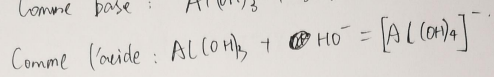
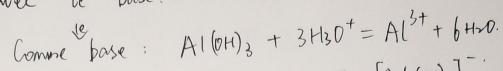


1.1. L'espèce amphotère ~~qui peut~~ il réagit aussi bien ~~q~~ avec l'acide qu'avec la base.



- 1.2
- 1 $\rightarrow \text{Al}^{3+}$
 - 2 $\rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
 - 3 $\rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$
 - 4 $\rightarrow \text{Al}$

1.3. On a l'équation :

$$K_S = [\text{Al}^{3+}] [\text{HO}^-]^3$$

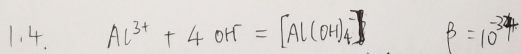
pour le point A. on a $\text{pH} = 4$.

$\text{pOH} = 10$, $[\text{HO}^-] = 10^{-10}$.

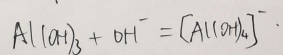
Ensuite, $E = E^\circ + \frac{0.06}{3} \log [\text{Al}^{3+}]$

$$[\text{Al}^{3+}] = 3 \times 10^{-4}$$

$$K_S = 3 \times 10^{-37}$$



1.5. Pour la frontière de 2^{ème} et 3^{ème} espèce, on a la réaction



on sait que $K_S = 10^{-37}$, c'est à dire $[\text{HO}^-] = 10^{-6}$, $\text{pH} = 10$.

1.6. ① Pour 1 & 4. $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}^0(\text{s})$; $E^\circ = -1.71$.

alors le pente égale à 0.

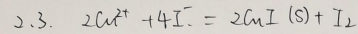
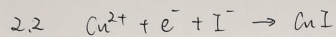
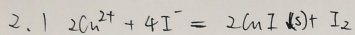
② Pour 2 & 4 $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Al}^0 + 6\text{H}_2\text{O}$; $E^\circ = -0.06$

on applique la loi de NERNST.

on a alors le pente égale à -0.06.

2018/11/007.

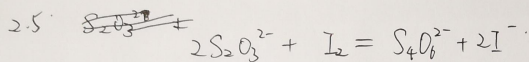
Siméon.



$$2.4. \quad E(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) > E(\text{I}_2/\text{I}^-)$$

Donc cette réaction peut être se produire.

Et ensuite, le phénomène de réaction (changer de couleur) est très apparent, donc il est utilisable pour titrage des ions anionique.



$$E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.62\text{V}$$

$$E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0.08\text{V}$$

Donc la réaction est bien menée.

$$E^\circ = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) - E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0.54\text{V}$$

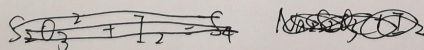
$$\Delta G = -nFE^\circ = -1 \cdot 96485 \cdot 0.54 < 0 \quad \therefore \text{la réaction peut être se produire}$$

$$\ln k = \frac{nFE^\circ}{RT} = 42.0653$$

$$k = 1.8 \cdot 10^{18} > 10^7$$

\therefore il peut être considéré comme totale.

2.6. On peut considérer qu'il y a un système $[\text{I}^-] = 1.43 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$
 $[\text{Cu}^{2+}] = \frac{2.60}{7} \text{ mol/L}$ avec ce la concentration initiale.



2018110007

Siméon.