

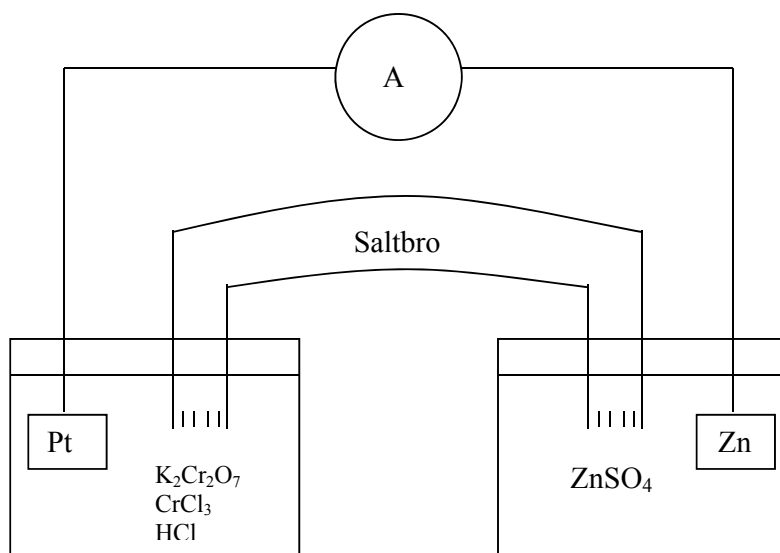
TMT4110 KJEMI



LØSNINGSFORSLAG TIL ØVING NR. 10, VÅR 2015

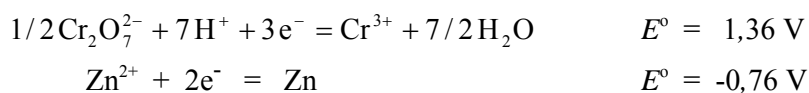
OPPGAVE 1

a)

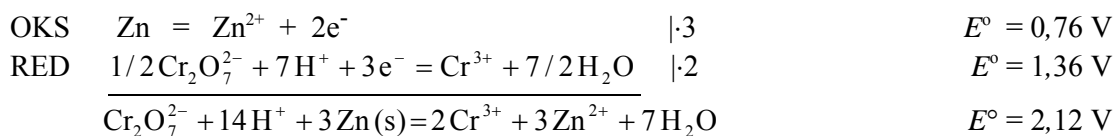


I venstre kammer har vi de aktive komponentene $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, Cr^{3+} og H^+ sammen med ikke aktive ioner (K^+ og Cl^-) for å balansere ladningen. Siden $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ og Cr^{3+} ikke kan fungere som en elektrode må en inert leder bli brukt. Ofte velges platina.

b) Halvcellereaksjonene er gitt på reduksjonsform, og E° er gitt i SI CD



Således får vi at den galvaniske cellens halvcellereaksjoner blir:



Elektronene går fra Zn-elektroden til Pt-elektroden, således blir Pt-elektroden (inert elektrode) positiv pol.

Cellepotensialet E_{celle} under ikke-standard betingelser gis ved å beregne E_{celle} ved hjelp av Nernsts ligning for cellereaksjon under standard betingelser:

$$E_{\text{celle}} = E_{\text{celle}}^{\circ} - \frac{0,059}{6} \log \frac{[\text{Cr}^{3+}]^2 \times [\text{Zn}^{2+}]^3}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \times [\text{H}^+]^{14}}$$

$$E_{\text{celle}} = 2,12 - \frac{0,059}{6} \log \frac{0,5^2 \times 1,0^3}{0,5 \cdot 0,1^{14}} = 1,99 \text{ V}$$

Cellepotensialet, $E_{\text{celle}} = 1,99 \text{ V}$

Ved **anoden** foregår det **oksidasjon**.

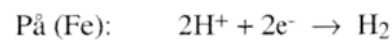
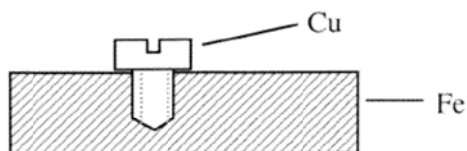
Anionene vandrer til **anoden**.

Her **forlater** elektronene cellen.

Anoden er **negativ** i en galvanisk celle.

OPPGAVE 2

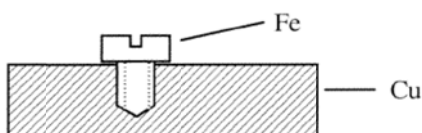
a)



Katodereaksjonen, $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$, går lettere på Cu - metall enn på Fe - metall.

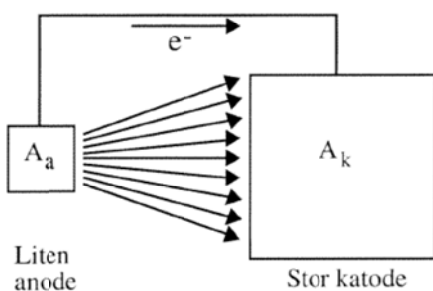
\Rightarrow Forsterket korrosjonsangrep på jernet.

- Lav ledn. evne i vannet \Rightarrow lokalt angrep på Fe nær Cu - bolten
- Høy ledn. evne i vannet \Rightarrow korrosjonsangrepet på Fe fordeles mer jevnt på overflaten



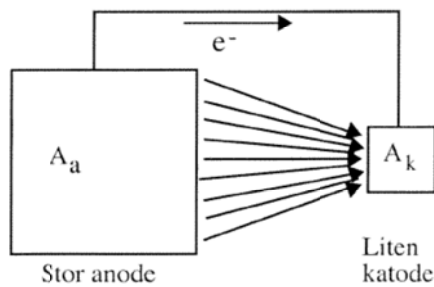
Stor katodeoverflate på Cu (med rask reaksjon) medfører et sterkt (lokalt) angrep på jernet (som har liten overflate).

Konstruksjonen med stor katode (Cu) og liten anode (Fe) er mest uheldig. Den store jernplaten (stor anode) og den lille kobberbolt (liten katode) er mindre uheldig.



Strømfordeling ved stort katode/anode - arealforhold:

$$(A_k/A_a) = \text{stor} \Rightarrow \text{uheldig}$$

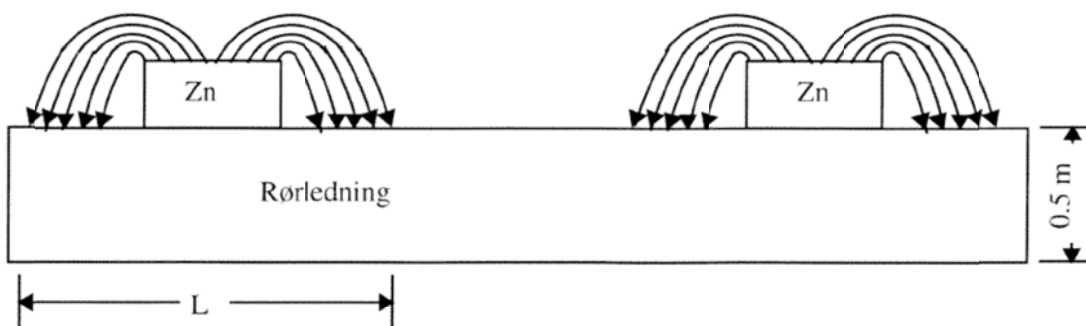


Strømfordeling ved lite katode/anode - arealforhold:

$$(A_k/A_a) = \text{liten} \Rightarrow \text{mindre uheldig}$$

Ledningsevnen i vannet vil virke inn på strømfordelingen.

b)



$$\text{Omkrets: } 2 \cdot R = 2 \cdot 0,25 \text{ m} = 1,57 \text{ m}$$

$$\text{Anodestrøm: } I_a = 6 \text{ A (fra hver)}$$

$$\text{Strømbehov: } i_{\text{Fe}} = 0,29 \text{ A} \cdot \text{m}^{-2}$$

(i) En anode beskytter en lengde av røret: L

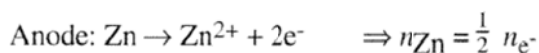
$$\Rightarrow \text{Areal: } 1,57 L \text{ m}^2$$

$$\Rightarrow 0,29 (\text{A m}^{-2}) \cdot 1,57 L (\text{m}^2) = 6 (\text{A})$$

$$\Rightarrow L = 13,2 \text{ m}$$

(ii) Levetid, anode = 5 år = $5 \cdot 365 \cdot 24 \cdot 3600 \text{ s}$

$$\begin{aligned} \text{Levert ladning: } Q &= I t \\ &= 6 (\text{A}) \cdot 5 \cdot 365 \cdot 24 \cdot 3600 (\text{s}) \\ &= 9,46 \cdot 10^8 (\text{A} \cdot \text{s}) \end{aligned}$$



$$\Rightarrow n_{\text{Zn}} = \frac{Q}{2F} = \frac{9,46 \cdot 10^8}{2 \cdot 96500} \text{ mol} = 4902 \text{ mol}$$

$$M_{\text{Zn}} = 65,38 \text{ g/mol} \Rightarrow m_{\text{Zn}} = 4902 \cdot 65,38 \text{ g} = \underline{320 \text{ kg}}$$

OPPGAVE 3

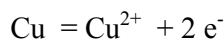
a) Vi har en gjennomstrømning av vann på $900 \text{ m}^3/\text{time}$, eller

$$Q = \frac{900 \times 10^3}{3600} \text{ l/s} = 250 \text{ l/s}$$

Antall mol Cu som må løses pr sekund: $N_{\text{Cu}} = (C_{\text{Cu}} \times Q)$

$$N_{\text{Cu}} = (2,00 \times 10^{-8} \times 250) \text{ mol/s} = 5,00 \times 10^{-6} \text{ mol/s.}$$

Kobber løses etter ligningen:



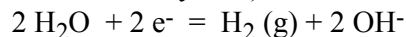
Strømmen blir:

$$\begin{aligned} I &= n \cdot F \cdot N_{\text{Cu}} = \\ &= (2 \text{ mol e}^-/\text{mol Cu} \cdot 96485 \text{ C/mol e}^- \cdot 5,00 \times 10^{-6} \text{ mol Cu/s}) \text{ C/s} = \underline{0,965 \text{ A}} \end{aligned}$$

b) Masse Cu forbrukt pr. år = $C_{\text{Cu}} \cdot M_{\text{Cu}} \cdot Q \cdot t =$

$$2,00 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l} \cdot 63,55 \text{ g/mol} \cdot 250 \text{ l/s} \cdot (3600 \cdot 24 \cdot 365) \text{ s/år} = 10,0 \cdot 10^3 \text{ g/år} = \underline{10,0 \text{ kg/år}}$$

c) Katodereaksjon (på innsiden av tank/rørsystem):



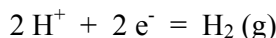
Ved sammenligning av halvreaksjonene ser vi at 1 mol H_2 utvikles når 1 mol Cu løses.

$$N_{\text{H}_2} = N_{\text{Cu}} = \frac{1000 \text{ g/kg}}{63,55} = 15,74 \text{ mol/kg}$$

Vi bruker den ideelle gass lov til å finne antall liter H_2 -gass løst pr. kg kobber.

$$V_{\text{H}_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{15,74 \times 0,08206 \times 298,15}{1,00} \text{ liter} = \underline{\underline{385 \text{ liter pr kg Cu løst}}}$$

d) Katodereaksjon:



$$\text{pH} = 8,0, \quad P_{\text{H}_2} = 1,00 \text{ atm} \quad n = 2$$

Vi setter dette inn i Nernsts ligning:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2} = 0 - \frac{0,059}{2} (\log 1,00 - 2 \cdot \log [\text{H}^+]) = -0,059 \times \text{pH} = \underline{\underline{-0,47 \text{ V}}}$$

e) $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 2,00 \times 10^{-8} \text{ mol/l} \quad n = 2$$

Dette setter vi også direkte inn i Nernsts ligning:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}]} = 0,34 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{2,0 \times 10^{-8}} = 0,11 \text{ V}$$

Minimum påtrykt potensial for å få reaksjonen til å gå (ser bort fra motstandsledd):

OKS	$\text{Cu (s)} = \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$E = -0,11 \text{ V}$
RED	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2 (\text{g})$	$E = -0,47 \text{ V}$
<hr/>		
	$\text{Cu (s)} + 2 \text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 (\text{g})$	$E = -0,58 \text{ V}$
\Rightarrow	$E_{\text{celle}} = 0,58 \text{ V}$	

OPPGAVE 4

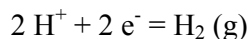
Regner først ut halvcellepotensialet til hydrogen og jern fra Nernsts ligning:

$$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2 (\text{g})$$

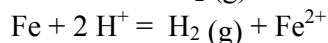
$$E_{\text{H}} = E^\circ - \frac{0,0592}{2} \times \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2} = 0 - \frac{0,0592}{2} \times \log \frac{1}{[\text{H}^+]^2} = -0,0592 \times \text{pH} = -0,24 \text{ V}$$

$$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}$$

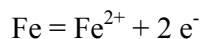
$$E_{\text{Fe}} = E^0 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{Fe}^{2+}]} = -0,44 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{1,0 \cdot 10^{-4}} = -0,56 \text{ V}$$



$$E_{\text{H}} = -0,24 \text{ V}$$



$$E_{\text{celle}} = 0,32 \text{ V}$$



$$E_{\text{Fe}} = 0,56 \text{ V}$$

Jernet vil korrodere fordi $E_{\text{celle}} > 0$

OPPGAVE 5

- a) (i) $\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ $E^\circ = 0,77 \text{ V}$ $n = 1$
 (ii) $\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Zn} (\text{s})$ $E^\circ = -0,76 \text{ V}$ $n = 2$
 (iii) $2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g})$ $E^\circ = 0 \text{ V pr. def.}$ $n = 2$
 (iv) $\text{Cl}_2 (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- (\text{aq})$ (Cl_2 er løst i vann) $E^\circ = 1,40 \text{ V}$ $n = 2$
 (v) $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- (\text{aq})$ (Cl_2 er gassform) $E^\circ = 1,36 \text{ V}$ $n = 2$

- b) Cellereaksjon: $2 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{Zn} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{Zn}^{2+} (\text{aq})$

$$E^\circ = 0,77 - (-0,76) = 1,53 \text{ V}$$

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q = 1,53 \text{ V} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]^2 [\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]^2 [\text{Zn}]} =$$

$$1,53 \text{ V} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{0,01^2 \times 0,01}{0,01^2 \times 1} = 1,53 \text{ V} - \frac{0,0592}{2} \log 0,01 = 1,53 \text{ V} - 0,0592/2 (-2) = 1,59 \text{ V}$$

$$\text{c) } E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q = -0,76 \text{ V} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Zn}]}{[\text{Zn}^{2+}]} =$$

$$-0,76 \text{ V} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{0,1}{1} = -0,73 \text{ V}$$

$$\text{d) } E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q = 0 \text{ V} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{H}_2 (\text{g})]}{[\text{H}^+]^2} = -\frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{(10^{-7})^2}$$

$$= -0,41 \text{ V}$$

$$\text{e) } \Delta E / \Delta \text{pH} \approx 0,06 \text{ V}$$

$$\text{f) } E^\circ \text{ endrer seg ikke}$$

$$\text{g) } E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q = 0,04 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{P_{\text{Cl}_2}}{[\text{Cl}_2]} = 0,04 \text{ V} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{0,01}{1} = 0,10 \text{ V}$$

$$\text{h) } E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q = 0 \Rightarrow E^\circ = \frac{0,0592}{n} \log Q \Rightarrow 0,04 = \frac{0,0592}{n} \log Q$$

$$\log Q = 0,04 \times \frac{2}{0,0592} = 1,35 \Rightarrow Q = 22,4 = \frac{P_{\text{Cl}_2}}{[\text{Cl}_2]} = \frac{1}{[\text{Cl}_2]}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,045 \text{ M}$$