

Chapitre 9. Cohésion de la matière

Exercice 1

1. La cohésion d'un solide ionique est assurée par :
 - A. Les interactions électriques
3. Quelles sont les interactions à l'origine de la cohésion d'un solide moléculaire contenant des molécules polaires ?
 - A. Des interactions de Van der Waals

Exercice 2

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

Exercice 3

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

Exercice 4

Formule statistique du nitrate d'argent : $AgNO_3$

Formule statistique du chlorure de fer II : $FeCl_2$

Formule statistique du sulfate d'aluminium : $Al_2(SO_4)_3$

Exercice 5

La cohésion du diiode solide est assuré par les interactions de Van der Waals, car le diiode est un solide moléculaire apolaire.

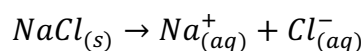
Exercice 6

La solubilité du sel dans l'eau (357 g/L) est plus importante que dans l'éthanol (0,51 g/L) car le sel ou chlorure de sodium est un solide ionique, donc il est plus facilement dissous par un solvant

polaire comme l'eau. L'éthanol est un solvant dont la molécule présente une partie polaire (extrémité OH), mais la chaîne carbonée (CH₃CH₂) est apolaire, ce qui réduit la solubilité du sel dans l'éthanol.

Exercice 7

Concentration molaire des ions dans la solution de chlorure de sodium :



Lors de sa dissolution dans l'eau, 1 molécule de chlorure de sodium donne 1 ion sodium et 1 ion chlorure.

Donc les concentrations molaires en ion sodium et en ion chlorure de la solution sont les mêmes et égales à la concentration molaire en chlorure de sodium notée c :

$$c = \frac{n}{V}$$

Or $n = \frac{m}{M}$, donc :

$$c = n \times \frac{1}{V} = \frac{m}{M} \times \frac{1}{V} = \frac{m}{MV}$$

Application numérique :

$$c = \frac{3,0}{58,5 \times 50 \times 10^{-3}}$$
$$c \approx 1,0 \text{ mol. L}^{-1}$$

Exercice 8

Les propriétés amphiphiles d'une molécule de savon sont dues au fait qu'une molécule de savon possède à la fois les caractères hydrophile (ou lipophile) et lipophile (ou hydrophobe) au sein de la molécule. La grande chaîne carbonée d'une molécule de savon est apolaire et lipophile (ou hydrophobe) et la tête polaire de la molécule de savon est hydrophile (ou lipophile).

Exercice 9

1. La molécule d'eau est une molécule polaire car elle est composée de liaisons covalentes OH qui sont polaires, et car les barycentres des charges positives (milieu du segment HH) et négatives (atome d'oxygène) ne coïncident pas.
2. Au sein de la glace, les interactions entre les molécules d'eau sont les interactions de Van der Waals puisque l'eau est un solide moléculaire, mais aussi les ponts (ou liaisons) hydrogène qui ont lieu entre les atomes d'hydrogène et les atomes d'oxygène très électronégatifs.

Exercice 10

1. Equations de dissolution des solides ioniques :
 - Hydroxyde de sodium : $NaOH_{(s)} \rightarrow Na_{(aq)}^{+} + HO_{(aq)}^{-}$

- Chlorure de cuivre II : $CuCl_{2(s)} \rightarrow Cu_{(aq)}^{2+} + 2Cl_{(aq)}^{-}$
- Sulfate de baryum : $BaSO_{4(s)} \rightarrow Ba_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$
- Nitrate d'argent : $AgNO_{3(s)} \rightarrow Ag_{(aq)}^{+} + NO_{3(aq)}^{-}$

2. Concentrations molaires des ions dans les solutions :

- Solution d'hydroxyde de sodium : $[Na_{(aq)}^{+}] = [HO_{(aq)}^{-}] = c = 0,50 \text{ mol. L}^{-1}$
- Solution de chlorure de cuivre II : $[Cu_{(aq)}^{+}] = c = 0,50 \text{ mol. L}^{-1}$ et $[Cl_{(aq)}^{-}] = 2c = 2 \times 0,50 = 1,0 \text{ mol. L}^{-1}$ (car lors de sa dissolution dans l'eau, 1 molécule de chlorure de cuivre II donne 1 ion cuivre II et 2 ions chlorure)
- Solution de sulfate de baryum : $[Ba_{(aq)}^{2+}] = [SO_{4(aq)}^{2-}] = c = 0,50 \text{ mol. L}^{-1}$
- Solution de nitrate d'argent : $[Ag_{(aq)}^{+}] = [NO_{3(aq)}^{-}] = c = 0,50 \text{ mol. L}^{-1}$

Exercice 11

1. Nous savons que l'eau est une molécule polaire. L'acide salicylique, l'acétone, et l'éther ont des liaisons polaires (CO et OH pour l'acide) et les barycentres des charges positives et négatives ne coïncident pas, mais sont proches, notamment pour l'éther où ils sont quasiment confondus.

On en déduit que l'acide salicylique et l'acétone sont des molécules polaires, mais que l'éther peut être considéré comme une molécule apolaire.

2. D'après les données, l'acide salicylique est faiblement soluble dans l'eau, ce qui confirme que l'acide salicylique est une molécule polaire, mais sa faible solubilité peut s'expliquer par la grande chaîne carbonée apolaire que contient la molécule d'acide salicylique. D'après les données, l'acide salicylique est soluble dans l'acétone et dans l'éther car leurs structures sont similaires : ces molécules possèdent des chaînes carbonées qui peuvent se lier entre elles par des interactions de Van der Waals.
3. Le solvant à utiliser pour extraire l'acide salicylique de la solution aqueuse est l'éther car l'acide salicylique est plus soluble dedans que dans l'eau, et l'éther est très peu miscible avec l'eau.

Exercice 12

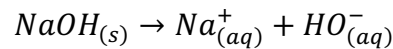
Pour extraire le butan-1-ol (ou butanol) d'un mélange butanol/eau, on ne va utiliser l'eau car la solubilité du butanol dans l'éther et dans l'éthanol est bien supérieure à la solubilité du butanol dans l'eau.

On pourrait utiliser l'éthanol, mais il est miscible avec l'eau, donc on ne pourra séparer les deux solvants.

Il faut donc utiliser l'éther car le butanol est complètement soluble dans l'éther et l'éther est peu miscible avec l'eau.

Exercice 13

1. Les interactions à l'origine de la cohésion de l'hydroxyde de sodium à l'état solide sont les interactions électriques ou électrostatiques, car l'hydroxyde de sodium est un solide ionique.
2. Equation de dissolution de la soude dans l'eau :



3. Masse m de solide à dissoudre pour réaliser $V = 500 \text{ mL}$ d'une solution de concentration molaire en soluté $c = 2,50 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$:

Nous savons que : $n = \frac{m}{M}$, donc : $m = n \times M$.

De plus, $c = \frac{n}{V}$, d'où : $n = c \times V$.

Donc :

$$m = n \times M = c \times V \times M$$

Application numérique :

$$m = 2,50 \times 10^{-1} \times 500 \times 10^{-3} \times (23,0 + 16,0 + 1,0)$$

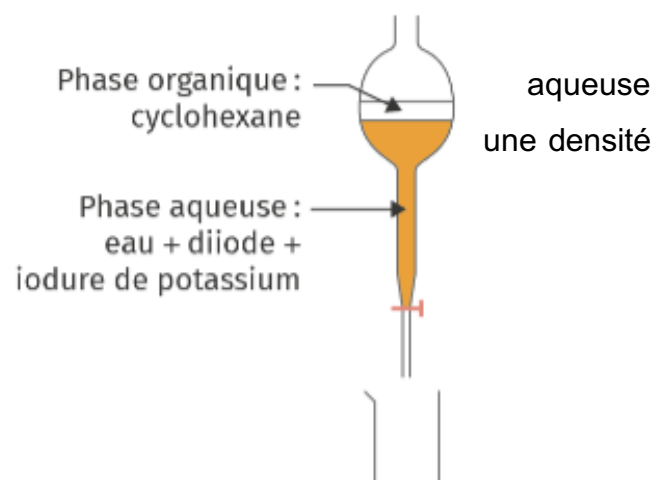
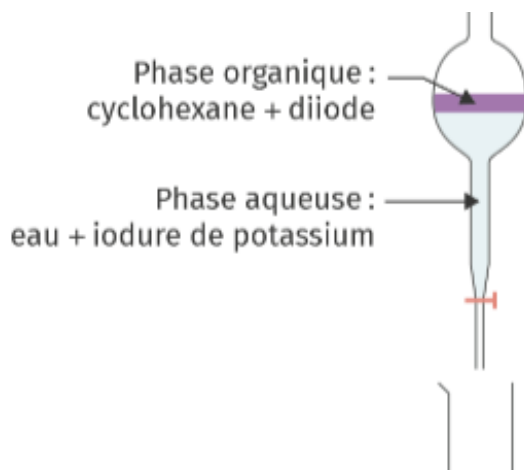
$$m = 5,00 \text{ g}$$

4. La concentration des ions en solution sont égales toutes les deux à la concentration en soude apportée, car lorsque la soude se dissout dans l'eau, 1 molécule de soude donne naissance à 1 ion hydroxyde et à 1 ion sodium. Donc :

$$[Na_{(aq)}^+] = [HO_{(aq)}^-] = c = 2,50 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 14

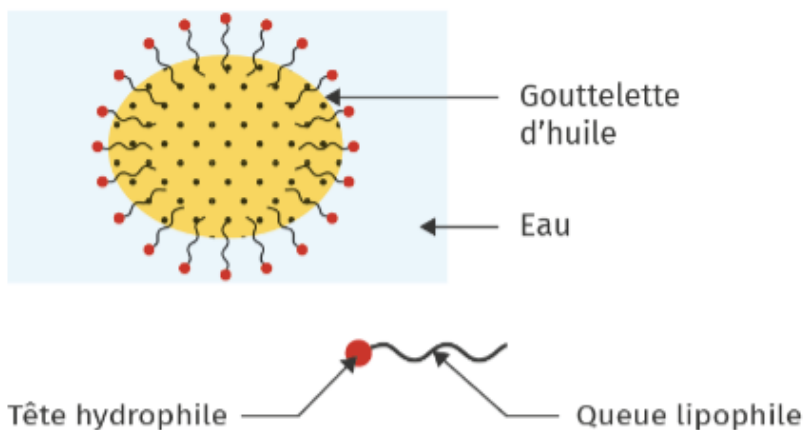
1. Pour extraire le diiode de l'eau iodée, il faut utiliser le cyclohexane car le diiode est très soluble dans ce solvant et car le cyclohexane n'est pas miscible avec l'eau.
2. La phase organique contenant le cyclohexane est au-dessus de la phase avec l'eau et le diiode car le cyclohexane a plus faible que celle de l'eau.



3.

Exercice 15

Le mélange eau/huile forme une émulsion, car les molécules de LDL, par leur caractère amphiphile, permettent aux gouttelettes d'huile d'être entourées de molécules de LDL. En effet, la partie lipophile des molécules de LDL (chaîne carbonée) vient se fixer dans la gouttelette d'huile et la tête hydrophile de la molécule de LDL est juste à l'extérieur de la gouttelette d'huile, entourée d'eau.



est stable et les leur permettent d'être d'eau. En des (chaîne

Exercice 16

1. L'ajout de sel dans le distillat permet de commencer à séparer l'aldéhyde cinnamique de l'eau, car les molécules d'eau présentes dans le distillat vont dissoudre le sel, et les ions sodium et chlorure du sel vont s'entourer de molécules d'eau, ce qui va diminuer la solubilité de l'aldéhyde cinnamique dans le distillat.
2. D'après les données, l'huile essentielle (HE) l'aldéhyde cinnamique a une densité de 1,06, supérieur à la densité de l'eau, l'huile est donc la phase inférieure dans l'ampoule à
3. Masse d'huile essentielle obtenue :

$$m = \rho \times V$$

$$\text{Or : } d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}, \text{ donc : } \rho = d \times \rho_{\text{eau}}.$$

Finalement :

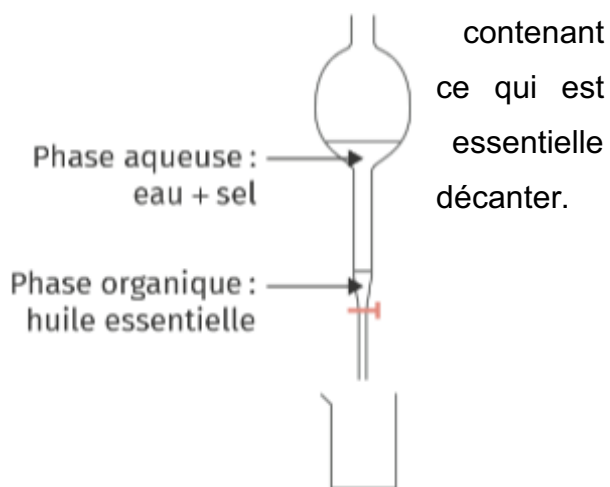
$$m = \rho \times V = d \times \rho_{\text{eau}} \times V$$

Application numérique :

$$m = 1,06 \times 1,00 \times 10$$

$$m = 10,6 \text{ g}$$

4. Le chromatogramme permet de voir que l'huile essentielle est bien composée de l'aldéhyde cinnamique et d'un autre composant, car l'aldéhyde cinnamique du commerce a une tache qui a le même rapport frontal qu'une tache présente dans l'huile essentielle.
5. Pour extraire l'aldéhyde cinnamique de l'huile essentielle, on réalise une extraction par solvant en utilisant le chloroforme comme solvant extracteur car l'aldéhyde cinnamique est très soluble dedans et le chloroforme est non miscible avec l'eau.



- Dans une ampoule à décanter, introduire à l'aide d'un bécher et d'un entonnoir l'huile essentielle.
- Ajouter ensuite le chloroforme à l'aide d'un bécher. Boucher l'ampoule à décanter, agiter et dégazer. Répéter cette opération trois fois.
- Reposer l'ampoule sur son support et laisser décanter : deux phases apparaissent, celle contenant l'aldéhyde cinnamique est la phase inférieure car le chloroforme est plus dense que l'eau.
- Déboucher l'ampoule à décanter. Placer un bécher sous l'ampoule à décanter. Ouvrir le robinet et laisser couler la phase inférieure contenant l'aldéhyde cinnamique dissous dans le chloroforme. Refermer le bouchon lorsque l'on arrive à la surface séparant les deux phases.