

Solubilité et extraction

Corrigé des exercices - niveau 1re

Voici le corrigé détaillé des 20 exercices sur la **solubilité** et l'**extraction** : chaque calcul est détaillé avec ses unités, et chaque justification s'appuie sur les interactions entre entités.

Ce corrigé est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Le corrigé détaillé sur la solubilité et l'extraction

Correction de l'exercice 1 : Vrai ou faux ?

1. **Vrai** : cations et anions se compensent, le solide est neutre.
2. **Faux** : la fusion est un changement d'état ; la dissolution disperse les ions dans un solvant.
3. **Faux** : la liaison hydrogène est bien plus faible qu'une liaison covalente, mais plus forte qu'une interaction de van der Waals.
4. **Vrai** : ils ne se mélangent pas et se superposent.
5. **Vrai** : la phase de plus grande masse volumique descend.

Correction de l'exercice 2 : Formules de solides ioniques

- (a) Ca^{2+} et Cl^- : $1 \times (+2) + 2 \times (-1) = 0 \rightarrow \text{CaCl}_2$.
- (b) Al^{3+} et O^{2-} : $2 \times (+3) + 3 \times (-2) = 0 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.
- (c) Fe^{3+} et SO_4^{2-} : $2 \times (+3) + 3 \times (-2) = 0 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
- (d) Mg^{2+} et F^- : $1 \times (+2) + 2 \times (-1) = 0 \rightarrow \text{MgF}_2$.

Correction de l'exercice 3 : Force de Coulomb

1. $F = k \times e^2 \div d^2 = 9,0 \times 10^9 \times (1,6 \times 10^{-19})^2 \div (2,8 \times 10^{-10})^2 = 2,304 \times 10^{-28} \div 7,84 \times 10^{-20} = \mathbf{2,9 \times 10^{-9} \text{ N}}$.
2. Le produit $q_1 q_2$ est multiplié par $2 \times 2 = 4$: $F = 4 \times 2,9 \times 10^{-9} = \mathbf{1,2 \times 10^{-8} \text{ N}}$.
3. F varie en $1 \div d^2$: si d est doublée, F est divisée par 4 : $\mathbf{F \approx 7,3 \times 10^{-10} \text{ N}}$.

Correction de l'exercice 4 : Équations de dissolution

1. $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$; $\text{CaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.

2. NaCl : $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = \mathbf{0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$. CaCl_2 : $[\text{Ca}^{2+}] = \mathbf{0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$ et $[\text{Cl}^-] = \mathbf{0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: $[\text{Al}^{3+}] = 2 \times 0,10 = \mathbf{0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$ et $[\text{SO}_4^{2-}] = 3 \times 0,10 = \mathbf{0,30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 5 : Le rôle de l'eau

- 1) **Dissociation** : les molécules d'eau polaires attirent les ions de la surface du cristal et les détachent. 2) **Solvatation** : chaque ion est entouré de molécules d'eau. 3) **Dispersion** : les ions solvatés se répartissent dans la solution.

L'eau est un bon solvant car sa molécule est polaire : autour d'un **cation**, les molécules d'eau présentent leur atome **O (δ^-)** ; autour d'un **anion**, leur côté **H (δ^+)**. Ces interactions électrostatiques ion-molécule d'eau compensent l'attraction entre les ions dans le cristal.

Correction de l'exercice 6 : Une solution de sel

- $n = m \div M = 5,85 \div 58,5 = \mathbf{0,100 \text{ mol}}$.
- $C = n \div V = 0,100 \div 0,5000 = \mathbf{0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.
- $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$: $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = \mathbf{0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 7 : Sulfate de cuivre

- $M(\text{CuSO}_4) = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 = \mathbf{159,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$.
- $n = 3,99 \div 159,6 = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $C = 2,50 \times 10^{-2} \div 0,2500 = \mathbf{0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$;
 $\text{CuSO}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ donc $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = \mathbf{0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.
- $t = C \times M = 0,100 \times 96,1 = \mathbf{9,61 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 8 : Chlorure de fer(III)

- $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq})$.
- $[\text{Fe}^{3+}] = \mathbf{0,050 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$ et $[\text{Cl}^-] = 3 \times \mathbf{0,050} = \mathbf{0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$. Électroneutralité :
 $3 \times [\text{Fe}^{3+}] = 3 \times 0,050 = 0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de charges positives, égal à $[\text{Cl}^-] = 0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de charges négatives : la solution est neutre.
- $M(\text{FeCl}_3) = 55,8 + 3 \times 35,5 = 162,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $n = 0,050 \times 0,2000 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$;
 $m = 1,0 \times 10^{-2} \times 162,3 = \mathbf{1,6 \text{ g}}$.

Correction de l'exercice 9 : Solution saturée de sel

- $m_{\text{max}} = s \times V = 360 \times 0,250 = \mathbf{90 \text{ g}}$.
- $100 \text{ g} > 90 \text{ g}$: la solution est **saturée** ; il reste $100 - 90 = \mathbf{10 \text{ g de sel solide}}$.
- $C = s \div M = 360 \div 58,5 = \mathbf{6,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 10 : Courbe de solubilité

1. Par lecture : **$s(20\text{ °C}) \approx 32\text{ g}$, $s(40\text{ °C}) \approx 64\text{ g}$, $s(60\text{ °C}) = 110\text{ g}$** pour 100 mL d'eau.
2. Pour 100 mL à 20 °C, on ne peut dissoudre que 32 g : **32 g se dissolvent, 18 g** (50 – 32) restent solides.
3. À 40 °C, $s \approx 64\text{ g}$ pour 100 mL, supérieur à 50 g : **oui, tout se dissout** (solution non saturée).
4. En refroidissant jusqu'à 20 °C, la solubilité retombe à 32 g : le soluté en excès **cristallise** : $50 - 32 = 18\text{ g de cristaux}$.

Correction de l'exercice 11 : Liaisons hydrogène

Une liaison hydrogène exige un H lié à O, N ou F **et** un doublet non liant sur un O, N ou F voisin. **H₂O** (H lié à O, doublets non liants sur O), **NH₃** (H lié à N, doublet non liant sur N), **CH₃OH** (H du groupe O–H) et **HF** (H lié à F, doublets non liants sur F) forment des liaisons hydrogène. **CH₄** et **C₂H₆** n'en forment pas : leurs H sont liés à C, atome trop peu électronégatif, et ces molécules n'ont pas de doublet non liant.

Correction de l'exercice 12 : L'eau, une exception

1. $T_{\text{éb}}$ **augmente** de –60 °C (H₂S) à –2 °C (H₂Te) avec la masse molaire, donc avec le nombre d'électrons : les **interactions de van der Waals** augmentent.
2. En prolongeant la tendance, on attendrait pour H₂O une température d'ébullition de l'ordre de **–80 °C** (de –70 à –90 °C selon le prolongement).
3. La valeur réelle, 100 °C, est supérieure d'environ 180 °C : les molécules d'eau sont liées par de nombreuses **liaisons hydrogène** (O est très électronégatif et porte deux doublets non liants), qui s'ajoutent aux interactions de van der Waals.

Correction de l'exercice 13 : Les alcanes

1. $M = 12,0n + 1,0(2n + 2)$: CH₄ **16,0** ; C₂H₆ **30,0** ; C₃H₈ **44,0** ; C₄H₁₀ **58,0** ; C₅H₁₂ **72,0** ; C₆H₁₄ **86,0** g·mol^{–1}.
2. $T_{\text{éb}}$ **augmente avec n** : plus la chaîne est longue, plus la molécule a d'électrons et une grande surface de contact, donc plus les interactions de van der Waals sont fortes et plus il faut d'énergie pour séparer les molécules.
3. Un alcane est gazeux à 20 °C si $T_{\text{éb}} < 20\text{ °C}$: **méthane, éthane, propane et butane** ($T_{\text{éb}} = -1\text{ °C}$). Le pentane (36 °C) et l'hexane (69 °C) sont liquides.
4. La température augmente d'environ 30 à 33 °C par carbone supplémentaire en fin de courbe : $T_{\text{éb}}(\text{heptane}) \approx 69 + 30 \approx \mathbf{100\text{ °C}}$.

Correction de l'exercice 14 : Deux isomères

1. $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = \mathbf{46,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$ pour les deux, puisque la formule brute est la même.

2. Dans l'éthanol, l'hydrogène du groupe O-H peut former des **liaisons hydrogène** avec l'oxygène d'une autre molécule. Dans le méthoxyméthane, aucun H n'est lié à O : il n'y a que des interactions de van der Waals, bien plus faibles. Il faut donc beaucoup plus d'énergie pour séparer les molécules d'éthanol : $T_{\text{éb}}$ bien plus élevée.

Correction de l'exercice 15 : Miscible ou non ?

- (a) **Miscibles, une phase** : l'éthanol (groupe O-H) établit des liaisons hydrogène avec l'eau.
- (b) **Non miscibles, deux phases** : le cyclohexane, apolaire, ne peut pas établir d'interactions fortes avec l'eau ; le cyclohexane ($d = 0,78$) surmonte l'eau ($d = 1,00$).
- (c) **Miscibles, une phase** : molécules apolaires toutes deux, interactions de van der Waals comparables.
- (d) **Miscibles, une phase** : la liaison C=O est très polarisée et l'oxygène peut former des liaisons hydrogène avec les H de l'eau.

Remarque : un mélange eau-huile ($d = 0,92$) se séparerait en deux phases, l'huile au-dessus.

Correction de l'exercice 16 : Lire une ampoule à décanter

1. La phase la moins dense est au-dessus : **A = cyclohexane** ($d = 0,78$), **B = eau** ($d = 1,00$).
2. Le cyclohexane est **non miscible avec l'eau** et dissout **beaucoup mieux le diiode** ($28 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ contre $0,30 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$).
3. L'essentiel du diiode est dans la phase A : elle est violette (couleur du diiode dissous dans le cyclohexane), alors que la phase B est presque incolore ; de plus la solubilité dans le cyclohexane est environ 93 fois plus grande ($28 \div 0,30 \approx 93$).
4. On retire le bouchon, on ouvre le robinet pour recueillir la phase inférieure (B, aqueuse) dans un premier bécher, puis on verse la phase supérieure (A) par le haut de l'ampoule dans un second bécher.
5. Le cyclohexane est volatil : l'agitation fait monter la pression ; on dégaze pour éviter la projection du bouchon ou une fuite.

Correction de l'exercice 17 : Comparer deux solvants

1. Dans l'eau : $m = s \times V = 0,30 \times 0,025 = 7,5 \times 10^{-3} \text{ g} = \mathbf{7,5 \text{ mg}}$. Dans le cyclohexane : $m = 28 \times 0,025 = \mathbf{0,70 \text{ g}}$.
2. $0,70 \div 7,5 \times 10^{-3} \approx \mathbf{93}$: à volume égal, le cyclohexane peut dissoudre environ 93 fois plus de diiode que l'eau. Le diiode passera donc préférentiellement dans le cyclohexane : l'extraction est efficace.

Correction de l'exercice 18 : Le sucre dans l'eau

1. Les groupes O-H du saccharose forment de nombreuses **liaisons hydrogène** avec les molécules d'eau, ce qui compense la perte des interactions entre molécules de saccharose dans le solide.
2. $m_{\text{max}} = 2,0 \times 10^3 \times 0,200 = 4,0 \times 10^2 \text{ g}$; nombre de morceaux = $400 \div 5,0 = \mathbf{80}$ **morceaux** au plus.
3. $C = s \div M = 2,0 \times 10^3 \div 342,0 = \mathbf{5,8 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 19 : Le sel de l'eau de mer

1. $C = t \div M = 27 \div 58,5 = \mathbf{0,46 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.
2. Un litre contient 27 g de NaCl. Les cristaux apparaissent quand 27 g occupent $V_r = m \div s = 27 \div 360 = \mathbf{0,075 \text{ L}}$, soit 75 mL.
3. Volume évaporé = $1,000 - 0,075 = \mathbf{0,925 \text{ L}}$, soit **environ 93 %** du volume initial.

Correction de l'exercice 20 : Problème ouvert — séparer le diiode du sel

Choix du solvant : on élimine l'éthanol, miscible avec l'eau (une seule phase, aucune extraction possible). Entre le cyclohexane et le dichlorométhane, tous deux non miscibles avec l'eau et très bons solvants du diiode, on retient le **cyclohexane** : moins toxique que le dichlorométhane, il est moins dense que l'eau et surmonte la phase aqueuse (le sel, seulement soluble dans l'eau, reste dans la phase aqueuse). Il faut cependant le manipuler loin de toute flamme (inflammable).

Protocole : en salle aérée, avec gants, lunettes et blouse, on verse la solution aqueuse dans une ampoule à décanter placée sur un support, on ajoute le cyclohexane, on bouche, on agite en retournant l'ampoule et en dégazant par le robinet à intervalles réguliers. On laisse décanter : la phase supérieure (cyclohexane, violette) contient le diiode, la phase inférieure (aqueuse) contient le sel. On recueille d'abord la phase inférieure par le robinet, puis la phase supérieure par le haut.

Récupération : on évapore ensuite doucement le cyclohexane (sous hotte, sans flamme) pour obtenir le diiode solide. Un second lavage avec une petite quantité de solvant frais améliore le rendement.

Comment progresser après ce corrigé

Pour tout exercice d'extraction, répondez toujours aux trois mêmes questions : le solvant est-il non miscible avec le solvant de départ, l'espèce y est-elle bien plus soluble, et quelle phase est au-dessus d'après les densités ? Pour les ions, écrivez systématiquement l'équation de dissolution avant de calculer les concentrations : ce sont les coefficients de l'équation qui donnent les rapports entre ions.

Retour aux énoncés des exercices