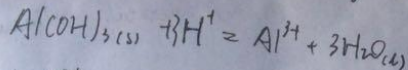


1.

1.1 L'acide est une substance qui ~~donne~~ <sup>donne</sup> les protons.  
La base est une substance qui ~~accepte~~ <sup>accepte</sup> les protons.



1.2 1:  $\text{Al}^{3+}$  2:  $\text{Al(OH)}_3(s)$  3:  $\text{Al(OH)}_4^-$  4:  $\text{Al(OH)}_3(s)$

1.3 L'équilibre de solubilité:  $\text{Al(OH)}_3(s) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$   $K_s$

En milieu acide:  $\text{Al(OH)}_3(s) + 3\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$   $\frac{K_s}{K_e}$

donc:  $\frac{K_s}{K_e} = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{[\text{H}^+]^3}$   $[\text{H}^+] = 10^{-4}$   $K_s = 1.1 \times 10^{-32}$

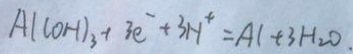
1.4  $\text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_4^-$   $\beta_{44} = 10^{34}$

1.5  $\text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_4^-$   $K = \frac{[\text{Al(OH)}_4^-]}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{Al(OH)}_4^-] K_w}{[\text{Al}^{3+}]}$

$$\begin{cases} \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_3 & K_1 = \frac{1}{K_s} \\ \text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_4^- & K_2 \end{cases}$$

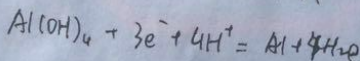
$$\text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_4^- \quad K_3 = K_1 K_2 = \frac{K}{K_s}$$

1.6  $K_{1/4} = 0$



$$E = E^0 - \frac{0.06}{3} \lg \frac{1}{[\text{H}^+]^3} = E^0 - \frac{0.06}{3} \text{pH}$$

donc  $\frac{0.06}{3} = 0.02$   $K_{2/4} = -\frac{0.06}{3} = -0.02$



$$E = E^0 - \frac{0.06}{3} \lg \frac{1}{[\text{H}^+]^4 [\text{Al(OH)}_4]} = E^0 - \frac{0.06}{3} \text{pH} + \frac{0.06}{3} \lg [\text{Al(OH)}_4]$$

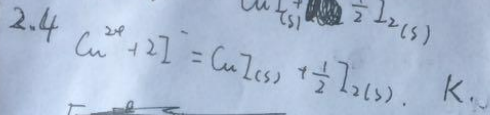
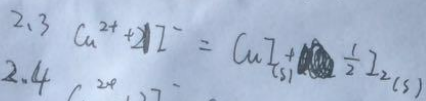
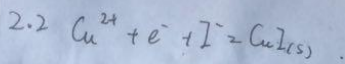
1.7 L'intensité augmente la zone de réaction, <sup>la réaction plus rapide</sup> en l'équation de Nernst,  $\Delta E$ , la réaction ~~peut~~ <sup>peut</sup> arriver.

1.8 Le solide de couleur rouille est  $\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$ . En le filtrant il y a  $\text{Al(OH)}_3$

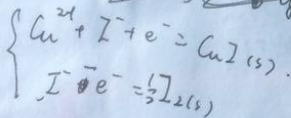
1.9. en base,  $\text{Fe(III)} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$ ,  $\text{Al(III)} \rightarrow \text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{pH} \geq \text{p}K_a + 1$  soit  $\text{pH} \geq 11$ .  
 1.10. le précipité blanc est  $\text{Al(OH)}_3$ . si  $\text{pH}$  est très grand,  $\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_4^-$ , si  $\text{pH}$  est très petit,  $\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+}$ , l'Al perdra. en diagramme,  $\text{pH} > 5$  et  $\text{pH} < 9$ .

2.

2.1



$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) - 0.06 \lg K = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) - 0.06 \lg \frac{1}{[\text{I}^-]}$$

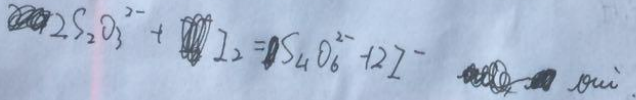


$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) - 0.06 \lg \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}]} = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) - 0.06 \lg \frac{1}{[\text{I}^-]}$$

$$0.06 \lg K = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) - E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-)$$

$$K = 10^{4.5}$$

2.5



2.6  $n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 18 \text{ mmol}$ ,  $n_{\text{I}_2} = 9 \text{ mmol}$ ,  $n_{\text{CuI}} = n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{Cu}^{+}} = 8 \text{ mmol}$ ,  $C_{\text{Cu}} = \frac{18 \text{ mmol}}{20 \text{ mL}} = 0.9 \text{ mol/L}$

2.7 non  $\text{I}^-$  excès.

2.8 la disparition de l'amidon bleu dans la solution indique la fin du titrage de diode