

TD TM4 Réaction de précipitation

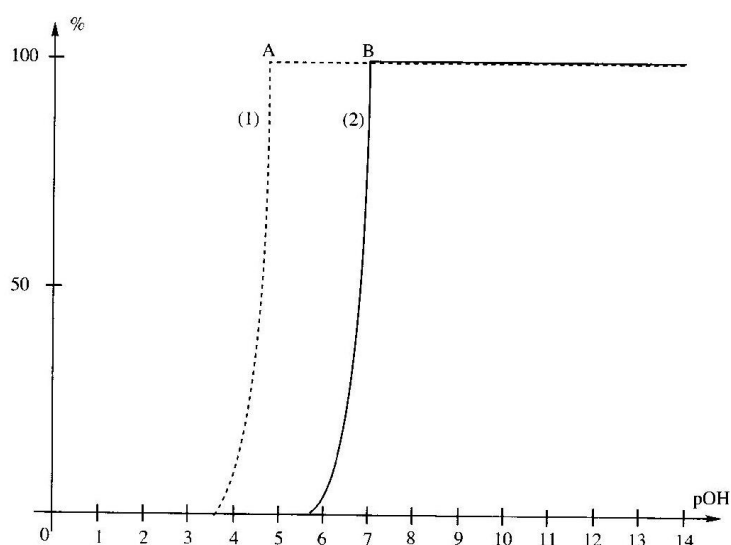
Exercice n°1 : Courbes d'évolution de la solubilité

En présence d'ions hydroxydes, les ions magnésium Mg^{2+} donnent un précipité blanc de produit de solubilité K_{s1} et les ions fer Fe^{2+} un précipité vert de produit de solubilité K_{s2} .

Lorsqu'on ajoute goutte à goutte des ions fer Fe^{2+} dans un tube à essai contenant de l'hydroxyde de magnésium, le précipité prend une teinte verte dès les premières gouttes.

1. Donner le bilan de la réaction (1) traduisant cette dernière observation. Que peut-on en conclure ?

On ajoute une solution d'ions hydroxyde à une solution équimolaire en ions Mg^{2+} et Fe^{2+} toutes deux à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. On représente sur la courbe ci-dessous les pourcentages des cations métalliques présents dans la solution en fonction de $pOH = -\log[OH^-]$.



2. Identifier les deux courbes tracées. Que représente les points anguleux A et B ?
3. Dédurre du tracé les produits de solubilité de $Mg(OH)_2(s)$ et $Fe(OH)_2(s)$.
4. Déterminer numériquement la valeur de la constante de l'équilibre écrit à la question 1.

Exercice n°2 : Evolution en fonction du pH.

$H_2CO_3(aq)$ (également noté $CO_2(aq)$ + H_2O) est un diacide.

On donne $pK_{A1}(H_2CO_3(aq)/HCO_3^-)=6,3$ $pK_{A2}(HCO_3^-/CO_3^{2-})=10,3$

On supposera qu'il n'y a pas de dégagement de $CO_2(g)$ qui reste dissous.

$ZnCO_3(s)$ est un sel peu soluble de $pK_s=10,8$.

1.) Exprimer le carré de la solubilité s en fonction de $h=[H_3O^+]$, K_{A1} et K_{A2} .

Montrer qu'il vérifie l'équation : $s^2 = K_s \left(1 + \frac{h}{K_{A2}} + \frac{h^2}{K_{A1} \times K_{A2}}\right)$.

2.) En utilisant le diagramme de prédominance des espèces, trouver une relation simplifiée entre la solubilité s et la concentration en H_3O^+ notée h pour chaque domaine et tracer $ps=f(pH)$.

Exercice n°3 : Solubilité des carbonates.

Les ions Ni^{2+} et Mn^{2+} donnent avec les ions CO_3^{2-} des sels peu solubles dont les produits de solubilité sont : $NiCO_3(s)$ $pK_{s1}=6$, $MnCO_3(s)$ $pK_{s2}=10$.

La solution contient initialement $[CO_3^{2-}]_0=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[Ni^{2+}]_0=[Mn^{2+}]_0=10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1.) Vérifier le critère de précipitation. Faire un bilan en concentration après précipitation.
- 2.) Quelle est la nature de ions CO_3^{2-} ?
- 3.) Calculer les concentrations respectives de ces ions à l'équilibre.

On donne $pK_{A1}(H_2CO_3(aq)/HCO_3^-)=6,3$ $pK_{A2}(HCO_3^-/CO_3^{2-})=10,3$

4.) Décrire qualitativement ce que l'on peut observer lorsqu'on ajoute un acide fort à la solution précédente.

5.) On fixe le pH de la solution à 8. Calculer alors les concentrations en H_2CO_3 , HCO_3^- , CO_3^{2-} , Ni^{2+} et Mn^{2+} .

Exercice n°4 : Méthode de Mohr.

On désire déterminer la concentration des ions chlorure Cl^- contenus dans une solution de chlorure de sodium Na^+ , Cl^- , en utilisant une solution de nitrate d'argent Ag^+ , NO_3^- de concentration $C_1 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est repérée par la formation d'un précipité de chromate de diargent $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ de coloration rouge de produit de solubilité $K_{S2}=10^{-12}$. On obtient $V_{\text{eq}} = 10\text{mL}$.

Le précipité $\text{AgCl}(\text{s})$ (blanc) obtenu a un produit de solubilité $K_{S1}=1,78.10^{-10}$.

- 1) Montrer que $\text{AgCl}(\text{s})$ est plus stable que $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$.
- 2) Déterminer la concentration en ions chlorure de la solution de chlorure de sodium.
- 3) Déterminer la concentration en chromate de dipotassium $\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ à verser initialement en solution pour que la coloration rouge du chromate de diargent $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ apparaisse à l'équivalence.

