

Solubilité et extraction

Exercices de sciences physiques - niveau 1re

Ces 20 exercices portent sur la cohésion de la matière, la dissolution, la **solubilité** et l'**extraction** liquide-liquide. Données : $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$; $k = 9,0 \times 10^9 \text{ N}\cdot\text{m}^2\cdot\text{C}^{-2}$; masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H 1,0 ; C 12,0 ; O 16,0 ; Na 23,0 ; S 32,1 ; Cl 35,5 ; Fe 55,8 ; Cu 63,5 ; masse volumique de l'eau $1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur la solubilité et l'extraction

Exercice 1 : Vrai ou faux ?

Dire si chaque affirmation est vraie ou fausse, en justifiant.

1. Un solide ionique est constitué d'ions de charges opposées et est électriquement neutre.
2. Dissoudre un solide ionique dans l'eau revient à le faire fondre.
3. La liaison hydrogène est plus forte qu'une liaison covalente.
4. Deux liquides non miscibles forment deux phases distinctes.
5. Dans une ampoule à décanter, la phase la plus dense se trouve en bas.

Exercice 2 : Formules de solides ioniques

Déterminer la formule statistique des solides ioniques formés par : (a) les ions Ca^{2+} et Cl^- ; (b) Al^{3+} et O^{2-} ; (c) Fe^{3+} et SO_4^{2-} ; (d) Mg^{2+} et F^- . Justifier par l'électroneutralité.

Exercice 3 : Force de Coulomb

1. Calculer la valeur de la force d'attraction entre un ion Na^+ et un ion Cl^- distants de $2,8 \times 10^{-10} \text{ m}$.
2. Que devient cette force si chaque ion porte une charge double ($\pm 2e$), à la même distance ?
3. Que devient la force de la question 1 si la distance est doublée ?

Exercice 4 : Équations de dissolution

1. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau de NaCl, de CaCl_2 et de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
2. Pour chacune de ces trois solutions préparées avec une concentration apportée $C = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, donner la concentration de chaque ion.

Exercice 5 : Le rôle de l'eau

Décrire les trois étapes de la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau. Expliquer pourquoi l'eau est un bon solvant des solides ioniques en précisant l'orientation des molécules d'eau autour d'un cation et d'un anion.

Exercice 6 : Une solution de sel

On dissout 5,85 g de chlorure de sodium dans une fiole jaugée de 500,0 mL.

1. Calculer la quantité de matière de NaCl introduite.
2. Calculer la concentration apportée C .
3. En déduire les concentrations en ions Na^+ et Cl^- .

Exercice 7 : Sulfate de cuivre

On dissout 3,99 g de sulfate de cuivre anhydre CuSO_4 dans de l'eau pour obtenir 250,0 mL de solution.

1. Calculer la masse molaire de CuSO_4 .
2. Calculer la concentration apportée, puis les concentrations en ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} .
3. Calculer la concentration en masse en ions sulfate ($M(\text{SO}_4^{2-}) = 96,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Exercice 8 : Chlorure de fer(III)

Une solution de chlorure de fer(III), FeCl_3 , est préparée à la concentration $C = 0,050 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

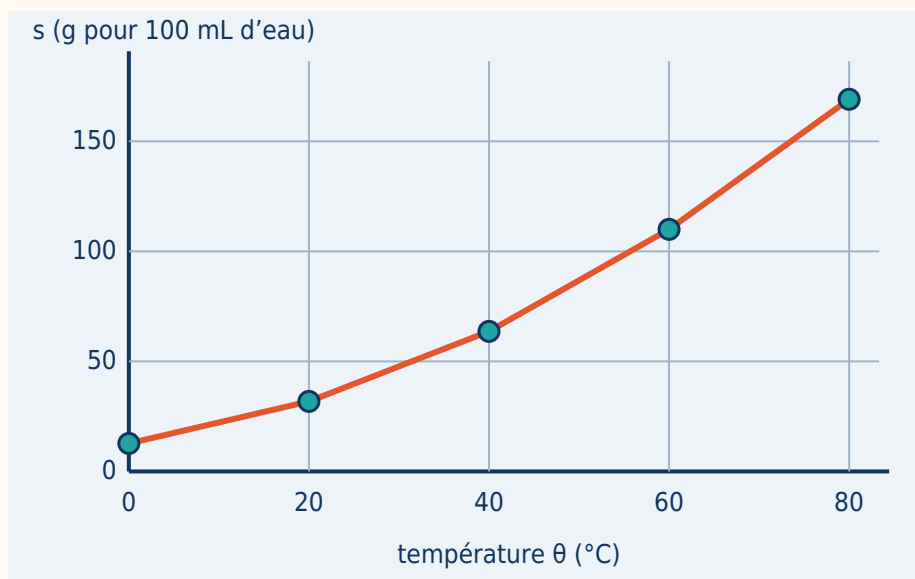
1. Écrire l'équation de dissolution.
2. Donner $[\text{Fe}^{3+}]$ et $[\text{Cl}^-]$ et vérifier l'électroneutralité de la solution.
3. Quelle masse de FeCl_3 faut-il peser pour préparer 200,0 mL de cette solution ?

Exercice 9 : Solution saturée de sel

La solubilité du chlorure de sodium dans l'eau à 20°C est $s = 360 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Quelle masse maximale peut-on dissoudre dans 250 mL de solution ?
2. On introduit 100 g de sel dans ce volume. La solution est-elle saturée ? Quelle masse reste solide ?
3. Calculer la concentration en quantité de matière de la solution saturée (en négligeant la variation de volume).

Exercice 10 : Courbe de solubilité



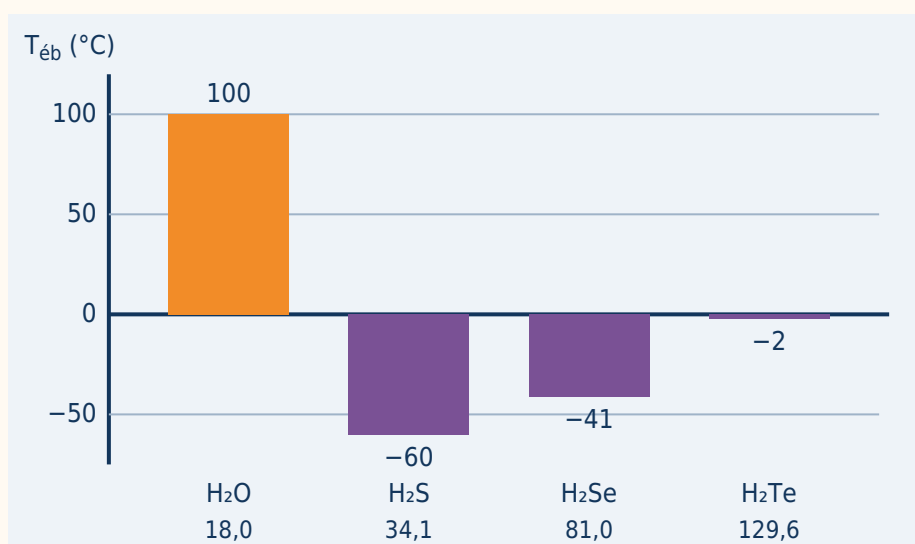
Solubilité du nitrate de potassium dans l'eau en fonction de la température.

1. Lire la solubilité à 20 °C, à 40 °C et à 60 °C.
2. On introduit 50 g de nitrate de potassium dans 100 mL d'eau à 20 °C. Quelle masse se dissout ? Quelle masse reste solide ?
3. On chauffe à 40 °C : tout se dissout-il ? Justifier.
4. On refroidit ensuite lentement jusqu'à 20 °C. Que se passe-t-il, et quelle masse de cristaux obtient-on ?

Exercice 11 : Liaisons hydrogène

Parmi les corps purs H_2O , NH_3 , CH_4 , CH_3OH , HF et C_2H_6 , indiquer ceux dont les molécules peuvent établir des liaisons hydrogène entre elles. Justifier à l'aide des conditions d'existence de la liaison hydrogène (atome H lié à O, N ou F ; doublet non liant sur O, N ou F).

Exercice 12 : L'eau, une exception

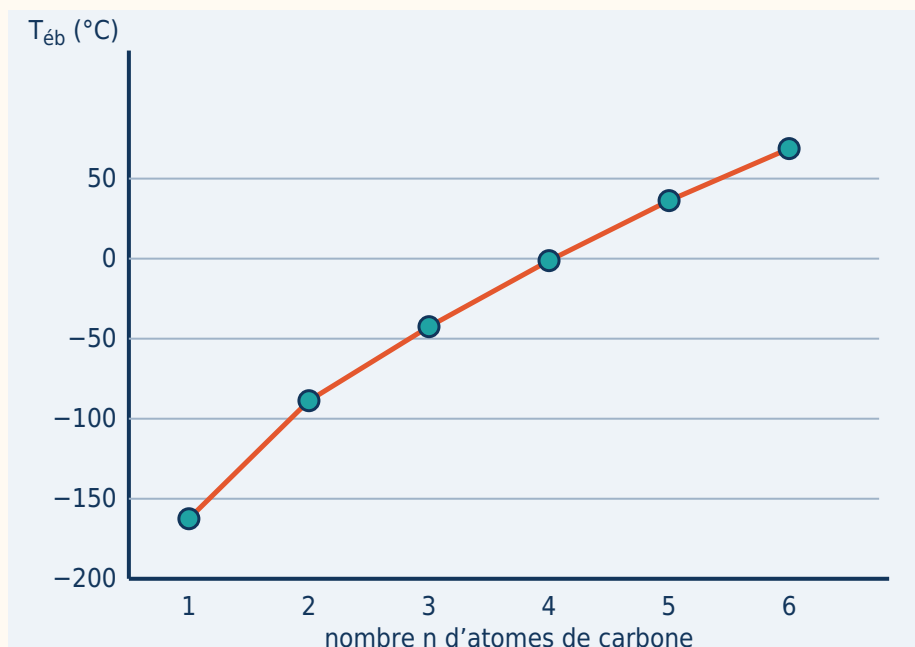


Températures d'ébullition (en °C, sous 1 bar) des hydrides H_2X ; la masse molaire ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) est indiquée
Fiche en ligne : sciences-physiques-pdf.fr/cohesion-solubilite-et-extraction-exercices-sciences-premiere/ · Cours, exercices, TP et contrôles corrigés de sciences physiques sur sciences-physiques-pdf.fr · page 3/6

sous chaque formule.

1. Comment évolue la température d'ébullition de H_2S à H_2Te ? Quelle interaction l'explique ?
2. Quelle valeur attendrait-on environ pour H_2O en prolongeant cette tendance ?
3. Expliquer l'écart observé avec la valeur réelle.

Exercice 13 : Les alcanes



Température d'ébullition des alcanes $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ (n de 1 à 6) sous 1 bar.

1. Calculer la masse molaire de chaque alcane.
2. Décrire l'évolution de $T_{\text{éb}}$ avec n et l'expliquer par les interactions entre molécules.
3. Quels alcanes sont gazeux à 20 °C ?
4. Estimer la température d'ébullition de l'heptane C_7H_{16} par prolongement de la courbe.

Exercice 14 : Deux isomères

L'éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ et le méthoxyméthane CH_3OCH_3 ont la même formule brute $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. L'éthanol est liquide à 20 °C ($T_{\text{éb}} = 78$ °C) ; le méthoxyméthane est un gaz ($T_{\text{éb}} = -24$ °C).

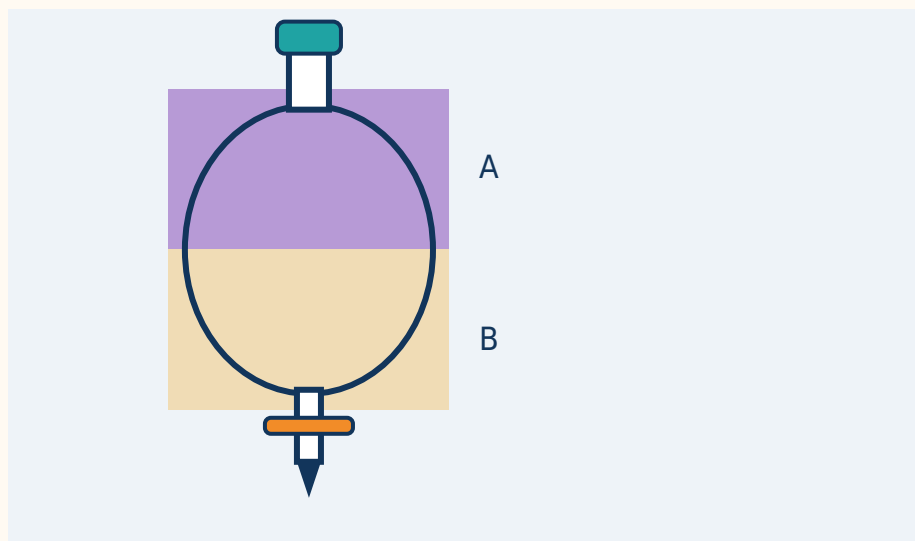
1. Vérifier qu'ils ont la même masse molaire.
2. Pourquoi leurs températures d'ébullition sont-elles si différentes ?

Exercice 15 : Miscible ou non ?

Prévoir si les mélanges suivants forment une ou deux phases, en justifiant par les interactions entre molécules : (a) eau et éthanol ; (b) eau et cyclohexane ; (c) cyclohexane et huile végétale ; (d) eau et propanone CH_3COCH_3 (liaison $\text{C}=\text{O}$ très polarisée). Pour les mélanges à deux phases, indiquer quelle phase est au-dessus

($d(\text{eau}) = 1,00$; $d(\text{cyclohexane}) = 0,78$; $d(\text{huile}) = 0,92$).

Exercice 16 : Lire une ampoule à décanter



Mélange agité puis laissé au repos : phase A violette en haut, phase B très pâle en bas.

On a agité 50 mL d'une solution aqueuse de diiode avec 20 mL de cyclohexane.
Données : solubilité du diiode : $0,30 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau, $28 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ dans le cyclohexane ;
 $d(\text{eau}) = 1,00$; $d(\text{cyclohexane}) = 0,78$.

1. Identifier les phases A et B en justifiant.
2. Pourquoi le cyclohexane convient-il comme solvant d'extraction ?
3. Où se trouve l'essentiel du diiode ? Justifier avec les couleurs et les solubilités.
4. Décrire comment séparer les deux phases après décantation.
5. Pourquoi faut-il ouvrir régulièrement le robinet en retournant l'ampoule pendant l'agitation ?

Exercice 17 : Comparer deux solvants

Solubilité du diiode : $0,30 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau et $28 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ dans le cyclohexane.

1. Calculer la masse maximale de diiode dissoute dans 25 mL d'eau, puis dans 25 mL de cyclohexane.
2. Calculer le rapport des deux masses et conclure sur l'intérêt de l'extraction.

Exercice 18 : Le sucre dans l'eau

La solubilité du saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ dans l'eau est de l'ordre de $2,0 \times 10^3 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ à 20°C . Ses molécules portent huit groupes hydroxyle O-H. Un morceau de sucre pèse 5,0 g.

1. Expliquer pourquoi le saccharose, solide moléculaire, est très soluble dans l'eau.
2. Combien de morceaux au plus peut-on dissoudre dans une tasse de 200 mL ?
3. Calculer la concentration en quantité de matière correspondante ($M = 342,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Exercice 19 : Le sel de l'eau de mer

L'eau de mer contient environ $27 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ de chlorure de sodium. On évapore l'eau d'un litre d'eau de mer et on admet que seul NaCl compte ; les cristaux apparaissent quand la solubilité ($360 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$) est atteinte.

1. Calculer la concentration en quantité de matière en NaCl de l'eau de mer.
2. Calculer le volume de solution restant quand les premiers cristaux apparaissent.
3. En déduire le volume d'eau évaporé et le pourcentage correspondant.

Exercice 20 : Problème ouvert — séparer le diiode du sel

On dispose d'une solution aqueuse contenant du chlorure de sodium et un peu de diiode. On veut récupérer le diiode. Trois solvants sont disponibles : l'éthanol (miscible avec l'eau), le cyclohexane ($d = 0,78$, non miscible avec l'eau, inflammable) et le dichlorométhane ($d = 1,33$, non miscible avec l'eau, toxique par inhalation). Le diiode est très soluble dans chacun de ces trois solvants ; le sel n'est soluble que dans l'eau.

Choisir un solvant d'extraction en justifiant, décrire le protocole complet (verrerie, positions des phases, précautions de sécurité) et indiquer comment récupérer le diiode à la fin.