

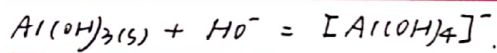
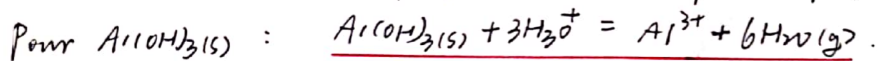
到7级: 工程A1804. 姓名: 徐杨悦 学号: 2018110078. 任课教师: Raisine.

Numéro d'étudiant: 2018110078. Nom: Justine.

page: 1/3

1. Traitement de la bauxite.

1. Définition: Une espèce amphotère correspond à un produit, qui peut réagir avec les acides et aussi peut réagir avec les bases. c'est à dire, il a des propositions acide et propositions basique. Comme l'eau H_2O .



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

3- $[Al(OH)_4]^-$. 4- $Al(s)$

quand $pH \leq 4$, Al^{3+} est la espèce prédominante.

$4 < pH < 10$, $Al(OH)_3(s)$ est la espèce prédominante.

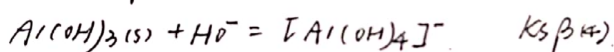
$pH \geq 10$, $[Al(OH)_4]^-$ est la espèce prédominante.

3. pour $Al(OH)_3(s)$: $Al(OH)_3(s) = Al^{3+} + 3HO^-$. $K_s = [Al^{3+}][HO^-]^3$ ①

Soient $C = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$. en $pH = 4$, $[HO^-] = 10^{-10} \text{ mol/L}$, $[Al^{3+}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$
 $\Rightarrow K_s = 10^{-32}$

4. pour $[Al(OH)_4]^-$: $Al^{3+} + 4HO^- = [Al(OH)_4]^-$. $\beta(4) = 10^{34}$. ②

5. On additionne l'équation ① et ②, ① + ②, on obtient:



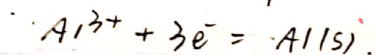
$$K_s \beta(4) = \frac{[Al(OH)_4]^-}{[HO^-]} = \frac{[Al(OH)_4]^- \cdot [H^+]}{K_e}$$

Soient $K_e = 10^{-14}$, $[Al(OH)_4]^- = 10^{-2}$, par calcul, on obtient $[H^+] = 10^{-10} \text{ mol/L}$.

Donc, la valeur du pH se situe entre les domaines numéro 2 et 3 et 10.

$pH = 10$.

6. pour $pH \leq 4$. Considérons le couple: $Al^{3+}/Al(s)$. La demi-équation redox s'écrit:



-Le potentiel est: $E = E^0(Al^{3+}/Al(s)) + \frac{0.06}{3} \lg([Al^{3+}]) = -1.71 \text{ V}$. pente: -1.71 .

pour $4 < pH < 10$. Considérons le couple: $Al(OH)_3(s)/Al(s)$.

La demi-équation redox s'écrit: $Al(OH)_3(s) + 3e^- + 3H^+ = Al(s) + 3H_2O(l)$.

-Le potentiel est: $E = E^0(Al(OH)_3(s)/Al(s)) + \frac{0.06}{3} \lg([H^+]^3)$
 $= E^0(Al(OH)_3(s)/Al(s)) - 0.06 \text{ pH}$.

en $pH = 4$. $-1.71 \text{ V} = -0.06 \times 4 + E^0(Al(OH)_3(s)/Al(s))$.

$\Rightarrow E = -1.47 - 0.06 \text{ pH}$. pente: -0.06



pour $\text{pH} > 10$. Considérons les couples $[\text{Al}(\text{OH})_4]^- / \text{Al}(\text{s})$.

La demi-équation redox s'écrit: $[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\text{e}^- + 4\text{H}^+ = \text{Al}(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

- Le potentiel est: $E = E^\circ([\text{Al}(\text{OH})_4]^- / \text{Al}(\text{s})) + \frac{0.06}{3} \log([\text{H}^+]^4)$.

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

en $\text{pH} = 10$. $-0.08 \times 10 + E^\circ([\text{Al}(\text{OH})_4]^- / \text{Al}(\text{s})) = -1.47 - 0.06 \times 10$

$\Rightarrow E = -1.47 - 0.08 \text{ pH}$. pente: -0.08 .

7. L'intérêt de broyer le minerai avant de l'introduire dans la solution de soude est augmenter la précipité du produit, pour diminuer les erreurs dans les données d'expériences.

À haute température, la vitesse de la réaction est grande, on peut garantir la réaction mieux.

8. La nature du résidu solide de couleur brune est $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$.

Les espèces chimiques contenues dans le filtrat correspondant est $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

9. Le rôle de cette étape de mise en suspension de la bauxite en milieu basique est extraire l'élément Al et Fe en formant $\text{Al}(\text{OH})_3$ et $\text{Fe}(\text{OH})_3$ pour l'extraction. la gamme de pH est $4 \leq \text{pH} \leq 10$.

10. La nature chimique du précipité blanc est $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$. la gamme de pH est $\text{pH} > 10$.



2. Titrage. des ions cuivre en solution.

2.1. Analyse. théorique du dosage.

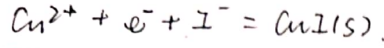
1. Soient $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.34\text{V}$. et $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = 0.17\text{V}$.

Il existe deux réactions possible, mais $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.62\text{V}$.

$$E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) > E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) > E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+).$$

Donc, la proposition oxydant de $\text{I}_2 > \text{Cu}^{2+}$, la réaction entre les ions Cu^{2+} et les ions I^- ne paraît pas envisageable.

2. La demi-équation redox pour le couple $\text{Cu}^{2+}/\text{CuI(s)}$:



3. La réaction est: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{CuI(s)} + \frac{1}{2}\text{I}_2(\text{s})$ $K = \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]^2}$.

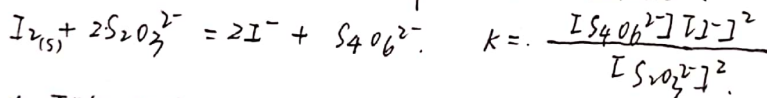
4. Soient la constante d'équilibre de cette réaction est $K = \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]^2}$.
Considérons le couple $\text{Cu}^{2+}/\text{CuI(s)}$, le potentiel est $E = E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) + 0.06 \log([\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-])$.
Considérons le couple I_2/I^- , le potentiel est $E = E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) + 0.06 \log(\frac{1}{[\text{I}^-]})$.
Le potentiel équilibre est:

$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) + 0.06 \log([\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]) = E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) + 0.06 \log(\frac{1}{[\text{I}^-]})$$

$$\Rightarrow 0.06 \log([\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]^2) = E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) - E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}).$$

$$0.06 \log(K) = (0.62 - 0.89) \Rightarrow K = 10^{-5}$$

5. La réaction entre l'ion thiosulfate et le diiode:



Soient $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-)$. et $E^0(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$, $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) > E^0(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$.
cette réaction peut être considérée comme totale.

2.2. Réalisation pratique du dosage.

6. Soient $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] = 1 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$, et $V = 18 \text{ mL}$.

$$\text{Donc, } n = [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]V = 18 \times 10^{-3} \times 10^{-1} = 1.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{et } n = 2n_{\text{I}_2} \Rightarrow n_{\text{I}_2} = 0.9 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

d'après l'équation $\text{Cu}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{CuI(s)} + \frac{1}{2}\text{I}_2(\text{s})$.

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 2n_{\text{I}_2} \Rightarrow n_{\text{Cu}^{2+}} = 1.8 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

$$\text{soient } V_{\text{Cu}^{2+}} = 20 \text{ mL. } [\text{Cu}^{2+}] = \frac{n}{V} = \frac{1.8 \times 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}} = 9 \times 10^{-2} \text{ mol/L}.$$

7. $[\text{I}^-] = 2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ et $V_{\text{I}^-} = 50 \text{ mL}$. $n_{\text{I}^-} = (2 \times 10^{-1} \times 50 \times 10^{-3}) = 10^{-2} \text{ mol}$.
 $n_{\text{I}^-} \approx 10 n_{\text{Cu}^{2+}}$. Donc, le système est bien en excès d'ion iodure.

8. On ajoute le thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ jusqu'à ce que la couleur bleue disparaît, c'est à dire il n'y a plus de I_2 dans la solution. Écrire la valeur de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ qu'on utilise.

