

课程代码: CHM11200T

班级: 工程1803 姓名: Léna 周瑞斌 学号: 2018110053 任课教师: Rosine.

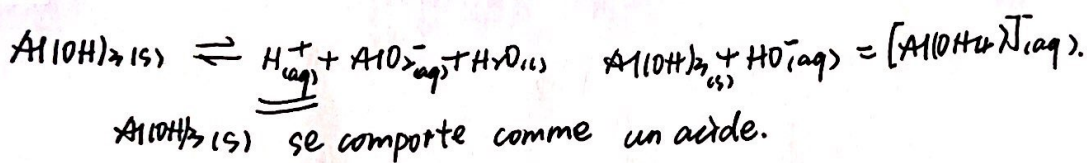
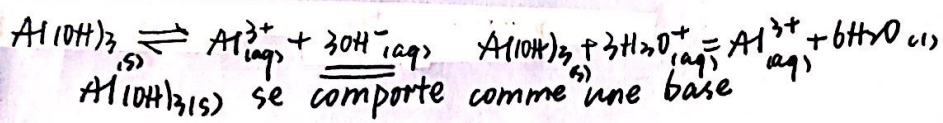
1

1. Traitement de la bauxite.

I. La définition:

Une espèce amphotère est une espèce capable de se comporter comme un acide et comme une base et il appartient à deux couples acido-basique: H_3O^+/H_2O et H_2O/HO^- .

$Al(OH)_3(s)$



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

1: d'existence

2: domaines de prédominance

3: domaine de prédominance

4: d'existence.

③ $K_s = [Al^{3+}][HO^{-}]^3$ $Al(OH)_3 = Al^{3+} + 3OH^{-}$.

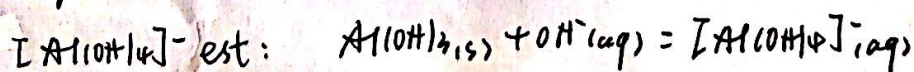
au point A. $pH=4$ $[H_3O^{+}] = 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

$[OH^{-}] = 10^{-10} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ $[Al^{3+}] = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

$$K_s = [Al^{3+}][HO^{-}]^3 = 10^{-32}$$

$$\text{④. } \beta(4) = 10^{34} = \frac{[Al(OH)_4]^{-}}{[OH^{-}]^4 [Al^{3+}]} = 10^{34}$$

l'équation de la réaction de formation globale du complexe

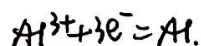


[5] Entre 2 $(Al(OH)_3)$ et 3 $[Al(OH)_4]^-$,

on a alors: $Al(OH)_3(s) + OH^-(aq) \rightleftharpoons [Al(OH)_4]^- (aq)$ $K_0 = K_s \beta = \frac{[Al(OH)_4]^-}{[OH^-]} = 10^2$.

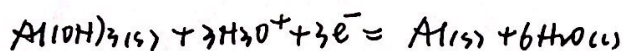
donc $pOH=4$ $pH=14-4=10$.

[6] pour 1/4: on considère le couple $(Al^{3+}/Al(s))$



$$E(Al^{3+}/Al(s)) = E^0(Al^{3+}/Al(s)) + \frac{0.06}{3} \log([Al^{3+}]) \\ = E^0(Al^{3+}/Al(s)) - 0.04 \Rightarrow \text{le pente est } 0.$$

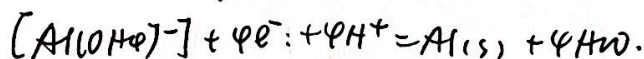
pour 2/4: on considère le couple $(Al(OH)_3/Al)$



$$E(Al(OH)_3(s)/Al(s)) = E^0(Al(OH)_3(s)/Al(s)) + \frac{0.06}{3} \log([H_3O^+]^3) \\ = E^0(Al(OH)_3(s)/Al(s)) - 0.06pH \Rightarrow \text{le pente est } -0.06.$$

pour 3/4: on considère le couple $([Al(OH)_4]^-/Al(s))$

la demi-équation redox s'écrit:



$$E = E^0([Al(OH)_4]^-/Al(s)) + \frac{0.06}{4} \log([H^+]^4 \times [Al(OH)_4]^-) \\ = E^0([Al(OH)_4]^-/Al(s)) + 0.015 \log([Al(OH)_4]^-) - 0.06pH. \\ \text{alors. le pente est } -0.06$$

[7]

[8]. le résidu solide de couleur rouge est Fe_2O_3 .

[10]. le précipité blanc obtenu est Al_2O_3 .



2. Titrage des ions cuivreux en solution

(5)

Q.1.

1. Oui. I^- est réducteur, il donne les électrons.
 Cu^{2+} est oxydant, il accepte les électrons.

$$E(Cu^{2+}/CuI) = E(Cu^{2+}/Cu^+) - 0,592 \lg K_{sp} CuI$$
$$= 0,153 - 0,0592 \lg(1,27 \cdot 10^{-12}) = 0,857 \text{ V} \rightarrow E(I_2/I^-)$$

donc il peut être spontané.

$$E_0 = 0,321 \text{ V}$$

2. $Cu^{2+}/CuI(s)$ la demi-équation redox.
 $I^- + Cu^{2+} - e^- \rightarrow CuI(s)$

3. la réaction se produit. Cu^{2+} et I^- ; donc $2Cu^{2+} + 4I^- = 2CuI(s) + I_2$.

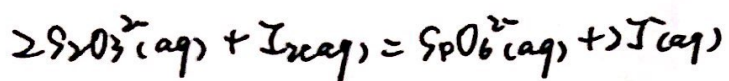
car le coefficient stoechiométrique des ions cuivreux Cu^{2+} doit être
égale à 1 $Cu^{2+} + 2I^- = CuI(s) + \frac{1}{2}I_2$.

4. E' :



[5]. la réaction ~~est~~ entre l'ion thiosulfate et le diiode.

(4).



la constant d'équilibre

$$K = 10^{E^{\circ}(I_2/I^-) - E^{\circ}(S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-})} = \frac{0,62 - 0,08}{0,06} = 9$$
$$= 10^9 \gg 10^2.$$

donc c'est ~~R~~ totale.

