

Vrai / Faux

1. Le produit de solubilité K_s d'un précipité est généralement inférieur à 1.

Vrai Faux

2. Le produit de solubilité K_s correspond à la constante d'équilibre de la réaction de précipitation.

Vrai Faux

3. Un précipité apparaît en solution si $Q_r > K_s$.

Vrai Faux

4. La solubilité d'un précipité augmente toujours lorsque la température augmente.

Vrai Faux

5. La solubilité du chlorure d'argent est plus faible dans l'eau pure que dans une solution de chlorure de sodium.

Vrai Faux

Pour bien démarrer

Exercice n°1 - Condition de précipitation (★)

On dispose de deux solutions, l'une de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+} + \text{NO}_3^-$), l'autre de chlorure de sodium ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$) de concentrations initiales respectives $C_1 = 0,02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $C_2 = 0,40 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On prélève un même volume $V_0 = 10 \text{ mL}$ de chaque solution que l'on mélange l'une à l'autre.

- Écrire l'équation bilan de dissolution, puis exprimer le quotient réactionnel de cette réaction.
- Calculer les concentrations après mélange $[\text{Pb}^{2+}]_i$ et $[\text{Cl}^-]_i$ en fonction de C_1 et C_2 .
- Indiquer s'il y a formation ou non d'un précipité.

- Justifier qu'il est possible de supposer la transformation quasi-totale. Calculer alors les concentrations en ions dans l'état final.
- Vérifier que le résultat est cohérent avec l'hypothèse.

Donnée : produit de solubilité du chlorure de plomb : $K_s(\text{PbCl}_2) = 1,2\cdot 10^{-5}$.

Exercice n°2 - Calculs de solubilité (★)

- Exprimer puis calculer la solubilité dans l'eau pure s du chlorure de sodium NaCl en fonction de son produit de solubilité K_s . Calculer alors sa solubilité massique s_m , en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Exprimer puis calculer la solubilité dans l'eau pure s du sulfate d'argent Ag_2SO_4 en fonction de son produit de solubilité K_s .
- Reprendre la question précédente dans le cas non plus de l'eau pure, mais d'une solution de chlorure d'argent de concentration $C_0 = 1,0\cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Que remarque-t-on ?

Données : $K_s(\text{NaCl}) = 33$; $\text{p}K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 4,2$, $M(\text{NaCl}) = 58,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercices essentiels

Exercice n°3 - Influence du pH sur la solubilité (★★)

La solubilité massique de l'hydroxyde ferreux $\text{Fe}(\text{OH})_2$ dans l'eau vaut $s = 1,5 \text{ mg/L}$ à $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

- Calculer le produit de solubilité et le pH à saturation.
- Prévoir comment évolue la solubilité dans une solution de soude à $1\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, puis la calculer.

Exercice n°4 - Traitement des ions cadmium d'un effluent (★★)

Les rejets industriels de cadmium, un métal lourd toxique, constituent une source de pollution des cours d'eau. La précipitation des ions Cd^{2+} en hydroxyde de cadmium est utilisée pour réduire la teneur en ions cadmium des effluents en dessous de la limite autorisée, qui est de $0,20 \text{ mg/L}$. Un effluent industriel de $\text{pH} = 2$ contient des ions Cd^{2+} à la concentration $1,6\cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On traite $1,0 \text{ m}^3$ de cet effluent par 10L de soude de concentration $c_b = 4,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Montrer que le précipité se forme dans ces conditions.
2. Quelle est la concentration finale en ions Cd^{2+} atteinte ? Conclure.
3. Déterminer le pH de l'effluent après traitement. Peut-il être rejeté dans l'environnement ?

Données : $pK_s(\text{Cd}(\text{OH})_2) = 13,6$; $M(\text{Cd}) = 112,4 \text{ g/mol}$; $pK_e = 14$.

Dosage par titrage

Exercice n°5 - Dosage de Mohr (★★)

Le dosage de Mohr est une méthode permettant de titrer une solution d'ions chlorure. On introduit dans un bécher un volume $V_0 = 40 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de sodium de concentration attendue voisine de $C_0 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Afin de vérifier cette valeur, cette solution est titrée par une solution de nitrate d'argent, de concentration $C_1 = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Pour simplifier, on considèrera que la dilution est négligeable, c'est-à-dire que l'on considère le volume V versé par la burette suffisamment faible pour approximer $V_0 + V \simeq V_0$.

1. Écrire la réaction support de titrage. Justifier qu'elle est totale.
2. Déterminer en vérifiant la condition de saturation si la réaction de titrage débute dès la première goutte de nitrate d'argent versée. Une goutte délivrée par la burette a un volume d'environ $0,05 \text{ mL}$.
3. Déterminer le volume équivalent attendu V_E . Commenter l'hypothèse de dilution négligeable.

Afin de repérer expérimentalement cette équivalence, on ajoute dans la solution avant le titrage quelques gouttes d'une solution incolore de chromate de sodium Na_2CrO_4 . Les ions chromate sont susceptibles de donner avec les ions Ag^+ un précipité rouge vif de chromate d'argent.

4. Calculer la concentration C_2 en ions chromate à apporter dans la solution initiale pour que l'apparition du précipité se produise exactement à l'équivalence, et permette ainsi de la détecter avec précision.
5. En quoi la précision du titrage serait-elle affectée si on introduisant au début du titrage une concentration $10C_2$ de chromate de sodium ? Et une concentration $C_2/10$? Cela constitue-t-il un avantage ou un inconvénient ?

Données : $pK_s(\text{AgCl}) = 9,8$ et $pK'_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 12,0$.

Éléments de réponse

Vrai / Faux

1. Vrai 2. Faux 3. Vrai 4. Faux 5. Faux

Exercice n°1

1. $Q_r = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{Cl}^-]^2$.
2. $[\text{Pb}^{2+}]_i = C_1/2$ et $[\text{Cl}^-]_i = C_2/2$.
3. $Q_{r,i} = 4 \times 10^{-4} > K_s$: le précipité se forme.
4. Constante de la réaction de précipitation : $1/K_s \simeq 10^5$.
À l'état final, $[\text{Cl}^-]_f = 0,18 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Pb}^{2+}]_f = 3,7 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
5. On a bien $[\text{Cl}^-]_f \gg [\text{Pb}^{2+}]_f$.

Exercice n°2

1. $s = \sqrt{K_s} = 5,7 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, et $s_m = s \times M = 336 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. $s = (K_s/4)^{1/3} = 2,6 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
3. $s = 3,75 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: la solubilité diminue lorsqu'un des ions constitutifs du solide est déjà présent en solution.

Exercice n°3

1. $K_s = 4s^3 = 1,9 \times 10^{-14}$ et $\text{pH} = \text{p}K_e + \log(2s) = 9,5$.
2. $s' = K_s/c^2 = 1,9 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Exercice n°4

1. $Q_{r,i} = 2,5 \cdot 10^{-7} > K_s$: il y a formation du précipité $\text{Cd}(\text{OH})_2$
2. $[\text{Cd}^{2+}] = K_s/[\text{HO}^-]^2 = 1,6 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ soit $C_m(\text{Cd}^{2+}) = 1,8 \cdot 10^{-9} \text{ g/L}$
3. $\text{pH} = 12,6$: l'effluent est trop basique pour être rejeté dans l'environnement.

Exercice n°5

1. $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$.
2. $Q_{r,i} = (C_1 V_{\text{goutte}}/V_0) \times [\text{Cl}^-] = 1,6 \times 10^{-7} < 1/K_s$: le précipité se forme donc à la première goutte versée.
3. $V_E = (C_0/C_1)V_0 = 8 \text{ mL}$. Le volume de la solution a alors augmenté de 20% : supposer la dilution négligeable devient alors presque audacieux.
4. $C_2 = K_s/[\text{Ag}^+]_{\text{éq}} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.