

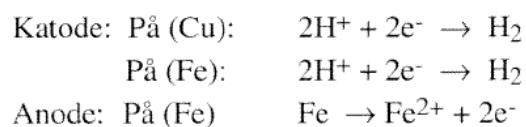
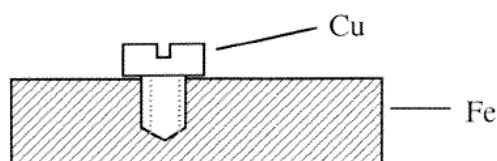


## TMT4110 KJEMI

### LØSNINGSFORSLAG TIL ØVING NR. 11, VÅR 2011

#### OPPGAVE 1

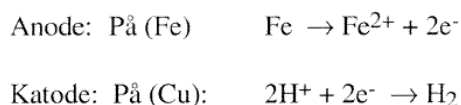
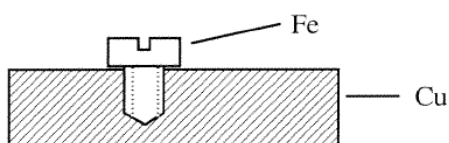
a)



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

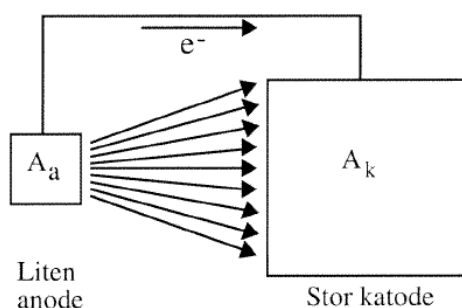
$\Rightarrow$  Forsterket korrosjonsangrep på jernet.

- 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 av jernet.



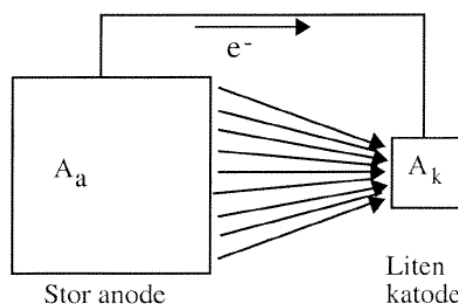
Stor katodeoverflate på Cu (med rask reaksjon) medfører et sterkt (lokalt) angrep på jernet (som har liten overflate).

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:

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

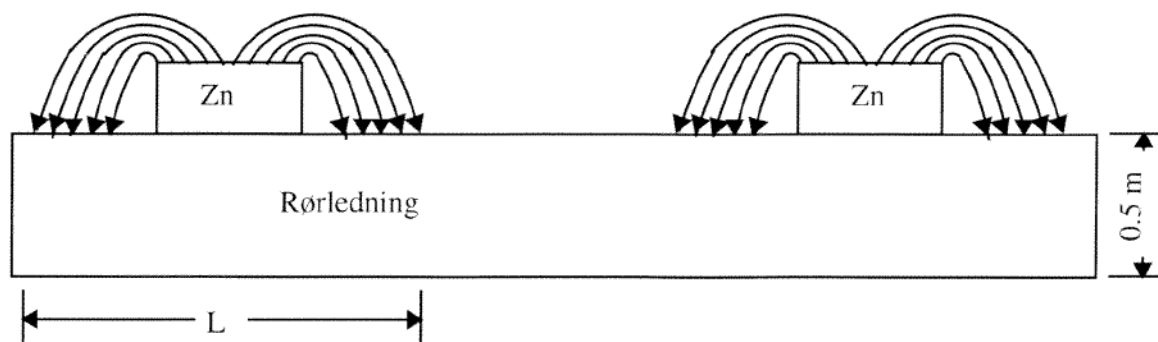


Strømfordeling ved lite katode/anode - arealforhold:

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

Ledningsevnen i vannet vil virke inn på strømfordelingen.

b)



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

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

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

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

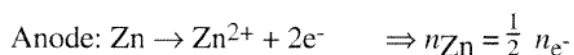
$$\Rightarrow \text{Areal: } 1,57 L \text{ m}^2$$

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

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

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

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



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

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

## OPPGAVE 2

a) Lewis-struktur til et molekyl:

i) Finn antall valenselektroner til molekylet.

ii) Konstruer bindinger mellom atomene ved å dele elektronpar (enkelt, dobbelt eller trippel bindinger).

iii) Fordel resterende elektroner slik at oktett-regelen er oppfylt. Avvik fra oktett-regelen er ikke uvanlig:

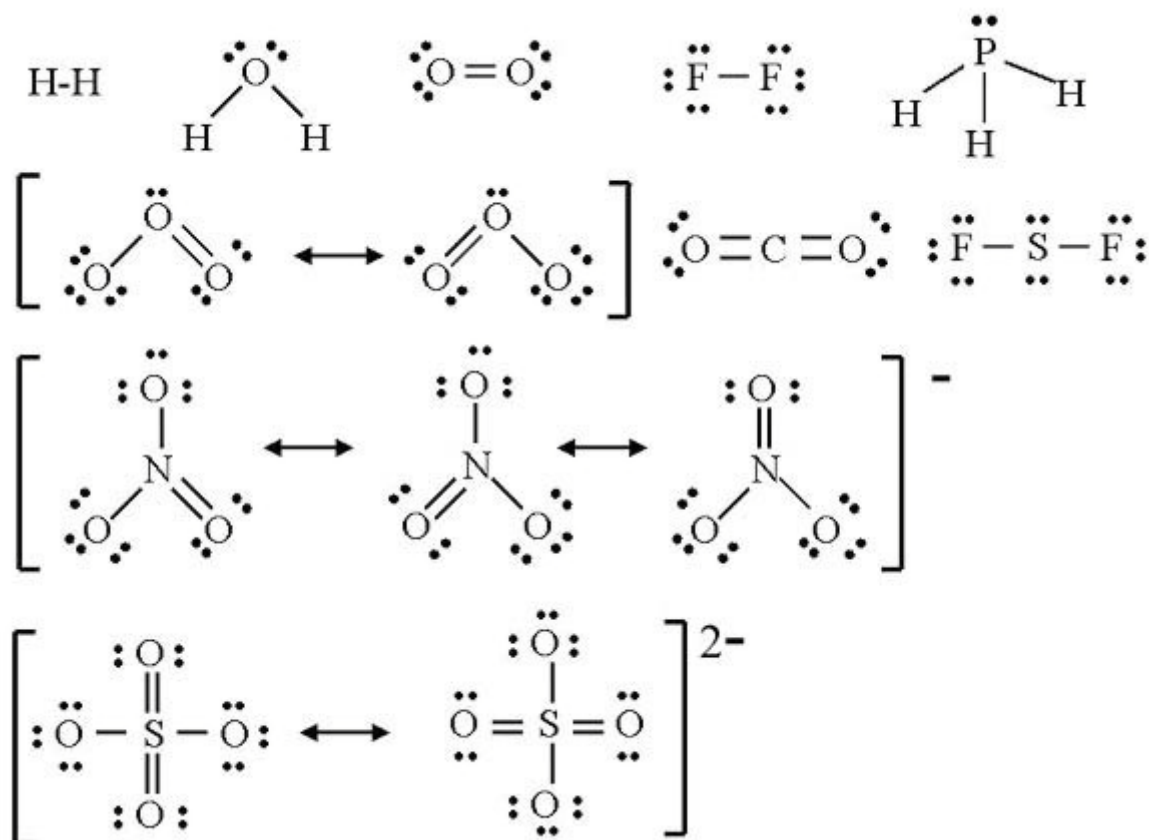
i) Duett-regelen for H, He (har kun to elektroner rundt seg).

- ii) B og Be har ofte ikke oppfylt oktett-regelen og mangler ett (B) eller to (Be) elektronpar.
- iii) Elementer fra og med periode 3 kan overskride oktett-regelen. Disse elementene danner i disse tilfellene vanligvis 5 eller 6 bindinger til naboatomer.

b) Resonansstruktur: For enkelte molekyler finnes det flere enn én mulig plassering av enkelt- og dobbeltbindinger i et og samme molekyl. For disse molekylene konstrueres en resonansstruktur der Lewis-strukturene med enkelt- og dobbeltbindingene plassert ulikt er degenererte. Dvs. at hver struktur har samme energi og at dobbeltbindingen spres likt utover de mulige plasseringene. Resonansstrukturer med lavest formell ladning har lavest energi.

c) For grunnstoff fra og med periode 3 kan også d-orbitalene bidra til kjemiske bindinger. Dette betyr at disse elementene kan overskride oktett-regelen og kan ha flere enn 8 valenselektroner rundt seg. F. eks., svovel som har elektronkonfigurasjon  $[\text{Ne}]3s^2 3p^4 3d^0$ , kan benytte de tomme d-orbitalene til å motta elektroner fra andre mer elektropositive atomer. Oktettregelen tar ikke hensyn til at d-orbitalene er sterkt delaktig i kjemiske bindinger for tyngre elementer.

d)



For sulfationet er det også mulig å tegne resonansstrukturer med bare enkeltbindinger rundt S-atomet. Dette vil gjøre at oktettregelen oppfylles for S, men denne resonansstrukturen er allikevel ikke tatt med her. Grunnen til det er at formell ladning på ionets atomer vil være større (for eksempel +2 på S og -1 på O) og resonansstrukturen har derfor en høyere energi

enn de to som er angitt over. De to resonansstrukturene over representerer de to mest stabile for sulfat-ionet.

e) Lewis strukturen gir informasjon om molekylets geometri med tanke på om bindingsvinkler er rette eller bøyde, og om det er enkelt, dobbelt eller trippel binding mellom de ulike atomene i molekylet (angir relativ bindingsstyrke). De kan derimot ikke alltid prediktere riktig bindingsvinkler i molekyler. Lewis strukturer kan heller ikke si noe om molekylets magnetiske egenskaper, dvs. om molekylet har parede eller uparede elektroner.

### OPPGAVE 3

a) Valens skall elektron repulsjon teorien (VSEPR) er basert på prinsippet om å minimalisere frastøtningen mellom elektronpar rundt sentralatomet i et molekyl.

i) Bestem Lewis-strukturen til molekylet.

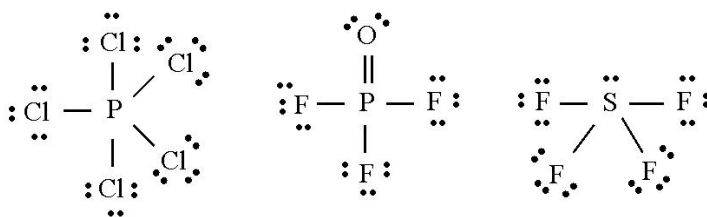
ii) Tell antall elektronpar rundt sentralatomet, tell dobbelt- og trippelbindinger som ett enkelt elektronpar.

iii) Finn plassering av elektronparene rundt sentralatomet ved å arrangere elektronparene slik at repulsjon mellom dem minimaliseres (dvs. plasser de så langt fra hverandre som mulig). Se tabell 2.6 i læreboka.

iv) Frie elektronpar samt dobbelt- og trippelbindinger trenger større plass enn bindende elektronpar rundt sentralatomet og disse plasseres slik at frastøtningen minimaliseres, for eksempel ekvatoriell posisjon i en trigonal bipyramide. Frie elektronpar samt dobbelt- og trippelbindinger vil normalt perturbere (forskyve) den idealiserte geometrien.

v) Molekylgeometri bestemmes ved å se bort fra de frie elektronparene.

b)



c)

$\text{PCl}_5$ : Fem elektronpar rundt sentralatomet arrangeres i en trigonal bipyramide. Molekylet har en ideell trigonal bipyramidal struktur der alle P-Cl bindingene er like.

$\text{POF}_3$ : Fire elektronpar (ser bort fra dobbeltbindingen) rundt sentralatomet arrangeres som et tetraeder. Dobbeltbindingen  $\text{P}=\text{O}$  krever større plass på sentralatomet slik at elektronparene som danner P-F bindingene forskyves mot hverandre. Bindingsvinkel  $\text{F-P-F} < 109.5^\circ$  og  $\text{O-P-F} > 109.5^\circ$ . Molekylet har en perturbert (forskøvet) tetraedrisk struktur.

$\text{SF}_4$ : Fem elektronpar rundt sentralatomet arrangeres i en trigonal bipyramidal struktur. Det frie elektronparet plasseres ekvatorielt (i det planet hvor tre av elektronparene er plassert) da dette gir minst frastøtning. Det frie elektronparet til S tar større plass enn de bindende

elektronparene i S-F bindingene, og dette gjør at molekylet blir forskjøvet; bindingsvinklene F-S-F blir mindre enn  $180^\circ$  og  $120^\circ$  (som i den ideelle trigonale bipyramidale strukturen). Molekylet har en "sagkrakk"-struktur (noen kaller det også vippehuske-struktur).

#### OPPGAVE 4

Ved bruk av Paulings elektronegativitetsskala. Viktig å benytte tall fra samme skala ved sammenligning.

- a)
- i)  $C < N < O$
  - ii)  $Se < S < Cl$
  - iii)  $Si < Sn < Ge$
  - iv)  $Ge < Tl < S$
  - v)  $K = Rb < Na$
  - vi)  $Ga < B < O$

- b)
- i) Si-F
  - ii) P-Cl
  - iii) S-F
  - iv) Si-Cl
  - v) C-H
  - vi) Al-Br

#### OPPGAVE 5

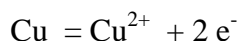
- a) Vi har en gjennomstrømning av vann på  $900 \text{ m}^3/\text{time}$ , eller

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

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:



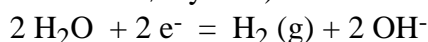
Strømmen blir:

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

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

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

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



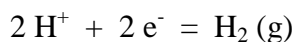
Ved sammenligning av halvreaksjonene ser vi at 1 mol  $\text{H}_2$  utvikles når 1 mol Cu løses.

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

Vi bruker den ideelle gass lov til å finne antall liter H<sub>2</sub>-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):

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