

DISSOLUTION DES ESPÈCES CHIMIQUES ET DÉVELOPPEMENT DURABLE

Rebecca Guélin

Objectif Relier la structure d'une espèce chimique à quelques-unes de ses propriétés physiques.

1^{ère} générale - enseignement de spécialité **Constitution et transformation de la matière**

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

Partie B • De la structure des entités à la cohésion et à la solubilité/miscibilité d'espèces chimiques.

Notions et contenus Cohésion dans un solide.
Interactions, polarité.
Dissolution des solides ioniques dans l'eau.
Équation de réaction de dissolution.
Solubilité, miscibilité, extraction par solvant.

Compétences mobilisées Restitution de connaissances **RCO**
S'approprier **APP**
Analyser / Raisonner **ANA/RAI**
Réaliser **REA**
Valider **VAL**
Communiquer **COM**

LE DIODE DANS TOUS SES ÉTATS

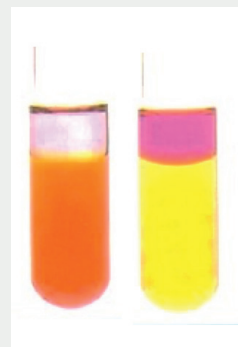
Les propriétés chimiques et physiques des substances dépendent de la structure des ions ou des molécules qui les constituent. Il est donc important d'étudier les espèces chimiques au niveau microscopique pour mieux comprendre comment celles-ci interagissent avec leur environnement.



Cristaux de diode obtenus par condensation.



Sublimation du diode.



Passage du diode de la phase aqueuse à la phase organique.

Partie A : Étude de la polarité d'une espèce chimique.

Lorsqu'une liaison covalente se forme entre deux atomes, la répartition des électrons mis en commun n'est pas toujours symétrique : bien qu'une molécule soit neutre, les atomes ne présentent pas toujours la même densité électronique.

Document 1 : Électronégativité - liaison polaire - molécule polaire

Les atomes présentent une plus ou moins grande capacité à attirer vers eux le doublet électronique qui les lie à un autre atome. L'**électronégativité** d'un atome traduit cette aptitude. Les halogènes, l'oxygène et l'azote sont parmi les atomes les plus électronégatifs.

La différence d'électronégativité entre deux atomes entraîne l'apparition de **charges partielles** :



La **liaison** est alors **polarisée**.

Lorsque les positions moyennes des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues, la **molécule est polaire**.

Dans le cas contraire, la molécule est apolaire.

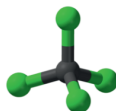
1 ANA/RAI En tenant compte de la géométrie des molécules représentées ci-dessous, repérer et entourer celles qui sont polaires :



eau
H₂O



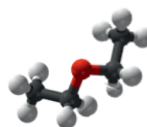
dioxyde de carbone
CO₂



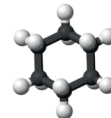
dichlorométhane
CCl₄



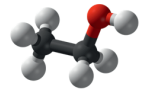
ammoniac
NH₃



diéthoxyde (éther)
C₂H₅OC₂H₅



cyclohexane
C₆H₆



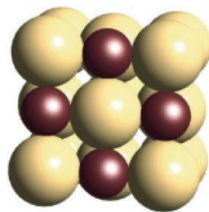
éthanol
C₂H₅OH

Partie B: Comment relier la solubilité et les températures de changement d'état d'une espèce chimique à sa structure ?

Peut-on prévoir la nature du solvant le plus approprié ? Comment interpréter les différences parfois très importantes des températures de changement d'état ? Pour mieux comprendre, nous étudierons les interactions responsables de la cohésion de la matière, dans les cas des solides ioniques et des solutés moléculaires.

Document 2 : Cohésion dans un solide ionique

Les composés ioniques cristallisent souvent dans le système cubique. Dans ces composés dont les éléments présentent une grande différence d'électronégativité, c'est l'attraction électrostatique cation-anion qui assure la cohésion du cristal. Dans le chlorure de sodium NaCl, les ions Cl^- forment une structure cubique à faces centrées. On peut décrire plus simplement cette structure comme une alternance d'ions Na^+ et Cl^- selon les directions des arêtes a, b et c. Les liaisons ioniques sont fortes : il faut plusieurs centaines de kJ/mol pour les rompre. La distance entre deux ions voisins est de l'ordre de quelques centaines de picomètres.



Structure de NaCl



Cristal de NaCl



D'après *Des symétries aux propriétés : 1. Le système cubique*

https://www.mediachimie.org/sites/default/files/Fiche_cristallo-cubique.pdf

- 2** **APP** Citer la nature des interactions responsables de la cohésion des solides ioniques.

.....

.....

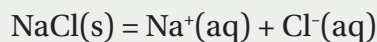
- 3** **ANA/RAI** Expliquer l'absence de liaison covalente entre les ions contenus dans les solides ioniques.

.....

.....

Document 3 : Que se passe-t-il pendant la dissolution du solide ionique ?

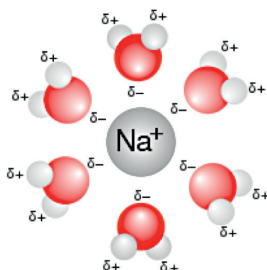
Lorsque le soluté ionique est introduit dans l'eau, les molécules d'eau s'orientent de façon à entourer les ions qui se dissocient peu à peu :



- 4** **APP** Le fluorure de calcium CaF_2 est un solide ionique.
Écrire l'équation de la réaction de dissolution de ce sel dans l'eau.

- 5** **ANA/RAI** Expliquer le phénomène de dissolution d'un solide ionique dans l'eau en termes d'interactions.

- 6** Les molécules d'eau solvatent les ions sodium en s'orientant selon le schéma suivant :



APP En vous appuyant sur la polarité des liaisons O-H de la molécule d'eau, faire un schéma de la solvatation des ions chlorure par l'eau.

Document 4 : Cohésion dans les solides moléculaires

Les cristaux moléculaires sont des empilements de molécules aisément identifiables et liées entre elles le plus souvent par des interactions faibles (interaction de van der Waals, liaison (ou pont) hydrogène).

D'après *Cristal ? Oh, chimie!*

<https://www.lactualitechimique.org/Cristal-Oh-chimie>

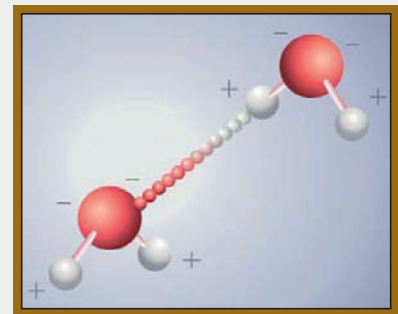


Document 5 : Interactions entre les molécules**Interactions de van der Waals**

Les interactions de Van der Waals s'établissent entre les atomes et les molécules. Elles sont dues aux interactions électriques de faible intensité, encore appelées forces de van der Waals. Elles sont d'autant plus importantes que les molécules sont volumineuses. Mises en évidence par le prix Nobel de Physique en 1910, Johannes Diderik van der Waals, ces interactions attractives se manifestent à courte distance et sont de faible intensité : l'énergie correspondante est de 1 à 10 kJ mol⁻¹, 10 à 100 fois plus faible que les liaisons covalentes. Les effets de cette interaction se font sentir à des distances de l'ordre du nanomètre.

Liaison (ou pont) hydrogène

Un pont hydrogène est une liaison non covalente, de nature électrostatique, qui relie deux molécules en impliquant un atome électronégatif d'une part et un atome d'hydrogène lui-même relié à un autre atome électronégatif, d'autre part. Cette interaction attractive peut présenter une intensité environ vingt fois plus faible que la liaison covalente et dix fois plus forte que les interactions de van der Waals. La longueur de ce pont est de l'ordre de l'angström.



Pont hydrogène entre deux molécules d'eau.

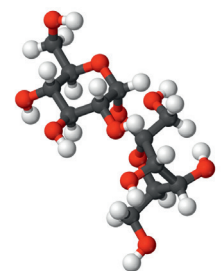
D'après *Hydrates de gaz et hydrogène : ressources de la mer du futur ?*

<https://www.mediachimie.org/ressource/hydrates-de-gaz-et-hydrogene-ressources-de-la-mer-du-futur>



7 ANA/RAI En vous appuyant sur les Documents 1 à 5, cocher les bonnes cases du tableau.

	Solide ionique	Solide moléculaire	Interactions de van der Waals	Liaisons hydrogène	Liaisons ioniques	Température de fusion (°C)
Chlorure de sodium						801
Glace						0
Fluorure de calcium CaF ₂						1418
Saccharose						185



Saccharose

8 ANA/RAI Interpréter de façon qualitative les valeurs des températures de fusion de ces solides.

.....

.....

Pour aller plus loin

L'ajout de sel peut faire fondre la glace, tout en diminuant sa température!



<https://www.youtube.com/watch?v=wGKqdlNrQbY>



https://www.youtube.com/watch?v=zBnZ_b-Mexo



9 ANA/RAI En vous appuyant sur les vidéos correspondant aux liens ci-dessus, expliquer :

- pourquoi la glace fond au contact de sel ?

.....

.....

- pourquoi la température de la glace à laquelle on ajoute du sel diminue ?

.....

.....

Document 6 : Dissolution d'un soluté moléculaire

Un soluté est d'autant plus soluble dans un solvant que son affinité avec le solvant est importante. Les interactions entre les molécules de soluté et de solvant sont des interactions de van der Waals et parfois des ponts hydrogène.

Un solide ou un liquide moléculaire est plus soluble dans un solvant polaire s'il est polaire.

Un solide ou un liquide moléculaire est plus soluble dans un solvant apolaire s'il est apolaire.

Les solides ioniques présentent une grande solubilité dans les solvants polaires.

10 ANA/RAI Prévoir la solubilité (totale, partielle ou très faible) des solutés dans les solvants associés, argumenter et citer les principales liaisons intermoléculaires le cas échéant.

solutés	solvants	solubilité	justification
éthanol	eau		
propanone	diéthoxyde		
chlorure de calcium	cyclohexane		
ammoniac	éthanol		
pentan-1-ol	eau		
diiodo	cyclohexane		

Partie C : Les océans : un enjeu énergétique et climatique.

La température et la salinité des eaux océaniques au contact de l'atmosphère sont autant de marqueurs des conditions atmosphériques.

Les océans stockent d'énormes quantités de dioxyde de carbone qui acidifient les eaux, mais on y trouve aussi des gaz fossiles comme le méthane sous forme très concentrée, dont le dégazage peut accélérer le réchauffement climatique.

Document 7 : Dissolution du CO₂ et NaCl

La mer est composée d'eau et de « sels minéraux » dont la quantité totale est relativement constante (en moyenne environ 35 g·L⁻¹ pour le chlorure de sodium par exemple). Cependant, la mer Baltique est peu salée (environ cinq fois moins que la moyenne) alors que la mer Morte, fermée, l'est environ dix fois plus que la moyenne.

L'acidité de l'eau de mer dépend principalement de la teneur en acide carbonique donc de la concentration en CO₂. L'océan est capable de dissoudre de grandes quantités de dioxyde de carbone CO₂ (de l'ordre de 3 g·L⁻¹ à 0 °C), gaz à effet de serre responsable partiellement du réchauffement climatique. Il joue donc un rôle dans la régulation du climat : contenant bien plus de CO₂ dissous que l'atmosphère (0,2 % en moyenne contre 380 ppm), l'océan « impose sa loi » à l'atmosphère et non l'inverse.

D'après *Une chimie de la mer pour l'avenir de la Terre*

<https://www.mediachimie.org/sites/default/files/FC4-22-mer.pdf>



- 11** REA Calculer la concentration molaire en chlorure de sodium contenu dans la mer Morte.

.....

.....

- 12** REA Dans l'eau pure, à 0 °C, la solubilité du dioxyde de carbone est 3,35 g·L⁻¹ et la solubilité du chlorure de sodium est 357 g·L⁻¹. Calculer les solubilités molaires de ces deux espèces chimiques.

Pour mémoire :

$$M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad M(\text{Na}) = 23 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

.....

.....

- 13** ANA/RAI Interpréter leurs valeurs de façon qualitative en termes d'interactions.

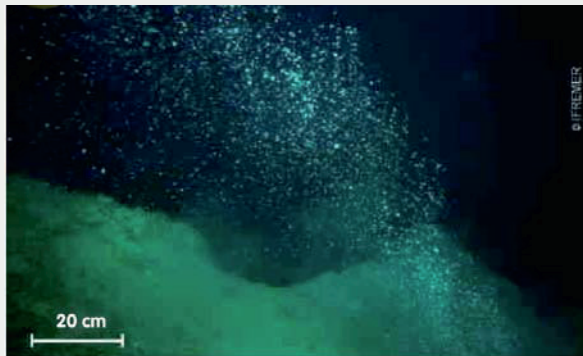
.....

.....

Document 8 : Les hydrates de gaz

Les hydrates de gaz naturels sont des solides cristallins gelés, appelés « clathrates », composés de molécules de gaz enveloppées d'eau et qui ont la consistance de la glace. Les molécules de gaz, essentiellement le méthane CH_4 , sont entourées par un réseau de molécules d'eau qui forment une cage. Ces molécules d'eau sont liées entre elles par de fortes liaisons hydrogène, alors que les molécules de gaz piégées à l'intérieur forment avec ces molécules d'eau des liaisons de type van der Waals, permettant ainsi de stabiliser l'ensemble de la structure.

À une température et une pression normales, un mètre cube d'hydrate peut contenir 164 mètres cubes de gaz méthane, soit plus de 160 fois le volume de l'hydrate.

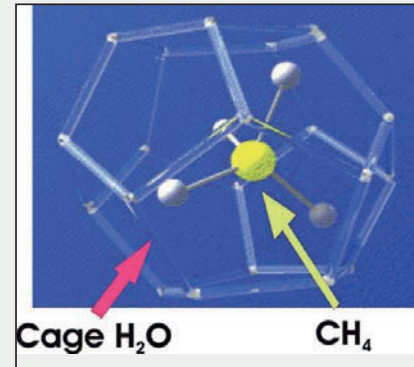


Des bulles de gaz sortent du volcan Hakon Mosby (au nord-ouest de la Norvège). Elles sont constituées en partie de gaz méthane libre circulant dans le sédiment associé à du méthane provenant sans doute de la décomposition des hydrates de méthane.

ils sont susceptibles de contribuer au réchauffement climatique et peuvent donc influencer les changements globaux... Les hydrates de gaz sont donc une ressource énergétique prometteuse mais très délicate à gérer.

D'après *Hydrates de gaz et hydrogène : ressources de la mer du futur ?*

Exemple de structure d'un hydrate de méthane (CH_4) de type I. La molécule de CH_4 est emprisonnée dans une cage constituée de molécules d'eau (H_2O). Il y a 6 à 8 molécules d' H_2O pour une molécule de CH_4 .



Les gisements d'hydrate de gaz sont considérés comme un enjeu industriel majeur : ils représentent certainement une source importante d'énergie fossile. Toutefois, leur sensibilité aux variations de pression et de température du milieu fait de ces gisements un promoteur potentiel de glissements sous-marins, mais également un acteur dans l'évolution du climat par dégagements massifs de méthane affectant les cycles océanique et atmosphérique du carbone. Ils pourraient être à l'origine de cataclysmes naturels tels les tsunamis ;

- 14 APP Citer la nature des différentes interactions responsables de la cohésion des hydrates de gaz.

.....

.....

- 15 ANA/RAI Expliquer pourquoi les molécules de gaz ne forment que des interactions de type van der Waals avec les molécules d'eau qui les entourent.

.....

.....

- 16** ANA/RAI Expliquer pourquoi un volume d'hydrate de gaz peut contenir un très grand volume de gaz méthane.
-
-

- 17** ANA/RAI Expliquer pourquoi, une fois remontés à la surface, il est nécessaire de stocker les hydrates de gaz dans de l'azote liquide à -196 °C .
-
-

Partie D : Séparation du diiode et du sulfate de cuivre contenus dans un mélange aqueux.

L'objectif de cette activité expérimentale organisée en deux séances est d'effectuer la séparation du diiode et du sulfate de cuivre contenus dans un mélange aqueux, afin de pouvoir recycler ces deux solutions.

Dans la première partie, une étude comparée des propriétés physiques de trois solvants (l'eau, le cyclohexane et l'éthanol) sera effectuée afin d'établir et de réaliser la séparation dans la deuxième partie.



- **1^{re} séance : Étude comparée de quelques propriétés physiques de l'eau, du cyclohexane et de l'éthanol.**

Mise en évidence de la polarité d'une molécule

- 1** REA Remplir trois burettes avec de l'eau, du cyclohexane et de l'éthanol.
 - 2** REA Observer l'effet produit sur le filet d'eau lorsqu'on approche une règle en plastique préalablement électrisifiée (en la frottant sur de la laine par exemple).
 - 3** REA Renouveler l'expérience pour le cyclohexane et l'éthanol. Noter vos observations.
 - 4** ANA/RAI Conclure quant à la polarité des molécules étudiées.
-
-

- 5** VAL Vérifier vos conclusions en vous appuyant sur la structure de ces trois molécules.

Solubilité du diiode et du sulfate de cuivre dans l'eau, dans le cyclohexane et dans l'éthanol

6 ANA/RAI Proposer un protocole expérimental pour évaluer qualitativement la solubilité du diiode ou du sulfate de cuivre dans l'eau, dans le cyclohexane et dans l'éthanol.

7 REA Mettre en œuvre le protocole expérimental et remplir le tableau suivant en précisant la solubilité (forte, partielle, très faible, voire nulle) des solutés dans les solvants :

	eau	cyclohexane	éthanol
Diiode (I ₂)			
Sulfate de cuivre (CuSO ₄)			

8 APP Écrire la réaction de dissolution du sulfate de cuivre dans l'eau.

.....

9 ANA/RAI Interpréter la solubilité ou la non solubilité du diiode et du sulfate de cuivre dans l'eau d'une part et dans le cyclohexane, d'autre part.

.....

.....

Densité de l'eau, du cyclohexane et de l'éthanol

10 ANA/RAI Proposer un protocole expérimental pour déterminer la densité de chacun des solvants : l'eau, le cyclohexane et l'éthanol.

.....

.....

11 REA Mettre en œuvre le protocole et remplir le tableau suivant en indiquant la valeur de la densité ainsi déterminée :

	eau	cyclohexane	éthanol
densité			

Miscibilité des solvants : eau, le cyclohexane et l'éthanol

12 ANA/RAI Proposer un protocole expérimental pour déterminer si ces solvants sont miscibles deux à deux.

.....

.....

- 13** REA Mettre en œuvre le protocole et remplir le tableau en précisant si les solvants sont miscibles ou non miscibles :

	eau	cyclohexane	éthanol
eau			
cyclohexane			
éthanol			

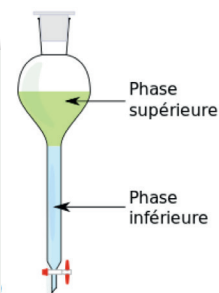
- **2^e séance : Choix du solvant d'extraction et élaboration d'un protocole d'extraction**

Document 9 : Principe d'une extraction par solvant

L'espèce chimique dissoute dans le solvant initial passe dans le solvant d'extraction si celui-ci la solubilise mieux.

Si le solvant initial et le solvant d'extraction ne sont pas miscibles (s'ils ne se mélangent pas) et présentent une densité différente, il sera alors possible de séparer les deux phases.

(Image : Wikipédia)



- 14** APP Énoncer les propriétés que doit respecter le solvant d'extraction.

.....

.....

Protocole de séparation du diiode et du sulfate de cuivre

Document 10 : Pictogrammes de sécurité

Cyclohexane : ; éthanol : ; CuSO₄ et I₂ :

- 15** ANA/RAI En vous appuyant sur les résultats expérimentaux obtenus lors de la 1^{re} séance et les Documents 9 et 10, proposer un protocole expérimental pour séparer le sulfate de cuivre du diiode contenu dans un mélange en expliquant le choix du solvant d'extraction.

.....

.....

- 16** REA Mettre en œuvre le protocole expérimental.

- 17** VAL Vérifier que le diiode et le sulfate de cuivre ont été partiellement séparés.

- 18** VAL Proposer une démarche pour améliorer la séparation de ces deux espèces chimiques.

.....

Corrigés des parties A, B et C

1. Molécules polaires : eau, ammoniac, diéthoxyde (ether), éthanol.
Molécules apolaires : cyclohexane, dioxyde de carbone, tétrachlorométhane.

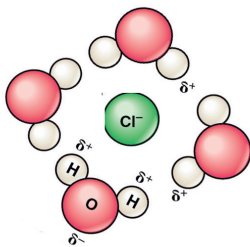
2. Interactions électrostatiques.

3. Les différences d'électronégativité des atomes sont trop importantes pour qu'ils puissent mettre en commun une paire d'électrons pour former une liaison covalente.

4. $\text{CaF}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$

5. Les interactions électrostatiques attractives qui assurent la cohésion du solide ionique sont affaiblies par les interactions électrostatiques attractives entre la molécule d'eau (polaire) et les ions issus du cristal.

6.



7.

	Solide ionique	Solide moléculaire	Interactions de van der Waals	Liaisons Hydrogène	Liaisons ioniques	Température de fusion (°C)
Chlorure de sodium	x		x		x	801
Glace		x	x	x		0
Fluorure de calcium	x		x		x	1418
Saccharose		x	x	x		185

8. La température de fusion est d'autant plus élevée qu'il faut fournir de l'énergie pour rompre les interactions attractives entre les molécules. Les liaisons ioniques sont très fortes (plusieurs centaines de kJ/mol). L'énergie correspondant aux ponts hydrogène est généralement comprise entre 10 et 40 kJ·mol⁻¹ soit cinq à dix fois plus élevée que celle des interactions de van der Waals.

9. Le sel se dissout dans la fine couche d'eau liquide présente à la surface de la glace : les ions sodium et chlorure sont entourés de molécules d'eau (ils sont solvatés). Des interactions entre les ions sodium et les molécules d'eau d'une part, entre les ions chlorure et les molécules d'eau d'autre part rompent les ponts hydrogène qui assurent la cohésion de la glace : celle-ci fond.

La rupture des ponts hydrogène qui conduit à la solvatation des ions nécessite de l'énergie. Celle-ci sera fournie sous forme de chaleur par la glace : sa température diminue. Celle-ci peut descendre jusqu'à -23 °C.

10. Plus il y a d'interactions entre les molécules du soluté et celles du solvant, plus la solubilité est grande.

Solutés	Solvants	Solubilité	Justification
éthanol	eau	totale	molécules polaires, ponts hydrogène
propanone	diéthoxyde	totale	molécules polaires
chlorure de calcium	cyclohexane	non	soluté constitué d'ions / solvant apolaire
ammoniac	éthanol	totale	molécules polaires, ponts hydrogène
pentan-1-ol	eau	partielle	ponts hydrogène avec groupe hydroxyle, mais la chaîne carbonée du soluté est apolaire
diode	cyclohexane	totale	molécules apolaires, interactions de van der Waals

$$11. C_{NaCl} = \frac{c_{NaCl}^{mass}}{M_{NaCl}} = \frac{35 \times 10}{58,5} = 6,0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

12. Dans l'eau pure, à 0 °C, la solubilité du dioxyde de carbone est 3,35 g·L⁻¹ et la solubilité du chlorure de sodium est 357 g·L⁻¹. On peut noter que la concentration en sel de la mer Morte de l'océan est proche de sa solubilité.

$$C_{NaCl} = \frac{c_{NaCl}^{mass}}{M_{NaCl}} = \frac{35 \times 10}{58,5} = 6,0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$s_{CO_2} = \frac{s_{CO_2}^{mass}}{M_{CO_2}} = \frac{3,35}{44} = 7,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

13. La solubilité du chlorure de sodium dans l'eau est 80 fois plus élevée que celle du dioxyde de carbone. Ceci est dû au caractère apolaire de CO₂, et aux interactions électrostatiques importantes qui existent entre les molécules d'eau et les ions sodium d'une part, les ions chlorure d'autre part.

14. Entre les molécules de méthane et les molécules d'eau : de faibles interactions (van der Waals) entre les molécules d'eau, il y a aussi des interactions plus fortes : les ponts hydrogène.

15. Le méthane ne présente pas d'atome électronégatif, il ne peut donc pas former de ponts hydrogène avec l'eau. Par ailleurs, il ne présente pas de charge.

16. Les molécules de méthane emprisonnées dans des cages de molécules d'eau sont plus proches que si elles étaient « libres ».

17. Remontés à la surface (pression atmosphérique et température ambiante), les « glaçons » subissent une augmentation de la température conjuguée à une baisse de pression : ils fondent rapidement, s'ils ne sont pas stockés à très basse température.

Corrigés de l'activité expérimentale

1. Manipulation

2. En approchant une règle électrisée (une règle en plastique frottée sur de la laine, par exemple), le filet d'eau est dévié : les molécules d'eau interagissent avec les particules chargées de la règle électrisée. Si une molécule est polaire, elle se comporte comme un dipôle électrique, le centre géométrique de la charge partielle positive étant différent de celui de la charge partielle négative. Les molécules d'eau sont donc polaires.

3-4. Manipulation. L'éthanol est aussi polaire. La molécule de cyclohexane est apolaire.

5. Le cyclohexane ne présente aucune liaison polaire, les atomes de carbone et d'hydrogène ayant une électronégativité proche.

La géométrie des molécules d'eau et d'éthanol étant coudée au niveau de l'atome d'oxygène (atome électronégatif), celles-ci sont polaires.

6. Introduire quelques cristaux dans quelques millilitres de chacun des solvants ; agiter. Si le solide ne se dissout pas, il est insoluble dans le solvant considéré.

7.

	eau	cyclohexane	éthanol
diiode	faible solubilité	très soluble	soluble
sulfate de cuivre	soluble	insoluble	très soluble



9. Le diiode est un cristal moléculaire apolaire, il est soluble dans le cyclohexane qui est aussi apolaire (interactions de van der Waals) et peu soluble dans l'eau, solvant polaire.

Le sulfate de cuivre est un cristal ionique, il est très soluble dans l'eau (interactions électrostatiques attractives entre les molécules d'eau et les ions) et dans l'éthanol grâce à la polarité du groupe hydroxyle ; il est insoluble dans le cyclohexane, apolaire.

10. Peser la masse d'un même volume V de chaque solvant. Le solvant le plus dense présente la masse volumique la plus élevée.

11. $d_{\text{eau}} = 1 > d_{\text{éthanol}} = d_{\text{cyclohexane}} = 0,8$

12. Introduire quelques millilitres de deux solvants dans un bécher. Agiter. Si deux phases apparaissent, les solvants ne sont pas miscibles.

Remarque : un soluté est d'autant plus soluble dans un solvant qu'il y a d'interactions entre leurs molécules. Il en est de même pour la miscibilité de deux liquides.

13.

	eau	cyclohexane	éthanol
eau		non miscibles	miscibles
cyclohexane	non miscibles		miscibles
éthanol	miscibles	miscibles	

14. L'espèce chimique à extraire doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial.

Le solvant initial et le solvant extracteur ne doivent pas être miscibles et doivent présenter une densité différente. Il ne doit pas réagir avec les composés concernés, être le moins toxique possible et doit pouvoir être éliminé facilement.

15. Le diiode est peu soluble dans l'eau, mais très soluble dans le cyclohexane et dans l'éthanol. Seul le cyclohexane n'est pas miscible dans l'eau. Par ailleurs, la densité du cyclohexane est différente de celle de l'eau. Il sera donc possible de faire une extraction du diiode de la phase aqueuse par le cyclohexane.

Sous la hotte :

Introduire 50 mL du mélange aqueux dans une ampoule à décanter de 125 mL. Y verser 20 mL de cyclohexane. Boucher. Agiter vigoureusement tout en dégazant. Laisser reposer pour obtenir une séparation des deux phases. La phase organique dans laquelle le diiode est passé est la phase supérieure ($d_{\text{eau}} > d_{\text{cyclohexane}}$). Récupérer la phase aqueuse qui contient le sulfate de cuivre (bleu) dans un bécher.

Placer les solutions dans des flacons de récupération adaptés.

16. Manipulation.

17. Observation.

18. Pour améliorer la séparation il faut procéder à une nouvelle extraction du diiode encore solubilisé dans la phase aqueuse avec du cyclohexane ; réunir les deux phases organiques obtenues.