

1801

尚文 (Alexandre)

2018/11/06

1. **Définition**: Composés pouvant présenter à la fois des propriétés acides et basique. Et peut jouer à la fois le rôle d'un acide et d'une base : c'est une espèce amphotère.

Mq : Comme $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$
c'est propriétés acide

$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
c'est propriétés basique.

En conclusion: ~~Al~~ $\text{Al}(\text{OH})_3$ est une espèce amphotère acido-basique.

2. ① En fonction le ~~ma~~ nombre d'oxydation :

Le nombre d'oxydation égale III et 0.

III :

$\text{Al}(\text{OH})_3$, Al^{3+} , $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

0 :

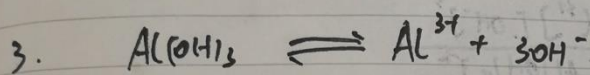
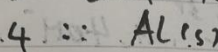
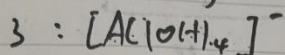
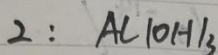
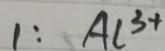
Al (s).

- ② Avec l'augmentation de la valeur pH :

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

Roisine.

Donc :



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

$$\Rightarrow pK_s = p[Al^{3+}] + 3p[OH^-]$$

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

$$p[OH^-] = \frac{pK_s - p[Al^{3+}]}{3}$$

$$p[OH^-] = \frac{pK_s}{3}$$

$$\text{Comme } p[OH^-] + p[H^+] = pK_e$$

$$p[OH^-] = 14 - p[H^+]$$

Alors :

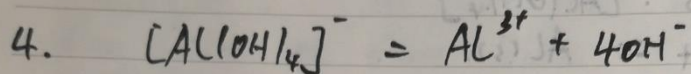
$$\Rightarrow 14 - p[H^+] = \frac{pK_s}{3}$$

$$pH = 14 - \frac{pK_s}{3}$$

Date: / /

Quand $pH = 4 \sim 10$
 $[Al^{3+}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$

$$K_s = 10^{-32} \sim 10^{-14}$$



$$K = \frac{[Al^{3+}][OH^-]^4}{[Al(OH)_4]^-}$$

$$pK = p[OH^-]^4 + p \frac{[Al^{3+}]}{[Al(OH)_4]^-}$$

$$pK = 4p[OH^-] + p \frac{[Al^{3+}]}{[Al(OH)_4]^-}$$

$$pK - p \frac{[Al^{3+}]}{[Al(OH)_4]^-} = 4p[OH^-]$$

$$p[OH^-] = \frac{pK - p \frac{[Al^{3+}]}{[Al(OH)_4]^-}}{4}$$

Comme $\beta = \frac{[Al(OH)_4]^-}{[Al^{3+}] \cdot [OH^-]^4} = \frac{1}{[OH^-]^4} = 10^{34}$

Alors $[OH^-]^4 = 10^{-34}$

$$4p[OH^-] = 34$$

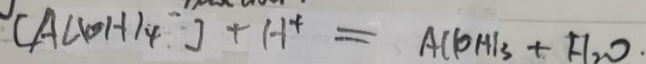
Soit:

$$34 = pK$$

$$K = 10^{-34}$$

3

5. Dans la frontière de domaine 2 et 3
il y a l'équation:



$$K_{sp} = \frac{[Al(OH)_4]^- [H^+]}{C_0}$$

$$10^{-14} = \frac{10^{-12} \cdot [H^+]}{C_0}$$

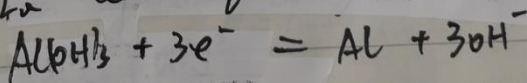
$$\Rightarrow C_0 \text{ qui conduit à } \frac{[H^+]}{C_0} = 10^{-12}$$

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-12} \text{ mol/L.}$$

Soit $pH = 12$ est la valeur de rec 5.

6. 1-4: pour observer le diagramme de l'aluminium. le pente de frontières 1/4 est nulle.

2-4: la demi-équation s'écrit:



Alors: $E = E^\circ(Al/Al(OH)_3) + \frac{0.06}{3} \lg \left[\frac{[Al] \cdot [OH^-]^3}{[Al(OH)_3]} \right]$

$$E = C + \frac{0.06}{3} \lg [OH^-]^3$$

$$E = C + 0.06 \lg [OH^-]$$

$$E = C - 0.06 p[OH^-]$$

$$= C - 0.06 (14 - pH)$$

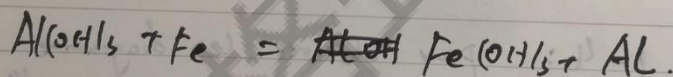
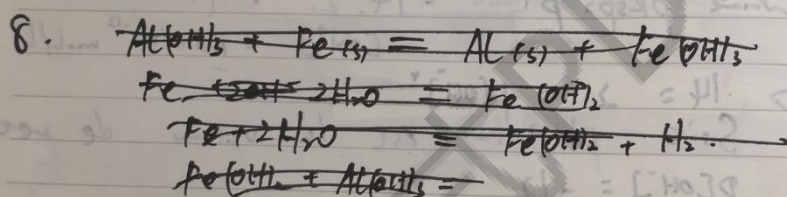
4

Date: / /

$$\Rightarrow E = C - 0.06 \text{ pH}$$

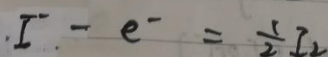
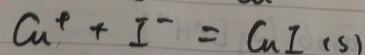
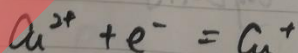
Donc le peme - de 2-4 : -0.06.

7. ① Développer le carré de contrainte entre sonde et mine, développer sa vitesse.
② Développer la vitesse de la réaction.



9.

10.

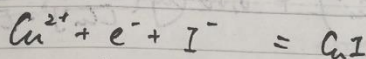


6.



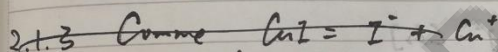
Appliquez l'équation de Nernst.

$$\text{Comme } E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) + 0,06 \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^+]}$$



Appliquez l'équation de Nernst.

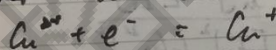
$$E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}) + 0,06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]}{[\text{CuI}]} \right)$$



$$K_{sp} = [\text{I}^-][\text{Cu}^+]$$

$$pK_{sp} = p[\text{I}^-] + p[\text{Cu}^+] = 12$$

Et pour la réaction:



$$E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) + 0,06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^+]} \right)$$

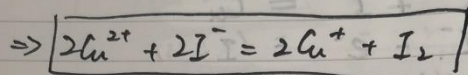
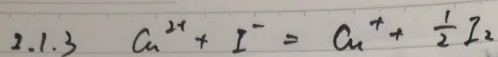
$$\Rightarrow 0,06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]}{[\text{CuI}]} \right) - 0,06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^+]} \right) = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) - E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{CuI})$$

$$0,06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-][\text{Cu}^+]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{CuI}]} \right) = 0,17 - 0,89$$

$$0,06 \log \left(\frac{[\text{I}^-][\text{Cu}^+]}{[\text{CuI}]} \right) = -0,72$$

6

Date: / /



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

par la première réaction, le coefficient stoechiométrique des ions cuivre Cu^{2+} doit être égale à 1.

2.1.4.

$$K_o = \frac{[\text{Cu}^+]^2 \cdot [\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{Cu}^{2+}]^2}$$

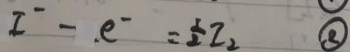
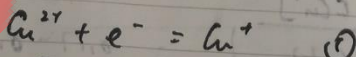
$$\text{Comme } K_s = [\text{Cu}^+][\text{I}^-] = 10^{-12}$$

$$\text{Alors : } pK_o = p \frac{[\text{Cu}^+]^2 \cdot [\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2 [\text{Cu}^{2+}]^2}$$

$$pK_o = 2p \frac{[\text{Cu}^+]}{[\text{I}^-]} + p \frac{[\text{I}_2]}{[\text{Cu}^{2+}]^2}$$

$$pK_o = 2p \frac{[\text{Cu}^+]}{[\text{Cu}^{2+}]} + p \frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2}$$

pour l'équation suivante :



$$\textcircled{1}: E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) + 0,06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^+]} \right).$$

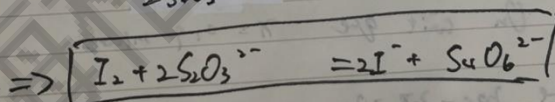
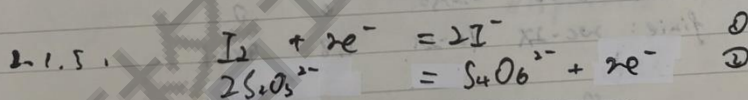
$$\textcircled{2}: E = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) + 0,06 \log \left(\frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2} \right).$$

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) + 0,06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^+]} \right) = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) + 0,06 \log \left(\frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2} \right).$$

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) - E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,03 \log \left(\frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2} \right) + 0,06 \log \left(\frac{[\text{Cu}^+]}{[\text{Cu}^{2+}]} \right)$$

$$0,89 = \frac{0,17 - 0,62}{0,03} = \text{p}K_a.$$

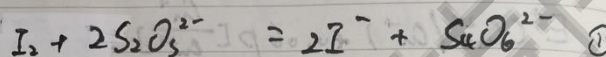
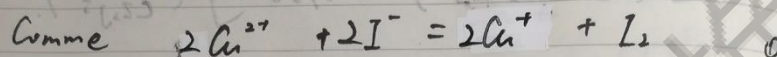
$$K_a = 10^{-15}$$



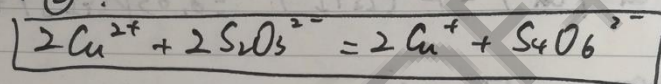
Date: / /

2.2. $V = 20 \text{ mL}$ $V_{I_2^-} = 50 \text{ mL}$ $c = 2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$
 $(I_2^- = 1 \times 10^{-1} \text{ mol/L})$ $V_{S_2O_3^{2-}} = 18 \text{ mL}$

6.



① + ② :



Pour l'équation ① :



Début. $c \cdot 20$ $0,2 \times 50$ 0 0

finie: $20c - 2x$ $10 - 2x$ $1,8$ 9×10^{-1}

On sait que $x = 0,9 \text{ mmol}$

Comme $20c - 2x > 0$.

Alors $c \geq x$.

$= 0,9 \text{ mmol/L}$

$$\Rightarrow \boxed{c = 0,9 \text{ mol/L}}$$

7. $nI^- = 10 - 1,8$
 $= 8,2 \text{ mmol.}$

Donc,

Le système est bien en excès
d'ions ~~tot.~~ iodure.

8. Utiliser une burette pour mesurer avec
précision 30 ~ 35 ml de la solution
d'iode à tester (le volume peut être différent).
placez-la dans un ballon de mesure ~~de 150 ml~~
d'iode contenant 150 ml d'eau. ajoutez
3 ml de solution indicatrice d'amidon (5g/l),
puis utilisez du thiosulfate de ~~sau~~ sodium.
Titration de la solution standard
(concentration connue). La couleur
bleue de la solution disparaît près
du point final.