

Corrigé: d'examen.

- mélange $(K^+ \cdot MnO_4^-) \cdot (H_2C_2O_4)$ produits $Mn^{2+} \cdot CO_2$

1- couple Redox mis en jeux $MnO_4^- \cdot Mn^{2+}, H_2C_2O_4 \cdot CO_2$ 0,5

2- l'état d'oxydation de l'élément commun:

$$n.o(MnO_4^-) = -I, \quad n.o(Mn) + n.o(O) \times 4 = -I$$

$$n.o(Mn) = \text{VII}$$

(ox/Red) (MnO_4^- / Mn^{2+})

$$n.o(Mn^{2+}) = +II$$

1) $n.o(H_2C_2O_4) = 0 \cdot n.o(H) \times 2 + n.o(C) \times 2 + n.o(O) \times 4 = 0$

$$n.o(C) = +III$$

$$n.o(CO_2) = 0 \quad n.o(C) + n.o(O) \times 2 = 0 \quad (ox/Red) = (CO_2 / H_2C_2O_4)$$

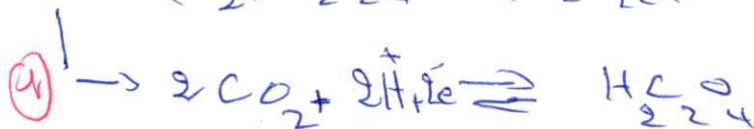
$$n.o(C) = +IV$$

3- Relation de Potentiel pour chaque couple Redox.

1)
$$E_{MnO_4^- / Mn^{2+}} = E^0_{MnO_4^- / Mn^{2+}} + \frac{0.06}{5} \log \frac{[MnO_4^-] \cdot [H^+]^5}{[Mn^{2+}]}$$



4-
$$E_{(CO_2) / (H_2C_2O_4)} = E^0_{(CO_2) / (H_2C_2O_4)} + \frac{0.06}{2} \log \frac{P_{CO_2} \cdot [H^+]^2}{[H_2C_2O_4]}$$

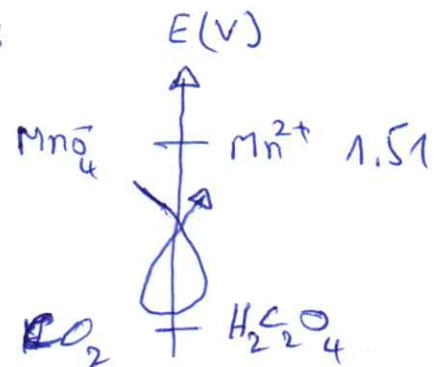


5- bilan global de réaction



6- Couple Redox selon leur pouvoir oxydant:

(a)



7- Emplace une lame de cuivre dans:



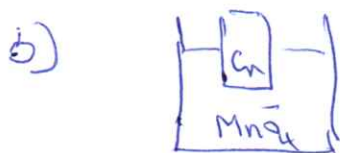
$$\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ$$

$$= -nF [E_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 / \text{CO}_2}^\circ - E_{\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}}^\circ] = -nF [-0.48 - 0.34]$$

$$= +0.82 > 0$$

(1.5)

$\Delta G^\circ > 0$ Réaction impossible.



$$\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ = -nF [1.51 - 0.34]$$

$$= -1.17 nF < 0 \text{ Rx Possible}$$



- Potentiel d'équilibre :

$$(M^{2+}/M) \quad E_{M^{2+}/M}^{\circ} = 0,5 \quad [M^{2+}] = 0,1M$$



$$E_{M^{2+}/M} = E_{M^{2+}/M}^{\circ} + \frac{0,06}{2} \log \frac{[M^{2+}]}{[M]}$$

$$(1.5) \quad E_{M^{2+}/M} = 0,5 + 0,03 \log [0,1] = 0,47 V /ESH$$

$$E_{M^{2+}/M/ESH} = ?$$

$$E_{M^{2+}/M/ESH} = E_{Ox/Red/ESH}^{\circ} - E_{ECS/ESH}^{\circ} = 0,47 - 0,24 = 0,23V$$

$$E_{M^{2+}/M} = 0,23 V / ECS$$



$$E_{M^{3+}/M^{2+}} = E_{M^{3+}/M^{2+}}^{\circ} + \frac{0,06}{1} \log \frac{[M^{3+}]}{[M^{2+}]}$$

$$[M^{3+}] = 2[M^{2+}]$$

$$E_{M^{3+}/M^{2+}} = 0,69 V /ESH \approx 0,7 V /ESH$$

(1.7)

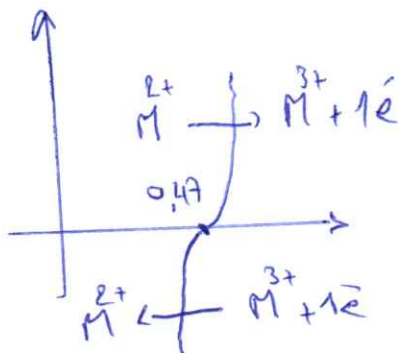
$$E_{M^{3+}/M^{2+}/ESH} = ?$$

$$E_{M^{3+}/M^{2+}/ESH} = E_{M^{3+}/M^{2+}/ESH} - E_{ECS/ESH} = 0,70 - 0,24 = +0,46 V /ESH$$

$$E_{M^{3+}/M^{2+}} = +0,46 V / ECS$$

a - Système rapide

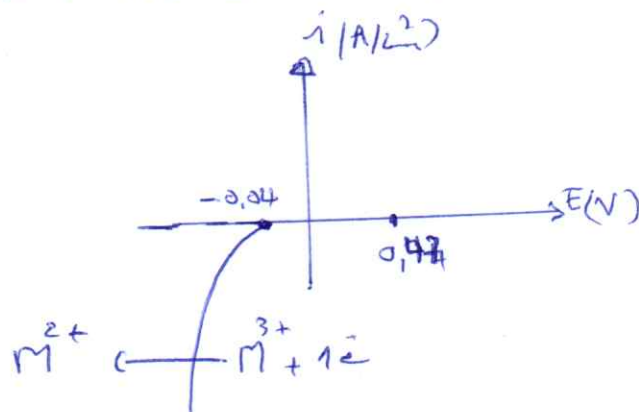
1.5



b - Sur-tension cathodique $\eta_c = -0.5V$

$$E_{app} = -0.5 + 0.46 = -0.04V$$

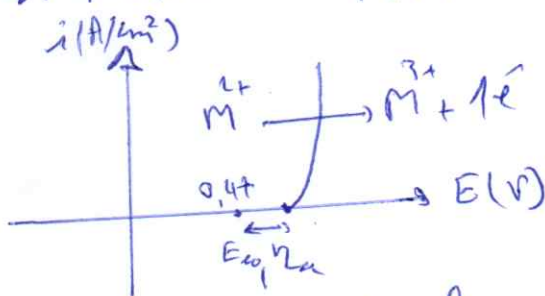
1.6



c - Sur-tension anodique $\eta_a = 0.02V$

$$E_{app} = 0.47 + 0.02 = 0.49V$$

1.6



* Le titre d'une espèce M^{2+} par voie électrochimique.

on utilise une électrode de première espèce et on suit

la variation de potentiel en fonction de concentration.

entraîne la constante d'équilibre.

2)

1^{er} Master
 * الحل النموذجي *
 * الطريقة في حل السؤال *

التصريف (1) (0.6)

$M(H) = 1 \text{ g/mol} / M(F) = 19 \text{ g/mole}$.
 ؟ = عدد التردد ν

(1) $f = \frac{1}{2\pi} \sqrt{\frac{k}{\mu}}$ \rightarrow constant de force
 μ \rightarrow masse réduite

(1) - - - (0.5) $\mu_{H-F} = \frac{m_H \times m_F}{m_H + m_F}$ الكتلة المختزلة

$m_H = \frac{1}{N} M(H) = \frac{1}{N}$ (0.5)
 $m_F = \frac{1}{N} \times M(F) = \frac{19}{N}$ (0.5)

: (1) النموذجي

$\mu_{H-F} = \frac{1/N + 19/N}{1/N + 19/N} = \frac{19}{20} \cdot \frac{1}{N} \text{ (g)} = \frac{19}{20}$

$= \frac{19}{20} \cdot \frac{1}{6.02 \cdot 10^{23}} \text{ (kg)} = 1.57 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (0.5)

$\Rightarrow \nu = \frac{1}{2\pi} \sqrt{\frac{966}{1.57 \cdot 10^{-27}}}$

$\nu = 1.245 \cdot 10^4 \text{ Hz}$ (0.5)

حسب ثابت القوة $k = ?$

(1) $\nu = \frac{1}{2\pi} \sqrt{\frac{k_{H-Cl}}{\mu_{H-Cl}}}$

$\mu_{H-Cl} = \frac{m_H \times m_{Cl}}{m_H + m_{Cl}} = \frac{35}{36} \cdot \frac{1}{N} = 1.626 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (0.5)

$k_{H-Cl} = \mu_{H-Cl} (2\pi \nu)^2$
 $= 1.626 \cdot 10^{-27} \times (2\pi \times 1.245 \cdot 10^4 \times 2875 \cdot 10^6)$

$k_{H-Cl} = 484 \text{ N/m}$ (0.5)