À l'aide de la courbe précédente, déterminer le rapport molaire Fe/P appliqué pour diminuer la concentration massique en phosphore de $C' = 5,0\ \text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$ à $C'' = 1,0\ \text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$. En déduire la masse réelle de chlorure de fer(III) à utiliser pour traiter 1,0 m^3 d'effluent.

Données à 25 °C : $\text{p}K_s(\text{FePO}_4) = 21,9$; $\text{p}K_s(\text{Fe(OH)}_3) = 38,6$; $M(\text{FeCl}_3) = 162,3\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{p}K_e = 14$; $\text{p}K_{a,1}(\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{H}_2\text{PO}_4^-) = 2,1$; $\text{p}K_{a,2}(\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}) = 7,2$; $\text{p}K_{a,3}(\text{HPO}_4^{2-} / \text{PO}_4^{3-}) = 12,7$.

D'après E3A

❑ Exercice 13.8. Solubilité du diiode*

Le diiode solide est soluble dans l'eau. Lorsque la solution est saturée, l'équilibre suivant est établi : $\text{I}_{2(s)} \rightleftarrows \text{I}_{2(aq)}$. La constante d'équilibre associée à cette équation est : $K_1 = 1,3 \cdot 10^{-3}$.

1. Calculer la solubilité s du diiode solide dans l'eau pure à 25 °C.

2. On cherche à évaluer la solubilité du diiode dans un solvant organique, le tétrachlorure de carbone CCl_4. Pour cela, on ajoute à 100 mL d'une solution aqueuse de diiode de concentration $c_0 = 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, 10 mL de tétrachlorure de carbone CCl_4. Après agitation, on sépare les deux phases. On conserve la phase aqueuse et on dose le diiode restant dans cette phase par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium $(2\ \text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-})$ de concentration $2,5 \cdot 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ce dosage nécessite de verser 8 mL de la solution titrante.

a) Écrire la réaction d'oxydoréduction du dosage.

b) Calculer la concentration en diiode de la phase aqueuse c_1.

c) On définit le coefficient de partage du diiode comme la costante d'équilibre associée à l'équation : $\text{I}_{2(aq)} \rightleftarrows \text{I}_{2(org)}$. Calculer le coefficient de partage du diiode.

Données : couples oxydant/réducteur $\text{I}_{2(aq)} / \text{I}^-_{(aq)}$ et $\text{S}_4\text{O}^{2-}_{6(aq)} / \text{S}_2\text{O}^{2-}_{3(aq)}$.

D'après Concours commun polytechnique

❑ Exercice 13.9. Hydroxyde amphotère

En solution aqueuse, le cation Cr^{3+} (de couleur verte) donne avec les ions hydroxyde un précipité $\text{Cr(OH)}_{3(s)}$ et un ion complexe soluble $\text{Cr(OH)}^-_{4(aq)}$. En solution, la solubilité de l'hydroxyde de chrome peut s'écrire : $s = [\text{Cr}^{3+}] + [\text{Cr(OH)}_4^-]$. On donne la courbe donnant la variation du logarithme décimal de la solubilité en fonction du pH, pour une concentration totale c_0 en chrome(III).

1. Pourquoi peut-on parler pour $\text{Cr(OH)}_{3(s)}$ d'hydroxyde « amphotère » ?

2. À une solution d'ions chrome(III) de concentration c_0, on ajoute progressivement une solution de soude (suffisamment concentrée pour que la dilution puisse être négligée). A l'aide du diagramme $\log(s) = f(\text{pH})$, décrire ce que l'on observe.

3. Montrer que le diagramme de solubilité permet de placer, sur un axe gradué en pH, les domaines de Cr(OH)_3, Cr^{3+} et de Cr(OH)_4^-. S'agit-il de domaines de prédominance ou d'existence ?