

Chapitre 1

Solubilité - Exercices

EXERCICE 1 : QCM

1. L'équation de solubilisation dans l'eau du bromure d'argent s'écrit :
 - A. $\text{AgBr}_{(s)} = \text{Ag}^{+}_{(aq)} + 2 \text{Br}^{-}_{(aq)}$
 - B. $\text{AgBr}_{(s)} = \text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{Br}^{-}_{(aq)}$
 - C. $\text{Ag}^{+}_{(aq)} + 2 \text{Br}^{-}_{(aq)} = \text{AgBr}_{(s)}$
 - D. $\text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{Br}^{-}_{(aq)} = \text{AgBr}_{(s)}$

2. Une solution saturée en un soluté est une solution :
 - A. Dont la concentration en soluté est inférieur à sa solubilité.
 - B. Dont la concentration en soluté est égale à la solubilité.
 - C. Dont la concentration en soluté est supérieure à la solubilité.

3. Quels paramètres physiques influent sur la solubilité d'un soluté dans un solvant ?
 - A. La pression
 - B. La température
 - C. Le pH

4. On observe la dissolution du sulfate de cuivre $\text{CuSO}_4_{(s)}$ dans l'eau si :
 - A. $K_s(\text{CuSO}_4) = Q_R$
 - B. $K_s(\text{CuSO}_4) > Q_R$
 - C. $K_s(\text{CuSO}_4) < Q_R$

5. $\text{Ag}_2\text{SO}_4_{(s)}$ à un produit de solubilité $K_s = 10^{-5}$ à 25°C. La solubilité de ce sel ionique est :
 - A. $s = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
 - B. $s = 7,9 \text{ mol.L}^{-1}$
 - C. $s = 1,35 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

EXERCICE 2 : Solubilité comparée des hydroxydes métalliques

On réalise les trois expériences ci-dessous

- Expérience 1 : En présence suffisante d'ions hydroxyde $\text{HO}^{-}_{(aq)}$ les ions $\text{Mg}^{2+}_{(aq)}$ forment un précipité blanc.
- Expérience 2 : En présence suffisante d'ions hydroxyde $\text{HO}^{-}_{(aq)}$ les ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ forment un précipité vert.
- Expérience 3 : On ajoute goutte à goutte des ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ dans un tube à essai contenant un précipité l'hydroxyde de magnésium $\text{Mg(OH)}_{2(s)}$. Le précipité prend une teinte verte dès les premières gouttes.

1. Ecrire l'équation de la réaction mise en jeu lors de l'expérience 1.
2. Ecrire l'équation de la réaction mise en jeu lors de l'expérience 2.
3. Ecrire l'équation de la réaction mise en jeu lors de l'expérience 3.
4. Que peut-on conclure sur les valeurs des produits de solubilité de l'hydroxyde de fer (II) et de l'hydroxyde de magnésium ?

EXERCICE 3 : Le fluorure de magnésium

Le fluorure de magnésium est un matériaux utilisé en optique pour ses propriétés particulières. Il n'existe pas à l'état naturel, il est donc obtenu en faisant réagir des ions fluorure $\text{F}^{-}_{(aq)}$ et magnésium $\text{Mg}^{2+}_{(aq)}$.

1. Ecrire l'équation de la réaction 1 de solubilisation du fluorure de magnésium $MgF_{2(s)}$ et écrire sa constante.
2. Donner la définition de la solubilité du fluorure de magnésium dans l'eau.
3. Calculer la solubilité s du fluorure de magnésium dans l'eau à 25°C.

Dans un bêcher contenant 10^{-2} mol d'ions magnésium $Mg^{2+}_{(aq)}$, 2×10^{-2} mol d'ions fluorure $F^{-}_{(aq)}$ et 50 mL d'eau. On ajoute ensuite quelque grain de fluorure de magnésium $MgF_{2(s)}$.

4. Calculer la valeur du quotient réactionnel Q_R associé à l'équilibre 1.
5. En déduire le sens d'évolution spontanée de l'équilibre 1.

Données : à 25°C $K_s(MgF_2) = 5,16 \times 10^{-11}$

EXERCICE 4 : Pollution au plomb

Les dérivés du plomb sont des composés synthétiques extrêmement colorés et utilisés dans les peintures.

1. Ecrire l'équation de la réaction de solubilisation du chromate de plomb $PbCrO_{4(s)}$ dans l'eau et donner l'expression de son produit de solubilité K_s .
2. Déterminer la valeur de la solubilité s du chromate de plomb $PbCrO_{4(s)}$ dans l'eau à 25°C
3. Quels paramètres physiques peuvent influer sur la solubilité d'un soluté dans un solvant donné ?

En réalité les ions chromate $CrO_{4^{2-}(aq)}$ appartiennent au couple $HCrO_4^- / CrO_4^{2-}$. On peut montrer que la solubilité du chromate de plomb $PbCrO_{4(s)}$ peut s'exprimer en fonction de la concentration en ion H_3O^+ de la manière suivante :

$$s = \sqrt{K_s + \frac{K_s}{K_A} [H_3O^+]}$$

A la fin de la synthèse du $PbCrO_4$, le produit précipite. On filtre le solide $PbCrO_{4(s)}$, puis on le lave avec de l'eau à pH = 7 à 25°C.

4. Cette eau de lavage dépasse-t-elle la norme légale de 50 µg/L en plomb ? Peut-on la rejeter dans l'évier ?

Données : à 25°C, $K_s(PbCrO_4) = 10^{-13}$; $K_A(HCrO_4^- / CrO_4^{2-}) = 10^{-6,4}$; $M(PbCrO_4) = 323 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICE 5 : QCM, Produits de solubilité

1. Le sulfure de plomb $PbS_{(s)}$ se solubilise en solution aqueuse sous forme d'ions $Pb^{2+}_{(aq)}$ et $S^{2-}_{(aq)}$. A l'équilibre, le produit de solubilité peut s'écrire sous la forme :
 - A. $K_s(T) = \frac{[Pb^{2+}][S^{2-}]}{[PbS]}$
 - B. $K_s(T) = [Pb^{2+}][S^{2-}]$
 - C. $K_s(T) = \frac{1}{[Pb^{2+}][S^{2-}]}$
2. L'hydroxyde de cadmium $Cd(OH)_{2(s)}$ se solubilise en solution aqueuse sous forme d'ions $Cd^{2+}_{(aq)}$ et $HO^-_{(aq)}$. A l'équilibre, le produit de solubilité peut s'écrire sous la forme ::
 - A. $K_s(T) = \frac{[Cd^{2+}][HO^-] \times 2}{[PbS]}$
 - B. $K_s(T) = [Cd^{2+}][HO^-]$
 - C. $K_s(T) = [Cd^{2+}][HO^-]^2$
3. L'hydroxyde de fer $Fe(OH)_{3(s)}$ se solubilise en solution aqueuse sous forme d'ions $Fe^{3+}_{(aq)}$ et $HO^-_{(aq)}$. A l'équilibre, le produit de solubilité peut s'écrire sous la forme :
 - A. $K_s(T) = [Fe^{3+}][HO^-]^3$
 - B. $K_s(T) = \frac{[Fe^{3+}]}{[HO^-] \times 3}$
 - C. $K_s(T) = \frac{[Fe^{3+}]}{3} [HO^-]$
4. Le chlorure d'argent $AgCl_{(s)}$ se solubilise en solution aqueuse sous forme d'ions $Ag^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$. A l'équilibre, le produit de solubilité peut s'écrire sous la forme :
 - A. $K_s(T) = [Ag^+][Cl^-]^{-1}$
 - B. $K_s(T) = [Ag^+][Cl^-]$
 - C. $K_s(T) = \frac{1}{[Ag^+][Cl^-]}$

EXERCICE 6 : Vrai ou Faux (Cours)

Pour chacune des propositions suivantes, indiquer si la réponse est exacte ou non :

1. Une solution homogène est une solution qui contient un précipité.
2. Le quotient réactionnel permet de définir dans quel sens le système va évoluer.
3. L'équation de dissolution d'un solide ionique comme $\text{NaCl}_{(s)}$ s'écrit :

$$\text{NaCl}_{(s)} = \text{NaCl}_{(aq)}$$
4. Une solution dont la concentration est égale à la solubilité est dite saturée.
5. La solubilité d'un gaz dans un solvant augmente avec la pression.
6. En général la solubilité d'un composé dans un solvant diminue avec la température.
7. La solubilisation est un processus instantané.
8. Le produit de solubilité définit l'état d'équilibre.
9. La présence d'un soluté dans le solvant peut influer sur la solubilité d'un autre composé.
10. Le produit de solubilité d'un composé est indépendant de la concentration initiale introduite de ce composé.

EXERCICE 7 : Conversions

On donne le tableau suivant contenant les données suivantes :

- Composé ;
- Solubilité molaire à 20°C en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Solubilité massique à 20°C en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Masse nécessaire de composé en g pour préparer 50,0 mL d'une solution saturée à 20°C ;

| Composé | Solubilité molaire ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) | Solubilité massique ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) | Masse à peser (mg) pour préparer $V = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution saturée |
|----------------------------------|------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------|
| $\text{Pb}(\text{SO}_4)$ | $1,4 \cdot 10^{-4}$ | | |
| $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$ | | 2,9 | |
| $\text{Cd}(\text{OH})_2$ | | | 13,0 |

1. Déterminer la masse molaire de chaque composé.
2. Compléter le tableau en réalisant les conversions nécessaires.

Données :

$$M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(S) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(Cd) = 112 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(Pb) = 207 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

EXERCICE 8 : Le fer UCB®

Pour soigner les anémies, des médicaments contenant l'élément fer sous forme d'ions Fe^{2+} sont prescrits. C'est le cas du fer UCB®, qui se présente sous forme d'ampoules à boire de volume $V = 5,0 \text{ mL}$. Chaque ampoule est préparée par dissolution d'une masse $m = 0,114 \text{ g}$ de chlorure de fer $\text{FeCl}_{2(s)}$.

1. Écrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure de fer dans l'eau.
2. Déterminer la valeur du produit de solubilité de $\text{FeCl}_{2(s)}$ à 20°C.
3. Vérifier par le calcul que l'intégralité de la masse m se dissout lors de la préparation d'une ampoule.

Données :

Solubilité du chlorure de fer : $s = 8,3 \text{ mol.L}^{-1}$ à 20 °C ;

Masse molaire du fer : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$; Masse molaire du chlore : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$;

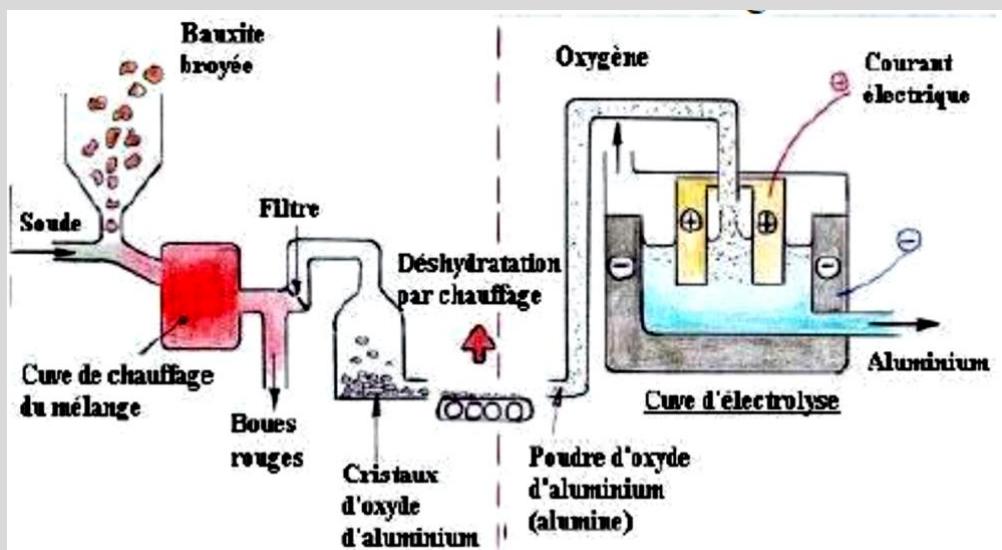
EXERCICE 9 : Elaboration de l'aluminium

DOCUMENT 1 : L'origine de l'aluminium, la bauxite.



Le minéral naturel d'aluminium, la bauxite (du nom du village Les Baux-de-Provence où elle a été découverte en 1831), est un oxyde d'aluminium (l'alumine $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n \text{ H}_2\text{O}$ avec $n = 1$ ou 3) mélangé à de la silice et de l'oxyde de fer ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{ H}_2\text{O}$) qui lui donne une couleur rouge. Pour simplifier, on peut considérer que la bauxite est un mélange de $\text{Al}(\text{HO})_3$ (64,7 % en masse), $\text{Fe}(\text{HO})_3$ (19,6 % en masse) et SiO_2 (15,7 % en masse).

DOCUMENT 2 : Les différentes étapes de l'élaboration de l'aluminium



PROCEDE BAYER©

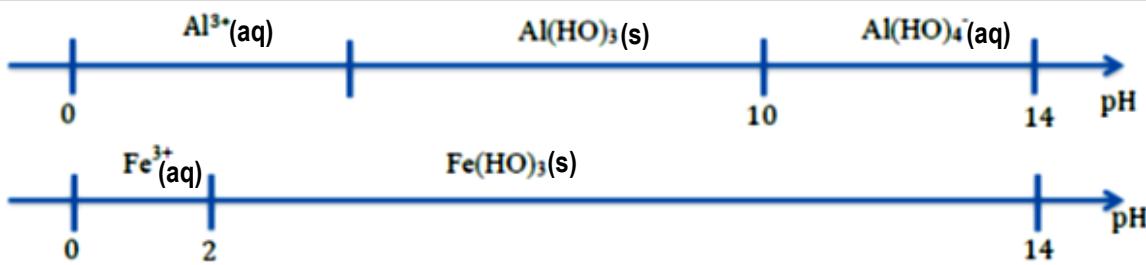
①

②

③

④

- ① : La bauxite est broyée, puis mélangée à de la soude (hydroxyde de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$) à haute température et sous pression.
- ② : Le mélange est débarrassé de ses impuretés, puis traité par une solution concentrée d'acide chlorhydrique, dilué et refroidi, ce qui provoque la précipitation d'oxyde d'aluminium hydraté (hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{HO})_3$)
- ③ L'oxyde d'aluminium hydraté est alors déshydraté par chauffage pour obtenir l'alumine Al_2O_3 .
- ④ L'alumine est transformée en aluminium par électrolyse : dissoute dans de la cryolithe (fluorure double d'aluminium et de sodium), fondu à environ 1 000°C dans une cuve garnie de carbone (qui sert de cathode),

DOCUMENT 3 : Influence de différents paramètres sur la dissolutionInfluence du pH : Domaines d'existence de différentes espèces chimiquesInfluence de la température :

La température est également un paramètre influençant la dissolution d'un composé. Dans la plupart des cas, plus la température est élevée et plus la solubilité d'un composé est importante.

Ainsi, pour favoriser et/ou accélérer la dissolution de composés relativement peu solubles comme les minéraux, on peut les chauffer en plus d'une bonne agitation.

A l'inverse, pour favoriser et accélérer la précipitation d'un composé non soluble dans l'eau, on peut refroidir le mélange à l'aide d'un bain de glace.

DOCUMENT 4 : Données

Masses molaires : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$.

Produit ionique de l'eau $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$ à 25°C

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

On pèse un échantillon de 2,0 g de bauxite, qu'on place dans un erlenmeyer. On ajoute 50,0 mL d'eau.

- 1) Ecrire l'équation de dissolution de l'hydroxyde d'aluminium Al(OH)_3 dans l'eau. La constante d'équilibre associée est $K_s = 3,2 \cdot 10^{-34}$
- 2) Montrer que la masse d'hydroxyde d'aluminium présente dans cet échantillon de bauxite est de 1,3 g.
- 3) En déduire que la concentration en ions aluminium Al^{3+} de la solution est $[\text{Al}^{3+}] = 3,3 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Dans ces conditions, la concentration en ions $[\text{HO}^-]$ vaut 1,0 mol.L⁻¹.
- 4) Exprimer puis calculer le quotient de réaction. En déduire si la solution est saturée en hydroxyde d'aluminium. L'hydroxyde d'aluminium est-il totalement dissout ?
- 5) Exprimer puis calculer la concentration en ions $[\text{HO}^-]$ à partir de laquelle la solution sera saturée en hydroxyde d'aluminium (précipitation de Al(OH)_3).
- 6) En déduire le pH de début de précipitation de Al(OH)_3 et ajouter ce pH sur le schéma du document 3.
- 7) Le pH de la solution est égal à 5,5. Sous quelle forme se trouvent le fer(III) et l'aluminium(III) à ce pH ?

Afin de réaliser l'étape ① du traitement de la bauxite (document 2), on ajoute de l'hydroxyde de sodium afin d'obtenir un pH environ égal à 11 et on chauffe au bain-marie à 80°C.

- 8) Rédiger un petit paragraphe afin d'expliquer le but de cette opération. Expliquer comment séparer les ions Fe^{3+} et Al^{3+} et comment récupérer l'hydroxyde d'aluminium Al(OH)_3 pur lors de l'étape ②.

EXERCICE 10 : Rendement théorique d'une recristallisation

A l'issue d'une synthèse de l'acide benzoïque, on récupère 5,50 g d'acide benzoïque brut contenant des impuretés. On souhaite purifier le solide par recristallisation dans l'eau.

1. Rappeler le principe de la recristallisation.
2. Calculer le volume d'eau qu'il est nécessaire d'ajouter pour dissoudre à chaud tout le solide brut obtenu.
3. Calculer les masses d'acide benzoïque en solution et d'acide benzoïque solide lors du retour à température ambiante.
4. En déduire le rendement de la recristallisation en acide benzoïque pur.

Données :

Solubilité de l'acide benzoïque dans l'eau :

À 25°C : $s_{25} = 3,44 \text{ g.L}^{-1}$

À 100°C : $s_{100} = 56,3 \text{ g.L}^{-1}$

EXERCICE 11 : pKs et solubilité

Comparer les solubilités des solides suivants dans l'eau :

Chlorure d'argent : AgCl ($\text{pKs}_1 = 9,7$)

Dichromate d'argent : Ag_2CrO_4 ($\text{pKs}_2 = 11,8$)

Phosphate d'argent : Ag_3PO_4 ($\text{pKs}_3 = 19,9$)

On rappelle que la formule de l'ion argent est Ag^+ .