

Tentamen för Termodynamik och ytkemi, KFKA10, 2018-01-08

Tillåtna hjälpmedel: Miniräknare, utdelat formelblad och tabellblad.

Godkänt-del A (endast svar): Max 14 poäng

Godkänt-del B (motiveringar krävs): Max 26 poäng.

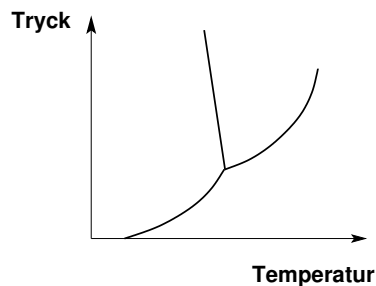
Högrebetygs-del C: Max 42 poäng.

För godkänt krävs 30 poäng (av 40) på del A+B, eller 41 poäng (av 82) på del A+B+C.

Högre betyg avgörs av den sammanlagda poängen på del A+B+C.

Den som bara ska omtentera termodynamikdelen skippar uppgifterna 10, 12 och 23.

Godkänt-del A (uppgift 1–10) Endast svar krävs, svara direkt på provbladet.



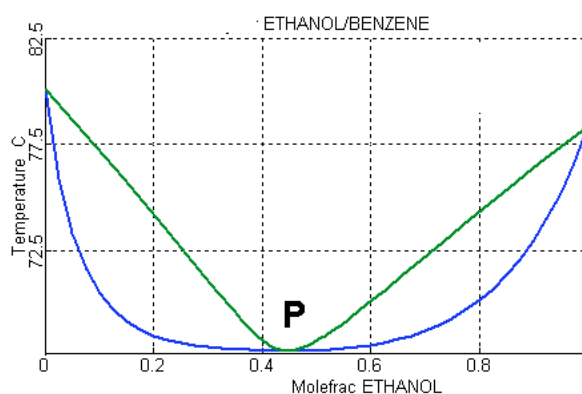
- Märk ut de tre vanliga faserna (g, s, l) i fasdiagrammet för vatten ovan. (Diagrammet är inte skalenligt.)
- Hur ändras vattnets fryspunkt när trycket ökar? (se diagrammet ovan)
 sjunker stiger oförändrad
- Om en gas komprimeras isotermt till mycket liten volym, kan det då ske en fasövergång till vätskeform?
 Ja, alltid.
 Ja, om temperaturen är högre än den kritiska temperaturen.
 Ja, om temperaturen är lägre än den kritiska temperaturen.
 Ja, om trycket är lägre än ångtrycket.
 Nej, aldrig.
- Följande tabell ger kompressionsfaktorn (Z) vid 200 K för en viss gas vid tre olika tryck. Vid vilket av dessa tryck har gasen minst molvolym?

	p	Z
<input type="checkbox"/>	50 atm	0.90
<input type="checkbox"/>	100 atm	0.75
<input type="checkbox"/>	200 atm	0.85

- Vilket eller vilka av följande påståenden är alltid sant för en spontan process i ett isolerat system?
 Inre energin är konstant.
 Entropin är konstant.
 Entropin ökar.
 Inre energin minskar.
 Entalpin minskar.
 Gibbs energi minskar.

(2 p)

6. Vilken eller vilka av följande är *extensiva* storheter? (extensiv=beror på mängden)
- tryck
 - volym
 - temperatur
 - systemets värmekapacitet
7. Hur ändras systemets entropi om två olika gaser (som varit åtskilda) blandas?
- ökar
 - minskar
 - oförändrad
8. Vad betyder det när väder-appen säger att luftfuktigheten är 50%?
- att partialtrycket för vattenånga är 0.5 atm
 - att ångtrycket över vatten är 0.5 atm
 - att partialtrycket för vattenånga är hälften så stort som ångtrycket över vatten
 - att partialtrycket för vattenånga är dubbelt så stort som ångtrycket över vatten
 - att hälften av alla vattenmolekyler befinner sig i gasfas



9. Vi tillreder en vätskeblandning av 1.0 mol bensen och 4.0 mol etanol. Avläs följande ur diagrammet ovan:

- (a) Blandningens kokpunkt: _____
- (b) Molbråket etanol i den första ångan när blandningen kokas: _____
- (c) Molbråket etanol i den slutliga ångan om vi utför fraktionerad destillation av blandningen: _____
- (d) Vad kallas punkten P i figuren: _____ (4 p)

10. Trycket inuti en liten vattendroppe är
- högre än utanför
 - lägre än utanför
 - lika stort som utanför

Godkänt-del B (uppgift 11–17)

På denna del ska slutsatser motiveras och beräkningar redovisas. Tag för vana att alltid göra en rimlighetsbedömning.

11. Du har två vattenlösningar av glukos, en med koncentrationen 1 M och den andra med koncentrationen 0.1 M. Rita en enkel uppställning som involverar de två lösningarna och som förklarar vad *osmos* är. Beskriv vad som skulle hända i den uppbyggda uppställningen och varför. För full poäng ska förklaringen använda begreppet *kemisk potential*. (3 p)
12. I en vattenlösning av etanol är etanolkoncentrationen högre i ytskiktet mot luft än i bulken. Vad kallas detta fenomen och hur kan det förklaras molekylärt? (2 p)
13. Hur mycket stiger temperaturen om vi tillför 1.00 kJ värme till 98 gram cyklohexan ($M = 84.16 \text{ g/mol}$) vid konstant tryck. Den molära värmekapaciteten för cyklohexan är $C_{p,m} = 156 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. (4 p)
14. 2.40 mol av en ideal gas expanderar reversibelt och isotermt vid 300 K från volymen 50.0 liter till volymen 90.0 liter. Beräkna w , q och ΔS för processen. (5 p)
15. Vid temperaturen 500 K är jämviktskonstanten $K = 119$ för reaktionen
 $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$
I en jämviktsblandning vid temperaturen 500 K är partialtrycket för $\text{H}_2(\text{g})$ 0.200 bar och för $\text{I}_2(\text{g})$ 0.300 bar. Beräkna partialtrycket för $\text{HI}(\text{g})$. (4 p)
16. Vid 40.0°C är ångtrycket över ren bensen 31.2 kPa och ångtrycket över ren toluen 11.2 kPa. Över en viss ideal vätskeblandning av bensen och toluen är partialtrycket för toluen 7.4 kPa vid 40.0°C. Beräkna det totala ångtrycket över blandningen. (4 p)
17. Den normala kokpunkten (vid 1 atm) för NH_3 är -33.5°C och ångbildningsentalpin för NH_3 är 23.35 kJ/mol (ångbildningsentalpin får antas vara oberoende av temperaturen). Hur stort måste trycket minst vara för att NH_3 ska vara vätska vid 0°C? (4 p)

Högrebetyg-del C (uppg 18–23).**Behöver endast göras för att uppnå betygen 4 eller 5.**

Observera att här normalt endast ges delpoäng för lösningar som kommit ett stort steg närmare det efterfrågade resultatet, och då endast om studenten kan motivera hur en framkomlig väg ser ut. Alla slutsatser skall motiveras och antaganden och beräkningar redovisas. Tag för vana att alltid göra en rimlighetsbedömning.

18. En eldkolv är ett verktyg för att göra upp eld som använts sedan urminnes tider i vissa delar av Sydostasien. I en eldkolv används en hastig kompression av luft för att öka temperaturen så högt att tändmaterialet, vanligtvis kol-tyg, antänds. Eftersom kompressionen går så snabbt kan vi anta att ingen värmeöverföring sker från luften till väggarna, men den går ändå tillräckligt långsamt för att vi ska kunna anta att processen är reversibel. Du kan bortse från tändmaterialets påverkan. Luftens värmekapacitet är $C_{p,m} = 29.0 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ och får antas vara oberoende av temperaturen. Ideal gas får antas.

I en viss eldkolv komprimeras luften, som ursprungligen har temperaturen 25°C och trycket 1.00 atm , från volymen 52.0 ml till volymen 2.30 ml . Beräkna sluttemperaturen, sluttrycket och ändringen i inre energin för gasen.

(7 p)

19. I vår föreläsningssal stod en kvarglömd halvfyllt vattenflaska som varit stängd sedan före jul.

- Hur stor andel av vattenmolekylerna i flaskan är i gasfas om temperaturen är 25°C ?
- Om vi värmer flaskan till 100°C utan att öppna den, hur högt blir trycket inuti flaskan?
- Hade svaren i **a** och **b** påverkats om det hade varit kolsyrat vatten i flaskan? I så fall i vilken riktning och varför? (inga beräkningar behövs)

Glöm inte redovisa dina antaganden. Använd gärna data från tabellen nedan.

(7 p)

2A Thermodynamic Data at 25 °C		A11	
Substance	Molar mass, $M/(\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})$	Enthalpy of formation, $\Delta H_f^\circ/(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	Gibbs free energy of formation, $\Delta G_f^\circ/(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	18.02	-285.83	-237.13
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	18.02	-241.82	-228.57

20. En viss vätska har molvolymen $43.20 \text{ cm}^3/\text{mol}$ vid trycket 1.00 bar och temperaturen 298.0 K . Vi gör nu två experiment:

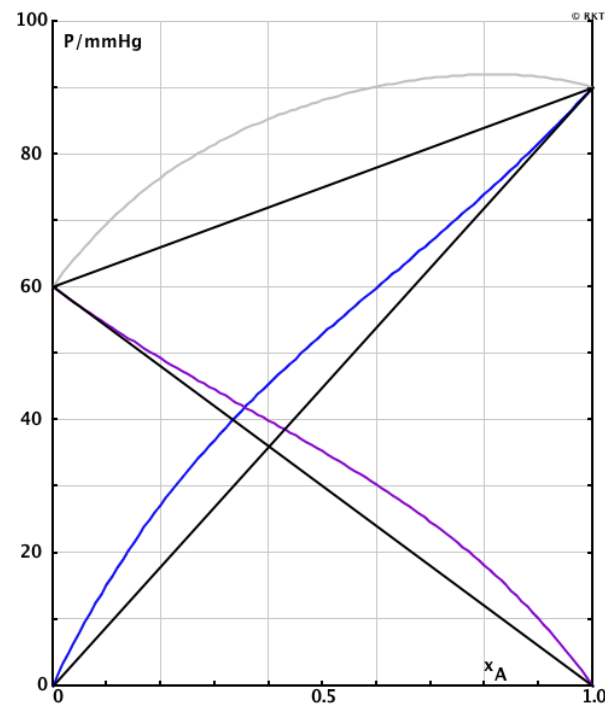
- När vi ökar trycket till 215 bar under konstant temperatur så minskar molvolymen till $42.33 \text{ cm}^3/\text{mol}$.
- När vi ökar trycket till 215 bar under konstant volym så ökar temperaturen till 313.1 K .

Beräkna utvidgningskoefficienten α och den isoterma kompressibiliteten κ_T ur dessa experiment. (7 p)

21. Tidigare såg vi att jämviktskonstanten är $K = 119$ för reaktionen $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$ vid temperaturen 500 K . Vid samma temperatur är reaktionsentalpin $\Delta_r H^\circ = -11.0 \text{ kJ/mol}$. Beräkna reaktionsentalpin och jämviktskonstanten för reaktionen vid temperaturen 1000 K med hjälp av följande molära värmekapaciteter, som får antas vara oberoende av temperaturen:

Ämne	$C_{p,m} \text{ (J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}\text{)}$
$\text{H}_2(\text{g})$	28.82
$\text{I}_2(\text{g})$	36.90
$\text{HI}(\text{g})$	29.16

(7 p)



22. Diagrammet ovan visar partialtrycken och det totala ångtrycket över en vätskeblandning av A och B vid 320 K som funktion av molbråket x_A (de svarta linjerna är endast hjälplinjer som visar idealt beteende).

- Bestäm aktiviteten och aktivitetsfaktorn för vardera komponenten (A och B) för en vätskeblandning vars molbråk $x_A = 0.6$.
- Om ångan över blandningen i **a** samlades upp och kondenserades, vad skulle ångtrycket bli över kondensatet vid 320 K?

(7 p)

23. För att bestämma ytöverskottet av en anjonisk surfaktant NaX i vattenlösning mättes kapillärstigningen (höjden över vätskenivån) i ett glasrör med radien 0.50 mm för fem lösningar med olika koncentrationer [NaX], vid temperaturen 298 K. Du kan anta att ytskiktet är mättat med surfaktant så att ytöverskottet är konstant i hela mätintervallet och att aggregatbildning inte har skett i någon av lösningarna. Densiteten kan sättas till 1.00 g/cm^3 för alla lösningar och kontaktvinkeln kan sättas till 0° .

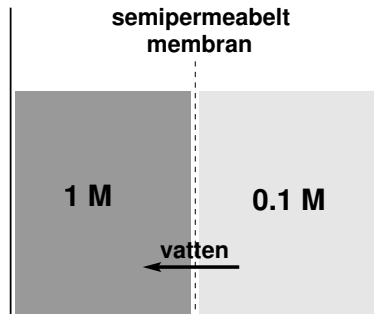
- Rita en schematisk skiss över hur surfaktantmolekylerna är orienterade i ytlagret. Använd det vanliga sättet att rita amfifila molekyler och namnge molekylernas delar.
- Bestäm ytöverskottet ur mätresultaten i tabellen nedan.
- Om vi ur lösningen med bulkkoncentrationen 12.4 mM skulle samla upp ett $1.00 \mu\text{m}$ tjockt ytskikt, hur stor skulle koncentrationen surfaktant i detta ytprov då vara?

(7 p)

Konc (mM)	6.0	7.5	9.0	10.7	12.4
Höjd (mm)	20.7	18.1	16.4	14.3	12.9

Svar och lösningar

1–10: Av tentakonstruktionstekniska skäl ges inga lösningar på del A.



11. Se figur ovan. Det semipermeabla membranet släpper igenom vattenmolekyler men inte glukosmolekyler. Eftersom den kemiska potentialen för vatten är högre på den högra sidan av membranet (med lägst glukoskoncentration) kommer vatten att strömma åt vänster genom membranet, till dess att den kemiska potentialen utjämnats, t.ex. genom det högre hydrostatiska tryck som uppstår när vätskenivån höjs.
12. Fenomenet kallas *adsorption*. Vatten har hög ytspänning eftersom det finns mycket starka interaktioner mellan vattenmolekylerna. De vattenmolekyler som ligger vid ytan har sämre interaktioner och ger upphov till en hög Gibbs energi för systemet. Etanol har svagare interaktioner och systemet får därför lägre Gibbs energi om fler etanolmolekyler ligger vid ytan jämfört med en jämn fördelning.

Observera att etanol inte har opolära molekyler. Etanol är fullt löslig i vatten (en del personer använder t.o.m. sådana lösningar i rekreationssyfte). Etanol brukar inte heller räknas som en surfaktant även om molekylen förstås kan sägas vara lite amfifil. En kedja med runt sex kolatomer brukar behövas för att en molekyll ska uppvisa verkligt amfifila egenskaper.

13. Vi har fått den molära värmekapaciteten, som ska multipliceras med mängden för att få systemets värmekapacitet. Eftersom det är en uppvärmning vid konstant tryck så ges värmetillförseln av $dq = C_p dT$, eller $q = C_p \Delta T$ om vi antar att värmekapaciteten är oberoende av temperaturen.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{98}{84.16} = 1.164 \text{ mol}$$

$$C_p = n \cdot C_{p,m} = 1.164 \cdot 156 = 181.65 \text{ J K}^{-1}$$

$$\Delta T = \frac{q}{C_p} = \frac{1000}{181.65} = 5.50 \text{ K}$$

14. Arbetet ges av $dw = -p_{ex} dV$. Vid en reversibel expansion hålls trycket utanför (p_{ex}) lika med trycket inuti systemet ($p = nRT/V$) där n , R och T är konstanta men V ändrar sig under processen. Därför ges det totala arbetet av

$$w = - \int p_{ex} dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = -2.4 \cdot 8.3145 \cdot 300 \cdot \ln \frac{90}{50} = -3.52 \cdot 10^3 \text{ J}$$

För en ideal gas beror U inte på volymen ($dU = C_V dT$ eftersom $\pi_T = 0$), alltså är $q + w = \Delta U = 0$ för en isoterm process, och vi har

$$q = -w = +3.52 \cdot 10^3 \text{ J}$$

För en reversibel process ges entropiändringen av $dS = dq/T$ och eftersom T är konstant ger detta:

$$\Delta S = \frac{q}{T} = \frac{3.52 \cdot 10^3}{300} = 11.7 \text{ J K}^{-1}$$

15. För gaser gäller att $a_i = p_i/p^\circ$, d.v.s. aktiviteten är samma sak som parti-
altrycket uttryckt i bar. Vi tecknar jämviktskonstanten utifrån reaktionsformeln:

$$K = \frac{p_{\text{HI}}^2}{p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{I}_2}}$$

där p° har förkortats bort. Sålunda får vi

$$p_{\text{HI}} = \sqrt{K \cdot p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{I}_2}} = \sqrt{119 \cdot 0.2 \cdot 0.3} = 2.67 \text{ bar}$$

16. För en ideal blandning gäller Raoult's lag, $p_i = x_i \cdot p_i^*$ för varje komponent i . Låt oss kalla bensen för B och toluen för T. Givet är att för de rena ämnena är $p_B^* = 31.2$ kPa och $p_T^* = 11.2$ kPa, och för blandningen är $p_T = 7.4$ kPa. Vi beräknar först sammansättningen för blandningen:

$$x_T = \frac{p_T}{p_T^*} = 0.661$$

$$x_B = 1 - x_T = 0.339$$

När vi vet sammansättningen ges det totala ångtrycket av:

$$p_{tot} = p_T + p_B = p_T + x_B \cdot p_B^* = 18.0 \text{ kPa}$$

17. Trycket måste vara minst lika stort som ångtrycket vid 0°C , eftersom vätskan kokar när trycket är lika med ångtrycket. Ångtrycket kan beräknas med Clausius-Clapeyrons ekvation där vi utgår från en punkt på fasgränsen ($p_1 = 1$ atm, $T_1 = 239.65$ K) och vill veta ångtrycket för en annan punkt ($T_2 = 273.15$ K).

$$p_2 = p_1 \cdot \exp\left[\frac{\Delta_{\text{vap}}H}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)\right] = 4.21 \text{ atm}$$

18. Detta är en adiabatisk ($dq = 0$) och reversibel ($p_{\text{ex}} = p$) process, och löses enklast genom att ställa upp en differentialekvation som talar om hur ändringen dT förhåller sig till ändringen dV , och sedan lösa denna för att få ett explicit uttryck för hur T beror på V . Antalet mol gas i kolven ges av allmänna gaslagen: $n = 0.00212$ mol. Observera att vi fått givet $C_{p,m}$, men för ideal gas finns ett enkelt samband som ger oss $C_{V,m} = C_{p,m} - R = 20.69 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

$$dU = C_V dT = n \cdot C_{V,m} dT \quad (\text{ideal gas})$$

$$dU = dq + dw = dw = -p_{\text{ex}} dV = -p dV = -\frac{nRT}{V} dV$$

$$C_{V,m} dT = -\frac{RT}{V} dV$$

$$\int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} = -\frac{R}{C_{V,m}} \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$\ln \frac{T_2}{T_1} = -\frac{R}{C_{V,m}} \cdot \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$T_2 = T_1 \cdot \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{-R/C_{V,m}}$$

Insättning av värden ger $T_2 = 1044 \text{ K} = 771^\circ\text{C}$. Sluttrycket ges av allmänna gaslagen:

$$p_2 = \frac{nRT_2}{V_2} = 8.02 \cdot 10^6 \text{ Pa}$$

Ändringen i inre energi (som är lika med arbetet) beräknas enklast genom:

$$\Delta U = C_V \cdot (T_2 - T_1) = n \cdot C_{V,m} \cdot (T_2 - T_1) = 32.8 \text{ J}$$

Det går förstås även att direkt beräkna $\int dw$, men det är mer komplicerat än för en isoterm process eftersom T nu beror på V enligt ovan.

19. (a) Vi kan anta att jämvikt har inställt sig efter så lång tid, så vi söker ångtrycket för vatten vid 25°C. Ett möjligt sätt är att använda Clausius–Clapeyrons ekvation utgående från vattnets kokpunkt, men ett bättre sätt är att använda den data vi redan har vid 25°C. Ur tabellen kan vi beräkna att $\Delta G^\circ = 8.56$ kJ/mol för ångbildningsreaktionen vid 25°C. Jämviktsuttrycket för den reaktionen är $K = p_{\text{H}_2\text{O}}/p^\circ$ och ångtrycket ges sålunda av:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = p^\circ \cdot K = p^\circ \cdot \exp\left(-\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right) = 3.16 \text{ kPa}$$

För att beräkna andelen vattenmolekyler i gasfas kan vi anta att flaskans volym är $2V$ och beräkna mängden vatten i “vätskehalvan” respektive “lufthalvan”:

$$\frac{n^g}{n^l} = \frac{V p_{\text{H}_2\text{O}}/RT}{V \rho/M} = 2.3 \cdot 10^{-5}$$

där vi antagit densiteten 1000 kg/m^3 . Vi ser att det inte spelar någon roll om vi adderar n^g i nämnaren eller inte.

- (b) Här gäller det att inse att innan uppvärmningen är det mesta av gasen i flaskan “luft” (framför allt kväve+syre). Närmare bestämt:

$$p_{\text{luft},25} = p_{\text{tot},25} - p_{\text{H}_2\text{O},25} \approx 1 - 0.03 = 0.97 \text{ atm}$$

Vi vet egentligen inte vad p_{tot} är, så alla motiverade antaganden från 1 atm (som vi gör ovan) till 1.03 atm är rimliga (det första svarar mot att luften redan var mättad med vattenånga vid sista stängningen och det sista mot att luften var helt torr). När vi värmer flaskan till 100°C ökar $p_{\text{H}_2\text{O}}$ till 1 atm. Samtidigt ökar partialtrycket för luft proportionellt med temperaturen (eftersom n och V är konstanta) och trycket i flaskan blir

$$p_{\text{tot},100} = \frac{373}{298} p_{\text{luft},25} + 1 \text{ atm} = 2.21 \text{ atm}$$

(eller upp till 2.25 atm om man gjort andra antaganden). Notera att vattnet aldrig kommer att “koka” även om vi värmer flaskan ännu mer, eftersom totaltrycket alltid kommer vara högre än ångtrycket p.g.a. den inestängda luften (däremot kommer flaskan så småningom att smälta eller explodera).

- (c) Antalet vattenmolekyler i gasfas skulle bli lägre eftersom aktiviteten för vatten är mindre än 1 när vi har lösta ämnen vilket gör att $p_{\text{H}_2\text{O}}$ är lägre. Andelen vattenmolekyler som finns i gasfas skulle dock inte ändra sig eftersom antalet vattenmolekyler i vätskan också minskar i motsvarande grad (om vi förutsätter att Raoult's lag gäller för vattnet). Trycket i flaskan vid 100°C skulle bli högre eftersom koldioxiden har lägre löslighet vid högre temperatur och därmed skulle vi fått en betydande ökning av partialtrycket för koldioxid vid värmningen.

20. Följande differentialform (tagen ur formelsamlingen) kan sägas definiera utvidningskoefficienten α och den isoterma kompressibiliteten κ_T :

$$dV = V \cdot \alpha dT - V \cdot \kappa_T dp$$

För att kunna lösa uppgiften måste vi anta att α och κ_T är konstanta under experimentens gång.

I det första experimentet gäller $dT = 0$ och alltså

$$\frac{dV}{V} = -\kappa_T dp$$

som kan integreras till

$$\ln \frac{V_2}{V_1} = -\kappa_T(p_2 - p_1)$$

Insättning av $V_1 = 43.20 \text{ cm}^3/\text{mol}$, $V_2 = 42.33 \text{ cm}^3/\text{mol}$, $p_1 = 1 \text{ bar}$ och $p_2 = 215 \text{ bar}$ ger

$$\kappa_T = 9.5 \cdot 10^{-5} \text{ bar}^{-1}$$

I det andra experimentet gäller $dV = 0$ och alltså

$$\alpha dT = \kappa_T dp$$

som kan integreras till

$$\alpha(T_2 - T_1) = \kappa_T(p_2 - p_1)$$

Insättning av $\kappa_T = 9.5 \cdot 10^{-5} \text{ bar}^{-1}$, $T_1 = 298.0 \text{ K}$, $T_2 = 313.1 \text{ K}$, $p_1 = 1 \text{ bar}$ och $p_2 = 215 \text{ bar}$ ger

$$\alpha = 0.00135 \text{ K}^{-1}$$

21. Vi beräknar först ändringen i värmekapacitet per mol reaktion:

$$\Delta_r C_p^\circ = 2 \cdot 29.16 - 28.82 - 36.90 = -7.4 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Eftersom denna ändring är väsentligt skild från 0 så är reaktionsentalpin och reaktionsentropin temperaturberoende, och vi behöver beräkna dem vid den högre temperaturen för att sedan kunna beräkna jämviktskonstanten.

Vid 500 K gäller:

$$\Delta_r G_{500}^\circ = -R \cdot 500 \cdot \ln K = -19.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H_{500}^\circ = -11.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S_{500}^\circ = \frac{\Delta_r H_{500}^\circ - \Delta_r G_{500}^\circ}{500} = 17.7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Vid 1000 K gäller då:

$$\begin{aligned} \Delta_r H_{1000}^\circ &= \Delta_r H_{500}^\circ + \int_{500}^{1000} \Delta_r C_p^\circ dT = \\ &= \Delta_r H_{500}^\circ + \Delta_r C_p^\circ \cdot (1000 - 500) = -14.7 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta_r S_{1000}^\circ &= \Delta_r S_{500}^\circ + \int_{500}^{1000} \frac{\Delta_r C_p^\circ}{T} dT = \\ &= \Delta_r S_{500}^\circ + \Delta_r C_p^\circ \ln \frac{1000}{500} = 12.6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\ \Delta_r G_{1000}^\circ &= \Delta_r H_{1000}^\circ - 1000 \cdot \Delta_r S_{1000}^\circ = -27.3 \text{ kJ mol}^{-1} \\ K_{1000} &= \exp\left(-\frac{\Delta_r G_{1000}^\circ}{R \cdot 1000}\right) = 27\end{aligned}$$

22. Vi läser av följande:

$$p_A = 60 \text{ mmHg}$$

$$p_B = 30 \text{ mmHg}$$

$$p_A^* = 90 \text{ mmHg}$$

$$p_B^* = 60 \text{ mmHg}$$

(a) Vi beräknar aktiviteterna och aktivitetsfaktorerna:

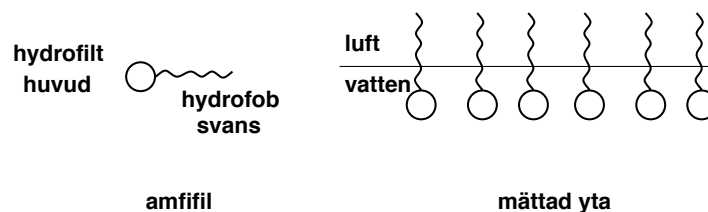
$$\begin{aligned}\gamma_A &= \frac{a_A}{x_A} = \frac{p_A}{p_A^* \cdot x_A} = 1.11 \\ \gamma_B &= \frac{a_B}{x_B} = \frac{p_B}{p_B^* \cdot (1 - x_A)} = 1.25\end{aligned}$$

(b) Vi beräknar ångans sammansättning:

$$y_A = \frac{p_A}{p_A + p_B} = 0.67$$

Detta kommer alltså också att vara kondensatens sammansättning, så vi kan läsa av det totala ångtrycket i diagrammet för $x_A = 0.67$:

$$p_{\text{tot}} = 92 \text{ mmHg}$$



23. (a) Se figur ovan.

(b) Om kontaktvinkeln $\theta = 0$ gäller följande samband mellan ytspänningen γ och kapillärstigningen h :

$$\gamma = \frac{1}{2} \rho g r \cdot h$$

Vidare ger Gibbs ekvation ett samband mellan ytspänningens koncentrationsberoende och ytöverskottet Γ :

$$\frac{d\gamma}{d \ln c} = -2RT\Gamma$$

där vi observerat att NaX är ett 1:1-salt så att $i = 2$ i formelsamlingen. c är det numeriska värdet på koncentrationen i godtycklig enhet, men vi använder här mM (som också råkar vara SI-enhet eftersom $1 \text{ mM} = 1 \text{ mmol/dm}^3 = 1 \text{ mol/m}^3$). Eftersom vi får anta att Γ är konstant (och därmed att $\frac{d\gamma}{d \ln c}$ är konstant) så beskriver ovanstående uttryck ett linjärt samband mellan γ och $\ln c$:

$$\gamma = -2RT\Gamma \cdot \ln c + \text{konstant}$$

Detta samband kan kombineras med kapillärstigningsformeln:

$$h = -\frac{4RT\Gamma}{\rho g r} \cdot \ln c + \text{konstant} = a \cdot \ln c + b$$

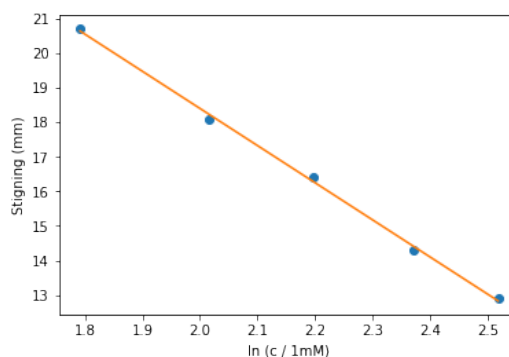
där vi infört beteckningarna a och b för lutningen respektive skärningspunkten för den räta linje som beskrivs av sambandet. Dessa konstanter bestäms genom linjär regression (se graf nedan) där x-värdena är $\ln c$ och y-värdena är höjden:

$$a = -10.75 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

$$b = 39.9 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

Härur kan ytöverskottet bestämmas:

$$\Gamma = -\frac{a\rho g r}{4RT} = 5.3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/m}^2$$



- (c) Låt \mathcal{A} vara det uppsamlade lagrets area och $d = 1 \cdot 10^{-6} \text{ m}$ dess tjocklek. Då är den adsorberade mängden:

$$\Delta n = \mathcal{A} \cdot \Gamma$$

Detta är alltså den mängd som finns i ytprovet *utöver* den som skulle finnas enligt bulkkoncentrationen $c_0 = 12.4 \text{ mM}$. Den totala koncentrationen i ytprovet är sålunda:

$$c_{\text{ytprov}} = c_0 + \frac{\Delta n}{V} = c_0 + \frac{\mathcal{A} \cdot \Gamma}{\mathcal{A} \cdot d} = c_0 + \frac{\Gamma}{d} = 17.7 \text{ mM}$$