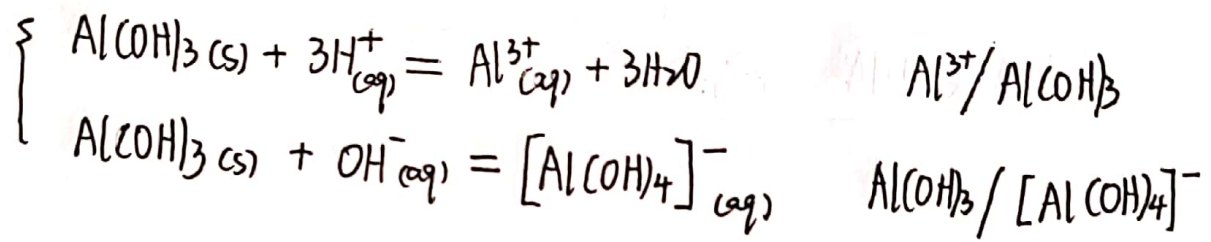


班级: 工程1804. 姓名: 王麒麟 学号: 2018110066.

1. Traitement de la bauxite

1. Une espèce appartient à deux couples acido-basiques et peut jouer à la fois le rôle d'un acide et d'une base, c'est une espèce amphotère acido-basique



2. Le nombre d'oxydation d'aluminium est égal 0 dans $\text{Al}(\text{s})$ et +III dans Al^{3+} , Al(OH)_3 , $[\text{Al(OH)}_4]^-$. Plus le potentiel E augmente, plus on rencontre des formes oxydées. Plus le pH augmente, plus on rencontre des formes basiques. Donc, on peut attribuer les domaines:

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

Pour le nombre d'oxydation +III: Al^{3+} prédomine lorsque $\text{pH} < 4$. (1 zone)
 Al(OH)_3 existe. lorsque $4 < \text{pH} < 10$ (2 zone)
 $\text{Al}(\text{s})$ prédomine lorsque $\text{pH} > 10$ (3 zone)
et pour $\text{Al}(\text{s})$, $\text{Al}(\text{s})$ existe. ... c'est un domaine d'existence à 4 zone.

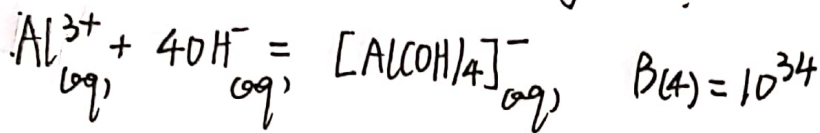
3. Grâce à la figure, on trouve que la valeur séparant Al^{3+} et Al(OH)_3 vaut 4., c'est -à-dire. $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ donc: $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}^+]} = 10^{-10}$
la réaction mise en jeu: $\text{Al(OH)}_3(\text{s}) = \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{OH}^-_{(\text{aq})}$.

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

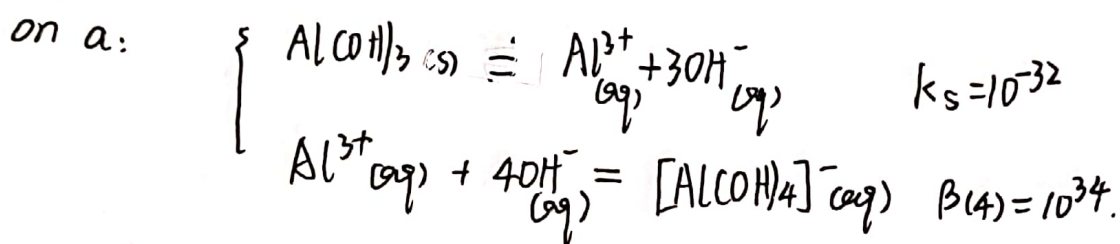
$$= 10^{-2} \times [10^{-10}]^3$$

$$= 10^{-32}$$

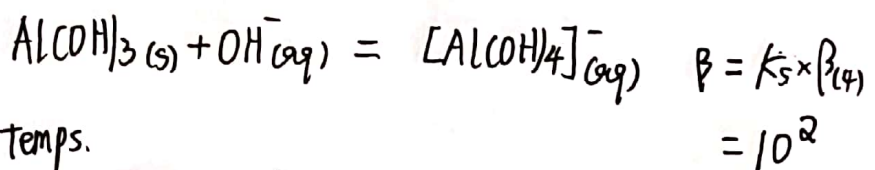
4. l'équation de la réaction de formation globale,



5. d'après le résultat 3 et 4.



donc. on obtient:



et en même temps.

$$\beta = \frac{[Al(OH)_4]^-_{(aq)}}{[OH^-]} = \frac{10^{-2}}{[OH^-]}$$

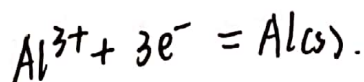
$$\text{donc. } [OH^-] = 10^{-4}$$

$$\text{d'où: } [H^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = 10^{-10}$$

$$pH = -\log[H^+] = 10.$$

la valeur du pH limite vaut 10.

6. pour 1/4. la demi-équation redox s'écrit:



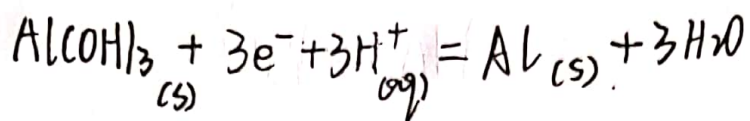
On a donc. l'équation de NERNST suivante:

$$E = E^\circ(Al^{3+}/Al) + \frac{0.06}{3} \log\left(\frac{Al^{3+}}{(Al)_s}\right) = -1.71 \text{ V. C'est une constante}$$

Donc.

pour $1/4$. la pente égale 0.

Pour $2/4$. la demi-équation redox s'écrit:

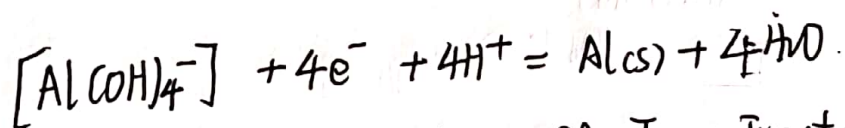


On a donc l'équation de NERNST suivante.

$$E = E^\circ(\text{Al}(\text{OH})_3(s)/\text{Al}(s)) + \frac{0,06}{3} \log([\text{H}^+]^3) \\ = E^\circ(\text{Al}(\text{OH})_3(s)/\text{Al}(s)) - 0,06 \text{ pH}$$

donc. la pente: pour $2/4$ vaut: $-0,06$

Pour $3/4$. la demi-équation redox s'écrit:



On a donc l'équation de NERNST suivante.

$$E = E^\circ([\text{Al}(\text{OH})_4^-]/\text{Al}(s)) + \frac{0,06}{4} \log([\text{H}^+]^4 \cdot [\text{Al}(\text{OH})_4^-]) \\ = E^\circ([\text{Al}(\text{OH})_4^-]/\text{Al}(s)) + 0,015 \log([\text{Al}(\text{OH})_4^-]) - 0,06 \text{ pH}$$

donc. la pente pour $3/4$ vaut: $-0,06$.

7. On peut broyer le minéral avant de l'introduire dans la solution de soude pour que le minéral puisse réagir totalement et rapidement avec la soude et la réaction puisse être accélérée et totale car le contact est plus facile.
L'attaque basique est réalisée à haute température pour qu'on

puisse éliminer l'eau dans les composé (par exemple. l'eau dans le composé d'oxyde d'aluminium hydraté) et la réaction puisse être accélérée et réagit totalement à haute température.

8. le résidu solide de couleur rouille est Fe_2O_3 .

Il est oxydant et il ne peut pas dissoudre dans l'eau

Il est stable. et la solution basique.

Les espèces chimiques contenues dans le filtrat est $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

Il est basique et oxydant.

9. Cette étape est fait pour qu'on puisse séparer les composé du fer et les composé du aluminium. On obtient Fe_2O_3 qui est solide et $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ qui est dissout dans la solution.

Pour que cette étape soit efficace, il faut qu'on ait

$\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ et $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ à la fois.

donc, le pH doit être supérieur à 10. ($\text{pH} \geq 10$).

10. le précipité blanc obtenu est Al_2O_3 .

Il est amphotère, blanc, ne peut pas dissoudre dans l'eau. et à haute température, il peut décomposer.

Il est important de contrôler le pH parce que si on veut avoir Al_2O_3 , il faut qu'on ait $Al(OH)_3$ avant.

Et on ne peut pas avoir ni Al^{3+} ni $[Al(OH)_4^-]$.

Il faut donc contrôler le pH pour qu'on ait $Al(OH)_3$.

À partir des données de la figure.

le pH doit être 4 et 10.

est-à-dire: $4 \leq pH \leq 10$ entre

2. Titrage des ions cuivreux en solution.

1. En tenant compte des potentiels standard..

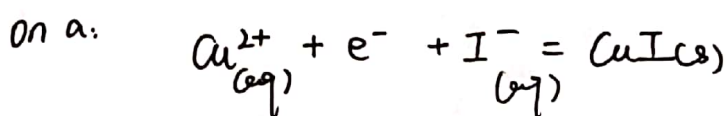
$$\text{On a: } E^\circ(Cu^{2+}/CuI) = 0,89V.$$

$$E^\circ(I_2/I^-) = 0,62V.$$

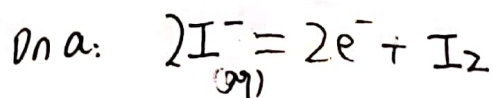
Parce que $E^\circ(Cu^{2+}/CuI) > E^\circ(I_2/I^-)$.

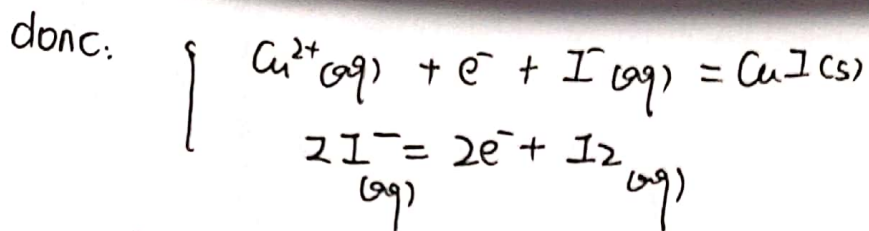
donc. la réaction entre les ions cuivreux Cu^{2+} et les ions iode I^- paraît envisageable.

2. Mettant en jeu le couple $Cu^{2+}/CuI(s)$.

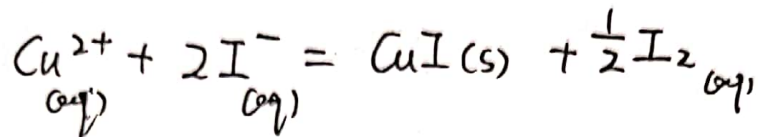


3. En tenant compte le couple I_2/I^-





d'où. Il y a une réaction:



4. Pour les deux demi-équations précédentes.

on écrit l'équation de NERNST, à l'équilibre.

$$E_{\text{eq}} = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) + 0.06 \log ([\text{Cu}^{2+}] \times [\text{I}^-])$$

$$E_{\text{eq}} = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) + 0.06 \log \left(\frac{[\text{I}_2]^{\frac{1}{2}}}{[\text{I}^-]} \right)$$

donc: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) + 0.06 \log ([\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]) = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) + 0.06 \log \left(\frac{[\text{I}_2]^{\frac{1}{2}}}{[\text{I}^-]} \right)$

donc:

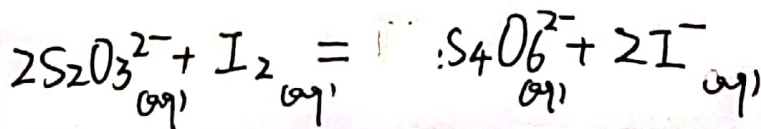
$$0.06 \log \left(\frac{[\text{I}_2]^{\frac{1}{2}}}{[\text{I}^-]^2 [\text{Cu}^{2+}]} \right) = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) - E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-)$$

donc: $K = 10^{45}$.

Parce que $K = 10^{45} \gg 1$. Cette réaction est favorable et totale.

donc. il est utilisable pour un titrage des ions cuivreux.

5. la réaction entre l'ion thiosulfate et le diiode.



On peut calculer la constante d'équilibre.

de la même manière prédéterminée.

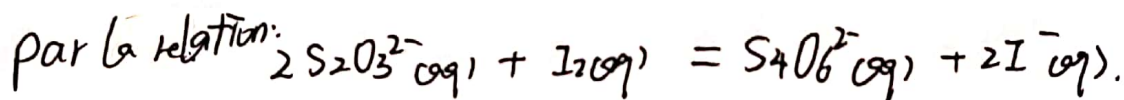
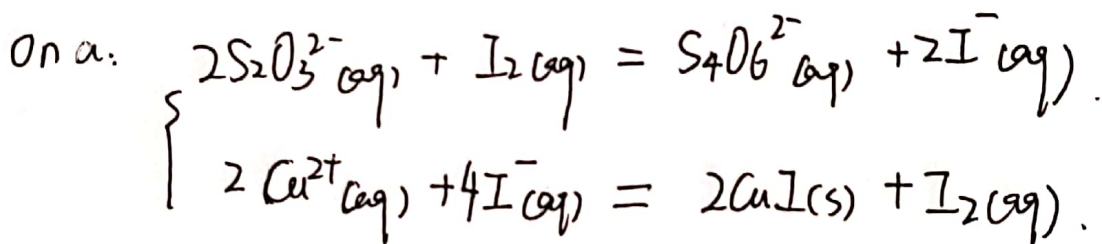
$$\text{On a: } K = 10^{\frac{E^\circ(I_2/I^-) - E^\circ(S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-})}{0.06}}$$

$$= 10^{\frac{0.62 - 0.08}{0.06}}$$

$$= 10^9 \gg 10^2.$$

Cette réaction est totale.

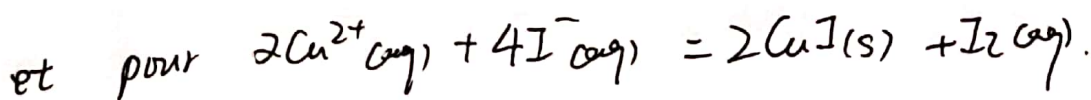
6. Par la relation:



la quantité de I_2 .

$$n = 18,0 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-1} \times \frac{1}{2}$$

$$= 9 \times 10^{-4}.$$



la quantité de Cu^{2+} .

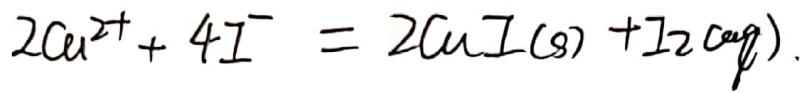
$$n' = 2 \times n = 18 \times 10^{-4}.$$

la concentration: $C = \frac{n'}{V} = \frac{18 \times 10^{-4}}{20 \times 10^{-3}} = 0,09 \text{ mol/L}.$

7. D'après le résultat 6.

$$\text{On a. } [Cu] = 0.09 \text{ mol/L.}$$

On a: la relation.



$$n_{Cu}: 0.09 \times 20 \times 10^{-3} = 1.8 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$n_{I^-}: 2.00 \times 10^{-1} \times 50 \times 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol.}$$

Parce que

$$n_{Cu} \ll 2n_{I^-}$$

donc.

le système est bien en excès d'ions
iodure.

8. On peut ajouter d'amidon.

. Tout d'abord: le système est bleue.

lorsqu'on ajoute d'amidon, la couleur va diminuer.

lorsqu'il n'y a pas de couleur bleue, mais légèrement
jaune,

le titrage est fini.