

北京化工大学

2019-2020-2 学期期末考试答卷

课程名称: 无机化学(II) 课程代码: CHM11200I 任课教师 Cianthier Roisine

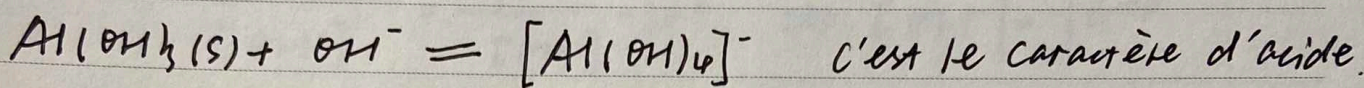
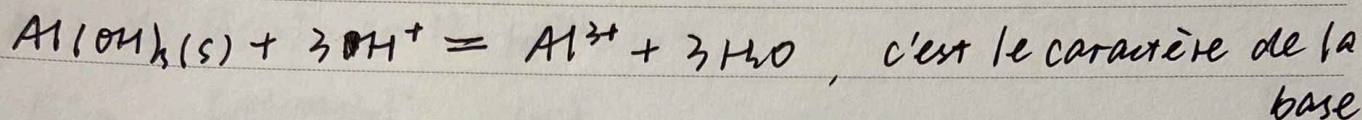
(Nom) 姓名: Christine (Numéro) 学号: 2018110059 班级: 工程1803

答卷共 6 页 第 1 页

答卷内容 (注: 写清题号, 只写答案)

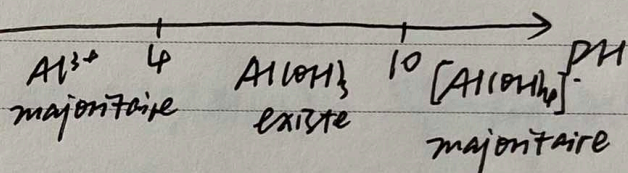
1.1 La définition d'une espèce amphotère: si une espèce se comporte les caractères d'acide et de la base, on l'appelle une espèce amphotère.

Pour l'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_3$, on a:



Donc, $Al(OH)_3(s)$ correspond à cette définition

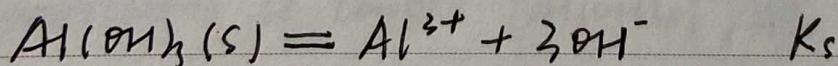
1.2 Plus le potentiel E augmente, plus on remonte les formes oxydées. D'après le diagramme:



on a donc: $\left\{ \begin{array}{l} 1: \underline{Al^{3+}}, \text{ c'est la } \underline{\text{domaine de prédominance}} \\ 2: \underline{Al(OH)_3(s)}, \text{ c'est la } \underline{\text{domaine d'existence}} \\ 3: \underline{[Al(OH)_4]^-}, \text{ c'est la } \underline{\text{domaine de prédominance}} \\ 4: \underline{Al(s)}, \text{ c'est la } \underline{\text{domaine d'existence.}} \end{array} \right.$

~~Entre les espèces 1 et 2, c'est~~

1.3 L'équation de solubilité s'écrit:



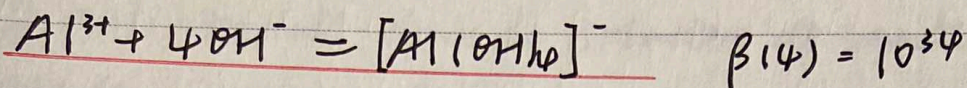
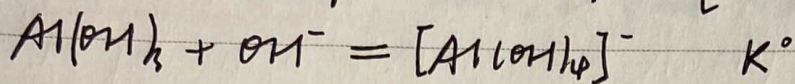
$$K_s = [Al^{3+}][OH^-]^3$$

La frontière verticale correspond à une situation: $pH = 4 \Rightarrow pOH =$

$14 - 4 = 10$, donc $[OH^-] = 10^{-10} \text{ mol/L}$, on a $[Al^{3+}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$.

$$\Rightarrow K_s = 10^{-2} \times 10^{-30} = 10^{-32}$$

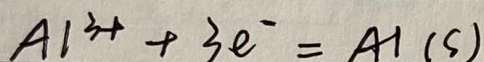
1.4

1.5. Considérons les espèces $Al(OH)_3$ et $[Al(OH)_4]^-$ 

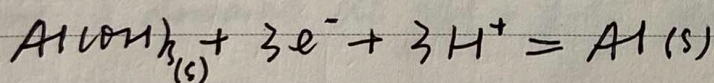
$$K^0 = K_s \cdot \beta(4) = 10^{-32} \times 10^{34} = 10^2$$

$$\text{et } K^0 = \frac{[Al(OH)_4]^-}{[OH^-]} = \frac{10^{-2}}{[OH^-]} = 10^2 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-4}$$

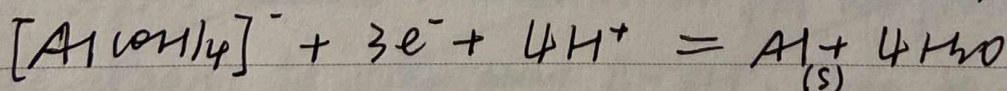
$$\text{Donc, } pOH = -\log[OH^-] = 4 \quad \underline{pH = 14 - pOH = 10}$$

1.6 Considérons le couple Al^{3+}/Al , l'équation s'écrit :

$$\text{Le potentiel d'équilibre : } E = E^0(Al^{3+}/Al(s)) + \frac{0,06}{3} \log[Al^{3+}]$$

on a une droite à coefficient directeur 0 (frontière 1/4)Considérons le couple $Al(OH)_3/Al$, l'équation s'écrit :

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

on a une droite à pente -0,06 (frontière 2/4)Considérons le couple $[Al(OH)_4]^-/Al$, l'équation s'écrit :

$$\Rightarrow E = E^0([Al(OH)_4]^-/Al) + \frac{0,06}{3} \log([Al(OH)_4]^- \cdot [H^+]^4)$$

$$= C - 0,08 pH \quad \text{on a une droite à } \underline{\text{pente } -0,08}$$

(frontière 3/4)

1.7 Si on l'introduit dans la solution de soude avant de broyer le minerai, Al_2O_3 ne peut pas réagir avec beaucoup d'acides et de bases. Donc, il faut transformer Al_2O_3 en Al^{3+} d'acides.

L'attaque basique de la bauxite est réalisée à haute température pour faire la réaction évoluer dans le sens direct, et pour augmenter le constant d'équilibre K^0 .

1.8 Le résidu solide de couleur rouille est $Fe(OH)_3(s)$.

Les espèces chimiques contenues dans le filtrat correspondant :

$[Al(OH)_4]^-$, Al^{3+} , ~~Fe^{3+}~~ ,

1.9 Le rôle de cette étape est d'éliminer ~~l'~~ l'élément Fe pour ~~augmenter~~ faire le produit de $Al(s)$ plus pure.

Selon le diagramme E-pH, il est nécessaire de se placer dans la domaine de $pH > \frac{7.5}{10}$, ~~qui est la domaine d'existence pour $Fe(OH)_3(s)$~~ .

qui est la domaine de prédominance de $[Al(OH)_4]^-$, et $Al(OH)_3(s)$ n'existe pas.

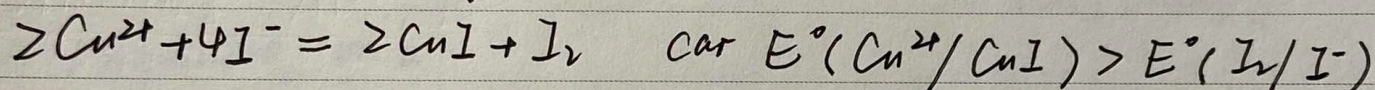
1.10 Après ~~diminution~~ diminution du pH du filtrat, $Al(OH)_3(s)$ existe d'après le diagramme E-pH. Donc le précipité blanc obtenu est $Al(OH)_3(s)$. Il est important de contrôler le pH car $Al(OH)_3(s)$ a une domaine d'existence. D'après le diagramme, il faut se situer pour pH entre 4 et 10.

1.10.

On diminue le pH du filtrat pour être acidifié avec de l'acide chlorhydrique concentré pour conduire à la formation d'un précipité blanc. Donc le précipité est $AlCl_3(s)$. Il faut se situer dans la domaine de $pH < 4$, parce que si $Al(OH)_3$ existe, quand on chauffe à plus de $1200^\circ C$, on obtient le mélange de $Al(s)$ et $Al_2O_3(s)$. Donc, il est important de contrôler le pH pour éviter l'existence de $Al(OH)_3(s)$.

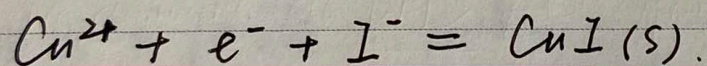
2.1

La réaction d'oxydoréduction entre Cu^{2+} et I^- s'écrit :

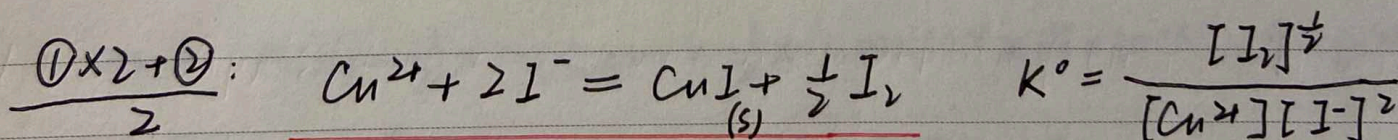
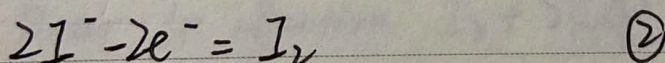
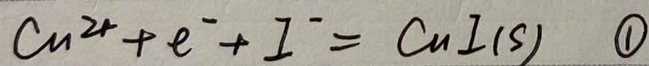


\Rightarrow cette réaction est favorable. Elle paraît envisageable car un mélange d'ions iodure et de diiode est légèrement jaune.

2.2. La demi équation rédox pour $Cu^{2+}/CuI(s)$:



2.3



2.4

on a: $E^\circ(Cu^{2+}/CuI) + 0,06 \log \frac{[I^-]}{[Cu^{2+}]} = E^\circ(I_2/I^-) + 0,06 \log \frac{[I_2]^{\frac{1}{2}}}{[I^-]^2}$

à l'équilibre

$$\Rightarrow E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI(s)}) - E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,06 \log \frac{[\text{I}_2]^{\frac{1}{2}}}{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{Cu}^{2+}]}$$

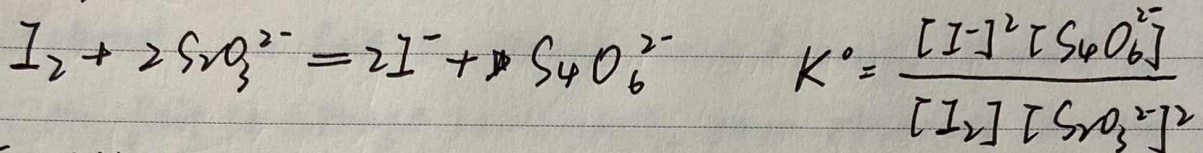
$$K^\circ = \frac{[\text{I}_2]^{\frac{1}{2}}}{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{Cu}^{2+}]} = 10^{\frac{\Delta E}{0,06}} = 10^{4,5} \Rightarrow 1$$

Donc, la réaction est très quantitative et elle est utilisable pour un titrage des ions cuivrique.

~~2.4~~

2.5

L'équation s'écrit :



À l'équilibre, on a :

$$E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2} = E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{SrO}_3^{2-}) + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{S}_4\text{O}_6^{2-}]}{[\text{SrO}_3^{2-}]^2}$$

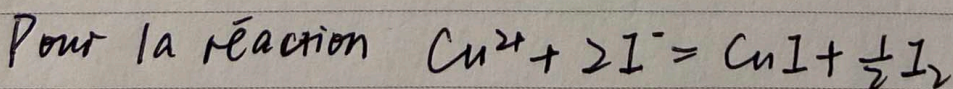
$$\Rightarrow E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) - E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{SrO}_3^{2-}) = 0,03 \log K^\circ$$

$$\Rightarrow K^\circ = 10^{\frac{\Delta E}{0,03}} = 10^{18} \Rightarrow 1$$

d'où, elle peut être considérée comme totale.

2.6 Pour la réaction $\text{I}_2 + 2\text{SrO}_3^{2-} = 2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$

$$\text{on a : } n(\text{I}_2) = \frac{1}{2} \times n(\text{SrO}_3^{2-}) = \frac{1}{2} \times 1,00 \times 10^{-1} \times 18 \times 10^{-3} = 9 \times 10^{-4} \text{ mol}$$



$$\text{on a : } n(\text{Cu}^{2+}) = 2 \times n(\text{I}_2) = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow C_0 = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{V_0} = \frac{1,8 \times 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}} = 0,09 \text{ mol/L.}$$

2.7. Pour la réaction $\text{Cu}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{CuI} + \frac{1}{2}\text{I}_2$

on a $n(\text{Cu}^{2+}) = 1.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$,

pour consommer les ions cuivrique totalement, il faut $(2n(\text{Cu}^{2+}))$ ions iodure, $2 \times n(\text{Cu}^{2+}) = 3.6 \times 10^{-3} \text{ mol}$

et $n(\text{I}^-) = C_1 \times V_1 = 50 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-1} = 0.01 \text{ mol} > 3.6 \times 10^{-3} \text{ mol}$

D'où, le système est bien en excès d'ions iodure.

2.8

D'abord, on fait le titrage coup à coup, quand il approche la fin, on fait le titrage lentement, pour observer la couleur.

Si on filtre le ~~de~~ dernier coup, la couleur disparaît ~~après~~ et ne peut pas ^{être} observée après 30s, le titrage est terminé. On peut

calculer le volume et la concentration des ions.