

**LØSNINGSFORSLAG EKSAMEN I
TMT4105 KJEMI**

Fredag 28. mai 2004

Oppgave 1

- a) Beregn pH i 0.01 M HCl.
Beregn pH i 0.01 M HOCl.

HCl er en sterk syre som er fullstendig dissosiert i ioner : $\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
 $[\text{H}^+] = 0.01$. $\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log(0.01) = \underline{\underline{2.00}}$

HOCl er en svak syre. Må bruke syrekonstanten gitt i tabell 22 i SI-CD.

	HOCl(aq)	=	$\text{H}^+(\text{aq})$	+	$\text{OCl}^-(\text{aq})$
Start	0.01		0		0
Likevekt	$0.01 - x$		x		x

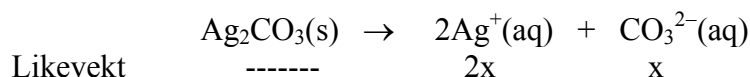
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{OCl}^-]}{[\text{HOCl}]} = 10^{-7.53} \quad K_a = \frac{x^2}{0.01 - x} = 10^{-7.53}$$

Antar at $x \ll 0.01$, slik at ligningen forenkles til : $x^2 = (0.01) \cdot (10^{-7.53}) = 10^{-9.53}$
 $x = 10^{-4.77} = [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = \underline{\underline{4.77}}$

Antakelsen er OK siden $10^{-4.77}$ er mer enn to tierpotenser mindre enn 0.01.

- b) Finn løselighetsproduktet til Ag_2CO_3 fra tabell 19 i SI-CD.
Beregn løseligheten (i mol/l) til Ag_2CO_3 i rent vann.
Beregn løseligheten (i mol/l) til Ag_2CO_3 i 0.010 M AgNO_3 .

Løselighetsproduktet til Ag_2CO_3 finnes fra tabell 19 i SI-CD. $K_{sp} = 8.1 \cdot 10^{-12}$
 $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ Antar at x mol av Ag_2CO_3 løser seg opp.



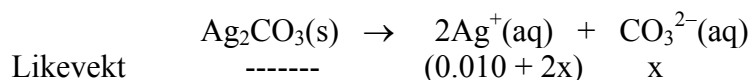
$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = (2x)^2 \cdot x = 4x^3 = 8.1 \cdot 10^{-12}$$

$$x^3 = (8.1 \cdot 10^{-12})/4 = 2.03 \cdot 10^{-12} \Rightarrow x = 1.27 \cdot 10^{-4}$$

Løseligheten til $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s})$ i rent vann er $1.27 \cdot 10^{-4}$ mol/l

Løseligheten til Ag_2CO_3 i 0.010 M AgNO_3 skal finnes. Alle nitrater er lettløselige salter. Når en i utgangspunktet har Ag^+ tilstede i løsningen, vil en få fellesioneffekt slik at løseligheten blir lavere.

Antar at x mol av Ag_2CO_3 løser seg opp. Ser bort fra volumendring forårsaket av salttilsats.

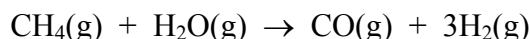


$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = (0.010 + 2x)^2 \cdot x = 8.1 \cdot 10^{-12}$ Antar $x \ll 0.010$ mol/l.
Ligningen forenkles da til : $(0.010)^2 \cdot x = 8.1 \cdot 10^{-12} \Rightarrow x = 8.1 \cdot 10^{-8}$

Løseligheten til $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s})$ i 0.010 M AgNO_3 er $8.1 \cdot 10^{-8}$ mol/l

Oppgave 2

- a) Den mest vanlige metoden for fremstilling av hydrogengass, er ved dampreforming av naturgass (metan) :



Beregn ΔH° , ΔS° og ΔG° for reaksjonen ved 25 °C.

Er reaksjonen endoterm eller eksoterm (begrunn svaret) ?

Merk at CH_4 er et organisk stoff med termodynamiske data gitt i tabell 6 i SI.

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_f(\text{CO}) + 3 \cdot \Delta H^\circ_f(\text{H}_2) - \Delta H^\circ_f(\text{CH}_4) - \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))$$

$$\Delta H^\circ = (-111 \text{ kJ}) + 3 \cdot (0 \text{ kJ}) - (-74 \text{ kJ}) - (-242 \text{ kJ}) = \underline{\underline{205 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta S^\circ = S^\circ(\text{CO}) + 3 \cdot S^\circ(\text{H}_2) - S^\circ(\text{CH}_4) - S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))$$

$$\Delta S^\circ = (198 \text{ J/K}) + 3 \cdot (131 \text{ J/K}) - (186 \text{ J/K}) - (189 \text{ J/K}) = \underline{\underline{216 \text{ J/K}}} = 0.216 \text{ kJ/K}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 205 \text{ kJ} - (298 \text{ K}) \cdot (0.216 \text{ kJ/K}) = \underline{\underline{141 \text{ kJ}}}$$

Siden ΔH° er positiv, er reaksjonen endoterm. Reaksjonen krever varme for å gå.

- b) Beregn ΔG° for reaksjonen ved 1000 °C.
Beregn likevektskonstanten K ved 1000 °C.

Ved hvilken temperatur er $K = 1$?

$$\Delta G^\circ_{1273} = \Delta H^\circ_{298} - 1273 \cdot \Delta S^\circ_{298} = 205 \text{ kJ} - (1273 \text{ K}) \cdot (0.216 \text{ kJ/K}) = \underline{\underline{-70 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln(K)$$

$$K = \exp(-\Delta G^\circ/RT) = \exp(-(-70000)/(8.314 \cdot 1273)) = 10^{2.87} = \underline{\underline{7.45 \cdot 10^2}}$$

Fra ligningen $\Delta G^\circ = -RT \ln(K)$, ser en at $\Delta G^\circ = 0$ når $K = 1$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 0$$

$$T = \Delta H^\circ / \Delta S^\circ = (205 \text{ kJ}) / (0.216 \text{ kJ/K}) = 949 \text{ K} = \underline{\underline{676 \text{ °C}}}$$

Oppgave 3

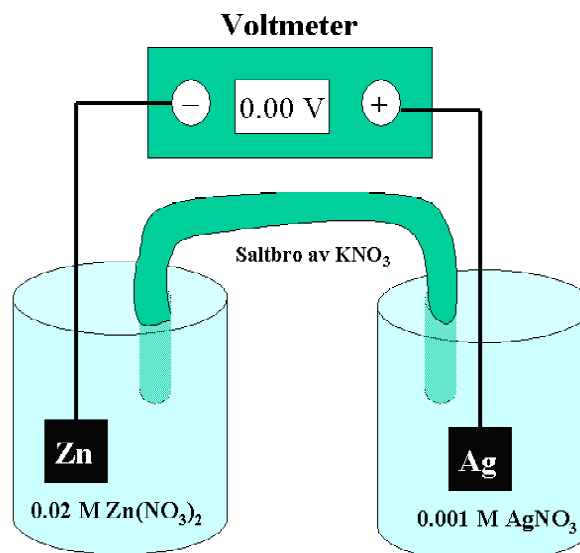
- a) Nedenfor er det vist en galvanisk celle. I den venstre halvcellen er det en sinkelektrode, mens det i den høyre halvcellen er en sølvelektrode. $[Zn(NO_3)_2] = 0.020 \text{ M}$ i den venstre halvcellen, mens $[AgNO_3] = 0.0010 \text{ M}$ i den høyre halvcellen. Mellom halvcellene er det en saltbro som er laget av KNO_3 .

Et voltmeter er koblet inn mellom cellene, der den negative inngangen på voltmeteret er koblet til sinkelektroden mens den positive inngangen er koblet til sølvelektroden.

Hva menes med en galvanisk celle?
Hvilken funksjon har saltbroen?

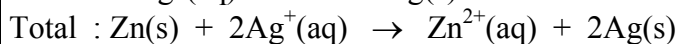
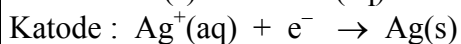
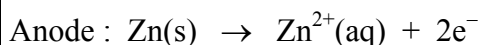
Angi hvilke ioner som transporteres gjennom saltbroen og hvilken vei de går.
Vis hvor og hvordan elektronene beveger seg.

Sett opp reaksjonsligninger for anode-, katode- og totalreaksjonen.



En galvanisk celle er en spontan elektrokjemisk celle hvor anodereaksjonen og katodereaksjonen skjer på to forskjellige steder. Anodereaksjonen skjer på det uedle materialet, mens katodereaksjonen skjer på det edle materialet. Siden sink er uedlere enn sølv, vil sink bli anode mens sølv blir katode.

Saltbroen gjør at det blir ionisk kontakt mellom de to begrene. Uten ionisk kontakt vil det være umulig å få en sluttet krets. Anioner vil transporteres gjennom saltbroen mot anoderommet, mens kationer transporteres mot katoderommet. NO_3^- transporterer fra høyre mot venstre, mens Zn^{2+} og K^+ transporteres fra venstre mot høyre. Elektronene går i den ytre krets (gjennom ledningen) fra anode til katode (fra sink til sølv). Ingen elektroner går gjennom løsningen.



- b) Beregn både standard cellepotensial (E°) og cellepotensialet (E).
Hvilken verdi leses av på voltmeteret?

$$E^\circ_{\text{celle}} = E^\circ(Ag^+/Ag) - E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = 0.80 - (-0.76) = \underline{\underline{1.56 \text{ V}}}$$

$$E = E^\circ_{\text{celle}} - \frac{R}{nF} \ln \frac{Zn^{2+}}{Ag^+} = 1.56 - \frac{8.314 \cdot 298}{2 \cdot 96485} \ln \frac{0.02}{0.001} = \underline{\underline{1.43 \text{ V}}}$$

Voltmeteret viser cellepotensialet (E) som er lik 1.43 V.

Oppgave 4

- a) Starthastigheten for reaksjonen $A + B \rightarrow C$, er eksperimentelt målt ved tre forskjellige betingelser (se tabell 1).

Bestem hastighetsloven.

Hva blir verdien for hastighetskonstanten, k (husk benevnelse) ?

Tabell 1 : Eksperimentelle kinetikdata ved 25°C

Eksperiment nummer	Utgangskons. [A] mol/l	Utgangskons. [B] mol/l	Utgangshastighet, r mol/(l·s)
1	0.030	0.010	$1.70 \cdot 10^{-8}$
2	0.060	0.010	$6.80 \cdot 10^{-8}$
3	0.030	0.030	$5.10 \cdot 10^{-8}$

Den generelle hastighetsloven er gitt på formen : $r = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$
Ordenskoefisientene (x og y) kan bestemmes fra de eksperimentelle målingene.

Orden med hensyn på [A] kan finnes ved å dele forsøk 2 på forsøk 1.

$$r_2/r_1 = (6.80 \cdot 10^{-8}) / (1.70 \cdot 10^{-8}) = (0.060)^x / (0.030)^x \Rightarrow 4 = 2^x \Rightarrow x = 2$$

Orden med hensyn på [B] kan finnes ved å dele forsøk 3 på forsøk 1.

$$r_3/r_1 = (5.10 \cdot 10^{-8}) / (1.70 \cdot 10^{-8}) = (0.030)^y / (0.010)^y \Rightarrow 3 = 3^y \Rightarrow y = 1$$

Hastighetsloven blir : **$r = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$**

$$k = (1.70 \cdot 10^{-8} \text{ mol/(l·s)}) / ((0.03 \text{ mol/l})^2 \cdot (0.01 \text{ mol/l})) = \underline{\underline{1.89 \cdot 10^{-3} \text{ liter}^2 \text{ mol}^{-2} \text{ s}^{-1}}}$$

- b) Eksperiment nummer 1 utføres ved 100 °C i stedet for ved 25 °C, men med de samme utgangskonsentrasjoner av A og B (henholdsvis 0.030 mol/l og 0.010 mol/l). Den nye utgangshastigheten måles til $1.1 \cdot 10^{-7}$ mol/(l·s). Hva blir aktiveringsenergien ?

Bruker Arrheniusligningen : $r = A \cdot \exp(-E_a/(RT))$

Tar forsøk 2 (100 °C) og deler på forsøk 1 (25 °C). Tar ln på begge sider i ligningen.

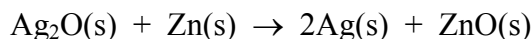
$$\ln(r_2/r_1) = (E_a/R) \cdot (1/T_1 - 1/T_2)$$

$$E_a = (\ln(r_2/r_1) \cdot R) / (1/T_1 - 1/T_2)$$

$$E_a = (\ln(1.1 \cdot 10^{-7} / 1.7 \cdot 10^{-8}) \cdot 8.314) / (1/298 - 1/373) = 23000 \text{ J/mol} = \underline{\underline{23 \text{ kJ/mol}}}$$

Oppgave 5

- a) De fleste kalkulatorene som dere bruker på eksamen i dag i Kjemi, inneholder et alkalisk $\text{Ag}_2\text{O}/\text{Zn}$ batteri. Totalreaksjonen ved utladning kan skrives som :

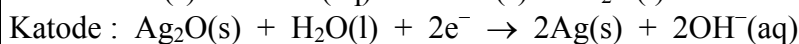
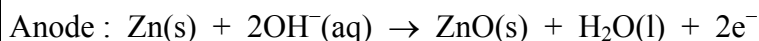


Sett opp uttrykk for anode- og katodereaksjonen.

Beregn standard cellepotensial E° .

Forklar hvorfor batterispenningen (E) holder seg tilnærmet konstant gjennom hele batteriets levetid.

Sink oksyderes, mens sølv reduseres. Når det er alkalisk miljø brukes OH^- og H_2O for å balansere halvreaksjonene.



Tar utgangspunkt i totalreaksjonen : $\text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Ag}(\text{s}) + \text{ZnO}(\text{s})$

$$\Delta G^\circ = \Delta G^\circ_f(\text{ZnO}) + 2 \cdot \Delta G^\circ_f(\text{Ag}) - \Delta G^\circ_f(\text{Ag}_2\text{O}) - \Delta G^\circ_f(\text{Zn})$$

$$\Delta G^\circ = (-320 \text{ kJ}) + 2 \cdot (0 \text{ kJ}) - (-11 \text{ kJ}) - (0 \text{ kJ}) = -309 \text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ \Rightarrow E^\circ = -\Delta G^\circ / (nF) = -(-309000) / (2 \cdot 96485) = \underline{\underline{1.60 \text{ V}}}$$

Siden det bare er faste stoffer i totalreaksjonen, vil Q-leddet i Nernst ligning bli lik 1. Når Q-leddet er lik 1, vil $E = E^\circ$. Batterispenningen vil derfor holde seg lik E° i hele batteriets levetid.

- b) Et $\text{Ag}_2\text{O}/\text{Zn}$ batteri som inneholder 1.20 g Ag_2O og 0.50 g Zn , brukes i en kalkulator som har effektforbruk på $4 \cdot 10^{-4}$ W.

Hva er den begrensende reaktant (hvilken reaktant blir først oppbrukt) ?

Hvor mange timers levetid har kalkulatorbatteriet ?

$$\text{Antall mol Zn}(\text{s}) = (0.5 \text{ g}) / (65.4 \text{ g/mol}) = 7.65 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Antall mol Ag}_2\text{O}(\text{s}) = (1.20 \text{ g}) / (231.7 \text{ g/mol}) = 5.18 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Siden Ag_2O og Zn forbrukes i like stor molmengde (forhold 1:1), er Ag_2O den begrensende reaktant.

Sammenhengen mellom effekt, strøm og spenning er gitt ved :

$$P = U \cdot I \Rightarrow I = P / U = (4 \cdot 10^{-4}) / (1.60) = 2.50 \cdot 10^{-4} \text{ A}$$

$$\text{Bruker Faradays lov : } N = I / (nF) = (2.50 \cdot 10^{-4}) / (2 \cdot 96485) = 1.30 \cdot 10^{-9} \text{ mol/s}$$

$$\text{Levetiden blir : } (5.18 \cdot 10^{-3} \text{ mol}) / ((1.30 \cdot 10^{-9} \text{ mol/s}) \cdot (3600 \text{ s/time})) = \underline{\underline{1110 \text{ timer}}} = 46 \text{ døgn}$$

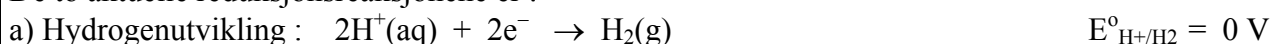
Oppgave 6

Pourbaix-diagrammet for et fiktivt metall M er gitt på neste side. Diagrammet gjelder ved 25 °C, der konsentrasjonen av oppløste metallioner er lik 10^{-6} mol/l.

- a) Reduksjonsreaksjonene er ikke inntegnet i diagrammet. Sett opp reaksjonsligninger for de to reduksjonslinjene som vanligvis inngår i et Pourbaix diagram.

Ta utgangspunkt i Nernst ligning. Utled uttrykk for E som funksjon av pH for begge reduksjonsreaksjonene. Tegn inn de to reduksjonslinjene i diagrammet.

De to aktuelle reduksjonsreaksjonene er :



E for reaksjonen kan beregnes fra Nernst ligning : $E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln(Q)$

der Q er aktivitetsproduktet : $Q = (P_{\text{H}_2})/([\text{H}^+]^2)$

I korrosjonsberegninger er det vanlig å sette partialtrykk av hydrogen (og eventuelt oksygen) lik 1 atmosfære siden en har likevekt med luftatmosfæren.

Setter inn i Nernst ligning : $E = \frac{RT}{nF} \ln \frac{1}{[\text{H}^+]^2} = \frac{2}{nF} \ln \frac{1}{[\text{H}^+]^2}$

pH er definert som : $\text{pH} = -\log([\text{H}^+])$

$$E = \frac{2 \cdot 8.314 \cdot 298 \cdot \ln(10)}{2 \cdot 96485} \log \frac{1}{[\text{H}^+]^2} = 0.0591 \cdot \log([\text{H}^+]^2) = \underline{\underline{-0.0591 \cdot \text{pH}}}$$



$$E = 1.23 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{1}{[\text{H}^+]^4} = 1.23 - \frac{4 \cdot 8.314 \cdot 298 \cdot \ln(10)}{4 \cdot 96485} \log H$$

$$E = 1.23 + 0.0591 \cdot \log([\text{H}^+]^4) = \underline{\underline{1.23 - 0.0591 \cdot \text{pH}}}$$

- b) Merk av i diagrammet hvor metallet vil vise henholdsvis aktiv, passiv og immun oppførsel.

I hvilket pH-område er aktiv korrosjon mulig hvis oppløst oksygen **ikke** er tilstede ?

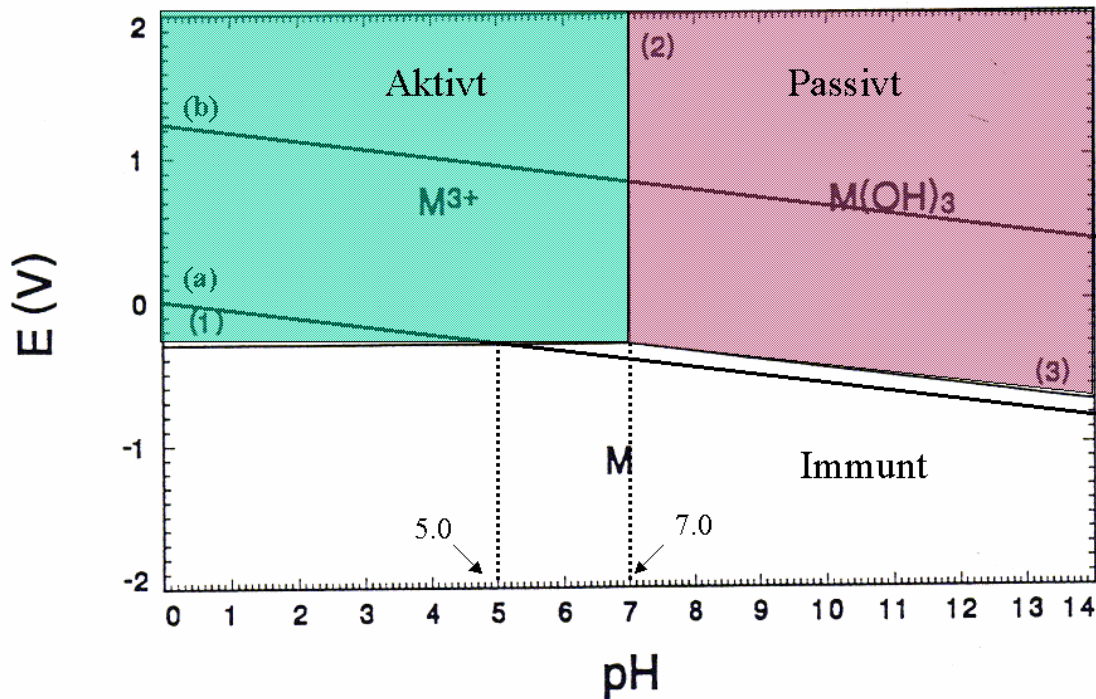
I hvilket pH-område er aktiv korrosjon mulig hvis oppløst oksygen er tilstede ?

Når oppløst oksygen ikke er tilstede, er hydrogenutvikling den eneste mulige reduksjonsreaksjonen. Aktiv korrosjon vil være mulig i de pH-områdene hvor en aktiv sone ligger under hydrogenlinjen (linje a).

Dette tilsvarer : $\underline{\underline{\text{pH} < 5.0}}$

Når oppløst oksygen er tilstede, må en se på aktive soner under oksygenlinjen (linje b).

Dette tilsvarer : $\underline{\underline{\text{pH} < 7.0}}$



Reduksjonsreaksjonene er tegnet inn i diagrammet over. Her er hydrogenlinjen merket med (a) og oksygenlinjen med (b). Linjene er parallelle med samme stigningstall (-0.0591). Oksygenlinjen ligger 1.23 V enheter over hydrogenlinjen.

Metallet er aktivt der hvor det er ioner tilstede (i området til M^{3+}), passivt der hvor det er hydroksid tilstede (i området til $M(OH)_3$) og immunt der hvor det er rent metall tilstede. På diagrammet over er det skissert hvor metallet kan ha aktiv, passiv og immun oppførsel.

Oppgave 7

- a) Hydrogen- og oksyngass kan produseres ved elektrolyse av vann. Anta at elektrolysen foregår ved 25 °C med 100% strømutflytte på begge elektrodene. Etter et døgn elektrolyse med konstant elektrolysestrøm, har det blitt dannet 15000 liter H₂(g) ved 25 °C og 1 atm.

Hvor mange mol H₂(g) har blitt dannet i løpet av et døgn ?
Hvor stor er den konstante elektrolysestrømmen ?

Antall mol hydrogen gass som har blitt dannet, kan finnes fra ideell gasslov :

$$N_{\text{H}_2} = \frac{P V}{R T} = \frac{(1 \text{ atm}) (15000 \text{ liter})}{(0.082058 \text{ liter atm/K mol}) (298 \text{ K})} = \underline{\underline{613.4 \text{ mol}}}$$

Denne hydrogenmengden har blitt dannet i løpet av et døgn elektrolyse. Antall mol som dannes pr. sekund (N) kan finnes ved å dividere på antall sekund i et døgn.

$$(60 \text{ s/min}) \cdot (60 \text{ s/time}) \cdot (24 \text{ timer/døgn}) = 86400 \text{ s/døgn}$$

$$N = (613.4 \text{ mol}) / (86400 \text{ s}) = 7.10 \cdot 10^{-3} \text{ mol/s}$$

Elektrolysestrømmen (I) kan finnes fra Faradays lov :

$$N = \frac{I}{n \cdot F} \qquad 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) \quad n = 2 \text{ pr. mol H}_2$$

$$I = N \cdot n \cdot F = (7.10 \cdot 10^{-3} \text{ mol/s}) \cdot (2 \text{ ekv/mol}) \cdot (96485 \text{ As/ekv}) = 1370 \text{ A} = \underline{\underline{1.37 \text{ kA}}}$$

- b) Hvor stort volum av O₂(g) har samtidig blitt dannet i løpet av et døgn elektrolyse ?
Hvor stort volum av vann har samtidig blitt forbrukt i løpet av et døgn elektrolyse ?

Ved elektrolyse av vann skjer følgende totalreaksjon : H₂O(l) → H₂(g) + 1/2O₂(g)

Et mol gass tar opp like stort volum uavhengig av hvilken gass det er snakk om. Fra støkiometrien i ligningen ser en at det dannes halvparten så mange mol O₂ som H₂.

$$\text{Volum O}_2 = (15000 \text{ liter}) / 2 = \underline{\underline{7500 \text{ liter}}}$$

Fra totalreaksjonen ser en at det forbrukes et mol vann pr. mol hydrogen gass som dannes. I løpet av 1 døgn vil det derfor være forbrukt 613.4 mol vann. Ved 25 °C er tettheten til vann 1.00 g/cm³.

Volum av forbrukt vann blir :

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{O}} n_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{(18.0 \text{ g/mol}) (613.4 \text{ mol})}{(1.0 \text{ g/cm}^3)} = 11041 \text{ cm}^3 = \underline{\underline{11.04 \text{ liter}}}$$

Legg merke til at volumet av vann er over tre tierpotenser mindre enn volumet av hydrogen gassen. En gass opptar mye mer plass enn en væske.

Oppgave 8

- a) Forklar hva som menes elektronegativitet. Hvordan kan en ved hjelp av elektronegativitet avgjøre om en forbindelse har ionisk, polar kovalent eller kovalent binding? Gi eksempler på to forbindelser som har ionisk, to forbindelser som har polar kovalent og to forbindelser som har kovalent binding.

Elektronegativitet forteller oss om et atoms evne til å trekke bindingselektronene til seg selv i en binding. Fluor er det mest elektronegative elementet med elektronegativitet lik 3.98 på Paulings skala. Tabell 12 i SI viser oversikt over elektronegativitetsverdier.

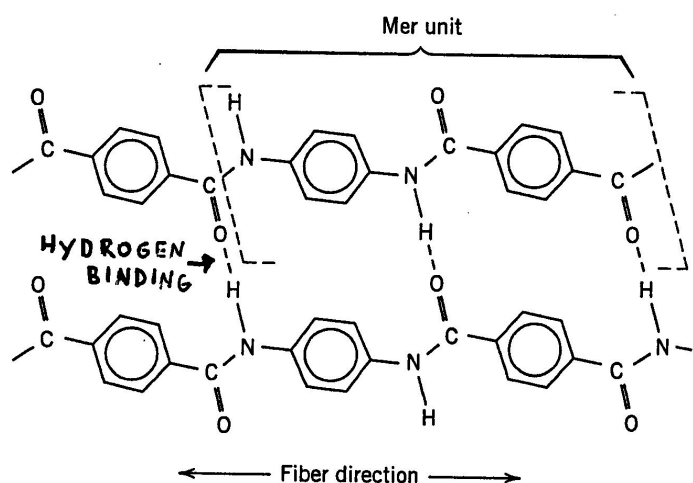
Destod større forskjell i elektronegativitet mellom to atomer i en binding, destod større prosent av ionisk karakter har bindingen. Det er en gradvis overgang mellom polar kovalent og ionisk binding. En binding blir aldri 100 prosent ionisk. Hvis forskjellen i elektronegativitet er større enn 1.7, er den ioniske karakteren over 50% slik at ionebinding er dominerende. Upolar kovalent binding har en bare når en har binding mellom to like atomer slik at forskjellen i elektronegativitet er null.

Eksempler : Ionebinding : NaCl og NaF
 Polar kovalent binding : H₂O og HCl
 Kovalent binding (upolar) : Cl₂ og O₂

- b) Hvilke bindingsmessige forskjeller er det i termoplaster og herdeplaster? Figuren under viser et delsnitt av strukturen til Kevlar. Kevlar er et sterkt polymermateriale som blant annet brukes i hjelmer og skuddsikre vester. Hvilke bindingsmessige forhold gjør Kevlar til et sterkt polymermateriale. Er Kevlar en termoplast eller en herdeplast (begrunn svaret)?

Herdeplaster har sterke kovalente kryssbindinger mellom kjedene. Termoplastene har ikke kryssbindinger. Dette gjør at termoplastene kan smeltes om, mens herdeplastene ikke kan smeltes om.

Kevlar er en termoplast med sterke hydrogenbindinger mellom molekylkjedene. Hydrogenbindingene blir mellom en elektropositiv H-atom og et elektronegativt O-atom i nabomolekylet (se figur under). Kevlar kan smeltes om. Hydrogenbindingene kan brytes ved oppvarming siden de ikke er kovalente kryssbindinger.



Oppgave 9

- a) Forklar hvordan en katalysator virker.
Hvilke miljømessige betydninger har bruk av katalysator på eksosutslippet fra en bil ?

En katalysator øker hastigheten til en kjemisk reaksjon uten selv å bli forbrukt. Katalysatoren fører til at man får en alternativ reaksjonsmekanisme med lavere aktiveringsenergi. Katalysatoren inngår i reaksjonsmekanismen, men den inngår ikke i totalreaksjonen.

I biler brukes det metallkatalysatorer (f.eks en blanding av platina og rhodium) med stor aktiv overflate. Bruk av katalysator renser eksosen slik at eksosutslippet blir mer miljøvennlig. NO_x omdannes til N_2 og O_2 , uforbrukte hydrokarboner omdannes til H_2O og CO_2 , mens CO omdannes til CO_2 .

Utslipp av NO_x , CO og ureagerte hydrokarboner kan føre til at man får fotokjemisk smog som er et stort problem i mange av verdens storbyer.

Det er også mange andre problem knyttet til NO_x utslipp. NO_x både skader ozonlaget og forårsaker sur nedbør.

- b) Strontium-90 har en halveringstid på 28 år. Hvor lang tid vil det ta før innholdet av strontium-90 er 10% av opprinnelige verdi ?

Hva blir verdien på hastighetskonstanten (k) ?

Siden halveringstiden er uavhengig av utgangskonsentrasjonen, er reaksjonen av første orden.

$$dC/dt = -k \cdot [C] \Rightarrow \ln[C] = \ln[C_0] - kt$$

Setter opp to ligninger, en for 50% og en for 10%

$$\ln[C_0/(1/2 \cdot C_0)] = k \cdot t_{1/2} \quad \wedge \quad \ln[C_0/(1/10 \cdot C_0)] = k \cdot t_{1/10}$$

Forkorter bort C_0

$$\ln(2) = k \cdot t_{1/2} \quad \wedge \quad \ln(10) = k \cdot t_{1/10}$$

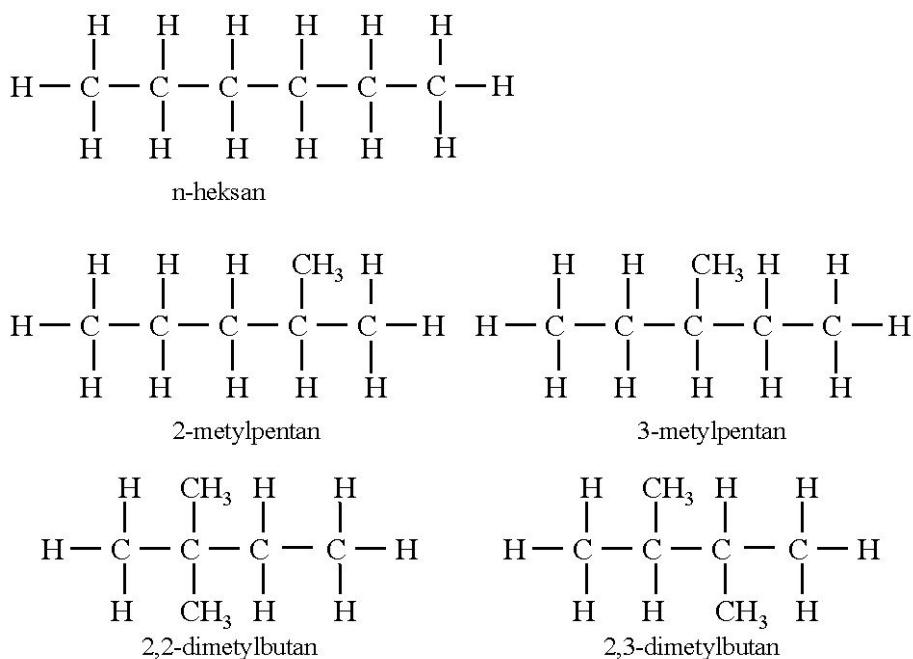
Dividerer ligningene på hverandre slik at k faller bort.

$$t_{1/10} = t_{1/2} \cdot \ln(10) / \ln(2) = (28 \text{ år}) \cdot \ln(10) / \ln(2) = \underline{\underline{93 \text{ år}}}$$

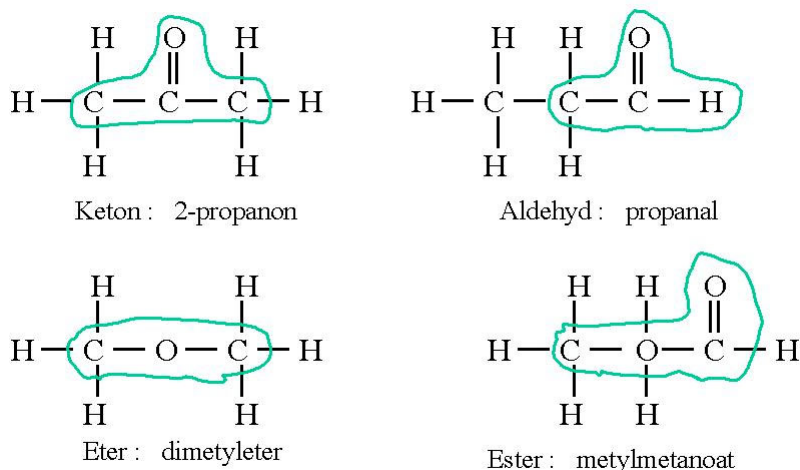
$$k = \ln(2)/t_{1/2} = \ln(2)/(28 \text{ år}) = 2.48 \cdot 10^{-2} \text{ år}^{-1} = \underline{\underline{7.85 \cdot 10^{-10} \text{ s}^{-1}}}$$

Oppgave 10

- a) Det eksisterer fem ulike strukturisomere med formelen C_6H_{14} . Tegn de fem molekylstrukturene og navngi dem etter IUPAC reglene.



- b) Hva er den strukturmessige forskjellen mellom et aldehyd og et keton (gi eksempler)?
 Hva er den strukturmessige forskjellen mellom en ester og en eter (gi eksempler)?
 Benzen ble tidligere utstrakt brukt som løsemiddel. Bruk SI-CD til å forklare hvorfor benzen ikke lenger brukes som løsemiddel.



Fra tabell 6 kan en finne riskodene til benzen. På side 92 finnes den komprimertekoden **3.2,6.21**

Slå opp de utvidede kodene på side 179:

R45 : **Kreftfremkallende**

R11 : Svært brennbar

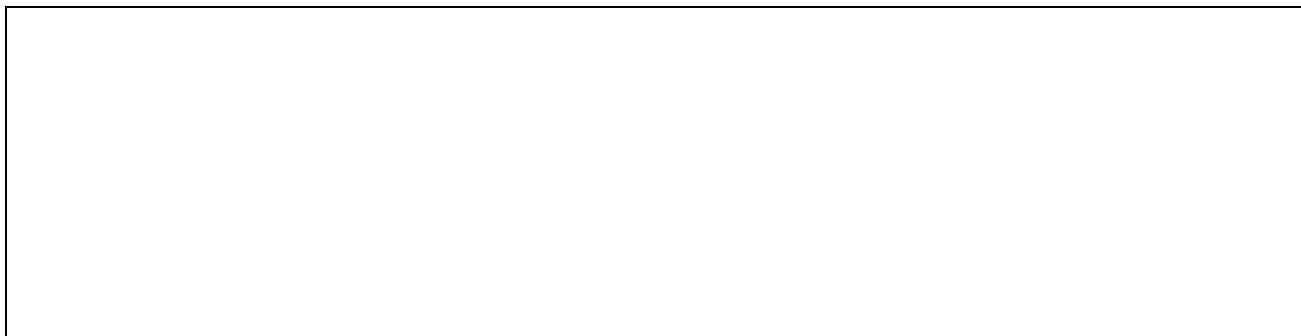
R48/23/24/25 : Giftig. Alvorlige helseskader ved langvarig eksponering gjennom inhalering, svelging eller hudkontakt.

Ekstra ark

Karakterskala :

Det gis 5 poeng pr. delspørsmål slik at en totalt kan få 100 poeng.

100 – 85 : A
84 – 75 : B
74 – 65 : C
64 – 55 : D
54 – 35 : E
34 – 0 : F (stryk)



FORMELSAMLING

Formel	Kommentar
$PV = nRT$; $n = PV/RT$	Den ideelle gasslov; Avogadros lov.
$P_i = n_iRT/V$; $P_i = X_i \cdot P_{\text{tot}}$; $P_{\text{tot}} = \sum P_i$	Partialtrykk av i; X_i er molbrøk av i.
$C = q / \Delta T$; $\Delta H = (\text{integral})C dt$	$C =$ varmekapasitet.
$\Delta E = q + w$	Pass på definisjon av retningene for q og w .
$H = E + PV$	$H =$ Entalpi.
$\Delta H = q$	q er her tilført varme.
$\Delta H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{produkter}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{reaktanter})$	Husk støkiometriske faktorer
$\Delta H^\circ_T = \Delta H^\circ_{298} + \Delta C_p^\circ \cdot \Delta T$	Eksakt hvis ΔC_p° er konstant
$\ln K_1/K_2 = -\Delta H/(R(1/T_1 - 1/T_2))$	van't Hoff. ΔH og ΔS konstant.
$\ln P_1/P_2 = -\Delta_{\text{vap}}H/(R(1/T_1 - 1/T_2))$	Clausius-Clapeyron for væskers damptrykk.
$dS = q_{\text{rev}}/T$	$S =$ Entropi.
$\Delta S^\circ_T = \Delta S^\circ_{298} + \Delta C_p^\circ \cdot \Delta \ln T$	Eksakt hvis ΔC_p° er konstant
$G = H - TS$; $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	Gibbs energi = $-T \cdot \Delta S_{\text{univers}}$
$\Delta G_T = \Delta H_{298} - T\Delta S_{298}$	Eksakt hvis ΔH og ΔS er konstant.
$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$	Q er reaksjonsbrøken.
$\Delta G^\circ = -RT \ln K$	Fordi $\Delta G = 0$ ved likevekt
$\Delta G = -nFE$	$E =$ cellespenning
$q = I \cdot t = F$	Strømmengde for 1 mol elektroner
$E = E^\circ - (RT/nF) \ln Q$; $E = E^\circ - (0,0592/n) \log Q$	Nernst ligning; ved 25°C .
$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$
$r = d[A]/dt = k[A]^n[B]^m \dots$	Generelt hastighetsuttrykk målt utfra $[A]$
$-1/a d[A]/dt = -1/b d[B]/dt = 1/c d[C]/dt$	$aA + bB \rightarrow cC$
$r = -d[A]/dt = k$; $[A] = [A]_0 - kt$	0. orden reaksjon; $t =$ tiden
$r = -d[A]/dt = k[A]$; $\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$	1.. orden reaksjon; $r =$ reaksjonshastigheten
$r = -d[A]/dt = k[A]^2$; $1/[A] = 1/[A]_0 + kt$	2. orden reaksjon; $k =$ hastighetskonstanten
$k = A e^{-E_a/RT}$; $\ln k = \ln A - (E_a/RT)$	Arrheniusligningen
$\ln(r_2/r_1) = \ln(k_2/k_1) = (E_a/R)(1/T_1 - 1/T_2)$	Hastighetens temperaturavhengighet
$e^{(a+b)} = e^a \cdot e^b$; $\ln e^a = a$; $\ln(a/b) = \ln a - \ln b$	Regneregler for logaritmer og eksponenter