

**KJ1042 Grunnleggende termodynamikk med laboratorium.  
Eksamen vår 2011  
Løsninger**

Oppgave 1

a)

Gibbs energi for et system er definert som

$$G = H - TS$$

og entalpien er definert som

$$H = U + PV$$

Det gir

$$G = U + PV - TS$$

En liten endring i systemets tilstand gir en endring i Gibbs energi:

$$dG = dU + PdV + VdP - TdS - SdT \quad (1.1)$$

Termodynamikkens første lov gir:

$$dU = dw + dq \quad (1.2)$$

Siden alle de variable i lign. (1.1) (deriblant  $U$ ) er tilstandsfunksjoner, kan vi velge å betrakte en reversibel prosess for å knytte lign (1.2) til lign. (1.1)

$$dU = dU_{\text{rev}} = dw_{\text{rev}} + dq_{\text{rev}} = -PdV + TdS$$

Det gir:

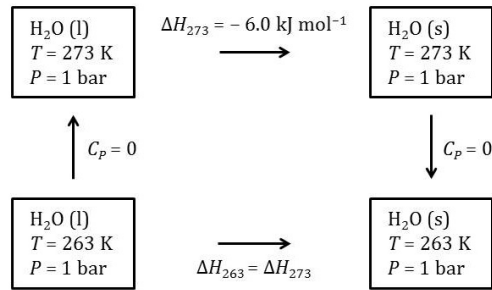
$$\underline{dG} = -PdV + TdS + PdV + VdP - TdS - SdT = \underline{\underline{VdP - SdT}}$$

som skulle vises.

b)

Situasjonen er som vist i figur 1. Smeltevarmen for vann finnes i SI:

$\Delta_{\text{fus}}H = 6.0 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Frysing vist i figur 1 er den motsatte av smelting, slik at fortegnet er endret. Det er gitt i oppgaven at varmekapasiteten skal neglisjeres. Det gir at smeltevarmen og entropiendringen ved frysing antas å være de samme ved 263 K som for den reversible prosessen ved 273 K. Entropiendringen ved 273 K kan vi finne fra  $\Delta H$  siden den prosessen er reversibel:



Figur 1. Oppdeling av den irreversible frysingen av vann ved 263 K i tre reversible prosesser; oppvarming av vann fra 263 K til 273 K, reversibel frysing av vann ved 273 K og nedkjøling av is fra 273 K til 263 K.

$$\Delta S = \frac{\Delta H}{T} = \frac{-6000 \text{ J mol}^{-1}}{273 \text{ K}} = -22.0 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Alternativt kan vi finne  $\Delta S$  fra SI:

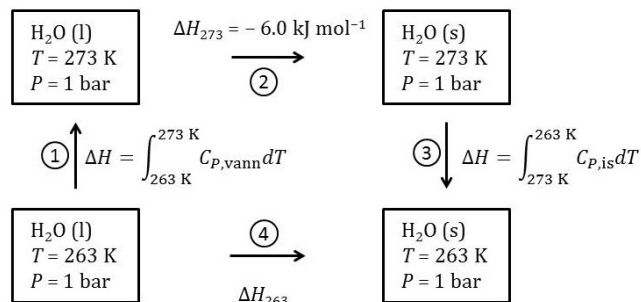
$$\Delta S = S(\text{s}) - S(\text{l}) = (41 - 70) \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = -29 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Forskjellen skyldes unøyaktighet i den tabulerte verdien for  $\Delta H$  som vi har brukt og at den tabulerte verdien for  $\text{H}_2\text{O (l)}$  ikke gjelder for 0 °C, men for 25 °C.

Vi kan nå finne  $\Delta G$  ved 263 K:

$$\begin{aligned} \underline{\underline{\Delta G_{263}}} &= \Delta H_{263} - 263 \text{ K} \times \Delta S_{263} = \Delta H_{273} - 263 \text{ K} \times \Delta S_{273} \\ &= -6000 \text{ J mol}^{-1} + 263 \text{ K} \times 22.0 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = \underline{\underline{-210 \text{ J mol}^{-1}}} \end{aligned}$$

Vi kunne fått mer realistiske data hvis vi hadde tatt hensyn til varmekapasitetene for vann og is mellom 263 K og 273 K (se figur 2). Vi skal derfor gjennomføre beregningen med tabulerte varmekapasiteter for vann og is for å se effekten (dette vil ikke være en nødvendig del av besvarelsen, men er tatt med her for illustrasjonens skyld). Vi antar at varmekapasitetene er konstante i de aktuelle temperaturintervallene.



Figur 2. Samme som figur 1, men med hensyn til effektene av varmekapasitetene for vann og is.

Fra SI finner vi:

$$C_{P, \text{is}} = 39 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \text{ og } C_{P, \text{vann}} = 75 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Vi erstatter den ønskede prosessen (4) med en reversibel prosess som består av tre delprosesser (1-3). For hver av delprosessene og den irreversible prosessen (4) finner vi:

$$\Delta H_1 = \int_{263 \text{ K}}^{273 \text{ K}} C_P(l) dT = 75 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (273 - 263) \text{ K} = 750 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta H_2 = -6000 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta H_3 = \int_{273 \text{ K}}^{263 \text{ K}} C_P(s) dT = 39 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (263 - 273) \text{ K} = -390 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta H_4 = (750 - 6000 - 390) \text{ J mol}^{-1} = -5640 \text{ J mol}^{-1}$$

Samme beregning kan gjennomføres for  $\Delta S$ :

$$\Delta S_1 = \int_{263 \text{ K}}^{273 \text{ K}} \frac{C_P(l)}{T} dT = 75 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times \ln\left(\frac{273 \text{ K}}{263 \text{ K}}\right) = 2.80 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta S_2 = -\frac{6000 \text{ J mol}^{-1}}{273 \text{ K}} = -21.98 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta S_3 = \int_{273 \text{ K}}^{263 \text{ K}} \frac{C_P(s)}{T} dT = 39 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times \ln\left(\frac{263 \text{ K}}{273 \text{ K}}\right) = -1.46 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta S_4 = (2.80 - 21.98 - 1.46) \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = -20.64 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Ved 263 K finner vi med disse verdiene:

$$\underline{\underline{\Delta G_{263}}} = -5640 \text{ J mol}^{-1} + 263 \text{ K} \times 20.64 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = \underline{\underline{-211 \text{ J mol}^{-1}}}$$

Feilen ved å neglisjere varmekapasitetene var altså liten veldig stor.

En alternativ beregning, som oppg. a) legger opp til, men som er noe vanskeligere, er basert på

$$\Delta G = - \int S(T) dT$$

ved konstant trykk. Vi kan normalt ikke anta at entropien er uavhengig av temperaturen, så vi skal først finne  $S$  som funksjon av  $T$  for delprosessene 1 og 3. (Delprosess 2 er en likevekt med  $\Delta G = 0$ .) Vi velger samme standard tilstand for vann og is som i SI, dvs. 298 K for vann og 273 K for is med verdier

$$S_{273}^{\circ}(\text{s}) = 41 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \text{ og } S_{298}^{\circ}(\text{l}) = 70 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Ved en gitt temperatur  $T$  er

$$S(T) = S^{\circ} + C_p \int_{T^{\circ}}^T \frac{dT}{T} = S^{\circ} - C_p \ln T^{\circ} + C_p \ln T$$

der  $S^{\circ}$  og  $T^{\circ}$  refererer til en gitt temperatur der  $S$  er kjent (298 K for vann og 273 K for is). For å finne endring i  $G$  fra temperatur  $T_1$  til  $T_2$  må vi integrere  $S(T)$  (integralet  $\int \ln T dT$  er  $T \ln T - T$ ):

$$\Delta G = - \int_{T_1}^{T_2} (S^{\circ} - C_p \ln T^{\circ} + C_p \ln T) dT = -(S^{\circ} - C_p \ln T^{\circ}) \int_{T_1}^{T_2} dT - C_p \int_{T_1}^{T_2} \ln T dT$$

$$= -(S^{\circ} - C_p \ln T^{\circ}) \Delta T - C_p [(T_2 \ln T_2 - T_2) - (T_1 \ln T_1 - T_1)]$$

$$= -(S^{\circ} - C_p \ln T^{\circ} - C_p) \Delta T - C_p (T_2 \ln T_2 - T_1 \ln T_1)$$

der  $\Delta T = T_2 - T_1$ . Dersom  $C_p = 0$ , er

$$\Delta G_1 = -70 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 10 \text{ K} = -700 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta G_3 = -41 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (-10 \text{ K}) = -410 \text{ J mol}^{-1}$$

og

$$\underline{\underline{\Delta G_4}} = (-700 + 0 + 410) \text{ J mol}^{-1} = \underline{\underline{-290 \text{ J mol}^{-1}}}$$

Hvis vi bruker tabulerte verdier for  $C_p$ , finner vi

$$\Delta G_1 = -(70 - 75 \ln 298 - 75) \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 10 \text{ K} - 75 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ \times (273 \ln 273 - 263 \ln 263) \text{ K}$$

$$= (4322 - 4943) \text{ J mol}^{-1} = -621 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta G_3 = -(41 - 39 \ln 273 - 39) \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (-10 \text{ K}) - 39 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ \times (263 \ln 263 - 273 \ln 273) \text{ K}$$

$$= (-2167 + 2570) \text{ J mol}^{-1} = 403 \text{ J mol}^{-1}$$

og

$$\underline{\underline{\Delta G_4}} = (-621 + 0 + 403) \text{ J mol}^{-1} = \underline{\underline{-218 \text{ J mol}^{-1}}}$$

c)

For et en-komponent system er kjemisk potensial lik molar Gibbs energi:

$$\mu = G_m$$

Endring i kjemisk potensial fra én tilstand til en annen med samme temperatur er derfor gitt av

$$d\mu = dG_m = V_m dP - S_m dT = V_m dP \quad (1.3)$$

For en ideell gass er det molare volumet

$$V_m = \frac{RT}{P}$$

som innsatt i lign (1.3) gir på integrert form fra en standard tilstand til en aktuell tilstand:

$$\underline{\underline{\mu - \mu^\circ}} = \int_{\text{standard tilstand}}^{\text{aktuell tilstand}} d\mu = \int_{P^\circ}^P V_m dP = RT \int_{P^\circ}^P \frac{dP}{P} = \underline{\underline{RT \ln \frac{P}{P^\circ}}} \quad (1.4)$$

der  $P^\circ$  er standard trykk.

Damptrykket av vann ved 263 K er lavt, og dampen kan regnes som ideell gass. Vi velger is ved 263 K som standard tilstand her. Hvis damp i likevekt med is i denne tilstanden har trykk 1.95 torr, må damp i likevekt med vann ved samme temperatur være gitt av lign. (1.4), der

$$\mu - \mu^\circ = -\Delta G_{m,263}$$

fra oppg. b). Det gir

$$\ln \frac{P}{P^\circ} = \frac{210 \text{ J mol}^{-1}}{RT} = \frac{210 \text{ J mol}^{-1}}{8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 263 \text{ K}} = 0.096$$

$$\underline{\underline{P}} = P^\circ e^{0.096} = 1.95 \text{ torr} \times e^{0.096} = \underline{\underline{2.15 \text{ torr}}}$$

d)

Siden vi ser bort fra systemets varmekapasitet, skjer det ingen entropiendring ved oppvarming av vann fra 263 K til 273 K, eller ved nedkjøling av is fra 273 K til 263 K. Systemets entropiendring må derfor være gitt av entropiendringen ved 273 K, som vi beregnet i b) til å være  $-22.0 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ . Omgivelsene får overført en varmemengde  $6000 \text{ J mol}^{-1}$  ved 263 K, som gir en entropiøkning i omgivelsene på

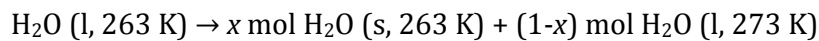
$$\frac{6000 \text{ J mol}^{-1}}{263 \text{ K}} = 22.8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Samlet entropiendring i system og omgivelser er derfor

$$\underline{\underline{\Delta S}} = (22.8 - 22.0) \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = \underline{\underline{0.8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}}}$$

e)

Reaksjonen er



Det er altså ikke likevekt mellom is og vann i slutt-tilstanden (ikke samme temperatur). Her er 1 mol H<sub>2</sub>O valgt som basis.

NB! Denne oppgaven er ikke godt formulert. Det er ikke tenkelig at en i slutt-tilstanden skulle ha noe is ved 263 K flytende i vann ved 273 K. Det vil i så fall ikke være en termodynamisk stabil tilstand. Vi skal derfor først regne på oppgaven slik den er oppgitt og deretter anta en stabil slutt-tilstand.

Når vannet fryser, vil det frigi entalpi (smeltevarme). Systemet består etter hvert av noe is og noe vann. Det er ikke gitt i oppgaven at beholderen har konstant volum, så vi antar at trykket er konstant lik 1 bar. I et isolert system vil all frigitt entalpi gå med til å varme opp systemet (i dette tilfellet bare vannet).

Siden vi opererer med tilstandsfunksjoner, kan vi konstruere en prosess som har samme start- og slutt-tilstand og som vi kan regne på:

Start: 1 mol vann ved 263 K

Slutt:  $x$  mol is ved 263 K og  $(1 - x)$  mol vann ved 273 K

Konstruert prosess kan være:

1. oppvarming av 1 mol vann fra 263 K til 273 K
2. frysing av  $x$  mol vann til is ved 273 K
3. nedkjøling av  $x$  mol is fra 273 K til 263 K

For delprosess 1 endres systemets entalpi med

$$\Delta H_1 = 1 \text{ mol} \times C_{p,\text{vann}} \times \Delta T = 1 \text{ mol} \times 75 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 10 \text{ K} = 750 \text{ J}$$

For delprosess 2 endres systemets entalpi med:

$$\Delta H_2 = x \text{ mol} \times (-6000 \text{ J mol}^{-1}) = -x \times 6000 \text{ J}$$

For delprosess 3 endres systemets entalpi med:

$$\Delta H_3 = x \text{ mol} \times C_{p,\text{is}} \times \Delta T = x \text{ mol} \times 39 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (-10 \text{ K}) = -x \times 390 \text{ J}$$

Siden systemet er isolert og har konstant trykk må entalpiinnholdet være konstant, dvs. at frigitt varme ved frysing og nedkjøling må være lik opptatt varme ved oppvarming:

$$\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = 0$$

$$750 \text{ J} - x \times 6000 \text{ J} - x \times 390 \text{ J} = 0 \text{ J}$$

$$\underline{\underline{x = \frac{750 \text{ J}}{6390 \text{ J}} = 0.12}}$$

En alternativ måte å løse oppgaven på er å velge andre delprosesser:

4. frysing av  $x$  mol vann til is ved 263 K
5. oppvarming av  $(1 - x)$  mol vann fra 263 K til 273 K

Vi trenger da  $\Delta H$  for frysing av vann ved 263 K, som ble bestemt i b):

$$\Delta H_{263} = -5640 \text{ J mol}^{-1}$$

Med denne verdien i delprosess 4 finner vi følgende entalpibalanse (frigitt varme ved frysing av  $x$  mol vann ved 263 K = opptatt varme ved oppvarming av  $(1 - x)$  mol vann fra 263 K til 273 K):

$$x \text{ mol} \times 5640 \text{ J mol}^{-1} = (1 - x) \text{ mol} \times 75 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 10 \text{ K}$$

$$\underline{\underline{x = \frac{750 \text{ J}}{(5640 + 750) \text{ J}} = \frac{750 \text{ J}}{6390 \text{ J}} = 0.117}}$$

Som nevnt er det ikke termisk likevekt mellom is og vann i den spesifiserte slutttilstanden. Det er derfor ikke en termodynamisk stabil tilstand. Likevekt vil være innstilt når det normale smeltepunktet for is er nådd, dvs 273 K for begge faser (det normale smeltepunktet gjelder ved trykk 1 bar). Betragtningen er da:

1. oppvarming av 1 mol vann fra 263 K til 273 K
2. frysing av  $x$  mol vann til is ved 273 K

som gir følgende entalpibalanse:

$$\Delta H_1 + \Delta H_2 = 0$$

$$750 \text{ J} - x \times 6000 \text{ J} = 0$$

og

$$\underline{\underline{x = \frac{750 \text{ J}}{6000 \text{ J}} = 0.125}}$$

Entropiendringen må beregnes for termodynamisk stabile start- og slutt-tilstander. Siden systemet er isolert, skjer det ingen entropiendring i omgivelsene. For endringen i systemet kan vi betrakte de reversible delprosessene 1 og 2:

$$\Delta S_1 = 1 \text{ mol} \times \int_{263 \text{ K}}^{273 \text{ K}} \frac{C_{P,\text{vann}}}{T} dT = 1 \text{ mol} \times 75 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \ln \frac{273 \text{ K}}{263 \text{ K}} = 2.80 \text{ J K}^{-1}$$

$$\Delta S_2 = 0.125 \text{ mol} \times \frac{-6000 \text{ J mol}^{-1}}{273 \text{ K}} = -2.75 \text{ J K}^{-1}$$

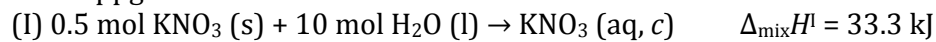
I sum er det:

$$\underline{\underline{\Delta S}} = \Delta S_1 + \Delta S_2 = (2.80 - 2.75) \text{ J K}^{-1} = \underline{\underline{0.05 \text{ J K}^{-1}}}$$

NB! Dette svaret er i praksis lik null. Den smeltevarmen ved 273 K som er angitt i SI gir en for stor usikkerhet i  $\Delta S_2$  til at vi kan angi  $\Delta S$  som signifikant forskjellig fra null. Siden prosessen er irreversibel, bør vi imidlertid vente at  $\Delta S > 0$ .

### Oppgave 2

Gitt i oppgaven:



Sammenhengen mellom blandingsentalpien og de partielle molare blandingsentalpiene er:

$$\Delta_{\text{mix}}H = \Delta_{\text{mix}}H_1 n_1 + \Delta_{\text{mix}}H_2 n_2 \quad (2.1)$$

for det antall mol ( $n_1 + n_2$ ) blandingen gjelder. Her setter vi  $\text{H}_2\text{O}$  som komponent 1 og  $\text{KNO}_3$  som komponent 2.

a)

Det er gitt i oppgaven at

$$\underline{\underline{\Delta_{\text{mix}}H_2^I}} = \left( \frac{\partial \Delta_{\text{mix}}H^I}{\partial n_2} \right)_{n_1} = \underline{\underline{63.6 \text{ kJ pr. mol KNO}_3}}$$

Starttilstanden for  $\text{KNO}_3$  er at rent  $\text{KNO}_3 (\text{s})$  blandes i rent vann, dvs. at de rene stoffene er referanser. For å beregne  $\Delta_{\text{mix}}H_1^I$  bruker vi lign. (2.1):

$$\Delta_{\text{mix}}H^I = 33.3 \text{ kJ} = \Delta_{\text{mix}}H_1^I \times 10 \text{ mol H}_2\text{O} + 63.6 \text{ kJ pr. mol KNO}_3 \times 0.5 \text{ mol KNO}_3$$

$$\therefore \underline{\underline{\Delta_{\text{mix}}H_1^I}} = \frac{33.3 \text{ kJ} - 63.6 \times 0.5 \text{ kJ}}{10 \text{ mol H}_2\text{O}} = \underline{\underline{0.15 \text{ kJ pr. mol H}_2\text{O}}}$$



For å bruke uendelig fortynning som referanse for  $\text{KNO}_3$ , må vi tenke oss at starttilstanden er uendelig fortynning og at vann fjernes inntil ønsket konsentrasjon. For å bruke de data som er oppgitt, tenker vi oss en sammensatt prosess:



der første trinn er motsatt av prosess II og andre trinn er prosess I.  $\Delta H_2$  for den sammensatte prosessen er

$$\Delta H_2 = -\Delta_{\text{mix}} H_2^{\text{II}} + \Delta_{\text{mix}} H_2^{\text{I}}$$

Verdien av  $\Delta_{\text{mix}} H_2^{\text{II}}$  er den oppgitte verdien for prosess II. Det gir

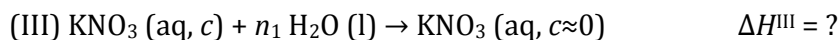
$$\underline{\underline{\Delta H_2 = -70.7 \text{ kJ pr. mol KNO}_3 + 63.6 \text{ kJ pr. mol KNO}_3 = -7.1 \text{ kJ pr. mol KNO}_3}}$$

Vann er i samme tilstand ved uendelig fortynning og rent vann, slik at

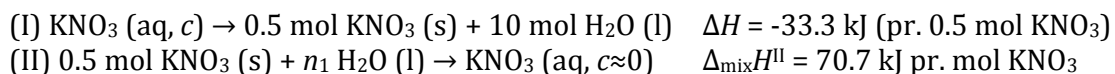
$$\underline{\underline{\Delta H_1 = \Delta_{\text{mix}} H_1^{\text{I}} = 0.15 \text{ kJ pr. mol H}_2\text{O}}}$$

b)

Prosessene her er



der  $n_1$  er stor. Prosessen kan gjennomføres ved at blandingsprosessen I snus og prosess II skaleres opp til 0.5 mol  $\text{KNO}_3$  og store mengder  $\text{H}_2\text{O}$ . Vi må ta hensyn til at  $\Delta_{\text{mix}} H^{\text{II}}$  er angitt pr. mol  $\text{KNO}_3$  og at det her er snakk om fortynning av en løsning som inneholder 0.5 mol  $\text{KNO}_3$ .



der  $n_1 \gg 10$  mol. Det gir

$$\underline{\underline{\Delta H^{\text{III}} = 70.7 \text{ kJ pr. mol KNO}_3 \times 0.5 \text{ mol KNO}_3 - 33.3 \text{ kJ} = 2.05 \text{ kJ}}}$$

### Oppgave 3

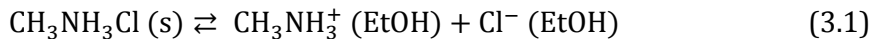
Cellediagrammet er:



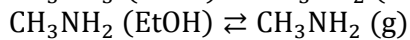
Kommentar:

Vi antar at det er likevekt mellom  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  løst i etanol og  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  i gassfase, slik at aktiviteten i væskefasen er gitt av fugasiteten i gassfase. Videre antar vi at fugasiteten er

lik partialtrykket fordi trykket er lavt. Metylammoniumklorid er i mettet løsning i likevekt med fast fase som har aktivitet lik 1. Det betyr at aktiviteten av metylammoniumklorid er lik 1. Metylammoniumklorid dissosierer slik:

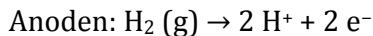


I tillegg inngår følgende likevekter:

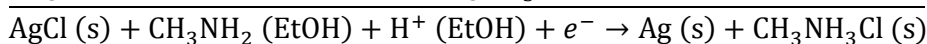
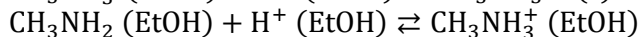
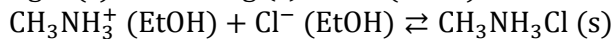


a)

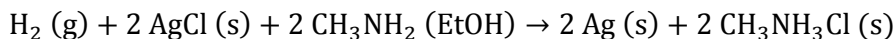
Elektrodereaksjoner:



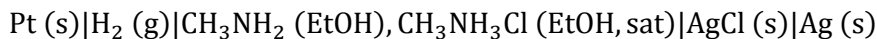
Ved katoden skjer reduksjon av sølv:  $\text{AgCl (s)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag (s)} + \text{Cl}^- \text{ (EtOH)}$ , men i tillegg innstilles de kjemiske likevektene (3.1) og (3.2) som til sammen gir katodereaksjonen



Balansert cellereaksjon er:



Cellediagram:



b)

Vi kan først beregne  $\Delta G$  fra målt emf:

$$\Delta G = -zFE = -2 \times 96485 \text{ C mol}^{-1} \times 0.697 \text{ V} = -134.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Deretter bruker vi sammenhengen mellom  $\Delta G$ ,  $\Delta G^\circ$  og reaksjonskvotienten  $Q$ :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{1}{a_{\text{CH}_3\text{NH}_2}^2 a_{\text{H}_2}} = \Delta G^\circ - RT \ln(a_{\text{CH}_3\text{NH}_2}^2 a_{\text{H}_2})$$

Som kommentert er aktiviteten av  $\text{CH}_3\text{NH}_2 \text{ (EtOH)}$  gitt av partialtrykket over løsningen:

$$a_{\text{CH}_3\text{NH}_2} = \frac{f}{f^\circ} \approx \frac{P_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}{1 \text{ bar}} = 4.15 \times 10^{-3}$$

Aktiviteten av  $\text{H}_2$  er på samme måte gitt av partialtrykket:

$$a_{\text{H}_2} = \frac{f}{f^\circ} \approx \frac{P_{\text{H}_2}}{1 \text{ bar}} = 0.893$$

Innsatt gir det:

$$\begin{aligned} -134,500 \text{ J mol}^{-1} &= \Delta G^\circ - 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298 \text{ K} \times \ln[(4.15 \times 10^{-3})^2 \times 0.893] \\ &= \Delta G^\circ + 27,500 \text{ J mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\therefore \underline{\underline{\Delta G^\circ}} = -(134,500 + 27,500) \text{ J mol}^{-1} = \underline{\underline{-162 \text{ kJ mol}^{-1}}}$$