Planche 1

Questions de cours

Solubilité : Définir le produit de solubilité K_s d'un solide ionique. Donner la condition de précipitation d'un solide en solution.

Oxydoréduction : Définir le nombre d'oxydation. Donner les règles de calcul et illustrer sur deux exemples au choix.

Exercice 1 – Dissolution de PbI_2

On considère PbI_2 dont le produit de solubilité vaut $K_s = 1{,}4 \times 10^{-9}$. La masse molaire de PbI_2 vaut $M = 461{,}01\ \mathrm{g\,mol^{-1}}$.

1. Écrire l'équation de dissolution de PbI_2 dans l'eau pure.
2. On ajoute 0,50 g de solide dans 1,00 L d'eau pure. Déterminer l'état final.
3. On ajoute 0,10 g de solide dans 1,00 L d'eau pure. Déterminer l'état final.
4. Déterminer la solubilité s de PbI_2 dans l'eau pure.
5. Tracer sur un graphique la concentration en ions plomb dans l'eau en fonction de la masse ajoutée de PbI_2. Légender soigneusement le graphique.

Exercice 2 – Demi-équations redox

1. Équilibrer les demi-équations redox suivantes :
   (a) $MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+}$ en milieu acide
   (b) $Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr^{3+}$ en milieu acide
   (c) $S_4O_6^{2-} \longrightarrow S_2O_3^{2-}$
   (d) $ClO^- \longrightarrow Cl^-$ en milieu basique
2. Pour chaque demi-équation, préciser si l'espèce de départ est un oxydant ou un réducteur.
3. Écrire la réaction entre le permanganate de potassium et le peroxyde d'hydrogène en milieu acide. Identifier l'oxydant et le réducteur.

Planche 2

Questions de cours

Solubilité : Définir la solubilité s d'un corps solide. Calculer la solubilité de AgCl dans l'eau pure, puis dans une solution de NaCl à 0,1 $\mathrm{mol\,L^{-1}}$. Commenter.

Données : $K_s(\mathrm{AgCl}) = 1{,}8 \times 10^{-10}$

Oxydoréduction : Donner la nature (oxydant ou réducteur) et la formule des espèces suivantes : thiosulfate, permanganate, peroxyde d'hydrogène, dioxygène, dihydrogène.

Exercice 1 – Solubilité de $PbSO_4$ et de NaCl

Partie A. Déterminer la solubilité du sulfate de plomb $\mathrm{PbSO_4}$ dans l'eau sachant que $K_s = 10^{-7{,}8}$ à 25C.

Partie B. On sature 1 L d'eau avec du chlorure de sodium dont la solubilité est 358 $\mathrm{g\,L^{-1}}$ à 25C.

Données : $M_{\mathrm{Na}} = 23{,}0\ \mathrm{g\,mol^{-1}}$; $M_{\mathrm{Cl^-}} = 35{,}5\ \mathrm{g\,mol^{-1}}$

1. Définir ce qu'est une solution saturée.
2. Calculer la concentration molaire en sodium dans la solution saturée.
3. En déduire le produit de solubilité de NaCl dans l'eau pure.

Exercice 2 – Étude de la pile Zinc/Argent

On considère la pile schématisée par $\mathrm{Ag\,|\,Ag^+\,||\,Zn^{2+}\,|\,Zn}$. Les deux compartiments ont le même volume de 100 mL. La solution d'argent I est initialement à 0,180 $\mathrm{mol\,L^{-1}}$, la solution de zinc II est initialement à 0,300 $\mathrm{mol\,L^{-1}}$.

Données : $E^\circ(\mathrm{Ag^+/Ag}) = +0{,}80\ \mathrm{V}$; $E^\circ(\mathrm{Zn^{2+}/Zn}) = -0{,}76\ \mathrm{V}$; $T = 298\ \mathrm{K}$

1. Schématiser la pile. Indiquer l'anode et la cathode, ainsi que le sens de déplacement des porteurs de charge.
2. Écrire les demi-équations aux électrodes et l'équation bilan. Déterminer la f.é.m. standard e°.
3. À l'aide de la formule de Nernst, calculer la f.é.m. initiale e de la pile.
4. Déterminer la composition de la pile lorsqu'elle ne débite plus.

Planche 3

Questions de cours

Solubilité : Définir le domaine d'existence d'un précipité. Pour AgCl avec $[Ag^+]_0 = 1{,}0\times10^{-5}$ mol L^{-1}, tracer le diagramme d'existence en fonction de $[Cl^-]$.

Données : $K_s(\text{AgCl}) = 2{,}0 \times 10^{-10}$

Oxydoréduction : Énoncer la formule de Nernst. Définir le potentiel standard et le potentiel d'électrode.

Exercice 1 – Effet d'ion commun et précipitations compétitives

Le chlorure d'argent est un solide blanc dont le $pK_s = 9{,}7$ à 25C.

1. Déterminer la solubilité s de AgCl dans l'eau pure.
2. Déterminer la solubilité s' de AgCl dans une solution contenant initialement $C_0 = 1{,}0\times10^{-3}$ mol L^{-1} d'ions Cl^-. Comparer à s et commenter.
3. On dispose d'une solution contenant des ions Cl^- et I^- à la même concentration $C_0 = 1{,}0 \times 10^{-3}$ mol L^{-1}. On ajoute progressivement une solution de nitrate d'argent.
   (a) Déterminer la concentration minimale en Ag^+ à partir de laquelle se forme chaque précipité. En déduire lequel apparaît en premier.
   (b) Les précipitations sont dites successives si, au moment où la deuxième précipitation commence, la concentration restante du premier anion est inférieure à 1% de sa valeur initiale. Vérifier si c'est le cas ici.

Données : $K_s(\text{AgCl}) = 1{,}6 \times 10^{-10}$; $K_s(\text{AgI}) = 7{,}9 \times 10^{-17}$

Exercice 2 – Pile de concentration Fe^{3+}/Fe^{2+}

On considère une pile formée de deux béchers A et B reliés par un pont salin. Le bécher A contient 50 mL d'une solution de sulfate de fer II à 0,1 mol L^{-1} et de chlorure de fer III à 0,2 mol L^{-1}. Le bécher B contient 50 mL d'une solution de sulfate de fer II à 0,2 mol L^{-1} et de chlorure de fer III à 0,1 mol L^{-1}. On place un fil de platine dans chaque bécher.

Données : $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = +0{,}77$ V ; $T = 298$ K

1. Faire un schéma de la pile. Indiquer l'anode, la cathode et le sens de déplacement des porteurs de charge.
2. Écrire les demi-équations aux électrodes et l'équation globale.
3. Déterminer la f.é.m. de la pile à l'aide de la formule de Nernst.
4. Indiquer la f.é.m. de la pile à l'équilibre. Déterminer les concentrations à l'état final.