

1^e Spécialité Physique Chimie

CHAPITRE 5

DE LA STRUCTURE À LA
COHÉSION, SOLUBILITÉ ET
MISCIBILITÉ DES ESPÈCES
CHIMIQUES

EXERCICES

Wulfran Fortin

Liste des exercices

1 Cohésion des solides

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

Exercice 6

Exercice 7

Exercice 8

Exercice 9

Exercice 10

Exercice 11

2 Dissolution des solides ioniques

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

Exercice 6

Exercice 7

Exercice 8

Exercice 9

Exercice 10

Exercice 11

Exercice 12

Exercice 13

Exercice 14

3 Solubilité d'une espèce

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

4 Molécules amphiphiles

Exercice 1

Exercice 2

1 Cohésion des solides

Exercice 1

Énoncé

D'après Belin 2019.

a. La cohésion d'un cristal ionique est assurée par des interactions

1. à distance
2. magnétiques
3. de contact
4. électrostatique

b. Un pont hydrogène est une interaction plus forte qu'une

1. interaction de van der Waals
2. interaction ionique
3. liaison covalente
4. interaction gravitationnelle

Correction

- a. réponses 1 et 4.
- b. réponses 1 et 4.

Exercice 2

Énoncé

D'après Belin 2019.

Le bromure de potassium $KBr_{(s)}$ est un solide ionique dont la température de fusion est de $724^{\circ}C$, il est utilisé comme antispasmodique et sédatif (calme l'anxiété).

- a.** Déterminer à l'aide de la classification périodique les formules des ions présents dans ce solide.
- b.** Indiquer le type de liaison responsable de la cohésion de ce solide.

Correction

a. Le potassium est dans la première colonne, il forme facilement le cation K^+ en perdant le seul électron de sa couche externe. Le brome est dans la 17^e colonne, il capture facilement un électron pour compléter à 8 électrons sa couche externe, en formant l'anion Br^- .

b. Ce sont des liaisons ioniques, des attractions entre charges électrique de signe opposé.

Exercice 3

Énoncé

D'après Belin 2019.

Certains médicaments, commercialisés sous la forme d'ampoules buvables, permettent de traiter les troubles légers du sommeil, l'irritabilité et de la nervosité. Un des principes actifs est le bromure de calcium.

Donner la formule chimique du bromure de calcium à l'état solide, sachant qu'il contient des ions bromures Br^- .

Correction

Le calcium est dans la 2^e colonne du tableau de la classification périodique.

Il va donc facilement perdre ses deux seuls électrons de sa couche externe pour former le cation Ca^{2+} .

Comme le cristal ionique de bromure de calcium doit être neutre électriquement, il faut que la formule statistique permette cette neutralité électrique :



Exercice 4

Énoncé

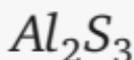
D'après Belin 2019.

Le sulfure d'aluminium est un composé ionique contenant des ions monoatomiques formés à partir des éléments soufre et aluminium.

- a.** Déterminer à l'aide de la classification périodique les formules des ions présents dans ce solide.
- b.** En déduire la formule chimique de ce solide ionique.
- c.** Expliquer la cohésion du sulfure d'aluminium.

Correction

- a.** L'aluminium est dans la colonne 13, il formera facilement l'ion Al^{3+} . Le soufre est dans la colonne 16, il formera facilement l'ion S^{2-} .
- b.** Il faut la neutralité électrique, donc la formule statistique du solide ionique sera



- c.** Ce sont des interactions électrostatiques d'attractions entre les cations et les anions qui assurent la cohésion du cristal.

Exercice 5

Énoncé

D'après Belin 2019.

Dans les conditions normales de température et de pression, le diiode est un solide gris qui passe directement à l'état gazeux par sublimation. C'est un produit irritant qui doit être manipulé avec précaution. La température de fusion du diiode I_2 est de $114^\circ C$.

Identifier le type d'interaction qui assure la cohésion du diiode.

Correction

Le diode est une molécule symétrique, non polarisée. Le cristal assure sa cohésion grâce à des interactions de van der Waals entre les molécules de diodes à cause de la présence de polarisation instantanées. Cela explique que ce solide se sublime si facilement et que sa température de fusion soit basse, les interactions de van der Waals étant de faible intensité.

Exercice 6

Énoncé

D'après Belin 2019.

Le fluorure d'hydrogène est solide pour des températures inférieures à -84°C .

Indiquer les types d'interactions intervenant entre les molécules de fluore d'hydrogène HF .

Correction

Quand on regarde l'électronégativité du fluor et de l'hydrogène, on constate une grande différence, la molécule est fortement polarisée, il y a donc des interactions de van der Waals entre les molécules HF et cela permet la cohésion du cristal. Cependant, ces interactions étant de faible intensité, la cohésion ne peut se faire qu'à basse température.

Exercice 7

Énoncé

D'après Belin 2019.

Le silane de formule SiH_4 est un gaz utilisé par exemple dans la fabrication des semi-conducteurs.

Expliquer s'il est possible ou non d'établir un pont hydrogène entre une molécule d'eau et une molécule de silane.

Correction

Un pont hydrogène se forme entre deux atomes ayant une forte électronégativité comme le fluor, l'oxygène et l'azote, ce qui n'est pas le cas du silicium. Il n'y a donc pas de ponts hydrogène possibles entre les molécules d'eau et de silane.

Exercice 8

Énoncé

D'après Belin 2019.

Le fluorométhane est une molécule de formule brute CH_3F .

- a.** Préciser si deux molécules de fluorométhane peuvent ou non établir un pont hydrogène entre elles.
- b.** Indiquer si ces molécules peuvent établir des ponts hydrogène avec les molécules d'eau.
- c.** Représenter les éventuels ponts hydrogène que peuvent établir ces molécules.

Correction

- a.** Le pont hydrogène doit s'établir entre deux atomes fortement électronégatifs. Ici il n'est pas possible d'avoir de pont, les hydrogènes étant liés au carbone.
- b.** Il est possible qu'un pont hydrogène soit établi entre l'oxygène d'une molécule d'eau et le fluor d'une molécule. Les deux atomes sont fortement électronégatifs, le pont peut s'établir.
- c.** Voir figure 1.

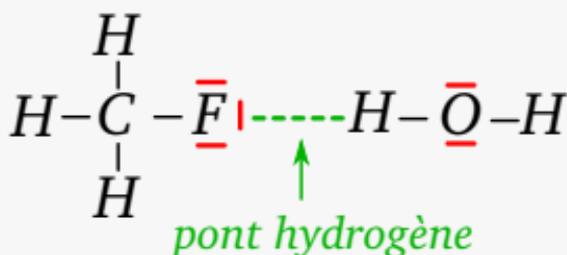


Figure 1 – Pont hydrogène entre l'eau et le fluorométhane

Exercice 9

Énoncé

D'après Belin 2019.

Le modèle moléculaire de 3-chloropropan-

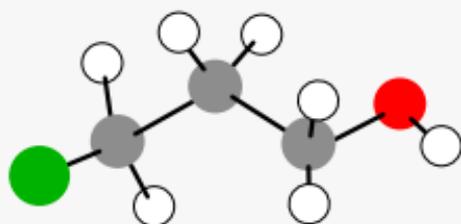


Figure 2 – *Modèle moléculaire du 3-chloropropan-1-ol.*

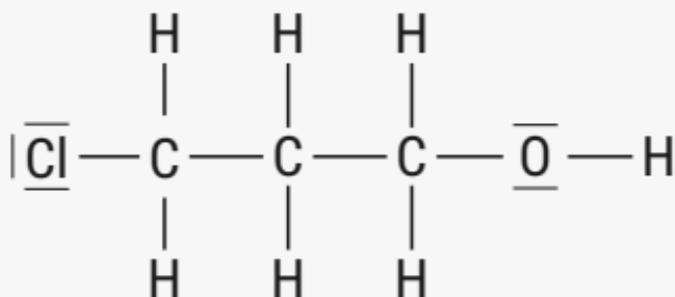
1-ol est représenté sur la figure 2.

- Écrire le schéma de Lewis de cette molécule.
- Identifier les types d'interactions qui peuvent s'établir entre deux molécules de 3-chloropropan-1-ol.
- Représenter les éventuelles ponts hy-

drogène que peuvent établir ces deux molécules.

Correction

a.



b. Il y a des liaisons polarisées, entre le carbone et le chlore, ainsi que l'oxygène, avec le carbone et l'hydrogène. Il y aura donc des interactions de van der Waals. De plus, la présence du groupe $\text{O} - \text{H}$ permettra la présence de pont hydrogène.

c. Voir figure 3.

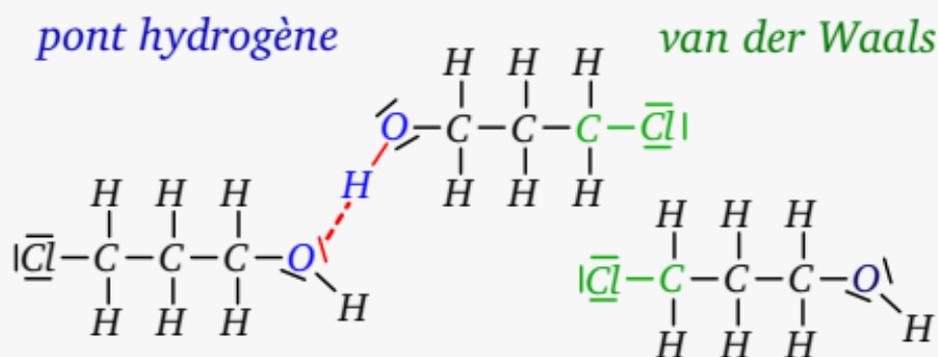


Figure 3 – Pont hydrogène entre deux molécules de 3-chloropropan-1-ol.

Exercice 10

Énoncé

D'après Belin 2019.

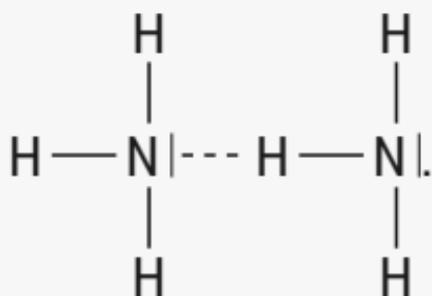
La formule d'ammoniac a pour formule brute NH_3 .

- a.** Indiquer si cette molécule est polaire.
- b.** Préciser les interactions pouvant s'établir entre deux molécules d'ammoniac.

Correction

a. Les liaisons N—H sont polarisées du fait de la forte différence d'électronégativité, et la molécule n'étant pas plane, ces polarisations ne se compensent pas, l'ammoniac est donc polaire.

b. On peut établir des ponts hydrogènes entre deux molécules de type



Exercice 11

Énoncé

D'après Belin 2019.

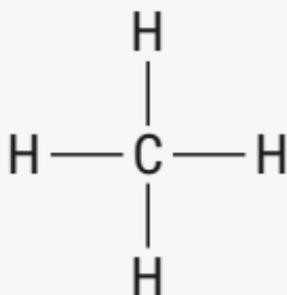
Les épaisses couches nuageuses de Neptune paraissent bleues du fait de la présence de méthane CH_4 gazeux.

Les longs nuages blancs contiennent des cristaux de glace de méthane.

- a.** Représenter le schéma de Lewis du méthane.
- b.** Préciser si cette molécule est polaire.
- c.** Indiquer la nature des interactions responsables de la cohésion de la glace de méthane.

Correction

a.



b. Elle n'est pas polaire, la différence d'électronégativité entre le carbone et l'hydrogène est inférieure à 0.4 et la forme de la molécule compense la faible polarisation des liaisons, la molécule est donc apolaire.

c. La cohésion sera assurée par des interactions de van der Waals. Elle sont de faible intensité, et donc cette glace ne peut exister qu'à très basse températures, donc loin du Soleil.

2 Dissolution des solides ioniques

Exercice 1

Énoncé

D'après Belin 2019.

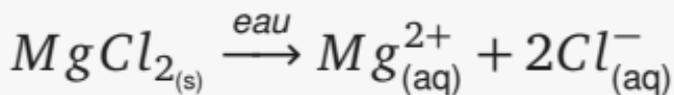
On prépare une solution de chlorure de magnésium de concentration en soluté apporté C .

Les concentrations effectives des ions en solution sont

1. $[Mg^+] = \frac{C}{2}$
2. $[Mg^{2+}] = C$
3. $[Cl^-] = C$
4. $[Cl^-] = 2 \times C$

Correction

Le chlorure de magnésium se dissout selon l'équation chimique suivante



Donc les réponses justes sont 2 et 4.

Exercice 2

Énoncé

D'après Belin 2019.

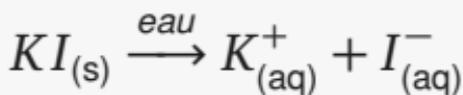
On prépare une solution d'iodure de potassium de concentration en soluté apporté C .

Les concentrations effectives des ions en solution sont

1. $[K^+] = C$
2. $[K^+] = 2 \times C$
3. $[I^-] = C$
4. $[I^-] = \frac{C}{2}$

Correction

L'iodure de potassium se dissout selon l'équation chimique suivante



Donc les réponses justes sont 1 et 3.

Exercice 3

Énoncé

D'après Belin 2019.

On prépare une solution de chlorure d'aluminium de concentration en soluté apporté C contient des ions Al^{3+} et Cl^{-} .

Les concentrations effectives des ions en solution sont

1. $[Al^{3+}] = C$

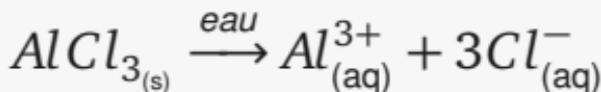
2. $[Al^{3+}] = \frac{C}{3}$

3. $[Al^{3+}] = \frac{[Cl^{-}]}{3}$

4. $[Cl^{-}] = 3 \times C$

Correction

L'équation chimique de la dissolution est



Donc pour 1 soluté apporté on a 1 ions Al^{3+} et donc proportionnellement pour C apporté on aura C ions Al^{3+} .

Pour 1 soluté apporté on a 3 ions Cl^{-} et donc proportionnellement, pour C apporté, on aura $3 \times C$ ions Cl^{-} .

On peut donc déjà valider les réponses 1 et 4.

Du coup, cela valide également la réponse 3 qui résulte de la substitution de 1 dans 4.

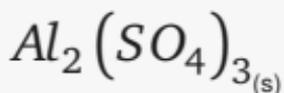
Exercice 4

Énoncé

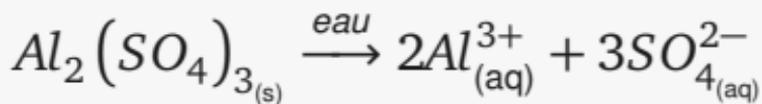
D'après Belin 2019.

Le sulfate d'aluminium diminue le pH du sol et convient aux plantes acidophiles comme les bleutes ou les hortensias. La formule des ions sulfate est SO_4^{2-} .

Écrire l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau du sulfate d'aluminium de formule



Correction



Exercice 5

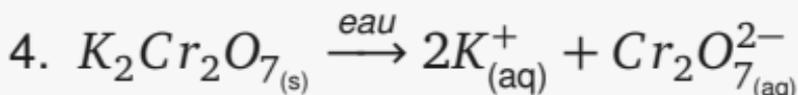
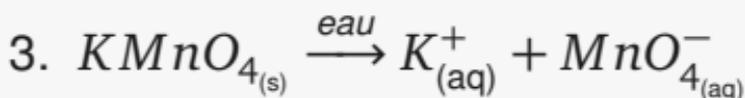
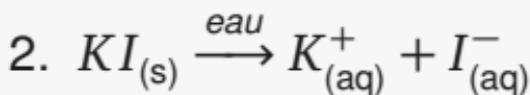
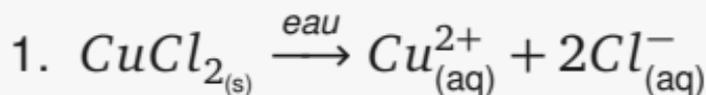
Énoncé

D'après Belin 2019.

Écrire l'équation de réaction de dissolution dans l'eau de chacun des composés ioniques suivants

1. le chlorure de cuivre (II) $CuCl_{2(s)}$
2. l'iodure de potassium $KI_{(s)}$
3. le permanganate de potassium
 $KMnO_{4(s)}$
4. le dichromate de potassium
 $K_2Cr_2O_{7(s)}$

Correction



Exercice 6

Énoncé

D'après Belin 2019.

Un élève doit préparer 200.0 mL de solution de chlorure de cuivre (II) de concentration en quantité de matière de soluté

$$C_{CuCl_2} = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$$

à partir de chlorure de cuivre dihydraté de formule $CuCl_2, 2H_2O$.

- Préciser le type d'opération (dissolution ou dilution) que doit réaliser l'élève.
- Déterminer la masse de chlorure de cuivre dihydraté qu'il doit prélever.
- Écrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure de cuivre dans l'eau.
- Donner le protocole expérimental que doit suivre l'élève.

Correction

a. Il s'agit d'une préparation de solution par dissolution, on la fabrique en dissolvant des cristaux solides dans de l'eau.

b. On utilise la définition d'une concentration molaire

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

On connaît le volume de solution et la concentration, on veut calculer la quantité de matière, donc en isolant n dans la formule on a

$$n = C \times V$$

Connaissant la masse molaire moléculaire du M soluté, on en déduit la masse m à prélever pour avoir la quantité de matière n

$$m = n \times M$$

On fusionne les deux équations

$$m = M \times C \times V$$

En respectant les unités, on peut alors calculer la masse à prélever

$$C = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V = 200.00 \text{ mL} = 0.20000 \text{ L}$$

$$\begin{aligned} M &= M(\text{CuCl}_2) + 2 \times M(\text{H}_2\text{O}) \\ &= 134.5 + 2 \times 18 \text{ g.mol}^{-1} \\ &= 170.5 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

donc

$$m = 170.5 \times 0.25 \times 0.200 = 8.53 \text{ g}$$

c. Équation de dissolution. L'eau n'intervient pas dans la réaction.



d. Il faut une fiole jaugée de 200 mL, une balance, un petit bécher de prélèvement, une spatule, de l'eau distillée.

1. prélever la masse de poudre avec le bécher

2. verser le contenu dans la fiole en l'entraînant avec l'eau de la pissette.
3. remplir à moitié la fiole jaugée.
4. agiter la fiole jusqu'à dissolution totale du solide.
5. ajuster le niveau au trait de jauge.

Exercice 7

Énoncé

D'après Belin 2019.

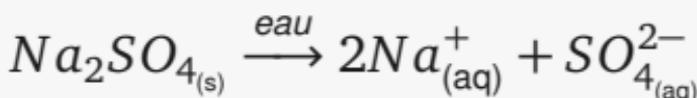
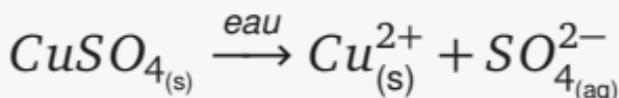
On mélange dans un bécher 50.0 mL d'une solution S_1 de sulfate de cuivre (II) $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$ de concentration en soluté apporté

$C_1 = 0.200 \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 150 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de sodium $2\text{Na}_{(\text{aq})}^{+} + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$ de concentration en soluté apporté $C_2 = 0.150 \text{ mol.L}^{-1}$. Il ne se produit aucune réaction chimique entre les espèces présentes.

Déterminer les concentrations effectives de chacun des ions présents dans ce mélange.

Correction

On écrit les deux réactions de dissolutions des deux sels.



On peut ensuite calculer les quantités d'ions présents dans chaque bécher avant le mélange

Bécher 1

$$\begin{aligned}n(Cu^{2+}) &= [Cu^{2+}] \times V_1 \\&= C_1 \times V_1 \\&= 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n(SO_4^{2-}) &= [SO_4^{2-}] \times V_1 \\&= C_1 \times V_1 \\&= 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

Bécher 2

$$\begin{aligned}n(\text{Na}^+) &= [\text{Na}^+] \times V_2 \\ &= 2 \times C_2 \times V_2 \\ &= 2 \times 0.15 \times 0.15 \\ &= 4.5 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n(\text{SO}_4^{2-}) &= [\text{SO}_4^{2-}] \times V_2 \\ &= C_2 \times V_2 \\ &= 2.25 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

Après le mélange, le volume total est

$$V_3 = V_1 + V_2 = 0.200 \text{ L}$$

et les quantités de matières présentes sont

$$\begin{aligned}n(\text{Na}^+) &= 4.5 \times 10^{-2} \text{ mol} \\ n(\text{SO}_4^{2-}) &= 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol} + \\ &\quad 2.25 \times 10^{-2} \text{ mol} \\ &= 3.25 \times 10^{-2} \text{ mol} \\ n(\text{Cu}^{2+}) &= 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

On calcule alors les concentrations effectives des ions dans le mélange.

$$\begin{aligned}[Na^+] &= \frac{4.5 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0.200 \text{ L}} \\ &= 0.225 \text{ mol.L}^{-1}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}[SO_4^{2-}] &= \frac{3.25 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0.200 \text{ L}} \\ &= 0.163 \text{ mol.L}^{-1}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}[Cu^{2+}] &= \frac{1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0.200 \text{ L}} \\ &= 0.05 \text{ mol.L}^{-1}\end{aligned}$$

Exercice 8

Énoncé

D'après Hatier 2019.

Une solution de chlorure de fer (II) $FeCl_2$ est préparée en dissolvant une masse $m = 2.0 \text{ g}$ de soluté dans une fiole jaugée de volume $V = 250.0 \text{ mL}$.

- a. Calculer la masse molaire du chlorure de fer (II).
- b. Calculer la quantité de matière de soluté dissous.
- c. Calculer la concentration molaire en soluté de la solution.
- d. Écrire l'équation de dissolution.
- e. Construire le tableau d'avancement associé.
- f. En déduire la concentration molaire des ions en solution.

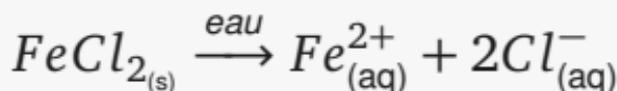
Correction

a. $M = 55.8 + 2 \times 35.5 = 126.8 \text{ g.mol}^{-1}$.

b. $n = \frac{m}{M} = \frac{2.0 \text{ g}}{126.8 \text{ g.mol}^{-1}} = 1.6 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

c. $C = \frac{n}{V} = \frac{1.6 \times 10^{-2}}{0.250} = 6.3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

d.



e. Un peu lourd comme méthode ... On peut simplement faire une proportion.

f.

$$[Fe_{(aq)}^{2+}] = C$$

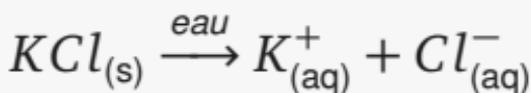
$$[Cl_{(aq)}^{-}] = 2 \times C$$

Exercice 9

Énoncé

D'après Hatier 2019.

On dissout une masse $m = 1.50 \text{ g}$ de chlorure de potassium ($M = 74.6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) dans de l'eau distillée jusqu'à un volume $V = 100.0 \text{ mL}$. L'équation de dissolution est



- Donner le nom des trois étapes de la dissolution des cristaux dans l'eau.
- Calculer la quantité de matière n de chlorure de potassium solide mise en jeu.
- En déduire la concentration C de la solution en soluté apporté.
- Quelle est la concentration des ions en solution ?

Correction

a. dissociation, solvation et dispersion.

b. $n = \frac{m}{M} = 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol}.$

c. $C = \frac{n}{V} = \frac{2.0 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0.1000 \text{ L}} = 0.20 \text{ mol.L}^{-1}.$

d. D'après les proportions de l'équation de dissolution

$$[K_{(\text{aq})}^{+}] = C = 0.20 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl_{(\text{aq})}^{-}] = C = 0.20 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 10

Énoncé

D'après Hatier 2019.

Le sel de Mohr $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ comme le sulfate de fer (III) libère des ions fer (III) en solution. Les ions Fe^{2+} d'une solution de sel de Mohr sont stabilisés par la présence des ions ammonium et sulfate.

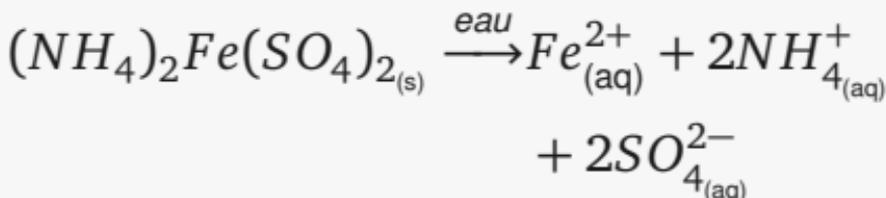
a. Écrire l'équation de dissolution du sel de Mohr.

b. La concentration molaire en ion Fe^{2+} de la solution est 0.25 mol.L^{-1} . Déterminer les concentrations en ion ammonium et en ions sulfate dans la solution.

c. Vérifier que la solution est électriquement neutre.

Correction

a.



b. D'après l'équation de dissolution
(avec $C = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$)

$$[Fe_{(aq)}^{2+}] = C$$

$$[NH_{4(aq)}^+] = 2 \times C$$

$$[SO_{4(aq)}^{2-}] = 2 \times C$$

c. La quantité de charges positives doit être égale à celle des charges négatives. L'ion fer apporte 2+ et l'ammonium 1+ donc pour un litre de solution on aura la quantité de charges positives

$$2 \times [Fe_{(aq)}^{2+}] + 1 \times [NH_{4(aq)}^+] = 4 \times C$$

Pour les charges négatives, seul l'ion sulfate apporte $2-$ donc la quantité de charges négative dans un litre de solution est

$$2 \times [SO_{4(aq)}^{2-}] = 4 \times C$$

et on constate l'égalité des quantités de charges positives et négatives, donc la solution est neutre.

Exercice 11

Énoncé

D'après sujet d'épreuve commune.

Pour les chimistes, l'eau est un solvant très utilisé. Ses propriétés sont utilisées dans la réalisation de la végétation métallique car l'eau est capable de dissoudre le nitrate d'argent $AgNO_{3(s)}$ et les autres ions intervenant dans le phénomène.

Données :

$$M(O) = 16.0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(Ag) = 107.9 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(N) = 14.0 \text{ g.mol}^{-1}$$

Ion argents Ag_{aq}^+

ion nitrate $NO_{3(aq)}^-$.

a. Écrire l'équation de la réaction modélisant la dissolution du nitrate d'argent dans l'eau.

Préciser l'état physique des différentes espèces chimiques.

b. On note c la concentration en quantité de matière apportée en nitrate d'argent dans une solution. Exprimer en fonction de c la concentration en ions argent dissous $[Ag^+]$ si la dissolution est totale.

c. En déduire la quantité de matière n d'ions Ag^+ contenue dans 250 mL de la solution de nitrate d'argent de concentration $c = 0.10\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et indiquer la masse m de nitrate d'argent nécessaire pour préparer cette solution.

d. Proposer un protocole pour préparer cette solution avec le matériel et les éléments de verrerie usuels au laboratoire, dont on précisera le nom et le volume si nécessaire.

Correction

a.

Dans l'ordre : solide, solution aqueuse, solution aqueuse.

b. On peut écrire un tableau d'avancement ou raisonner par proportion.

Ici, d'après l'équation de dissolution, on voit que pour 1 mole de sel, on a 1 mole d'ion en solution donc pour c moles dans un litre on aura c moles d'ions en solution dans un litre soit

$$[Ag_{(aq)}^+] = c$$

c.

$$n = [Ag_{(aq)}^+] \times V$$

$$= c \times V$$

$$= 0.10 \times 0.250$$

$$= 2.5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\begin{aligned}m &= n \times M(\text{Ag}^+) \\ &= 2.5 \times 10^{-2} \times 107.9 \\ &= 2.70 \text{ g}\end{aligned}$$

d. Protocole de préparation d'une solution par dissolution d'un sel.

1. peser dans un petit bécher ou une coupelle une masse de 2.70 g de nitrate d'argent en poudre prélevé à la spatule
2. à l'aide d'un entonnoir et d'une pissette d'eau distiller, faire tomber toute la quantité de poudre au fond d'une fiole jaugée de 250 mL
3. ajouter un peu d'eau de manière à remplir à moitié le ballon de la fiole
4. agiter jusqu'à dissolution des grains
5. compléter le niveau d'eau au trait de jauge
6. agiter la fiole pour homogénéiser la solution

Exercice 12

Énoncé

D'après sujet d'épreuve commune.

La soude est une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. Elle est obtenue par dissolution dans l'eau d'un échantillon d'hydroxyde de sodium $NaOH$ solide de masse $m = 400 \text{ g}$ pour obtenir un volume $V = 1.0 \text{ L}$ de solution.

La masse molaire de l'hydroxyde de sodium est

$$M(\text{hydroxyde de sodium}) = 40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

a. Exprimer puis calculer la concentration en quantité de matière en soluté apporté de la solution de soude.

b. Écrire l'équation de la réaction qui modélise la dissolution de l'hydroxyde de sodium

solide $NaOH_{(s)}$ dans l'eau.

c. Exprimer puis calculer les concentrations en quantité de matière effectives des ions présents dans la solution de soude.

Correction

a.

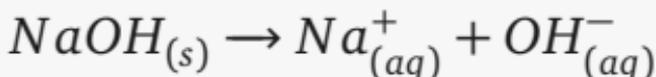
$$c = \frac{n}{V}$$

avec $n = \frac{m}{M}$ donc

$$c = \frac{m}{M \times V}$$

Application numérique :

$$c = \frac{400}{40 \times 1.0} = 10 \text{ mol.L}^{-1}$$

b.**c.**

$$[\text{Na}_{(aq)}^{+}] = c = 10 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}_{(aq)}^{-}] = c = 10 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 13

Énoncé

D'après sujet d'épreuve commune.

On s'intéresse désormais aux propriétés lavantes d'un savon. On peut représenter schématiquement l'ion oléate, l'ion actif du savon, de la façon suivante

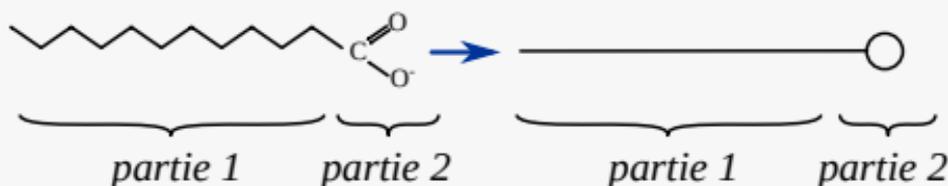


Figure 4 – représentation schématique de l'ion oléate

a. Caractériser les parties 1 et 2 des schémas de l'ion de la figure 4 à l'aide du vocabulaire suivant :

— *hydrophile*

- *hydrophobe*
- *lipophile*
- *lipophobe*

b. En déduire parmi les schémas 5.a et 5.b celui qui peut expliquer le mode d'action d'un savon. Décrire en un schéma et/ou une ou deux phrases l'étape suivante menant à l'élimination de la tache de graisse lors du lavage par du savon.

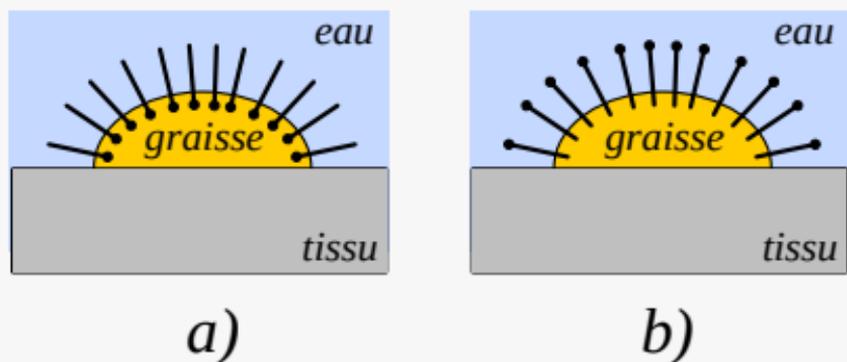


Figure 5

Correction

a. partie 1 : hydrophobe et lipophile, partie 2 : hydrophile et lipophobe.

b. Schéma b). Une fine couche de molécules d'acide oléique se forme entre l'eau et la graisse, la tête hydrophile coté eau. Le brassage de l'eau va permettre de fragmenter la graisse en micro gouttelettes sur lesquelles un film de savon assure le contact avec l'eau et évite que la graisse reforme une goutte plus grosse. On forme une émulsion, un mélange d'eau et de micro gouttelettes de graisse en suspension, qui sera évacué avec le rinçage à l'eau claire.

Exercice 14

Énoncé

D'après sujet d'épreuve commune.

La configuration électronique du potassium K est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

On rappelle la masses molaires

$$M(K_2S_2O_8) = 270 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

- Écrire la formule de l'ion potassium en la justifiant.
- En déduire la charge de l'ion persulfate associé à l'ion potassium dans le persulfate de potassium $K_2S_2O_8$.
- Citer l'interaction à l'origine de la cohésion du persulfate de potassium solide.
- Écrire l'équation de la réaction de dissolution du persulfate de potassium solide dans

l'eau.

e. À partir de persulfate de potassium solide, on souhaite préparer un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution aqueuse de persulfate de potassium de concentration molaire apportée en persulfate de potassium $C = 1.85 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Rédiger le protocole expérimental permettant de réaliser cette solution en précisant la verrerie, les volumes et masses prélevés.

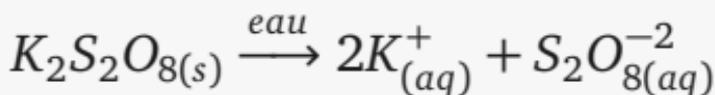
Correction

a. Pour adopter la structure du gaz noble le plus proche dans la classification périodique des éléments, il suffit de perdre un électron et l'ion K^+ possède alors une couche de valence saturée à 8 électrons $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b. Comme la formule chimique doit être neutre et qu'il y a deux ions K^+ , l'ion persulfate doit porter deux charges négatives $S_2O_8^{-2}$.

c. Ce sont des interactions électrostatiques, c'est un cristal ionique.

d.



e. La quantité de sel à prélever est

$$n = C \times V$$

elle correspondra à une masse

$$m = n \times M$$

donc

$$m = C \times V \times M$$

Application numérique :

$$m = 1.85 \times 10^{-1} \times 0.100 \times 270 = 5.00 \text{ g}$$

Les étapes de la réalisation de la solution sont :

1. peser 5.0 g de sel (spatule + coupelle ou petit bécher)
2. placer avec un peu d'eau distillée cette poudre dans une fiole jaugée de 100 mL
3. ajouter un peu d'eau distillée jusqu'à mi ballon de la fiole
4. agiter la fiole jusqu'à dissolution complète du solide
5. compléter au trait de jauge avec de l'eau distillée
6. homogénéiser la solution en basculant plusieurs fois la fiole

3 Solubilité d'une espèce

Exercice 1

Énoncé

D'après Belin 2019.

Électronégativité de quelques atomes

$$\chi(H) = 2.2, \chi(O) = 3.4, \chi(S) = 2.6.$$

- a.** Dire si la molécule de sulfure d'hydrogène H_2S est polaire ou non.
- b.** Peut-on dissoudre H_2S dans l'eau ? Dans le cyclohexane ?

Correction

- a.** Les liaisons H—S sont polarisées car la différence d'électronégativité est supérieure ou égale à 0.40, c'est donc une molécule polaire.
- b.** On peut dissoudre H_2S dans un solvant polaire comme l'eau, mais on ne peut pas le dissoudre dans un solvant apolaire comme le cyclohexane.

Exercice 2

Énoncé

D'après Belin 2019.

L'essence d'amande amère (sirop d'orgeat, frangipane) a une odeur caractéristique, c'est celle du benzaldéhyde. On extrait le benzaldéhyde à l'aide d'une ampoule à décanter qui contient 10 mL de sirop d'orgeat (solution aqueuse). Après avoir ajouté 5 mL du solvant choisi, l'ampoule est agitée puis le contenu est laissé à décanter.

- Indiquer quel solvant parmi ceux proposés convient le mieux, expliquez votre choix.
- Réaliser le schéma de l'ampoule à décanter en fin d'extraction.
- Expliquer comment éliminer le solvant afin de récupérer le benzaldéhyde pur.

Données Voir table 1

	Miscibilité avec l'eau	Temp. ébullition	Densité
Benzaldéhyde	faible	178°C	1.04
Eau	...	100°C	1.00
Éther diéthylique	non miscible	34°C	0.71
Ethanol	illimité	78°C	0.79

Table 1

Correction

a. Il faut un solvant non miscible avec l'eau où le benzaldéhyde soit miscible, on prendra donc l'éther diéthylique.

b. Il y aura deux phases non miscibles.

Comme l'éther diéthylique est moins dense que l'eau, il correspondra à la phase supérieure. Le benzaldéhyde aura migré dans cette phase.

c. Ce solvant s'évapore à une température assez basse ($34^{\circ}C$), on évapore au bain marie le solvant sous une hotte, ou idéalement avec un appareil appelé l'évaporateur rotatif qui permet de récupérer les vapeurs de solvant.

Exercice 3

Énoncé

D'après Hatier 2019.

La solubilité du chlorure de potassium KCl dans l'eau est grande $s = 345 \text{ g.L}^{-1}$ à $20^\circ C$.

Expliquer ce phénomène.

Correction

C'est une molécule polaire, la différence d'électronégativité entre les deux atomes étant supérieure à 0.4, sa miscibilité avec un solvant polaire comme l'eau sera facile.

Exercice 4

Énoncé

D'après Hatier 2019.

La solubilité du diiode I_2 dans l'eau est très faible $s = 0.33 \text{ g.L}^{-1}$ à 20°C . Dans le cyclohexane, la solubilité de diiode I_2 est $s = 2.72 \text{ g.L}^{-1}$ à 20°C .

Expliquer cette différence de valeur.

Correction

Le diiode est une molécule apolaire, l'espèce chimique sera donc miscible dans un solvant apolaire mais pas dans un solvant polaire. Or, l'eau est polaire, et le cyclohexane apolaire.

Exercice 5

Énoncé

D'après Hatier 2019.

La solubilité d'un soluté dans un solvant est considérée comme grande à partir de $10 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

On peut dissoudre jusqu'à 18.75 g de chlorure de sodium $\text{NaCl}_{(s)}$ dans 50.0 mL d'eau. En revanche, dans l'hexane de formule C_6H_{14} , solvant apolaire, le chlorure de sodium ne se dissout pas.

- Calculer la solubilité s du chlorure de sodium dans l'eau. Commenter ce résultat.
- Pourquoi le chlorure de sodium ne se dissout-il pas dans l'hexane ?

Correction

a.

$$s = \frac{m_{\max}}{V} = \frac{18.75 \text{ g}}{0.050 \text{ L}} = 375 \text{ g.L}^{-1}$$

la solubilité du chlorure de sodium dans l'eau est très grande.

b. C'est une espèce ionique, pour se dissoudre, il lui faut un solvant polaire, ce qui n'est pas le cas de l'hexane.

4 Molécules amphiphiles

Exercice 1

Énoncé

D'après Belin 2019.

Les molécules amphiphiles sont utilisées en cuisine pour réaliser des émulsions.

En fonction de la position de la phase aqueuse et de la phase huileuse, deux types d'émulsions existent

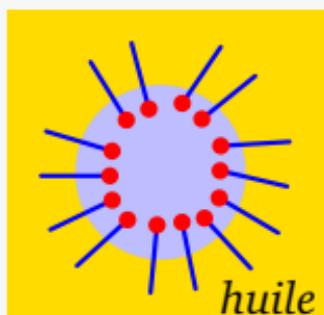
- une émulsion eau dans huile (E/H) si la phase aqueuse est dans la micelle et la phase huileuse autour, c'est le cas du beurre.
- un émulsion huile dans eau (H/E) si la phase huileuse est dans la micelle et la phase aqueuse autour, c'est le cas du lait.

Représenter une micelle présente dans le beurre et une micelle présente dans le lait.

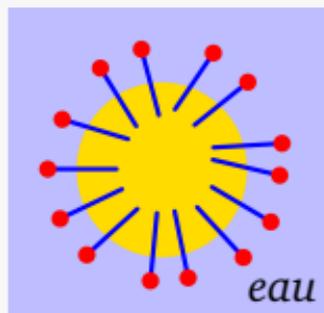
Correction

Voir figure 6

hydrophile ● — *lipophile*



beurre



lait

Figure 6 – *Micelles du lait et du beurre.*

Exercice 2

Énoncé

D'après Hatier 2019.

Le SLS ou laurylsulfate de sodium est formé

- d'un ion tensioactif dont on donne la représentation symbolique appelée formule topologique
- d'un ion sodium

Voir figure 7.

a. Recopier cette formule topologique.

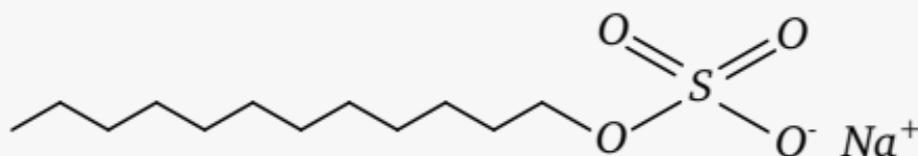


Figure 7 – *Laurysulfate de sodium.*

- b.** Entourer la partie hydrophile de l'ion.
- c.** Entourer la partie lipophile de l'ion.
- d.** Ce tensioactif peut-t-il agir en savon ?

Correction

a. , b. et c. , voir figure 8.

d. Oui, de la même façon que le savon il est



Figure 8 – Laurysulfate de sodium.

un tensioactif.