

**Solution aqueuse série n°1: Equilibre chimique, Précipitation****Exercice 1 : Composition à l'équilibre ♦**

On considère l'équation de réaction suivante :



On mélange initialement, à  $2000^\circ\text{C}$ ,  $0.2 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $N_{2(g)}$  et  $0.2 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $O_{2(g)}$ .

Déterminer les concentrations des produits et des réactifs à l'équilibre à  $2000^\circ\text{C}$ .

**Exercice 2 : Deux précipités de l'ion  $Mg^{2+}$  ♦♦**

On part à chaque fois de 100 mL d'une solution de dichlorure de magnésium à  $0.01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

a) Quelle masse de sulfate de disodium solide faut-il ajouter pour avoir le début de la précipitation du sulfate de magnésium  $MgSO_{4(s)}$  ( $pK_s = 2.5$ )?

b) On ajoute du phosphate de trisodium solide. A partir de quelle masse aura-t-on un précipité de phosphate de magnésium  $Mg_3(PO_4)_{2(s)}$  ( $pK_s = 27.2$ )?

Données: masses molaires ( $\text{g.mol}^{-1}$ ) :  $Na = 23$ ,  $P = 31$ ,  $O = 16$ ,  $S = 32$ .

**Exercice 3 : Diagramme de prédominance ♦♦**

$PbI_{2(s)}$  est un précipité jaune ( $pK_{s1} = 8.2$ ) et  $HgI_{2(s)}$  est un précipité rouge orangé ( $pK_{s2} = 28.2$ ).

a) Pour des solutions à  $0.1 \text{ mol.L}^{-1}$  de cation  $Pb^{2+}$  et de cations  $Hg^{2+}$ , tracer en fonction de  $pI = -\log[I^-]$ , les courbes donnant les pourcentages de cations  $Pb^{2+}$  et  $Hg^{2+}$  présents en solution. Discuter les points anguleux.

b) En déduire les D.E (diagramme d'existence).

c) On ajoute  $Hg^{2+}$  à une solution contenant  $PbI_{2(s)}$ . Quelle réaction se produit-il ?

Calculer sa constante d'équilibre et prévoir la couleur.

**Exercice 4 : Les hydroxydes de fer ♦♦♦**

a) Pour une solution de chlorure de fer (II) à  $0.01 \text{ mol.L}^{-1}$ , déterminer la valeur du  $pH \equiv -\log[H_3O^+]$  pour lequel commence à précipiter l'hydroxyde de fer (II).

Calculer la valeur de la concentration en ion  $Fe^{2+}$  pour  $pH = 7$  puis 8 puis 9.

Etablir la relation donnant  $\log[Fe^{2+}]$  en fonction du  $pH$ .

b) Calculer le  $pH$  de début de précipitation de l'hydroxyde de fer (III) dans une solution de chlorure de fer (III) à  $0.01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Etablir la relation donnant  $\log[Fe^{3+}]$  en fonction du  $pH$ .

c) Dans un diagramme où le  $pH$  est en abscisse et  $\log[X]$  en ordonnée avec  $X = Fe^{2+}$  ou  $Fe^{3+}$ , indiquer les domaines de prédominance des ions  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$  et des hydroxydes de fer avec une concentration totale en X de  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Retrouver les résultats précédents.

Données :  $Fe(OH)_{2(s)}$ ,  $pK_s = 15.1$ , couleur verte,  $Fe(OH)_{3(s)}$ ,  $pK_s = 38$ , couleur rouille.