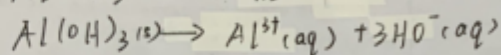
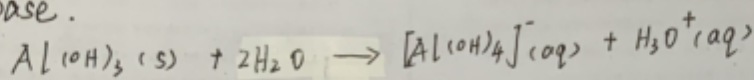


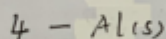
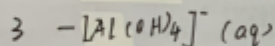
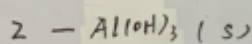
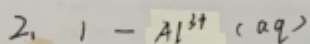
2018/10063 Julien 王海渠

1.-

1. L'espèce qui peut jouer à la fois le rôle d'un acide et d'une base.



Dans l'eau, il peut jouer à la fois le rôle d'un acide et d'une base, et enfin obtenir $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, H_3O^+ et Al^{3+} , H_2O .



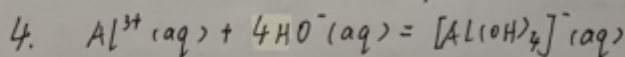
3. $K_s (\text{Al}(\text{OH})_3 (\text{s})) = \frac{[\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3}{(\text{C}^\circ)^4}$

selon l'image, on a $\text{pH} = 4$ donc $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$

donc $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}^+]} = 10^{-10} \text{ mol/L}$

et on a $[\text{Al}^{3+}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$

donc $K_s = \frac{10^{-2} \cdot (10^{-10})^3}{1^4} = 10^{-32}$



donc $\beta_4 = \frac{[\text{Al}(\text{OH})_4]^-}{[\text{H}_2\text{O}]^4 [\text{Al}^{3+}]} = 10^{34}$

5. Parce qu'on a $\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{l}) = \text{Al}(\text{OH})_3 (\text{s})$ donc $[\text{Al}^{3+}][\text{H}_2\text{O}]^3 = 10^{-32}$

donc $\beta_3 = 10^{32}$

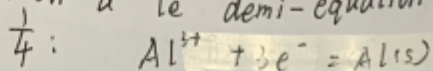
$\therefore \frac{\beta_4}{\beta_3} = \frac{[\text{Al}(\text{OH})_4]^-}{[\text{OH}^-]} = 10^2$

donc $[\text{OH}^-] = \frac{[\text{Al}(\text{OH})_4]^-}{10^2} = 10^{-4}$

donc $[\text{H}^+] = 10^{-10}$

donc $\text{pH} = 10$

b. On a le demi-équation :

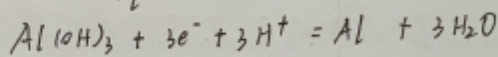


$$\text{donc le potentiel d'équilibre : } E = E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) + \frac{0.06}{3} \log\left(\frac{[\text{Al}^{3+}]}{1}\right)$$

$= \text{cte}$

donc le pente entre $\frac{1}{4}$ égale 0.

$\frac{2}{4}$: le demi-équation redox :

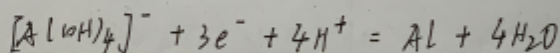


$$\text{donc } E = E^\circ(\text{Al(OH)}_3/\text{Al}) + \frac{0.06}{3} \log([\text{H}^+]^3)$$

$$= E^\circ(\text{Al(OH)}_3/\text{Al}) - 0.06 \text{ pH}$$

donc le pente égale -0.06.

$\frac{3}{4}$: le demi-équation redox :



$$\text{donc } E = E^\circ([\text{Al(OH)}_4]^-/\text{Al}) + \frac{0.06}{3} \log([\text{H}^+]^4)$$

$$= E^\circ([\text{Al(OH)}_4]^-/\text{Al}) - 0.08 \text{ pH}$$

donc le pente égale -0.08.

2, - 2018110063 Julien 王海梁

2,1 -

1. Parce que $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = 0,17\text{V} < E^\circ(\text{I}^-/\text{I}_2) = 0,62\text{V}$, donc on ne peut pas

2. la demi-equation redox: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^+$
 $2\text{I}^- - 2\text{e}^- = \text{I}_2$

3. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) = \text{CuI}(\text{s}) + \frac{1}{2}\text{I}_2(\text{s})$

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

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

donc $K = 10^{4,5} \gg 1$ donc cette réaction est totale.

5. $\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) = \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq})$

2,2 -

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

$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) = \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq})$

$$n(\text{I}_2) = \frac{1}{2} n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = \frac{0,1 \cdot 18 \cdot 10^{-3}}{2} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{Cu}) = 2 n(\text{I}_2) = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{donc } C = \frac{n}{V} = \frac{1,8 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 0,09 \text{ mol/L} = [\text{Cu}^{2+}]$$

7. $n(\text{I}^-)_{\text{total}} = \text{égale } 50 \cdot 10^{-3} \cdot 2 \cdot 10^{-1} = 10^{-2} \text{ mol}$

parce que on a seulement utilise $9 \cdot 10^{-4} \cdot 2 = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

donc I^- est excé.

8. On peut ajouter une solution d'amidon à la solution, et puis on observe la couleur de la solution.