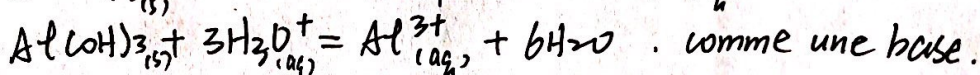


课程名称: 无机化学II 课程代码: CHM11200T 任课教师: Lanthier Poisine姓名: 袁歌 学号: 2018110018 班级: 工程1801答卷共 3 页 第 1 页

Exercice 1.

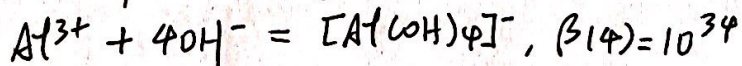
1. une espèce amphotère acido-basique est l'espèce qui peut jouer le rôle d'un acide mais aussi d'une base, qui peut donner et accepter le proton.
 $Al(OH)_3(s)$ est une espèce amphotère acido-basique comme il existe les réactions suivant:



- 2.
- 1- Al^{3+} le domaine de prédominance.
 - 2- $Al(OH)_3(s)$ le domaine d'existence.
 - 3- $[Al(OH)_4]^-$ le domaine de prédominance.
 - 4- $Al(s)$ le domaine d'existence.

3. $Al(OH)_3(s) = Al^{3+} + 3OH^-$. $K_s = [Al^{3+}][OH^-]^3$
 on a $[Al^{3+}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. par le diagramme E-pH. la frontière verticale entre Al^{3+} et $Al(OH)_3$ est de pH=4. $\Rightarrow [OH^-] = 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$
 Donc $K_s = 10^{-2} \cdot (10^{-10})^3 = 10^{-32}$

4. la réaction de formation globale du complexe $[Al(OH)_4]^-$:



5. $Al(OH)_3(s) + HO^- = [Al(OH)_4]^-$, $K^0 = \frac{[Al(OH)_4]^-}{[HO^-]}$

par Q3. & Q4. on a. $K_s = [Al^{3+}][HO^-]^3$

$$\beta(4) = \frac{[Al(OH)_4]^-}{[Al^{3+}][HO^-]^4} \quad \text{Donc. } K^0 = K_s \cdot \beta(4)$$

$$= 10^{-32} \cdot 10^{34} = 10^2$$

$$\text{Donc } [HO^-] = \frac{[Al(OH)_4]^-}{K^0} = \frac{10^{-2}}{10^2} = 10^{-4} \Rightarrow [H^+] = \frac{K_e}{10^{-4}} = 10^{-10}$$

$$pH = -\log [H^+] = 10$$



6. ① pour la frontière 1/4. Al^{3+}/Al .

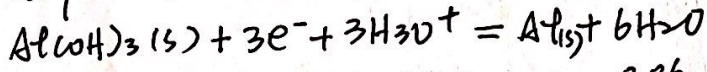
$Al^{3+} + 3e^- = Al(s)$. l'équation de NERNST:

$$E(Al^{3+}/Al) = E^0(Al^{3+}/Al) + \frac{0,06}{3} \log([Al^{3+}])$$

$$= -1,71 = \text{cste}$$

Donc cette frontière est de pente nulle.

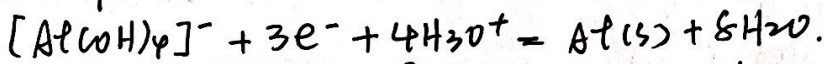
② la frontière 2/4. $Al(OH)_3/Al$.



$$E(Al(OH)_3/Al) = E^0(Al(OH)_3/Al) + \frac{0,06}{3} \log([H_3O^+]^3) = C - 0,06 \text{ pH}$$

Donc la pente est $-0,06$

③ la frontière 3/4. $Al(OH)_4^-/Al(s)$



$$E([Al(OH)_4]^-/Al) = E^0([Al(OH)_4]^-/Al) + \frac{0,06}{3} \log([Al(OH)_4]^- [H_3O^+]^4)$$

$$= C_2 - 0,08 \text{ pH.}$$

Donc la pente est $-0,08$.

7. ^{days} la bauxite naturelle ~~composition~~ ^{il y a} oxyde d'aluminium hydraté. broyer le minerai est pour éliminer l'eau donc il n'y aurait pas d'influence sur la concentration de la solution de soude.

industriellement l'attaque basique de la bauxite est réalisée à haute température, c'est parce que dans le cas de pH haut, d'après le diagramme, Fe existe sous les formes $Fe(OH)_3(s)$, $Fe(OH)_2(s)$, $Fe(s)$. mais Al est sous la forme de $[Al(OH)_4]^-$ qui existe dans la solution, on peut ensuite ^{se} séparer. une haute température accélère les réactions et augmente la solubilité.

8. le résidu: $Fe(OH)_3$.

le filtrat: $[Al(OH)_4]^-$

9. le rôle de cette étape est de transformer Al en $[Al(OH)_4]^-$ est de transformer Fe en les formes solide, pour que ces deux éléments peuvent être séparés par filtration. $\text{pH} > 10$



Exercice 2. 1. $\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$, $2\text{I}^- - 2e^- = \text{I}_2$ $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = 0,17 \text{ V}$ ($E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,62$
 Donc I_2/Cu^+ réagit, mais elle ne pourra pas

2. $\text{Cu}^{2+} + e^- + \text{I}^- = \text{CuI(s)}$. $E(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) + 0,06 \log([\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-])$

3. $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- = 2\text{CuI(s)} + \text{I}_2$

la demi-équation redox de couple (I_2/I^-) :

$$\text{I}_2 + 2e^- = 2\text{I}^- \quad E(\text{I}_2/\text{I}^-) = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) + \frac{0,06}{2} \log\left(\frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2}\right)$$

4. à l'équivalence: $E(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) = E(\text{I}_2/\text{I}^-)$

$$\text{Donc. } K^\circ = 10^{\frac{2}{0,06} \Delta E^\circ}, \quad \Delta E^\circ = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) - E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-).$$

$$= 10^9 \quad = 0,89 - 0,62 = 0,27 \text{ V.}$$

5. $2\text{I}_2 + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} = 4\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$

Comme précédent, on peut calculer la constante d'équilibre.

$$K_0' = 10^{\frac{4}{0,06} \Delta E'^\circ}$$

$$\text{demi-équation: } \begin{cases} \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 4e^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \\ \text{I}_2 + 2e^- = 2\text{I}^- \end{cases}$$

$$\Delta E'^\circ = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) - E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \\ = 0,62 - 0,08 = 0,54.$$

$K_0' = 10^{36} \gg 1$. Donc cette réaction peut être considérée comme totale.

6. à l'équivalence. dosage 18,0 mL de thiosulfate.

$$\text{on a } n(\text{I}_2) = n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = C \cdot V = 1 \times 10^{-1} \times 18 \times 10^{-3} = 18 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$\text{I}_2 + 2\text{I}^- = 1 \text{ I}_2 \sim 2\text{I}^- \sim 1 \text{ Cu}^{2+}$$

$$\text{Donc } n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{I}_2) = 18 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$C_0(\text{Cu}^{2+}) = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{V_0} = \frac{18 \times 10^{-4}}{20 \times 10^{-3}} = 9 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$7. \quad n_0(\text{I}^-) = C_0' \cdot V_0' = 2 \times 10^{-1} \times 50 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

dans la réaction $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- = 2\text{CuI(s)} + \text{I}_2$, $n(\text{Cu}^{2+}) : n(\text{I}^-) = 1:2$.

$$n_0(\text{Cu}^{2+}) = 18 \times 10^{-4} \ll \frac{1}{2} n_0(\text{I}^-) = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Donc le système est bien en excès d'ions iodure.

