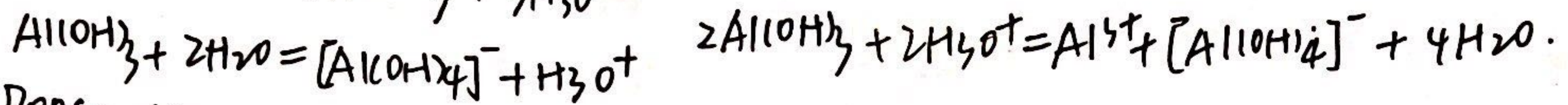
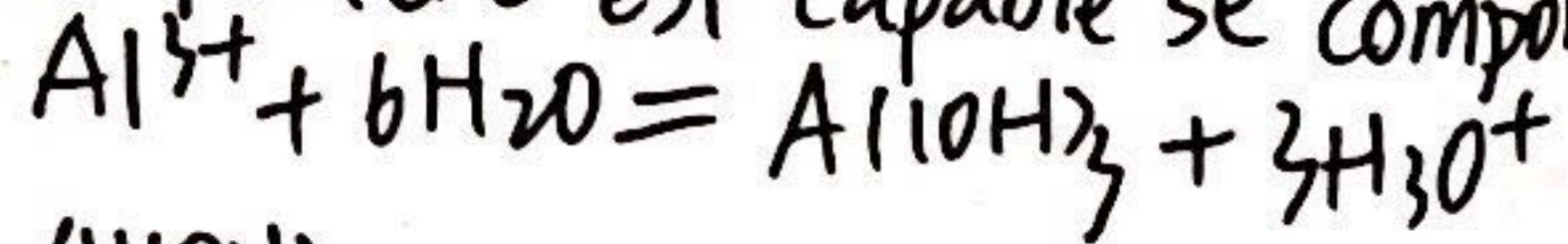


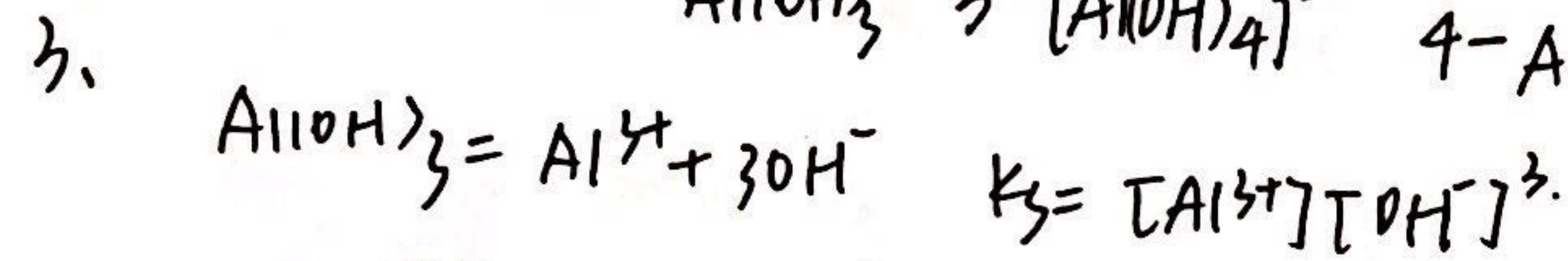
Exercice -1.

1. amphotère est capable se comporter comme un acide et comme une base.



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

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

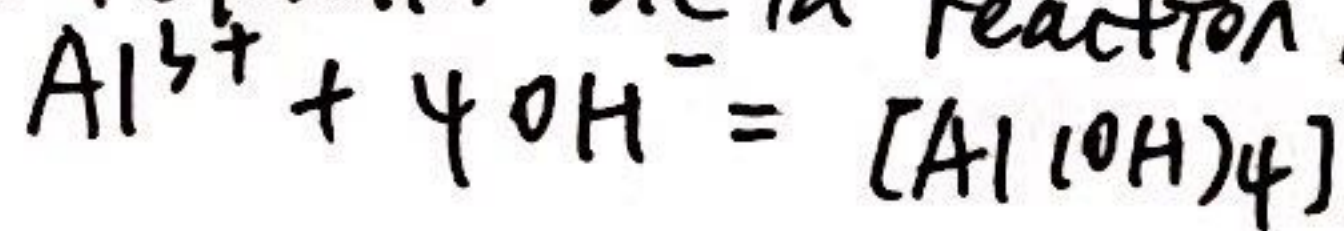


$pH = 4 \quad [H_3O^+] = 10^{-4} \quad \text{Donc } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}.$

$[Al^{3+}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$

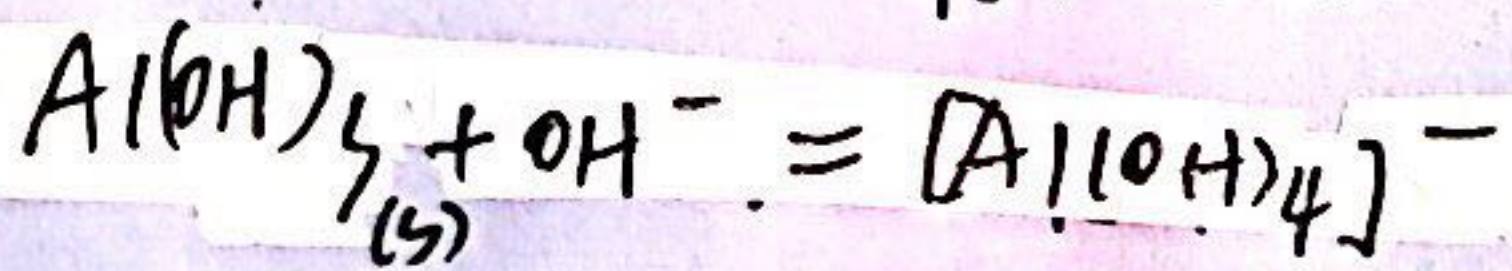
Donc $K_3 = 10^{-2} \cdot (10^{-10})^3 = 10^{-32}.$

4. la l'équation de la réaction de formation global du complexe $[Al(OH)_4]^-$ est:



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

5. Entre $2(Al(OH)_3)$ et $3[Al(OH)_4]^-$ on a:



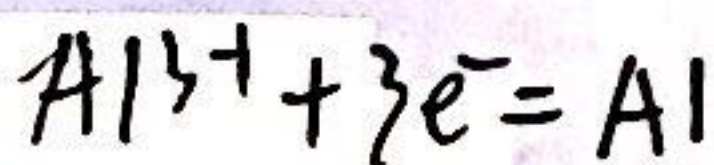
$K_0 = K_3 \beta = 10^2 = \frac{[Al(OH)_4]^-}{[OH^-]} = \frac{10^{-2}}{[OH^-]}$

Donc $pOH = 4.$

$[OH^-] = 10^{-4}$

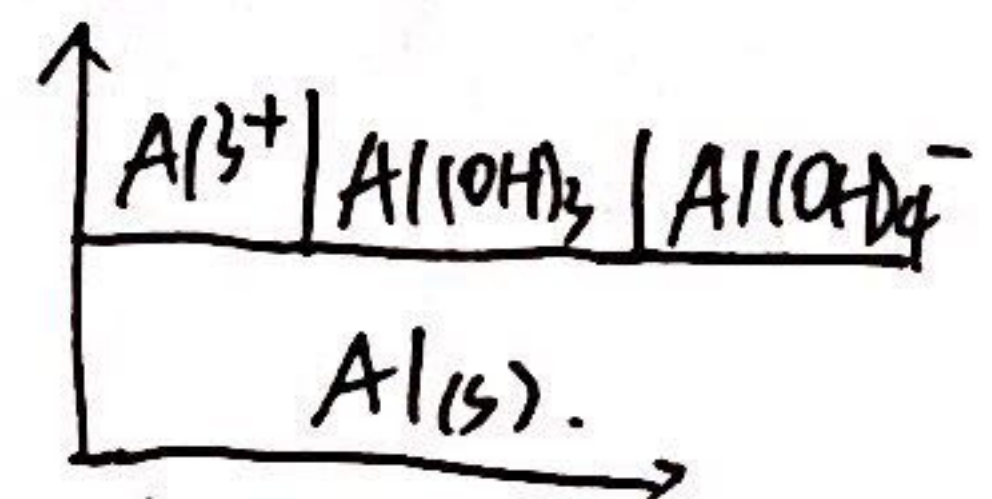
$pH = 14 - pOH = 10.$

6. 1/4. On considère le couple (Al^{3+}/Al) .

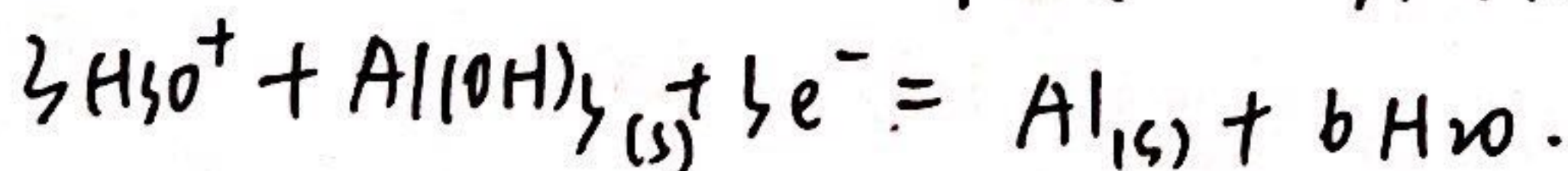


$E(Al^{3+}/Al(s)) = E^0(Al^{3+}/Al(s)) + \frac{0.06}{3} \log([Al^{3+}])$
 $= E^0(Al^{3+}/Al(s)) - 0.04$

le pente = 0.



2/4 on considère le couple $(Al(OH)_3/Al)$

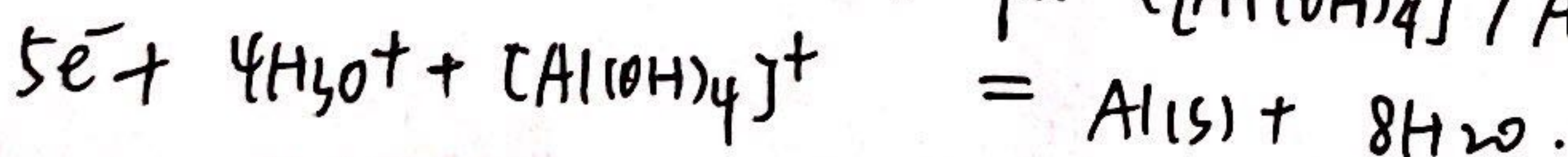


$E(Al(OH)_3(s)/Al(s)) = E^0(Al(OH)_3(s)/Al(s)) + \frac{0.06}{3} \log[H_3O^+]^3$

$= E^0(Al(OH)_3(s)/Al(s)) - 0.06 pH.$

le pente = -0.06.

3/4. on considère le couple $([Al(OH)_4]^-/Al(s))$



$E([Al(OH)_4]^-/Al(s)) = E^0([Al(OH)_4]^-/Al(s)) + \frac{0.06}{5} \log[H_3O^+]^4 [Al(OH)_4]^-$
 le pente = $-\frac{0.06}{5} \times 4 = -0.048$

7. broyer le minerai avant de l'introduire dans la solution de soude pour augmenter la zone de contact entre le minerai et la solution de soude et accélérer leur vitesse de réaction et broyer pour éliminer As_2O_3 . Réalisée à haute température accélère leur vitesse de réaction.
8. le solide de couleur rouille est $Fe(OH)_3$. il est alcalin. les espèces chimiques contenues. Fe^{3+} . Fe^{2+} .
9. le pH fait entre 4 et 10.
10. Quand $pH > 10$, il existe le précipité de $Fe(OH)_2$. $Al(OH)_3$ n'existe pas. et quand $pH < 4$, il existe le précipité de $Fe(OH)_3$. $Al(OH)_3$ n'existe pas aussi. Donc, c'est important de contrôler le pH lors de cette étape.

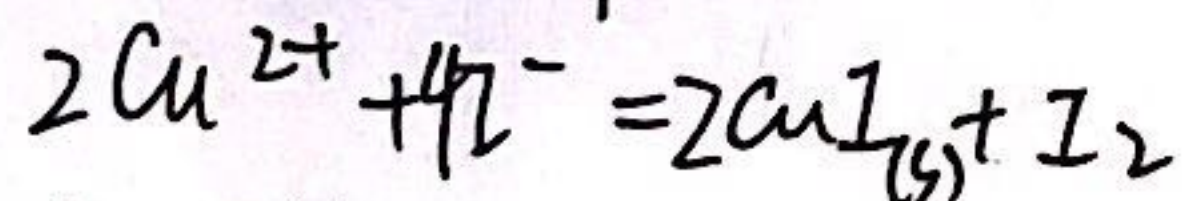
Exercice-2.

1. Oui. Cu^{2+} est oxydant, il faut capter les électrons.

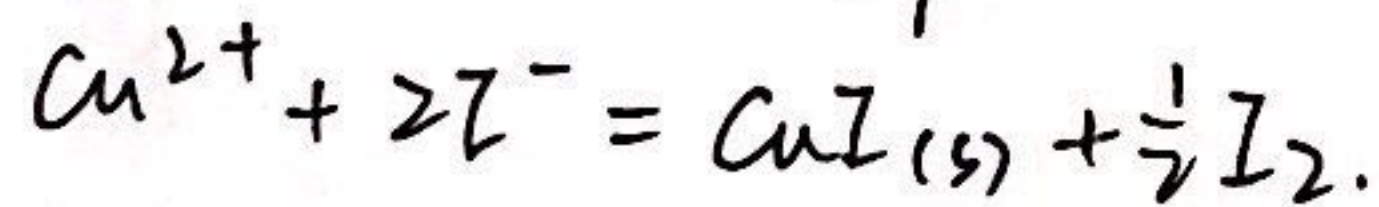
I^- est réducteur, il faut donner les électrons.

2. et $E^\circ(Cu^{2+}/CuI) = 0.89V$. $E^\circ(I_2/I^-) = 0.62V$ $\Delta E = 0.89 - 0.62 = 0.27 > 0$
Donc, il faut au lieu de la réaction d'oxydoréduction
 $Cu^{2+}/CuI(s)$, la demi-équation redox:
 $I^- + Cu^{2+} - e^- \rightarrow CuI(s)$

3. la réaction se produit Cu^{2+} et I^- , on a:



pour le coefficient stœchiométrique des ions cuivre que Cu^{2+} doit être égal 1.



4. $E^\circ(Cu^{2+}/CuI(s)) = 0.99V$.

$$E^\circ(I_2/I^-) = 0.62V.$$



on a: $E = E^\circ(Cu^{2+}/CuI(s)) + 0.06 \log [Cu^{2+}][I^-] = E^\circ(I_2/I^-) + \frac{0.06}{2} \log \left(\frac{[I_2]}{[I^-]^2} \right)$

Donc $K^\circ = 10^{\frac{1}{0.06}(\Delta E^\circ)} = 10^{\frac{1}{0.06}(0.89 - 0.62)} = 10^{4.5}$

2 1801

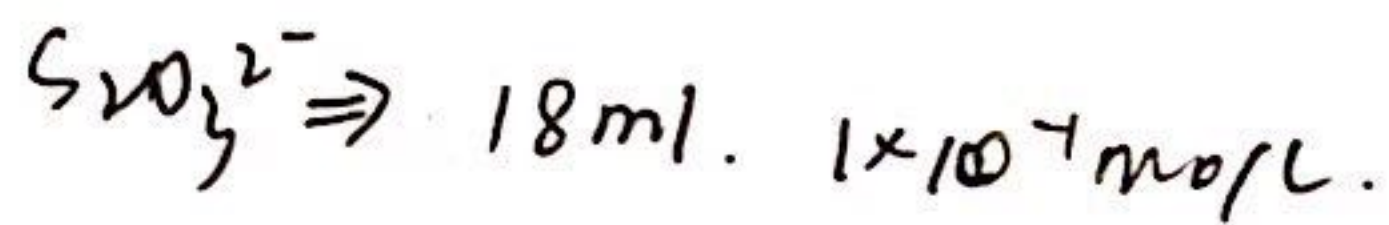
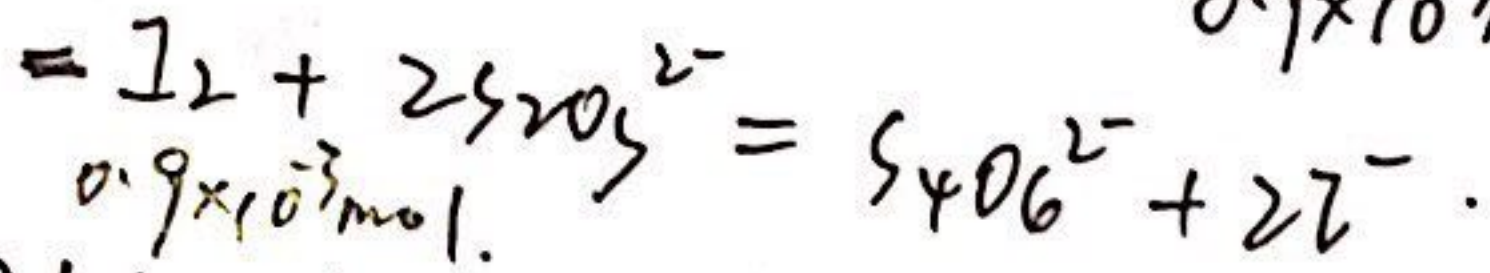
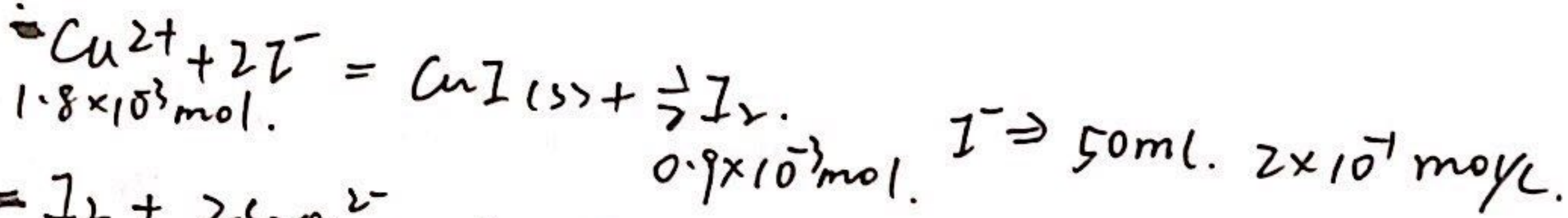
姓/名: 朱利安 Alicia, 日期: 2018110008.

(3)

5. pour I_2 et $S_2O_3^{2-}$, on a $2S_2O_3^{2-} + I_2 = S_4O_6^{2-} + 2I^-$
 $S_2O_3^{2-}$ co. vo. I_2 $C_1 V_1$ on a $COVO = C_1 V_1$

$$C_1 = \frac{COVO}{V_1}$$

6. on a



$$n(S_2O_3^{2-}) = 18 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-1} = 1.8 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$n(I_2) = \frac{1.8 \times 10^{-3}}{2} = 0.9 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

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

$$V(Cu^{2+}) = 20 \text{ ml.}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{1.8 \times 10^{-3}}{20} = 0.09 \times 10^{-3} \text{ mol/ml} = 0.09 \text{ mol/L.}$$

7.

$$n(I^-) = 50 \text{ ml} \times 2 \times 10^{-1} \text{ mol/L} = 50 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-1} = 10 \times 10^{-3} \text{ mol} = 10^{-2} \text{ mol.}$$

on a d'après la réaction. on consomme $n(Cu^{2+}) : n(I^-) = 1:2$.

mais en réalité. $n(Cu^{2+}) : n(I^-) = 1.8 \times 10^{-3} : 10^{-2} < 1:2$.
 Donc, le système est bien en excès d'ions iodure.

8.

par la couleur, on peut suivre le titrage du diiode par le thiosulfate.

un mélange d'ions iodure

est pas de couleur. on

et de diiode

ajoute le thiosulfate

est légèrement jaune. et le d'ions iodure jusqu'à la solution pas de couleur.