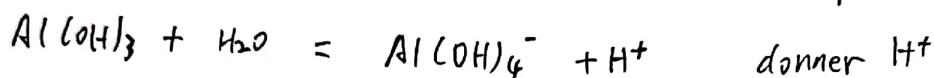
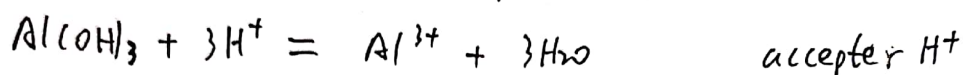


胡云涛

1. Traitement de la bauxite

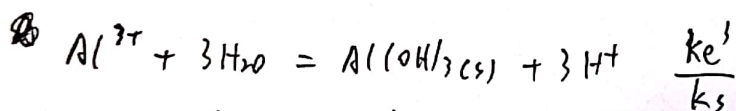
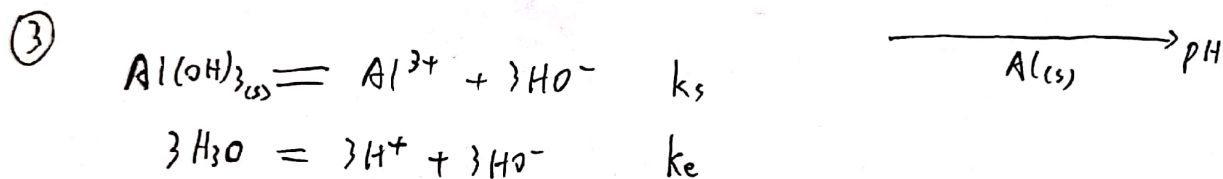
- ①. la définition: l'espèce amphotère acido-basique, il peut donner
- H^+
- ou accepter
- H^+
- .



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

domaine de prédominance: ~~Al(OH)_3(s)~~ Al^{3+} majoritaire $Al(OH)_4^-$ majoritaire
domaine d'existence: $Al(OH)_3$ existe

solution limpide 4,0 $Al(OH)_3$ existe 10,0 solution limpide
pH

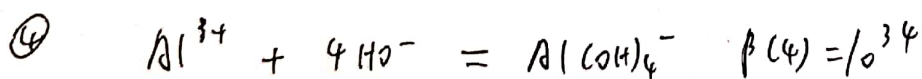


$$\frac{k_e'}{k_s} = \frac{[H^+]^3}{[Al^{3+}]} = \frac{[H^+]^3}{L_{tra}} =$$

$$L_{tra} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \quad k_e = 10^{-14}$$

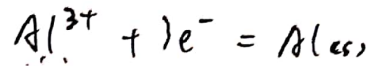
$$pH = 4$$

$$k_s = 10^{-32}$$



- ⑤ la valeur du pH est 10

⑥. pour $\text{pH} < 4$, considérons le couple oxydant-réducteur Al^{3+}/Al , ②/⑤
[1/4] la demi-équation redox s'écrit :



le potentiel d'équilibre : $E = E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) + \frac{0,06}{3} \log([\text{Al}^{3+}])$
 $= -1,71$

pour 1/4 : la pente est 0

pour $4 < \text{pH} < 10$, considérons le couple oxydant-réducteur $\text{Al}(\text{OH})_3/\text{Al}$

la demi-équation redox s'écrit :



le potentiel d'équilibre : $E = E^\circ(\text{Al}(\text{OH})_3/\text{Al}) + \frac{0,06}{3} \log([\text{H}^+]^3)$
 $= C - 0,06 \text{ pH}$

pour 2/4 : la pente est -0,06

pour $\text{pH} > 10$, considérons le couple oxydant-réducteur $\text{Al}(\text{OH})_4^-/\text{Al}$

la demi-équation redox s'écrit :



le potentiel d'équilibre : $E = E^\circ(\text{Al}(\text{OH})_4^-/\text{Al}) + \frac{0,06}{3} \log([\text{H}^+]^4)$
 $= C - 0,08 \text{ pH}$

pour 3/4 : la pente est -0,08

⑦ parce que Le broyage peut faire de minerai d'aluminium plus petites, ^③
augmenter la zone de contact de la réaction et accélérer la vitesse de réaction.

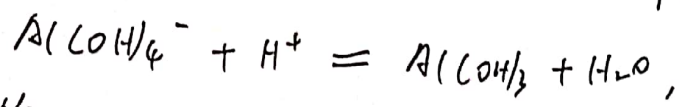
parce que aux températures élevées, la constante de vitesse de réaction est plus grand, ce qui peut accélérer la réaction.

⑧. le résidu solide de couleur rouille est $\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$ / $\text{Fe}(\text{OH})_3$
quand $\text{pH} > 2,33$, il existe sous forme solide,
Il ne peut pas être dissous dans une solution basique.

⑨. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_4^- \Rightarrow \text{Al}(\text{OH})_4^- + \text{H}^+ = \text{Al}(\text{OH})_3(s) + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{pH} : \underline{4 < \text{pH} < 10}$ pour que cette étape soit efficace.

⑩. le précipité blanc obtenu est $\text{Al}(\text{OH})_3(s)$, il est amphotère
parce que quand le $\text{pH} < 4$, $\text{Al}(\text{OH})_3(s) \rightarrow \text{Al}^{3+}$,
nous n'obtiendrons pas solide, filtrons-le.

quand le $\text{pH} > 10$, cette réaction ne peut pas se produire



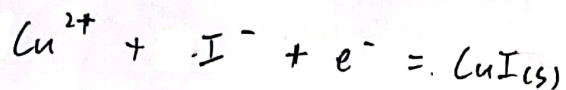
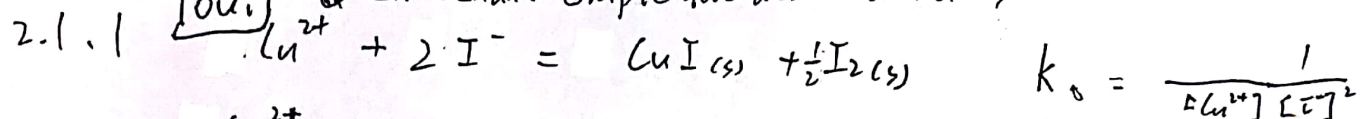
Nous ne pouvons pas obtenir d'hydroxyde d'aluminium
solide $\text{Al}(\text{OH})_3$, filtrons-le.

Donc c'est important de contrôler le pH.

2. Titrage de ions cuivrique en solution

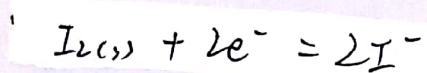
④/⑤

2.1.1 Oui en tenant compte que des réaction d'oxydoréduction.



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

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



$$\bar{E} = \bar{E}^\circ(\text{I}_2(\text{s})/\text{I}^-) + \frac{0,06}{2} \log\left(\frac{1}{[\text{I}_2]}\right)$$

$$= \bar{E}^\circ(\text{I}_2(\text{s})/\text{I}^-) + 0,06 \log\left(\frac{1}{[\text{I}_2]}\right)$$

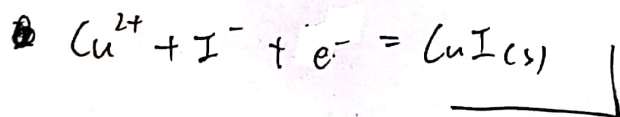
$$\bar{E}^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) + 0,06 \log([\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]) = \bar{E}^\circ(\text{I}_2(\text{s})/\text{I}^-) + 0,06 \log\left(\frac{1}{[\text{I}_2]}\right)$$

$$0,89 - 0,62 = 0,06 \log\left(\frac{1}{[\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]}\right)$$

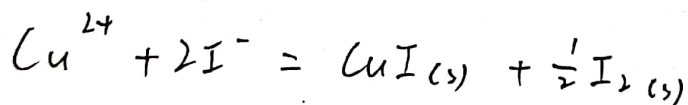
$$= 0,06 \log K_0$$

$$K_0 = 10^{4,5} > 10^2 \quad \text{la réaction totale}$$

2.1.2



2.1.3,



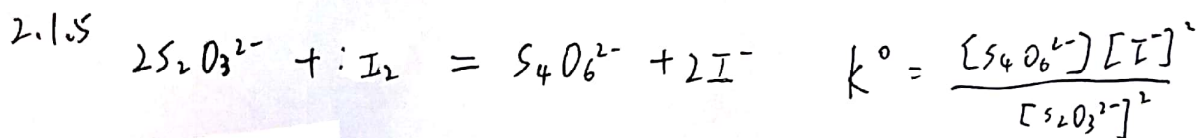
2.1.4

comme 2.1.1 $K_0 = 10^{4,5}$ à 298 K

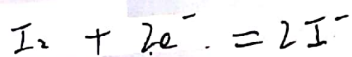
$$K_0 = 10^{4,5} > 10^2 \quad \text{la réaction totale}$$

Donc il est utilisable pour un titrage des ions cuivrique.

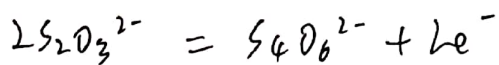
2.1.5



(5)/(5)



$$E = E^0(I_2/I^-) + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{1}{[I^-]^2} \right)$$



$$E = E^0(S_2O_3^{2-}/S_4O_6^{2-}) + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[S_2O_3^{2-}]^2}{[S_4O_6^{2-}]} \right)$$

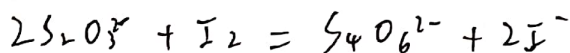
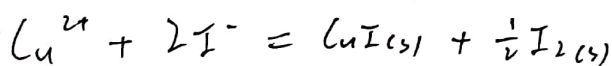
$$E^0(I_2/I^-) + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{1}{[I^-]^2} \right) = E^0(S_2O_3^{2-}/S_4O_6^{2-}) + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[S_2O_3^{2-}]^2}{[S_4O_6^{2-}]} \right)$$

$$0,62 - 0,08 = \frac{0,06}{2} \log K^0$$

$$K^0 = 10^{18} > 10^2$$

cette réaction peut être considérée comme totale.

2.2.6.



$$n_{I_2} = \frac{18 \times 10^{-3} \cdot 1,00 \times 10^{-1}}{2} = 9 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{Cu^{2+}} = 2 \times n_{I_2} = 18 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$C_{Cu^{2+}} = \frac{n_{Cu^{2+}}}{V} = \frac{18 \times 10^{-4}}{20 \times 10^{-3}} = 9 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.2.7.

~~Prenez~~

Prenez une petite solution, ajoutez de l'eau de brome, puis laissez tomber la solution d'amidon, si la solution devient bleue, la substance d'origine contient des ions iode.

2.2.8

Titrer jusqu'à disparition de la couleur bleue.