{\text{max}} = 0$	$x_{\text{max}} = n'_2$	$2x_{\text{max}} = 2n'_2 = n_2$

À l'état final, $n'_2 - x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n'_2$; la quantité de matière d'ions Cl^- formés est donc :
 $n_2 = 2x_{\text{max}} = 2n'_2$.

On en déduit $n'_2 = n_2 / 2$.

- Tableau d'évolution pour FeCl_3

Équation		$\text{FeCl}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{Cl}^- (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n'_3	0	0
en cours	x	$n'_3 - x$	x	$3x$
final	x_{max}	$n'_3 - x_{\text{max}} = 0$	$x_{\text{max}} = n'_3$	$3x_{\text{max}} = 3n'_3 = n_3$

À l'état final, $n'_3 - x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n'_3$; la quantité de matière d'ions Cl^- formés est donc :
 $n_3 = 3x_{\text{max}} = 3n'_3$.

On en déduit $n'_3 = n_3 / 3$.

18. a. La structure électronique de l'atome d'hydrogène est $(\text{K})^1$; il doit donc former une liaison covalente pour respecter la règle du duet.

La structure électronique de l'atome de carbone est $(\text{K})^2 (\text{L})^4$; il doit donc former quatre liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

La structure électronique de l'atome d'azote est $(\text{K})^2 (\text{L})^5$; il doit donc former trois liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

Dans la formule développée donnée ici, l'atome d'hydrogène forme bien une liaison, l'atome de carbone quatre (trois vers l'atome d'azote et une vers celui d'hydrogène), et l'atome d'azote établit trois liaisons covalentes (avec l'atome de carbone).

b. L'atome de carbone et l'atome d'hydrogène ont des électronégativités voisines : la liaison $\text{H}-\text{C}$ n'est pas polaire.

L'atome d'azote étant plus électronégatif que l'atome de carbone, la triple liaison entre l'atome de carbone et l'atome d'azote est polarisée : l'atome d'azote acquiert une charge partielle négative δ^- , et l'atome de carbone acquiert une charge partielle positive δ^+ . Le centre géométrique des charges partielles négatives (sur l'atome d'azote) est distinct du centre géométrique des charges partielles positives (sur l'atome de carbone) : la molécule d'acide cyanhydrique est donc polaire.

Remarque : on peut conclure plus rapidement : la molécule ne possédant qu'une seule liaison covalente polarisée, elle est forcément polaire.



b. La quantité de matière d'ions Cl^- qui doit être présente à l'état final dans la solution est :

$$n = [\text{Cl}^-] \times V = 0,750 \times 0,100 = 0,0750 \text{ mol.}$$

On appelle n_0 la quantité de matière de solide ionique dissous.

Dressons et complétons un tableau d'évolution.

Équation		$\text{FeCl}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{Cl}^- (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n_0	0	0
en cours	x	$n_0 - x$	x	$3x$
final	x_{max}	$n_0 - x_{\text{max}} = 0$	x_{max}	$3x_{\text{max}} = n$

À l'état final, tout le solide ionique est dissous : $n_0 - x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n_0$; et la quantité de matière d'ions chlorure formés est $n = 3x_{\text{max}} = 3n_0$.

On en déduit $n_0 = n / 3$.

La masse m de chlorure de fer (III) à peser est donc :

$$m = n_0 \times M = (n/3) \times (M(\text{Fe}) + 3 \times M(\text{Cl})) = ([\text{Cl}^-] \times V / 3) \times (M(\text{Fe}) + 3 \times M(\text{Cl})).$$

A.N. : $m = (0,750 \times 0,100 / 3) \times (55,8 + 3 \times 35,5) = 4,06 \text{ g.}$

20. a. La formation du précipité blanc (qui noircit à la lumière) en présence de nitrate d'argent met en évidence les ions chlorure Cl^- présents dans la solution.

La formation du précipité rouille en présence d'hydroxyde de sodium met en évidence les ions ferriques Fe^{3+} présents dans la solution.

b. Un ion Fe^{3+} possède trois charges élémentaires positives : il faut donc trois charges élémentaires négatives pour les compenser, soit trois ions Cl^- . Il y a donc trois fois plus d'ions Cl^- que d'ions Fe^{3+} dans la solution ; on en déduit : $[\text{Cl}^-] = 3 [\text{Fe}^{3+}]$.

21. a. Une liaison entre deux atomes du même élément n'est pas polarisée : la double liaison $\text{C}=\text{C}$ n'est donc pas polarisée.

L'atome de fluor étant plus électronégatif que l'atome de carbone, les quatre liaisons covalentes $\text{C}-\text{F}$ sont polarisées.

La molécule comporte donc quatre liaisons covalentes polarisées.

b. Chacun des deux atomes de carbone possède une charge partielle positive : le centre géométrique G^+ des charges partielles positives est donc le milieu du segment formé par les deux atomes de carbone.

Chaque atome de fluor possède une charge partielle négative δ^- ; le centre géométrique G^- des charges partielles négatives est donc le centre du rectangle formé par les quatre atomes de fluor, qui est aussi le milieu du segment formé par les deux atomes de carbone.



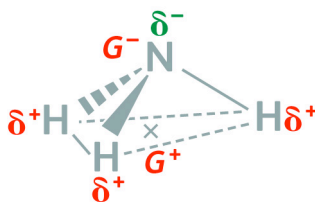
© Corédoc. Nathan 2011

Le centre géométrique des charges partielles positives et celui des charges partielles négatives sont donc confondus : la molécule de tétrafluoroéthylène est donc apolaire.

22. L'atome d'azote est plus électronégatif que chacun des atomes d'hydrogène : il acquiert donc une charge partielle négative, et est donc le centre géométrique des charges partielles négatives de la molécule.

Chaque atome d'hydrogène acquiert une charge partielle positive δ^+ : le centre géométrique des charges partielles positives coïncide donc avec le centre de gravité du triangle équilatéral formé par les trois atomes d'hydrogène.

Le centre géométrique des charges partielles positives et celui des charges partielles négatives ne sont donc pas confondus : la molécule d'ammoniac est donc polaire.



© Corédoc. Nathan 2011

23. a. Dans le tube à essais, on observe un liquide incolore (le pentane), et un dépôt de solide au fond.

Le pentane C_5H_{12} , constitué d'atomes d'électronégativités voisines, est un solvant apolaire. Un solide ionique comme le sulfate de cuivre n'est donc pas soluble dans le pentane, ce qui explique que ce solide ionique se dépose au fond du tube contenant le pentane.

b. L'eau est un solvant polaire, dans lequel le sulfate de cuivre est très soluble ; quand de l'eau est introduite dans le tube et que le contenu du tube est agité, le sulfate de cuivre se dissout dans l'eau, ce qui conduit à la formation d'ions cuivre (II) et d'ions sulfate solvatés. On n'observe plus de dépôt solide dans le tube.

L'eau et le pentane étant non miscibles, on observe deux phases liquides : le pentane, de densité par rapport à l'eau inférieure à 1, constitue la phase supérieure, incolore, au-dessus de la phase aqueuse (de couleur bleue, à cause de la présence des ions Cu^{2+} dissous dans l'eau).

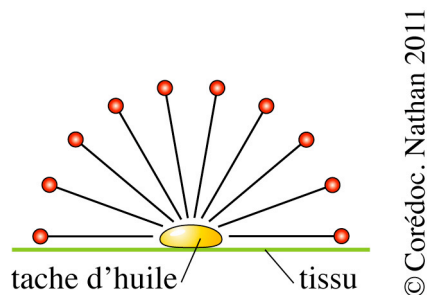
24. a. Sans agent tensioactif, l'émulsion ne serait pas stable : l'huile se séparerait de la phase aqueuse, l'eau et l'huile étant des solvants non miscibles.

b. La partie polaire de l'agent tensioactif est très soluble dans un solvant polaire comme l'eau. Sa longue partie apolaire est au contraire soluble dans un solvant apolaire comme l'huile. La partie polaire a donc une grande affinité pour les phases aqueuses, elle est dite hydrophile. La

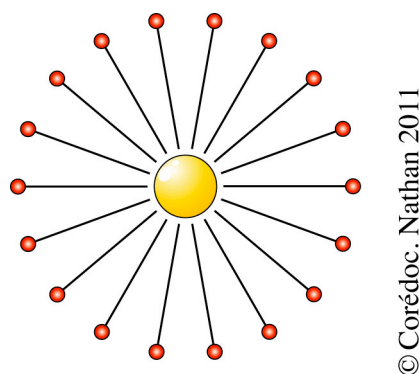
partie apolaire a une grande affinité pour les phases huileuses : elle est dite lipophile (ou hydrophobe).

c. La partie apolaire du tensioactif est lipophile, elle se place donc sur la gouttelette, tandis que sa partie polaire, hydrophile, se place du côté de l'eau.

25. a. C'est la partie apolaire des ions carboxylate qui s'orientent à proximité de la tache de gras.



b. Les frottements mécaniques finissent par arracher la tache de gras au tissu ; l'espèce grasse se retrouve dans l'eau, mais entourée d'ions carboxylate (schéma ci-dessous).



26. a. $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2, 6 \text{H}_2\text{O} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{SO}_4^{2-} (\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

b. La quantité de matière d'ions Fe^{2+} dans la solution souhaitée est $n = [\text{Fe}^{2+}] \times V$.

La dissolution d'une mole de sel de Mohr conduit à la formation d'une mole d'ions Fe^{2+} .

Il faut donc dissoudre la quantité de matière n de sel de Mohr, ce qui correspond à une masse :

$$m = n \times M = [\text{Fe}^{2+}] \times V \times M.$$

A.N. : $m = 0,020 \times 0,1000 \times 392 = 0,78 \text{ g}$.

c. D'après l'équation de la réaction de dissolution, il y a deux fois plus d'ions NH_4^+ que d'ions Fe^{2+} en solution, donc $[\text{NH}_4^+] = 2 \times [\text{Fe}^{2+}] = 2 \times 0,020 = 0,040 \text{ mol.L}^{-1}$.

Il y a aussi deux fois plus d'ions SO_4^{2-} que d'ions Fe^{2+} en solution, donc :

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2 \times [\text{Fe}^{2+}] = 2 \times 0,020 = 0,040 \text{ mol.L}^{-1}.$$

27. a. Calculons dans un premier temps la concentration molaire en ions nitrate de la solution dont on dispose.

Si la masse molaire du nitrate de calcium est notée M , la quantité de matière n de nitrate de calcium dissous est $n = m / M$.

Dressons et complétons le tableau du système correspondant à la préparation de la solution dont on dispose au début de l'exercice.

Équation		$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^- (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n	0	0
en cours	x	$n - x$	x	$2x$
final	x_{max}	$n - x_{\text{max}} = 0$	x_{max}	$2x_{\text{max}}$

On en déduit la concentration en ions nitrate de la solution dont on dispose :

$$[\text{NO}_3^-] = (2 x_{\text{max}}) / V = (2 n) / V = (2 \times [m / M]) / V.$$

A.N. : $[\text{NO}_3^-] = (2 \times [1,64 / 164,1]) / 0,100 = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$

Pour prélever une quantité de matière d'ions nitrate $n(\text{NO}_3^-)$, il faut donc prélever un volume de solution initiale $V' = n(\text{NO}_3^-) / [\text{NO}_3^-]$.

A.N. : $V' = (5,00 \times 10^{-3}) / 0,200 = 0,0250 \text{ L} = 25,0 \text{ mL}$

On utilisera une pipette jaugée de 25 mL.

28. On note $n(\text{Cl}^-)$ la quantité de matière d'ions chlorure dans le mélange.

$$[\text{Cl}^-] = n(\text{Cl}^-) / (V_1 + V_2) = ([\text{Cl}^-]_1 \times V_1 + [\text{Cl}^-]_2 \times V_2) / (V_1 + V_2).$$

A.N. : $[\text{Cl}^-] = (1,0 \times 10^{-2} \times 50 + 3,0 \times 10^{-2} \times 20) / (50 + 20) = 0,016 \text{ mol.L}^{-1}$

29. a. Si une eau à 1 °f contient des ions calcium mais pas d'ions magnésium, alors sa concentration en ions calcium est $[\text{Ca}^{2+}] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, ce qui correspond à une concentration massique $c_m(\text{Ca}^{2+}) = [\text{Ca}^{2+}] \times M(\text{Ca}^{2+}) = 10^{-4} \times 40,1 = 4 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1} = 4 \text{ mg.L}^{-1}$.

Si une eau à 1 °f contient des ions magnésium mais pas d'ions calcium, alors sa concentration en ions magnésium est $[\text{Mg}^{2+}] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, ce qui correspond à une concentration massique $c_m(\text{Mg}^{2+}) = [\text{Mg}^{2+}] \times M(\text{Mg}^{2+}) = 10^{-4} \times 24,3 = 2,4 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1} = 2,4 \text{ mg.L}^{-1}$.

Les valeurs numériques données par Wikipédia sont donc correctes.

b. À l'aide d'un tableur, on calcule la concentration molaire en ions Ca^{2+}

$$([\text{Ca}^{2+}] = c_m(\text{Ca}^{2+}) / M(\text{Ca}^{2+})) \text{ et la concentration molaire en ions } \text{Mg}^{2+}$$

$([\text{Mg}^{2+}] = c_m(\text{Mg}^{2+}) / M(\text{Mg}^{2+}))$. On en déduit ensuite la somme des concentrations molaires de ces deux ions, avant de calculer le degré français ($10^4 \times ([\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}])$) (voir la feuille Excel jointe).

c. La Cristalline Vosgia et la Volvic sont très douces, la Cristalline St-Cyr est moyennement dure, et l'Hépar et la Contrex sont très dures.

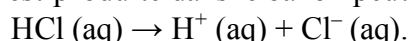


Exercices de synthèse

30. - L'atome de chlore est beaucoup plus électronégatif que l'atome d'hydrogène : la liaison H-Cl de la molécule de chlorure d'hydrogène est polaire. Le centre géométrique des charges partielles positives (situé sur l'atome d'hydrogène) et le centre géométrique des charges partielles négatives (situé sur l'atome de chlore) sont donc distincts. La molécule de chlorure d'hydrogène est donc polaire, et donc très soluble dans un solvant polaire comme l'eau.

- La teinte rose de l'hélianthine met en évidence la présence d'ions H^+ en plus grande concentration qu'au départ ; la formation du précipité blanc en présence de nitrate d'argent met en évidence des ions chlorure Cl^- . Lors de la dissolution du chlorure d'hydrogène gazeux, il y a donc eu formation d'ions H^+ et d'ions Cl^- .

- L'équation de la réaction qui s'est produite dans le ballon peut donc s'écrire :



- Le « jet d'eau » observé peut s'expliquer par la grande solubilité du chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau : il se dissout dans l'eau avec laquelle il est en contact dès l'ouverture de la pince. La quantité de gaz dans le ballon diminue, ce qui entraîne une diminution de pression du gaz dans le ballon : l'eau du cristalliseur est alors aspirée dans le ballon.

31. a. $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$

b. Pour vérifier que le filtrat ne contient plus d'ions sulfate, il suffit d'introduire quelques millilitres de filtrat dans un tube à essais, puis d'ajouter quelques gouttes de la solution de chlorure de baryum. Si aucun précipité blanc ne se forme, cela confirme que le filtrat ne contient plus d'ions sulfate.

c. Si l'on note M la masse molaire du sulfate de baryum, la quantité de matière de précipité obtenu est $n = m / M = m / [M(Ba) + M(S) + 4 \times M(O)]$.

A.N. : $n = 0,720 / (137,3 + 32,0 + 4 \times 16,0) = 3,09 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

d. Construisons un tableau d'évolution. On note n_1 la quantité de matière d'ions baryum (en excès) dans le volume V_1 de solution de chlorure de baryum.

Équation		$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n_1	n'	0
en cours	x	$n_1 - x$	$n' - x$	x
final	$x_{\max}$	$n_1 - x_{\max}$	$n' - x_{\max}$	$x_{\max} = n$

Les ions baryum ont été introduits en excès : les ions sulfate ont donc été introduits en défaut, et on a donc $n' - x_{\max} = 0$, soit $n' = x_{\max}$.

Or, la quantité de matière de précipité formé est $x_{\max} = n$.

On a donc $n = n'$.

e. La concentration des ions sulfate dans l'eau de Contrex est donc $[SO_4^{2-}] = n' / V' = n / V'$.

A.N. : $[SO_4^{2-}] = (3,09 \times 10^{-3}) / 0,250 = 0,0124 \text{ mol.L}^{-1}$.

$c_m = [SO_4^{2-}] \times [M(S) + 4 \times M(O)]$.

A.N. : $c_m = 0,0124 \times (32,0 + 4 \times 16,0) = 1,19 \text{ g.L}^{-1}$.

La méthode utilisée ne permet de déterminer la concentration massique qu'avec trois chiffres significatifs, alors que l'étiquette la donne avec quatre chiffres significatifs :

$$c_{m, \text{indiquée}} = 1187 \text{ mg.L}^{-1} = 1,187 \text{ g.L}^{-1}.$$

La méthode expérimentale permet donc une bonne détermination de la concentration massique en ions sulfate, mais au centième de g.L^{-1} près seulement.

32. a. Un ion Ca^{2+} possède deux charges élémentaires positives. La concentration molaire en charges élémentaires positives due aux ions Ca^{2+} est donc $2 [\text{Ca}^{2+}]$.

De même, la concentration molaire en charges élémentaires positives due aux ions Mg^{2+} est donc $2 [\text{Mg}^{2+}]$, la concentration molaire en charges élémentaires positives due aux ions Na^+ est donc $[\text{Na}^+]$, et la concentration molaire en charges élémentaires positives due aux ions K^+ est donc $[\text{K}^+]$.

La concentration molaire en charges élémentaires positives d'une solution contenant des ions Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ et K^+ vaut donc : $2 [\text{Ca}^{2+}] + 2 [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+]$.

De même, la concentration molaire en charges élémentaires négatives d'une solution contenant des ions SO_4^{2-} , HCO_3^- , NO_3^- et Cl^- vaut : $2 [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-]$.

Pour que la solution soit électriquement neutre, la relation suivante doit donc être vérifiée :

$$2 [\text{Ca}^{2+}] + 2 [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = 2 [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-].$$

b. La masse molaire d'un ion monatomique est celle de l'atome correspondant. La masse molaire d'un ion polyatomique se calcule en additionnant les masses molaires de tous les atomes le constituant.

Calculons la concentration molaire de chaque ion X présent dans l'eau étudiée :

$[X] = c_{m,X} / M_X$, avant de calculer la valeur de chacun des deux membres de l'égalité démontrée à la question a.

$$\text{c. } 2 [\text{Ca}^{2+}] + 2 [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = 3,79 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{et } 2 [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-] = 3,85 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

L'égalité entre $(2 [\text{Ca}^{2+}] + 2 [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+])$ et $(2 [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-])$ est pratiquement vérifiée. Or, l'eau est électriquement neutre. L'écart relatif de 1,6 % est sans doute dû aux arrondis dans les valeurs de concentrations massiques données par l'étiquette de la bouteille, mais aussi à la présence d'ions (minoritaires) non mentionnés sur l'étiquette.

d. La conclusion est la même avec d'autres eaux minérales, comme par exemple celle de Vittel®.

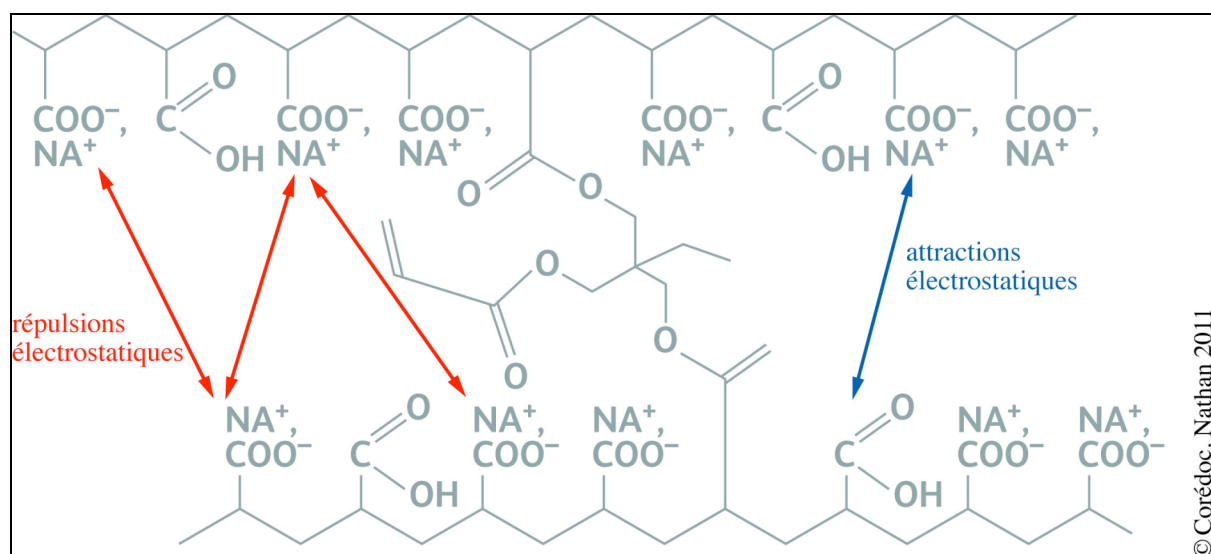


Culture scientifique et citoyenne

Faire une recherche

http://culturesciencesphysique.ens-lyon.fr/XML/db/csphysique/metadata/LOM_CSP_psa.xml

L'eau pénètre entre les chaînes du polymère, d'une part à cause de la répulsion électrostatique qui existe entre elles, et d'autre part sous l'effet de l'attraction des groupements hydrophiles (ioniques ou polaires du polymère). Sous l'effet de l'insertion de l'eau, le réseau se déploie, le matériau gonfle.



Structure d'un polymère superabsorbant.