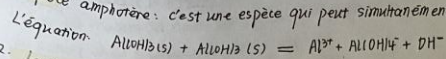


1. Espèce amphotère: c'est une espèce qui peut simultanément jouer le rôle du base et du acide.



2. Le nombre d'oxydation du Al est 3, et le nombre d'oxydation du Al^{3+} , $[\text{Al(OH)}_4]^-$ et Al(OH)_3 est +3.

et plus le pH est grande, plus l'espèce est basique.

alors le domaine 4: $\text{Al}(\text{s})$.

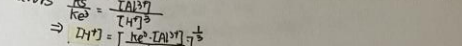
le domaine 1: Al^{3+}

le domaine 2: $\text{Al(OH)}_3(\text{s})$.

le domaine 3: $[\text{Al(OH)}_4]^-$

Dans le domaine 2 c'est une domaine d'existence.

3. dans le domaine 1 et 2: c'est une domaine de prédominance.



alors $\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{[\text{Al(OH)}_4]^-}$

$\Rightarrow [\text{H}^+] = \left[\frac{[\text{Al}^{3+}]}{[\text{Al(OH)}_4]^-} \right]^{\frac{1}{3}}$

$\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{3} \text{pK}_e - \frac{1}{3} \log [\text{Al}^{3+}] - \frac{1}{3} \text{pK}_s$

Donc: $\text{pK}_s = 3[\text{pK}_e - \text{pH} - \frac{1}{3} \log [\text{Al}^{3+}]]$

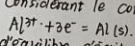
D'après la figure, $\text{pH} = 4$.

Donc $\text{pK}_s = 3[14 - 4 + \frac{1}{3} \times 2] = 32$.

Donc $\text{K}_s = 10^{-32}$

4. L'équation: $\text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^- = [\text{Al(OH)}_4]^-$ $\text{p}(4) = \frac{[\text{Al(OH)}_4]^-}{[\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^4} = 10^{34}$

6. pour $\text{pH} 24$, considérant le couple oxydant réducteur. $\text{Al}^{3+}/\text{Al}(\text{s})$

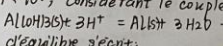


Le potentiel d'équilibre s'écrit:

$E = E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) + \frac{0.059}{3} \log [\text{Al}^{3+}] = \text{cte.}$

Donc c'est donc une droite horizontale de pente nulle.

- pour $\text{pH} < 10$, considérant le couple. $\text{Al(OH)}_3/\text{Al}(\text{s})$.

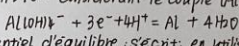


Le potentiel d'équilibre s'écrit:

$E = E^\circ(\text{Al(OH)}_3/\text{Al}(\text{s})) + \frac{0.059}{3} \log ([\text{H}^+]^3) = E^\circ(\text{Al(OH)}_3/\text{Al}(\text{s})) - 0.06 \text{pH}$

Donc c'est une droite de pente -0.06.

- pour $\text{pH} > 10$, considérant le couple $[\text{Al(OH)}_4]^-/\text{Al}(\text{s})$.



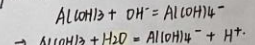
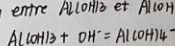
le potentiel d'équilibre s'écrit, en utilisant la convention de trace $[\text{Al(OH)}_4]^- = 10^{-2} \text{mol/L}$

$E = E^\circ(\text{Al(OH)}_4/\text{Al}) + \frac{0.059}{4} \log ([\text{Al(OH)}_4]^- [\text{H}^+]^4)$

$\Rightarrow E = E^\circ(\text{Al(OH)}_4/\text{Al}) + \frac{0.059}{4} \log ([\text{Al(OH)}_4]^-) - 0.08 \text{pH}$

Donc c'est une droite de pente -0.08

5. L'équation entre Al(OH)_3 et $[\text{Al(OH)}_4]^-$ est:



c'est une équation de la somme $\begin{cases} \text{Al(OH)}_3(\text{s}) = \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- & \text{K}_s \\ \text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^- = [\text{Al(OH)}_4]^- & \text{p}(4) \\ \text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^- & \text{K}_e \end{cases}$

Donc $[\text{H}^+][\text{Al(OH)}_4]^- = \text{K}_s \cdot \text{p}(4) \cdot \text{K}_e$

alors $[\text{H}^+] = \frac{\text{K}_s \cdot \text{p}(4) \cdot \text{K}_e}{[\text{Al(OH)}_4]^-} = 10^{-10} \Rightarrow \text{pH} = 10$

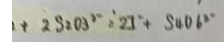
7. L'intérêt de broyer le minerai est d'éliminer les autres oxydants ou chose chimiques sur le minerai.
L'objet de réaliser à haute température est d'augmenter la vitesse de la réaction.
8. La nature de la couleur rouille est $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
Les autres espèces chimiques : $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$, Fe^{3+} , Fe^{2+} .
9. L'objet est de transférer le solide $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ à une espèce dissoute : $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.
le gamme de pH est : $\text{pH} > 10$.
10. La nature chimique du précipité blanc : $\text{Al}(\text{s})$.
Parce que, il peut avoir la réaction entre Al et Fe .

E. (T2-1)

1. La réaction entre Cu^{2+} et I^- est : $2\text{Cu}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{I}_2 + 2\text{Cu}^+$.
il est la somme de la réaction : $2\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = 2\text{Cu}^+$
 $2\text{I}^- = \text{I}_2 + 2\text{e}^-$
donc on doit tenir compte que, des réactions d'oxydoréduction et des potentiels redox standard.
2. la demi-équation redox : $\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e}^- = \text{CuI}(\text{s})$
 $2\text{I}^- = \text{I}_2 + 2\text{e}^-$
3. par la question précédemment
4. à l'équilibre. $E_{\text{Cu}^{2+}} = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) + 0.06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{I}^-]} \right)$
 $E_{\text{I}^-} = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) + 0.06 \log \left(\frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2} \right)$
p comme ils sont égaux :
 $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) + 0.06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{I}^-]} \right) = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) + 0.06 \log \left(\frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2} \right)$
 $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) - E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.06 \log(K)$
 $\Rightarrow 0.89 - 0.62 = 0.06 \log K$
 $\Rightarrow \log K = 4.5$
 $\Rightarrow K = 10^{4.5} < 1$ Donc il n'est pas utilisable
 $K = \frac{[\text{I}_2][\text{I}^-]^2}{[\text{CuI}]^2}$
5. $\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$
 $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e}^-$
 $\Rightarrow \text{I}_2 + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} = 2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
 $E_{\text{I}_2} = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) + 0.03 \log \left(\frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2} \right) = E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) + 0.03 \log \left(\frac{[\text{S}_4\text{O}_6^{2-}]}{[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^2} \right)$
 $\Rightarrow E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) - E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0.03 \log(K)$
 $\Rightarrow 0.03 \log K = 0.62 - 0.08$
 $\Rightarrow \log K = 18$
 $\Rightarrow K = 10^{18} < 1$
Donc ce n'est pas une réaction totale.

T2-2
6.

$$n(I^-) = C \cdot V = 1 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \times 18 \times 10^{-3} \text{ m} = 1.8 \text{ mmol}$$



$$n(I_2) = 1.8 \text{ mmol}$$

$$\text{conc. } C(I_2) = \frac{n(I_2)}{V_1 + V_2} = \frac{1.8 \text{ mmol}}{70} = 0.026 \text{ mol/L}$$