班级：工程1802　　姓名：郑絮文 (Claire)　　学号：20181l0034

任课教师：Roisine　　课程代码：CHM11200T

I. Traitement de la bauxite

1. Si une espèce amphotère donnex un proton H^+, il c'est acide.
Si une espèce amphotère accepte un proxton H^+, c'est basique.

$Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O$

$Al(OH)_3 + H_2O = [Al(OH)_4]^- + H^+$

2. 1. Al^{3+} , 2. $Al(OH)_3$. 3. $[Al(OH)_4]^-$ 4. Al

3. $Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al^{3+} + 3OH^-$, Quand pH = 4 $E(V) = -1.71V$

$Ks = \frac{[Al^{3+}] * [OH^-]^3}{[Al(OH)_3]} \simeq 10^{-30}$

$-\log[H^+] = 4$ $[H^+] = 10^{-4}$

$[OH^-] = 10^{-10}$

4. $Al + 3H_2O = Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$; $Al(OH)_3 + H_2O = [Al(OH)_4]^- + H^+$

$2Al + 8H_2O = 2[Al(OH)_4]^- + 3H_2\uparrow + 2H^+$

$Al + 4H_2O = [Al(OH)_4]^- + \frac{3}{2}H_2\uparrow + H^+$

$\beta(4) = 10^{34}$

Parce que $Ks = 10^{-30}$, $[OH^-] = 10^{-4}$, $\beta(4) = 10^{34}$

5. $4 < pH < 10$

Par le calcul, on a...

6. 1/4 : k = 0

2/4 : $k = -0.06$

3/4 : $k = -0.06$

$Al + 3H_2O = Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$

$E(H_2O/H_2) = E^\circ(H_2O/H_2) + \frac{0.06}{3}\log\frac{[H_2O]}{[H^+]^2}$

$E(H^+/H_2) = E^\circ(H^+/H_2) + \frac{0.06}{3}\log\frac{[H^+]^3}{1}$

6. ~~1/4 $Al + 3e^- = Al^{3+}$~~

~~$E = E^0(Al^{3+}/Al) = +1$~~

~~2/4 $Al(OH)_3 = Al^+$~~

7. broyer le minerai: ↑ c'est plus pure.

À haute température, la vitesse de la réactions est plus vite. rapide

Et K_0 est plus grande. $Fe^{3+} + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + 3H^+$ ...

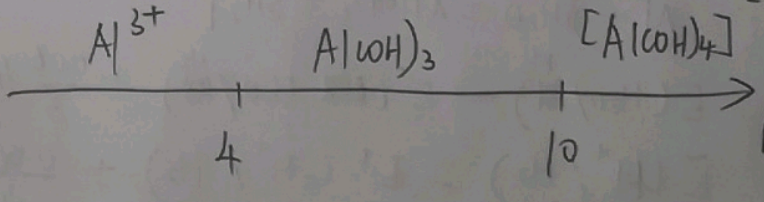
8. Fe^{3+}

Fe_3O_4 Fe_2O_3

Je ne comprend pas...

9. ~~Fe^{3+}~~ $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$

10. La gamme de pH



$CuI(s) = Cu^+(aq) + I^-(aq)$ $K_S = 10^{-12}$

2.1.

1. $Cu^{2+} + I^- = CuI_2$

$2Cu^{2+} + 4I^- = 2CuI + I_2$

$Cu^{2+} + 2I^- = CuI + \frac{1}{2}I_2$

2. $\begin{cases} I^- + Cu^{2+} + e^- = CuI\,(s) \\ \frac{1}{2}I^- - e^- = \frac{1}{2}I_2 \end{cases}$

3. $Cu^{2+} + 2I^- = CuI + \frac{1}{2}I_2$.

4. $Cu^{2+} + 2I^- = CuI + \frac{1}{2}I_2$.

$K^0 = \frac{1}{[Cu^{2+}][I^-]^2}$

5. ~~$2I^- + 2S_2O_3^{2-} = I_2 + S_4O_6^{2-}$~~

$2S_2O_3^{2-} + I_2 = S_4O_6^{2-} + 2I^-$

$E^\circ(S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}) = 0.08V$

$E^\circ(I_2/I^-) = 0.62V$

$K^0 = \frac{[I^-]^2[S_4O_6^{2-}]}{[I_2][S_2O_3^{2-}]^2}$

On se place en excès d'ions iodure, donc $K^0 >> 1$, cette réaction peut considérée comme totale.

2.2.

6. 20mL (Cu^{2+}) 50mL (I^-) $c = 2\times10^{-1}$ mol/L.

On dose le I_2 formé par une solution de thiosulfate de Sodium de $c_2 = 1\times10^{-1}$ mol/L (18mL)

$$2S_2O_3^{2-} + \frac{1}{2}I_2 = \frac{1}{2}S_4O_6^{2-} + 2I^-$$

1.8×10^{-3} mol $\frac{1}{2}x$

0 0

Donc $x = 9\times10^{-4}$ mol.

$$Cu^{2+} + 2I^- = CuI + \frac{1}{2}I_2$$

$(0.020\times a)$ excès

0 excès $0.02a$ $0.01a$

$0.01a = 9\times10^{-4}$

$a = 9\times10^{-2} = 9\times10^{-2}$ mol/L.

7. $n(Cu^{2+}) = a\times20\times10^{-3} = 0.0018$ mol

$n(I^-) = 2\times10^{-1}\times0.50\times10^{-3} = 0.01$ mol

$n(I^-) >> n(Cu^{2+})$, donc le système est bien en excès d'ions iodure.

8. Parce que un mélange d'ions iodure et de diiode est légèrement jaune, quand I_2 est nulle, le complexe ainsi formé a une couleur bleu intense, quand c'est bleu, on peut stop.