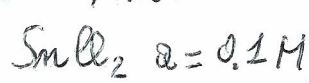
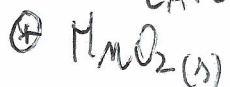


OX: OSSIDAZIONE
RID: RIDUZIONE

ESERCIZIO 7

CATODO

ANODO



$\text{pH} = 10$

1 litro

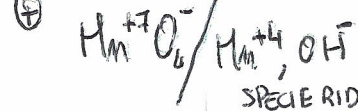
1 litro

$\text{pH} = 10 \Rightarrow$

$\text{pOH} = 4 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

QUI L'AMBIENTE È BASICO

SPECIE OX



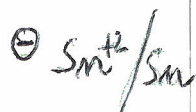
SPECIE RID



$E = E^0 + \frac{0,0591}{n} \log \frac{\text{OX}}{\text{RID}}$

$E^0 = 0,59 + \frac{0,0591}{3} \log \frac{0,1}{(1 \cdot 10^{-4})^4} = 0,8855 \text{ V}$

$E_{\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2, \text{OH}^-}$



$E = E^0 + 0,0591 \log \frac{\text{OX}}{\text{RID}}$

$E^0 = -0,14 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,1}{1} = -0,1635 \text{ V}$

$E_{\text{Sn}^{+2}/\text{Sn}}$

$\text{f.e.m.} = 0,8855 + 0,1635 = 1,055 \text{ V}$

$\text{f.e.m.} = E^+ - E^-$

gli Ampere sono Coulomb/s

$5,36 \text{ A} \times 3600 \text{ s} = 19296 \text{ C}; \frac{19296}{96485} = 0,2 \text{ moli di elettroni}$

F (Faraday; carica portata da 1 mole di e^-)

GLI ELETTRONI SONO GLI STESSI (6)



RIDUZIONE AL CATODO



OSSIDAZIONE ALL'ANODO



REAZIONE TOTALE

quando passano 0,2 moli di elettroni si consumano $\frac{0,2}{3}$ moli di MnO_4^- e si producono $0,2 \cdot \frac{4}{3}$ moli di OH^- , si producono $\frac{0,2}{2}$ moli di Sn^{+2} quindi:

$0,1 - 0,066 = 0,033$ moli di MnO_4^- rimaste al catodo

$1 \cdot 10^{-4} + 0,2666 \cong 0,2666$ moli di OH^- al catodo

$0,1 + 0,1 = 0,2$ moli di Sn^{+2} all'anodo

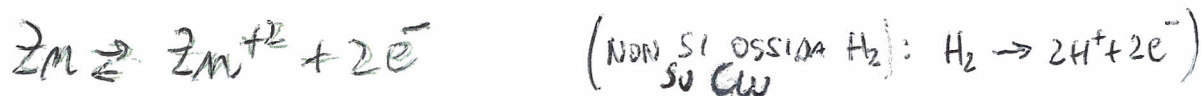
Siccome ho 1 litro le moli coincidono con le concentrazioni (NUMERICAMENTE)

$E^0 = 0,59 + \frac{0,0591}{3} \log \frac{0,033}{(0,2666)^4} = 0,606 \text{ V}; E^0 = -0,14 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,2}{1} = -0,16 \text{ V}; \text{f.e.m.} = 0,766 \text{ V}$

$$E_{H^+/H_2}^0 > E_{Zn^{2+}/Zn}^0$$

ESERCIZIO 8

SEGUE CHE ALL'ANODO SI OSSIDA Zn (SPECIE RIDOTTA DELLA COPPIA CON IL POTENZIALE MINORE)



AL CATODO SI RIDUCE H^+ POICHE' Cu^{+2} NON C'E'



b) L'ANODO: ELETTRODO DI 1^a SPECIE

IL CATODO: ELETTRODO A GAS



$$d) E_{Zn^{2+}/Zn}^{(e)} = -0.76 + \frac{0.0591}{2} \log [Zn^{2+}] = -0.789 V; pH=1; -\log[H^+] = 1$$

$$E_{H^+/H_2}^{(e)} = 0 + \frac{0.0591}{2} \log [H^+]^2 = -\frac{0.0591}{1} = -0.0591 V$$

$$p.e.m. = E^+ - E^- = -0.0591 + 0.789 = 0.730 V \quad \rightarrow P_{H_2} = 1 \text{ Atm.}$$

$$e) 1 A \text{ per } 1 h \text{ sono } \frac{1 \text{ Coulomb}}{1 s} \times 3600 s = 3600 C$$

$$1 F = 96485 \text{ Coulomb} \Rightarrow \frac{3600}{96485} = 0.0373 \text{ moli di } e^-$$

Carica portata da 1 mole di e^-

dalle stechiometrie delle semireazioni di ossidazione e riduzione

quando passa 1 mole di e^- si consumano 0.5 moli di Zn quindi

$$\frac{0.0373}{2} = 0.0196 \text{ moli di } Zn \text{ consumate}$$

$$0.0196 \times 65.37 = 1.22 g \text{ di } Zn.$$

ESERCIZIO 9

la reazione globale è la seguente



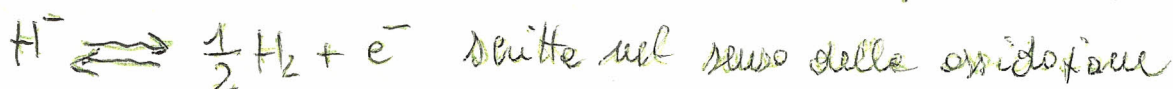
→ (di NaH)
 Si osserva che: H^- si ossida a H_2^0
 H^+ (dall'acqua) si riduce a H_2^0

la semireazione che coinvolge H_2O e H_2 in ambiente basico è la seguente:



$$E^\circ_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{OH}} = -0,83 \text{ V}$$

la semireazione che coinvolge la coppia redox H^-/H_2 è la seguente:



Si capisce che la reazione globale nasce dalla somma delle due semireazioni così scritte quindi:



ΔG° della reazione globale (DAL TESTO)

$$\Delta G^\circ = -137000 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = -n F \Delta E^\circ$$

così scritte, la reazione globale implica una mole di $e^- \Rightarrow n = 1 \Rightarrow$

$$\Rightarrow \Delta E^\circ = + \frac{137000}{96485 \cdot 1} = 1,42 \text{ V}$$

$$E^\circ \oplus - E^\circ \ominus = 1,42 \text{ V} \Rightarrow -0,83 - E^\circ \ominus = 1,42 \text{ V}$$

$$E^\circ \ominus = -2,25 \text{ V}$$

$$12 \text{ ore} = 3600 \times 12 = 43200 \text{ secondi} \quad I = 0,1 \text{ A} \Rightarrow 0,1 \cdot 43200 = 4320 \text{ Coulomb}$$

$$\Rightarrow \frac{4320}{96485} = 0,0447 \text{ moli di elettroni} = \text{moli di idrogeno } \text{H}_2 \text{ totale (dalla stechiometria)}$$

$$V = \frac{0,0447 \cdot 0,0821 \cdot 303,15}{1} = 1,11 \text{ litri}$$