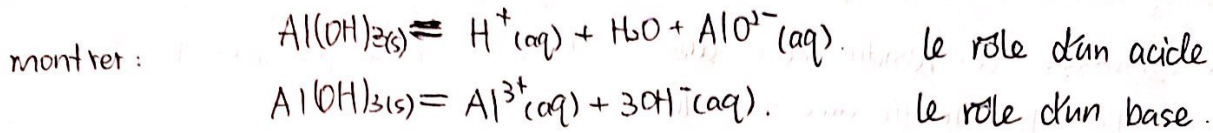


A1804. Charlotte 2018110067. Gauthier Roisine.

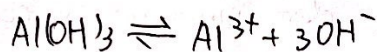
1.1. la définition : Une espèce amphotère acido-basique peut jouer à la fois le rôle d'un acide et d'une base.



donc l'hydroxyde d'aluminium  $\text{Al}(\text{OH})_3$  est une espèce amphotère acido-basique.

- 1.2.
- ①  $\text{Al}^{3+}$
  - ②  $\text{Al}(\text{OH})_3$
  - ③  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$
  - ④  $\text{Al}$

1.3.



$$K_s = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$$

$$pK_s = p[\text{Al}^{3+}] + 3p[\text{OH}^-]$$

$$pK_s = p[\text{Al}^{3+}] + 3p[\text{OH}^-]$$

$$p[\text{OH}^-] = \frac{pK_s - p[\text{Al}^{3+}]}{3}$$

$$p[\text{OH}^-] + p[\text{H}^+] = pK_e$$

$$\Rightarrow pH = 14 - \frac{pK_s - p[\text{Al}^{3+}]}{3} \quad pH = 4-10. \quad [\text{Al}^{3+}] = 10^{-2} \text{ mol/L.}$$

$$\Rightarrow pK_s = 10^{-32}$$

1.4. la réaction globale  $\text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ .

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

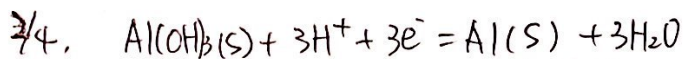
1.5. On a la réaction :  $\text{Al}(\text{OH})_3(s) + \text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

$$K = K_s \beta = 10^3 = \frac{[\text{Al}(\text{OH})_4^-]}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol/L.}$$

donc  $pH = 10$ . c'est la limite.



1.6. pour  $1/4$ .  $Al^{3+} + 3e^- = Al(s)$ . On a  $E = E^\circ(Al^{3+}/Al) + \frac{0.06}{3} \log(Al^{3+}) = -1.71 V$ .



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

$3/4$   $E = E^\circ(Al(OH)_4^-/Al(s)) + \frac{0.06}{3} \log \left[ \frac{[H^+]^4}{[Al(OH)_4^-]} \right] = -1.71 - 0.08 \text{ pH}$

1.7. On peut augmenter la zone de réaction.

② À haute température, la vitesse de la réaction est augmentée.

1.8. ~~Fe est Fe(OH)<sub>3</sub>~~. Le résidu solide ~~est~~ :  $Fe_2O_3$ . parce que c'est une base et il ne peut pas réagir avec la solution du sonde.

9. Cette étape est pour éliminer des  $Fe_2O_3$  et transformer  $Al$ .

$pH > 10$ .

10. la précipité blanc est  $Al(OH)_3$ . parce que c'est un oxyde amphotère et il peut réagir avec  $H^+$  et  $OH^-$ . Donc c'est important de contrôler le pH lors de cette étape.





2.1.

1.  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{I}^-$  <sup>ne pas</sup> paraissent envisageable en ne tenant compte que des réactions d'oxydoréduction.  
 parce que  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) = 0.17\text{V} < E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.62\text{V}$  (mais c'est bien  $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- = 2\text{CuI} + \text{I}_2$ )

2. la demi-équation redox.  $\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- + \text{I}^- = \text{CuI(s)}$   
 $2\text{I}^- - 2\text{e}^- = \text{I}_2(\text{s})$

3.  $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- = 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$   
 $0.06 \log([\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{I}^-])$

4.  $E_{\text{eq}}^\circ = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) - E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-)$   
 $= 0.17 - 0.62$   
 $= -0.45\text{V}$   
 $E_{\text{eq}}^\circ = -\frac{RT}{n} \ln K^\circ \Rightarrow K = 10^{4.5}$   
 $-0.45 = -\frac{8.3145}{2} \times 298 \times \ln K^\circ$   
 $\Rightarrow K = 10^{4.5} \gg 1$  donc c'est totale

parce que  $K \gg 1$   
 $K^\circ = \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]^2}$   
 $K_s = 10^{-12}$   
 $= \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}] \frac{K_{sp}}{[\text{I}^-]}}$   
 $\Rightarrow K^\circ = 10^{12}$

5.  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{I}^-$   
 Cette réaction peut considérée comme totale!

6.  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 = \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2\text{NaI}$   
 $n(\text{I}_2) = \frac{1}{2} n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = \frac{0.1 \times 18 \times 10^{-3}}{2} = 9 \times 10^{-4} \text{ mol}$  donc  $n(\text{Cu}) = 1.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$   
 donc  $C = \frac{n}{V} = \frac{1.8 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-3}} = 0.45 \text{ mol/L} = [\text{Cu}^{2+}]$

7.  $n(\text{I}^-)$  totale égale à  $10^{-2} \text{ mol}$ .  $> 1.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

donc  $\text{I}^-$  est excé.

8. On peut titrage l'empois d'amidon dans le diiode par le thiosulfate

