

Liaison hydrogène et solubilité des composés dans l'eau.

Laetitia prépare une sauce vinaigrette ainsi que du caramel. Elle remarque que le sucre est soluble dans l'eau alors que l'huile ne l'est pas.

Pourquoi certaines espèces chimiques sont solubles dans l'eau et d'autres pas ?

Doc 1 : Liaison polaire et électronégativité.

Une liaison covalente simple entre deux atomes est **polaire** si les deux électrons mis en commun ont une répartition dissymétrique de leurs charges.

L'influence des atomes sur le doublet liant dépend d'une grandeur appelée électronégativité (notée χ). Plus cette valeur est élevée et plus l'attraction est forte : une différence d'électronégativité supérieure à 0,4 correspond à une liaison polaire.

Exemple : dans une liaison O–H, les électrons sont plus proches de l'atome d'oxygène que de l'atome d'hydrogène car $\chi(O) = 3,44 > \chi(H) = 2,20$. La liaison O–H est une liaison polaire.

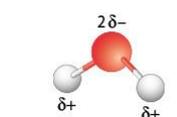
H 2,20						
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,50	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16

▲ Électronégativités de quelques éléments chimiques

Doc 2 : Polarité de la molécule d'eau.

La molécule d'eau est une molécule polaire car :

- la liaison O–H est une liaison polaire.
- le centre géométrique des charges positives ne correspond pas à celui des charges négatives.



▲ Charges locales au sein de la molécule d'eau

Il en résulte une zone chargée négativement autour de l'oxygène et deux zones chargées positivement autour des atomes d'hydrogène.

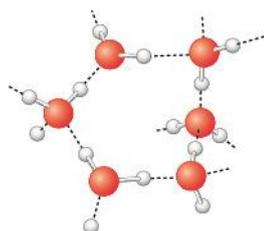
Doc 3 : Solubilité.

Un solvant est dit **polaire** s'il est composé de molécules polaires : l'eau est un solvant polaire. Les solvants polaires interagissent avec les solides ioniques et les solides polaires en créant des liaisons hydrogène qui favorisent leur dissolution.

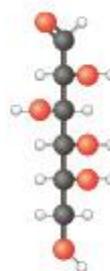
Un solvant est dit **apolaire** s'il est composé de molécules apolaires : le cyclohexane est un solvant apolaire. Les solvants apolaires permettent de dissoudre les solides moléculaires apolaires.

Doc 4 : Liaison hydrogène.

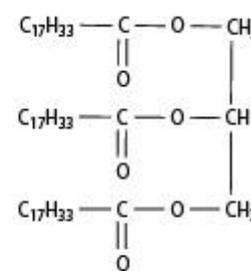
La **liaison hydrogène** est une liaison électrostatique résultant d'une attraction entre deux charges de signes contraires. Elle s'établit entre des molécules polaires. Elle est représentée en pointillés.



Doc 5 : Molécules polaire et apolaire.



▲ Molécule de glucose



▲ Molécule d'oléine (composant l'huile d'olive)

1. En utilisant l'exemple de la molécule d'eau, montrer que la molécule de glucose est polaire. Que peut-on en déduire sur la dissolution du glucose dans l'eau ?

2. Pourquoi l'huile n'est-elle pas miscible dans l'eau ?
3. L'éthanol est soluble dans l'eau. Que peut-on conclure sur la polarité de la molécule d'éthanol ?

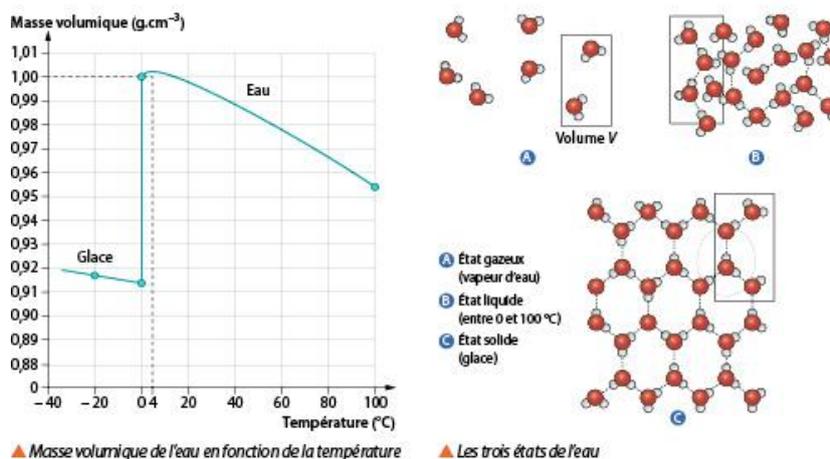
Conséquences de la présence de liaisons hydrogène.

Généralement, plus la matière est sous un état condensé, plus sa masse volumique est grande. Ainsi, d'après cette observation, l'eau à l'état solide devrait être plus dense que l'eau à l'état liquide. Et pourtant, si l'on considère un iceberg, on constate qu'environ 10% de celui-ci émerge.

Pourquoi un iceberg flotte-t-il ?

Doc 1 : L'eau sous ses trois états.

La masse volumique de l'eau évolue en fonction de la température et donc en fonction de son état.



Doc 2 : Capacité thermique et température de changement d'état.

La **capacité thermique** d'un corps est la quantité d'énergie à apporter par kilogramme de ce corps pour élever sa température d'un kelvin. L'unité SI est le J.kg⁻¹.K⁻¹.

Pour passer de l'état solide à l'état liquide, puis de l'état liquide à l'état gazeux, l'énergie thermique des molécules doit être suffisante pour casser les liaisons hydrogène. Plus la polarisation des molécules d'un corps pur est importante, plus les températures de fusion et d'ébullition sont élevées.

	Capacité thermique (J.kg ⁻¹ .K ⁻¹)	Température de fusion (°C)	Température de vaporisation (°C)
Méthane CH ₄ (apolaire)	2,09	-182	-164
Eau H ₂ O (polaire)	4,18	0	100
Ammoniac NH ₃ (polaire)	4,6	-77	-33

1. A l'aide du document 2, déduire la conséquence de la présence de liaisons hydrogène sur les températures de changement d'état.
2. Déterminer le volume occupé par un kilogramme :
 - a. d'eau liquide à 4°C.
 - b. de glace à - 10 °C.

3. En déduire la différence ΔV en cm³ et expliquer le rôle des liaisons hydrogène dans cette différence.
4. Expliquer pourquoi un iceberg flotte sur l'eau.

Dépollution d'une eau.

Une industrie produit, pour ses besoins, une eau riche en ions cuivre II et en iode.
Cette eau est récupérée et nécessite un traitement avant d'être rejetée dans la nature.
Ces ions étant de natures différentes, ils nécessitent un traitement différent.



Comment fait-on pour les extraire et les séparer ?

Doc 1 : Liste du matériel disponible.

Tubes à essai, bouchons, ampoule à décanter, bécher, eau, éthanol (☹️), huile de tournesol (☹️), cyclohexane (☹️☹️☹️☹️), cristaux de diiode, cristaux de sulfate de cuivre, solution d'hydroxyde de sodium à 0,10 mol.L⁻¹.

Doc 2 : Miscibilité de deux solvants : protocole expérimental.

Effectuer les mélanges suivants :

- tube à essai n° 1 : 4 mL d'eau et 2 mL d'éthanol.
- tube à essai n° 2 : 4 mL d'eau et 2 mL d'huile de tournesol.
- tube à essai n° 3 **avec bouchon** : 4 mL d'eau et 2 mL de cyclohexane.

Lorsque deux solvants se mélangent et ne forment qu'une seule phase, ils sont dits miscibles.

Outils.

■ **Densité d'un liquide.**

La densité d'une substance est le rapport de la masse volumique de cette substance à celle de l'eau à 4 °C.

La densité est sans unité.

$$d = \frac{\rho_{\text{substance}}}{\rho_{\text{eau}}} \quad \text{avec } \rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ kg.m}^{-3} \text{ à } 4 \text{ °C.}$$

■ **Valeur de densité des solvants utilisés.**

- Eau : d = 1,0.
- Éthanol : d = 0,79.
- Huile de tournesol : d = 0,91.
- Cyclohexane : d = 0,78.

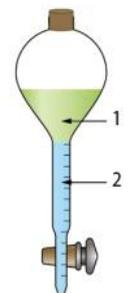
Doc 3 : Solubilité d'une espèce en solution : protocole expérimental.

Le diagramme illustre deux protocoles expérimentaux. Le premier concerne la solubilité du sulfate de cuivre : trois tubes (4, 5, 6) contiennent 5 mL d'eau distillée, d'huile de tournesol et de cyclohexane respectivement, avec des cristaux de sulfate de cuivre. Après agitation et repos, les solutions obtenues sont bleue (tube 4), jaune pâle (tube 5) et jaune pâle (tube 6). Le second protocole concerne la solubilité du diiode : trois tubes (1, 2, 3) contiennent 5 mL d'eau distillée, d'huile de tournesol et de cyclohexane respectivement, avec des cristaux de diiode. Après agitation et repos, les solutions obtenues sont jaune pâle (tube 1), violette (tube 2) et violette (tube 3).

Doc 4 : Extraction liquide-liquide du diiode contenu dans l'eau de l'industrie : protocole expérimental.

L'extraction liquide-liquide est un procédé d'extraction consistant à faire passer une entité chimique d'un solvant à un autre. Ici, il est question de faire passer le diiode contenu initialement dans l'eau dans un autre solvant. Une telle extraction nécessite l'emploi d'une ampoule à décanter. Dans une ampoule à décanter, mettre 10 mL de l'eau à dépolluer et 10 mL du solvant choisi. Agiter et dégazer autant de fois que nécessaire jusqu'à ce que plus aucun gaz ne sorte (respecter les consignes de sécurité données par le professeur pour cette opération).

Laisser décanter.



▲ Ampoule à décanter

Doc 5 : Extraction des ions cuivre II : protocole expérimental.

Les ions cuivre II se trouvent dans la phase aqueuse. Étant non solubles dans les solvants organiques proposés (l'huile et le cyclohexane), il n'est pas envisageable de faire une extraction liquide-liquide pour les ions cuivre II.

Récupérer la phase aqueuse dans un bécher.

Y ajouter 10 mL de solution d'hydroxyde de sodium à 0,10 mol.L⁻¹.

Filter la solution contenue dans le bécher.

A. Miscibilité et solubilité.

1. Compléter le tableau suivant en vous aidant aussi des observations expérimentales du document 2.

Solvant (solvant organique en italiques)	Éthanol	Huile de tournesol	Cyclohexane
Miscibilité avec l'eau (oui ou non)			
Position par rapport à l'eau si non-miscibilité (au-dessus ou en dessous)			

2. Comment peut-on prédire, sans réalisation expérimentale, la nature de la phase supérieure dans le cas de solvants non miscibles ?
3. À l'aide des expériences du document 3, déterminer la solubilité des ions cuivre II et du diiode dans les différents solvants.

B. Extraction liquide-liquide.

4. À l'aide des expériences des documents 2 et 3, et du document 4, déterminer le solvant extracteur à utiliser pour extraire le diiode présent dans l'eau. Justifier et faire valider le choix par le professeur.
5. Sur le schéma du document 4, identifier les deux phases suivantes : phase aqueuse contenant les ions cuivre II et phase organique contenant le solvant organique choisi et le diiode.
6. Vérifier que la position des phases est en accord avec les densités données pour les solvants.
7. Comment pourrait-on vérifier expérimentalement la position de la phase aqueuse ?

C. Extraction des ions cuivre II.

8. Lors de l'extraction des ions cuivre II (Doc. 5), qu'observe-t-on quand on ajoute la solution d'hydroxyde de sodium ?
9. Réaliser un schéma légendé de la filtration et indiquer où se situe l'eau dépolluée.