

# Tentamen Chemische Thermodynamica

## MST1211TU/LB1541 uitwerking

### Opgave 1 (gewicht 4 uit 10 punten)

Hieronder een 25-tal meerkeuzevragen waarvan voor elke vraag één antwoord dient te worden aangekruist. Let op: de beoordeling is niet lineair, pas vanaf 80% goed is deze voldoende.

- Bij toenemende temperatuur en constante druk neemt het molair volume van lucht
  - toe.**
  - niet af of toe, blijft dezelfde.
  - op.
  - af.
- Bij de Boyle-temperatuur
  - domineren de aantrekkende moleculaire krachten.
  - domineren de afstotende moleculaire krachten.
  - zijn aantrekkende en afstotende moleculaire krachten in evenwicht.**
  - gedraagt een gas zich als een Boyle gas.
- Het absolute nulpunt van de thermodynamische temperatuurschaal
  - ligt bij het kookpunt van Helium.
  - is experimenteel niet meetbaar.**
  - wordt experimenteel gemeten door moleculen in een val te houden.
  - ligt bij het vriespunt van water.
- Een proces kan spontaan verlopen van een toestand A naar een toestand B als het Gibbs energieverschil  $\Delta G = G_B - G_A$ 
  - < 0**
  - = 0
  - $\approx 0$
  - > 0
- De arbeid  $W$  die nodig is om een proces, dat verloopt van toestand A naar toestand B, aan te drijven is gegeven door het verschil  $\Delta G = G_B - G_A$  als
  - $|W| \leq |\Delta G|$
  - $|W| = |\Delta G|$
  - $|W| \triangleq |\Delta G|$
  - $|W| \geq |\Delta G|$**
- De Gibbs energie is een toestandsfunctie die niet van waarde verandert bij constante
  - druk, entropie en samenstelling.
  - druk, temperatuur en molair volume.
  - druk, temperatuur en samenstelling.**
  - druk, entropie en samenstelling.
- De uitdrukking  $dG = Vdp - SdT + \sum_j \mu_j dn_j$  houdt in dat voor het Gibbs energieverschil tussen twee toestanden A en B van een vloeistof waarbij alleen de temperatuur verschilt geldt
  - $\Delta G = -(S_B - S_A)T$
  - $\Delta G = -(S_B - S_A)\Delta T$
  - $\Delta G = -S(T_B - T_A)$**
  - $\Delta G = -\Delta S(T_B - T_A)$
- De Eerste Hoofdwet van de Thermodynamica houdt in dat wanneer zowel niet-expansie-arbeid als warmte met een systeem wordt uitgewisseld de enthalpie van het systeem niet verandert zolang
  - zowel de warmte als de arbeid aan het systeem worden toegevoegd.
  - de aan het systeem toegevoegde warmte volledig wordt omgezet in arbeid.**
  - de aan het systeem toegevoegde warmte volledig wordt omgezet in uitzetting.

- zowel de warmte als de arbeid aan het systeem worden onttrokken.
- 9. De uitspraak “de enthalpie  $H(p, T, \{n_j\})$  is een toestandsfunctie” houdt in, dat er geen enthalpieverschil is tussen twee toestanden van een systeem bij gelijkblijvende
  - druk, entropie en warmtecapaciteit.
  - druk, temperatuur en chemische samenstelling.**
  - volume, temperatuur en chemische samenstelling.
  - volume, entropie en warmtecapaciteit.
- 10. In de uitdrukking  $dH = (1 - \alpha_T) V dp + c_p dT + \sum_j \Delta_f H_j^\circ dn_j$  is  $\alpha_T = (\frac{1}{V})^{\alpha_V} / \alpha_T$  de thermische uitzettingscoëfficiënt. Voor een ideaal gas is daardoor de drukafhankelijkheid van de enthalpie
  - 0**
  - klein in vergelijking met een vloeistof
  - groot in vergelijking met een vloeistof
  - $\infty$
- 11. Het maximale rendement van een spontaan verlopend exotherm proces met Gibbs energieverandering  $\Delta G$  en enthalpieverandering  $\Delta H$  is
  - 0
  - $|\Delta G / \Delta H|$**
  - $|\Delta H / \Delta G|$
  - 1
- 12. Met de relatie van Gibbs-Helmholtz kan uit de Gibbs energie en de enthalpie
  - de absolute vormingsentropie van een stof bepaald worden
  - de entropieverandering van een proces bepaald worden.**
  - de vormingstemperatuur van een stof bepaald worden.
  - de vormingstemperatuurverandering van een stof bepaald worden.
- 13. De uitdrukking van Boltzmann voor de entropie,  $S = k \ln W$ , betekent dat de entropie toeneemt als
  - de informatie in het systeem beter verdeeld is.
  - de moleculaire snelheidsverdeling in een systeem scherper gepiekt is.
  - de verdeling van energie in een systeem homogener verdeeld raakt.**
  - een systeem minder chaotisch wordt.
- 14. De reactie-enthalpie geeft
  - het verschil tussen begin- en eindtoestand van een chemische reactie.
  - de verandering van de enthalpie met de reactievoortgang.**
  - de maximale hoeveelheid arbeid die uit een reactie kan voortkomen.
  - aan of een chemische reactie reversibel of irreversibel is.
- 15. In evenwicht is de molaire reactie Gibbs energie  $\Delta_r G$  gelijk aan
  - $6.02 \cdot 10^{23}$  J/mol
  - 0 J/mol**
  - 0 J/(K mol)
  - $8.314 \dots$  J/(K mol)
- 16. De dimensie van de evenwichtsconstante van een chemische reactie
  - hangt af van de reactie zelf.
  - is mol/L.
  - is er niet (dimensieloos).**
  - is kg/mol.
- 17. Voor niet-verdunde oplossingen is de chemische evenwichtsconstante gegeven door
  - het product van de activiteiten verheven tot de stoichiometrische coëfficiënt.**
  - het product van de molfracties verheven tot de stoichiometrische coëfficiënt.
  - het product van de massafracties verheven tot de molfracties.
  - het product van de concentraties verheven tot de molfracties.
- 18. Een mengsel is regulier als
  - de mengentropie die is van een ideaal mengsel.**
  - de mengenthalpie die is van een ideaal mengsel.

- de Gibbs mengenergie die is van een ideaal mengsel.
  - de mengtemperatuur die is van een ideaal mengsel.
19. Scheiding van mengsels is niet mogelijk als
- zij niet ideaal zijn.
  - zij regulier zijn.
  - zij verdund zijn.
  - zij ideaal zijn.**
20. De fugaciteit van een gas wordt bij lagere druk gelijk aan
- 1.
  - 0.
  - de partiële druk van het gas.**
  - de fugaciteitscoëfficiënt van het gas.
21. De ionsterkte van een oplossing van een 1-1 zout is gelijk aan
- het gewicht van het zout.
  - de massa van het zout.
  - de molfractie van het zout.
  - de molaliteit van het zout.**
22. De entropie van een gesloten en geïsoleerd systeem
- streeft naar een minimum.
  - neemt toe.
  - neemt af.
  - streeft naar een maximum.**
23. De natuurlijke variabelen van de inwendige energie zijn
- druk, volume en tijd.
  - warmte, arbeid en volume.
  - deeltjesaantallen, druk en volume.
  - entropie, volume en deeltjesaantallen.**
24. De fasenregel van Gibbs geeft
- het aantal fasen bij gegeven aantal fasengrenzen en fasengebieden.
  - het aantal (toestands)functies bij gegeven aantal "fasen" en componenten.
  - het aantal vrijheidsgraden bij gegeven aantal componenten en fasen.**
  - het aantal (toestands)functies bij gegeven aantal "fasen" en kritieke punten.
25. De uitspraak "De entropieproductie binnen een levende cel kan negatief zijn"
- is in strijd met de Eerste en Tweede Hoofdwet van de Thermodynamica.
  - kan waar zijn als de intern gegenereerde entropie negatief is en groter is dan de entropie-uitwisseling met de omgeving.
  - kan nooit waar zijn want het is in strijd met de energiebehoudswet.
  - kan waar zijn; in dat geval is de entropie-uitwisseling met de omgeving groter dan de intern gegenereerde entropie.**

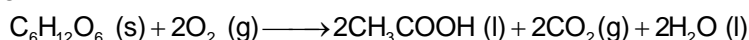
**Opgave 2** (gewicht 1.5 uit 10 punten)

	$\Delta_f H^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta_f G^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/(K mol))	$c_p$ (J/(K mol))
Glucose $C_6H_{12}O_6$ (s)	-1274.4	-910.5	212.1	210.0
Ethanol $C_2H_6O$ (l)	-277.0	-174.1	160.7	111.5
acetaatzuur $C_2H_4O_2$ (l)	-484.1	-389.4	159.8	123.5
$CO_2$ (g)	-393.5	-394.4	213.8	37.1
$O_2$ (g)	0	0	205.1	29.4
$H_2O$ (l)	-285.8	-237.1	70.0	75.3

Gist en andere organismen kunnen glucose ( $C_6H_{12}O_6$ ) omzetten in ethanol of acetaatzuur.

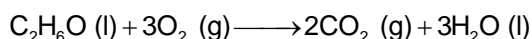
We zijn geïnteresseerd in de omzetting waarbij 1 mol glucose wordt geoxideerd tot acetaatzuur volgens het volgende reactiepad bij 80 °C: glucose → glucose-6-fostaat → fructose-6-fosfaat → glyceraldehyde-3-fosfaat → ethanol → acetaldehyde → acetaatzuur.

De meng- en oplosbijdragen aan enthalpie en Gibbs energie kunnen verwaarloosd worden. De relevante reactie is



- a. Laat zien hoe de vormingsenthalpie van ethanol berekend kan worden uit de andere in de bovenstaande tabel gegeven waarden.

*Methode: we beschouwen de reactie*



en berekenen de bijbehorende Gibbsenergieverandering en de entropieverandering. Met de Gibbs Helmholtz-relatie berekenen we dan de enthalpieverandering. Daaruit is dan vervolgens de vormingsenthalpie van ethanol te bepalen.

*Uitwerking: de Gibbs energieverandering is*

$$\Delta_r G = \begin{pmatrix} -1 \\ -3 \\ 2 \\ 3 \end{pmatrix} \cdot \begin{pmatrix} -174.1 \\ 0 \\ -394.4 \\ -237.1 \end{pmatrix} \text{ kJ/mol} = -1326.0 \text{ kJ/mol}$$

*En de entropieverandering*

$$\Delta_r S = \begin{pmatrix} -1 \\ -3 \\ 2 \\ 3 \end{pmatrix} \cdot \begin{pmatrix} 160.7 \\ 205.1 \\ 213.8 \\ 70.0 \end{pmatrix} \text{ J/(K mol)} = -138.4 \text{ J/(K mol)}$$

*Met de Gibbs Helmholtz relatie vinden we dan*

$$\Delta_r H = \Delta_r G + T\Delta_r S = -1326.0 \cdot 10^3 + 298 \times (-138.4) \text{ J/mol} = -1367.2 \text{ kJ/mol}$$

*Vervolgens berekenen we de enthalpieverandering uit de tabel als*

$$\Delta_r H = \begin{pmatrix} -1 \\ -3 \\ 2 \\ 3 \end{pmatrix} \cdot \begin{pmatrix} \Delta_f H^\circ \\ 0 \\ -393.5 \\ -285.0 \end{pmatrix} \text{ kJ/mol}$$

*En uit gelijkstelling volgt  $\Delta_f H = -277.1$  kJ/mol*

*Discussie: de gevonden waarde is binnen de beschikbare nauwkeurigheid gelijk aan de getabelleerde waarde.*

- b. Bereken de Gibbs energieverandering van de reactie en bepaal of de reactie al dan niet spontaan kan verlopen.

Methode: we berekenen de Gibbs energieverandering met de formule  $dG = -SdT + Vdp + \sum_j \mu_j dn_j$  bij constante druk en met  $\mu_j = \mu_j^\circ = \Delta_f G_j^\circ$  waarin de meng- en oplosbijdragen zijn verwaarloosd.

$$\text{Uitwerking: } \Delta G = \begin{pmatrix} -1 \\ -2 \\ 2 \\ 2 \\ 2 \end{pmatrix} \cdot \begin{pmatrix} -910.5 \\ 0 \\ -389.4 \\ -394.4 \\ -237.1 \end{pmatrix} \cdot 10^3 - (80 - 25) \begin{pmatrix} 212.1 \\ 205.1 \\ 159.8 \\ 213.8 \\ 70.0 \end{pmatrix} \text{ J/mol} = -1146 \text{ kJ/mol}$$

Discussie: de nauwkeurigheid is als gegeven. De gevonden waarde is – zoals te verwachten valt – groot en duidt op een reactie die spontaan kan verlopen.

- c. Bereken de enthalpieverandering wanneer 1 mol glucose wordt geoxideerd tot acetaatzuur en bespreek de warmtehuishouding van een gistkolonie die deze reactie laat verlopen.

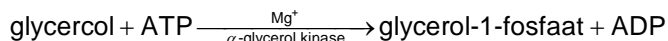
Methode: we berekenen de enthalpieverandering met de formule  $dH = c_p dT + (1 - \alpha_T) V dp + \sum_j \Delta_f H_j^\circ dn_j$  bij constante druk en met vormingsenthalpiewaarden waarin de oplosbijdragen zijn verwaarloosd.

$$\text{Uitwerking: } \Delta H = \begin{pmatrix} -1 \\ -2 \\ 2 \\ 2 \\ 2 \end{pmatrix} \cdot \begin{pmatrix} -1274.4 \\ 0 \\ -484.1 \\ -393.5 \\ -285.8 \end{pmatrix} \cdot 10^3 + (80 - 25) \begin{pmatrix} 210.0 \\ 29.4 \\ 123.5 \\ 37.1 \\ 75.3 \end{pmatrix} \text{ J/mol} = -987 \text{ kJ/mol}$$

Discussie: de nauwkeurigheid is als gegeven. De gevonden waarde is – zoals te verwachten valt – groot en duidt op een reactie die exotherm is. Die warmte zal moeten worden afgevoerd om de temperatuur niet te laten oplopen.

### Opgave 3 (gewicht 1.5 uit 10 punten)

Een belangrijke stap in de biosynthese van triglycerides (vetten) is de omzetting van glycerol in glycerol-1-fosfaat door ATP



In een levende cel zijn de concentraties  $[\text{ATP}] = 10^{-3} \text{ M}$  en  $[\text{ADP}] = 10^{-4} \text{ M}$ . De evenwichtswaarde van de verhouding  $[\text{glycerol-1-fosfaat}]/[\text{glycerol}]$  bedraagt 770 bij  $25^\circ\text{C}$  en pH 7.

- a. Bereken de thermodynamische evenwichtsconstante  $K$  en de Gibbs energie  $\Delta_r G^\circ$  voor deze reactie.

Methode: de chemische evenwichtsconstante is te berekenen met

$$K = \frac{a(\text{glycerol-1-fosfaat})a(\text{ADP})}{a(\text{glycerol})a(\text{ATP})} = 770 \times \frac{10^{-4}}{10^{-3}} = 77$$

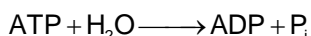
waarbij gezien de lage concentraties de activiteiten zijn vervangen door concentraties.

Uitwerking: de Gibbs reactie-energie is dan

$$\Delta_r G^\circ = -RT \ln K = -8.3 \times 298 \times \ln 77 \text{ kJ/mol} = -10.7 \text{ kJ/mol}$$

Discussie: de nauwkeurigheid van de getallen is als gegeven. De ordegrrootte van het verkregen resultaat is aan de kleine kant voor een chemische reactie.

- b. Gebruik de waarde van  $\Delta_r G^\circ = -31.0 \text{ kJ/mol}$  voor de reactie



en bereken samen met het hierboven berekende antwoord (neem anders  $-12 \text{ kJ/mol}$ ) de evenwichtsconstante en de standaard Gibbs reactie-energie voor de reactie



*Methode: De laatste reactie beschrijft twee gekoppelde deelprocessen met de in onderdeel b gegeven delen. De som van de Gibbs reactie-energieën is dan gelijk aan de berekende.*

*Uitwerking: We vinden voor het glycerol-deelproces*

$$\Delta_r G^\circ = -10.7 - (-31.0) \text{ kJ/mol} = 20.3 \text{ kJ/mol}$$

en

$$K = \exp\left(-\frac{\Delta_r G^\circ}{RT}\right) = \exp\left(-\frac{20.3}{8.314 \times 298}\right) = 3 \cdot 10^{-4}$$

*Discussie: de nauwkeurigheid van de getallen is als gegeven. Deze reactie verloopt op zich niet spontaan, maar dankzij de gekoppelde ATP-omzetting wel.*

#### **Opgave 4** (gewicht 1.5 uit 10 punten)

Uit hoofdstuk 6 van *WHAT IS LIFE?* door Erwin Schrödinger, eerste uitgave 1944.

“What is the characteristic feature of life?

When is a piece of matter said to be alive? When it goes on 'doing something', moving, exchanging material with its environment, and so forth, and that for a much longer period than we would expect of an inanimate piece of matter to 'keep going' under similar circumstances. When a system that is not alive is isolated or placed in a uniform environment, all motion usually comes to a standstill very soon as a result of various kinds of friction; differences of electric or chemical potential are equalized, substances which tend to form a chemical compound do so, temperature becomes uniform by heat conduction. After that the whole system fades away into a dead, inert lump of matter. A permanent state is reached, in which no observable events occur. The physicist calls this the state of thermodynamical equilibrium, or of 'maximum entropy'. Practically, a state of this kind is usually reached very rapidly. Theoretically, it is very often not yet an absolute equilibrium, not yet the true maximum of entropy. But then the final approach to equilibrium is very slow. It could take anything between hours, years, centuries,... To give an example – one in which the approach is still fairly rapid: if a glass filled with pure water and a second one filled with sugared water are placed together in a hermetically closed case at constant temperature, it appears at first that nothing happens, and the impression of complete equilibrium is created. But after a day or so it is noticed that the pure water, owing to its higher vapour pressure, slowly evaporates and condenses on the solution. The latter overflows. Only after the pure water has totally evaporated has the sugar reached its aim of being equally distributed among all the liquid water available. These ultimate slow approaches to equilibrium could never be mistaken for life, and we may disregard them here. I have referred to them in order to clear myself of a charge of Inaccuracy.”

In bovenstaand stukje tekst wordt gesproken over transport van water “door de lucht” van een glas zuiver water naar een glas suikerwater. We berekenen de drijvende kracht.

- a. Bereken de dampdruk van zuiver water bij 25 °C en 1 atm druk als de verdampingsenthalpie van water gegeven is als 40.65 kJ/mol.

*Methode: Clausius-Clapeyron vergelijking*  $p^* = p^*_{ref} \exp\left[-\frac{\Delta_{vap} H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T_{ref}}\right)\right]$  met als referentietoestand het

normale kookpunt van water  $p^*_{ref} = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 373 \text{ K}$ .

*Uitwerking:*  $p^* = \exp\left[-\frac{40.65 \cdot 10^3}{8.314} \left(\frac{1}{298} - \frac{1}{373}\right)\right] \text{ atm} = 0.037 \text{ atm}$

*Discussie: bij kamertemperatuur is de vochtigheid van lucht inderdaad erg laag.*

- b. Het suikerwater is een oplossing van 1 g saccharose ( $M = 342 \text{ g/mol}$ ) in een glas water (0.2 L). Bereken de dampdruk van dit suikerwater.

*Methode: Wet van Raoult*  $p_w = x_w p^*_w$  met  $x_w = 1 - x_s$  en  $x_s = \frac{m_s / M_s}{m_s / M_s + m_w / M_w}$ .

*Uitwerking:*  $x_s = \frac{10^{-3}/343 \cdot 10^{-3}}{10^{-3}/343 \cdot 10^{-3} + 0.2 \cdot 10^{-3} \times 10^3/18 \cdot 10^{-3}} = 0.26 \cdot 10^{-3}$  dus  $p_w = (1 - 0.26 \cdot 10^{-3}) \times 0.037 \text{ atm}$ .

*Discussie:* een heel kleine afwijking van de dampdruk.

- c. Hoe groot is de drijvende kracht (energiegradiënt) voor het watertransport als de afstand tussen de glazen 5 cm bedraagt?

*Methode:* de drijvende kracht is de gradiënt in het Gibbs energieverschil tussen de oplossing en het water.

Het Gibbs energieverschil is  $\Delta G = RT \ln \frac{x_{w,0}}{x_{w,s}} \approx RTx_s$  en de afstand is  $\Delta x$ , dus de drijvende kracht is  $-\Delta G/\Delta x$ .

*Uitwerking:*  $-\Delta G/\Delta x \approx -8.314 \times 298 \times 0.26 \cdot 10^{-3} / 5 \cdot 10^{-2} \text{ N/mol} \approx -13 \text{ N/mol}$

*Discussie:* De flux die hiervan het gevolg is is evenredig met deze kracht.

### Opgave 5 (gewicht 1.5 uit 10 punten)

Van een fietspomp wordt de zuiger volledig opgetrokken en daarna bij de uitstroomopening dichtgeknepen. Het volume in de zuiger is dan 1 liter. Vervolgens wordt de zuiger rustig ingedrukt totdat de druk in de pomp 8 bar bedraagt: dit is de begintoestand bij kamertemperatuur. De eindtoestand wordt bereikt door de zuiger los te laten gelaten waarna deze terugspringt naar de toestand voor het indrukken want er gaat geen lucht verloren. Er verstrijkt nog wat tijd voordat de pomp weer op kamertemperatuur is.

- a. Bereken het volume en de hoeveelheid lucht in de fietspomp bij de begintoestand..

*Methode:* We gaan er van uit de we lucht als ideaal gas mogen beschouwen. We berekenen dan met de algemene gaswet uit de begincondities de hoeveelheid gas en vervolgens met dezelfde wet het volume in de eindtoestand.

*Uitwerking:* hoeveelheid gas  $n = \frac{p_f V_f}{RT} = \frac{10^5 \times 10^{-3}}{8.314 \times 298} \text{ mol} = 0.04 \text{ mol}$ , gecompriemd volume

$$V_i = \frac{p_f V_f}{p_i} = \frac{10^5 \times 10^{-3}}{8 \cdot 10^5} \text{ Pa} = 0.13 \text{ L}$$

*Discussie:* De nauwkeurigheid van de antwoorden is als gegeven. De ordegrrootte is wat op grond van de evenredigheden in de algemene gaswet verwacht mag worden.

- b. Bereken de arbeid die door het uitzetten van het gas wordt geleverd (temperatuur en tegendruk blijven gelijk, alleen het volume verandert).

*Methode:* voor isotherme expansie bij constante tegendruk geldt  $W = -p\Delta V$ .

*Uitwerking:*  $W = -p\Delta V = -10^5 \times (1 - \frac{1}{8}) \cdot 10^{-3} \text{ J} = -87.5 \text{ J}$

*Discussie:* De verwachte ordegrrootte is als 100 J, 1 Bar maal een volumeverandering van 1 liter.

- c. Bereken de maximale arbeid die door de lucht tussen de gegeven begin- en eindtoestand geleverd kan worden.

*Methode:* We gebruiken de geïntegreerde vorm van  $dG = -SdT + Vdp + \sum_j \mu_j dn_j$  bij constante temperatuur

en samenstelling:  $W_{\max} = \int_{p_i}^{p_f} V dp = nRT \int_{p_i}^{p_f} \frac{dp}{p} = nRT \ln \frac{p_f}{p_i}$ .

*Uitwerking:*  $W_{\max} = nRT \ln \frac{p_f}{p_i} = 0.04 * 8.314 \times 298 \times \ln \frac{1}{8} \text{ J} = -208 \text{ J}$

Discussie: De verwachte orde grootte is als 100 J, 1 Bar maal een volumeverandering van 1 liter.

d. Bereken de entropieproductie van dit proces.

Method: De verloren arbeid is het verschil tussen de maximale arbeid en de geleverde arbeid. Met het Theorema van Gouy Stodola berekenen we dan de entropieproductie

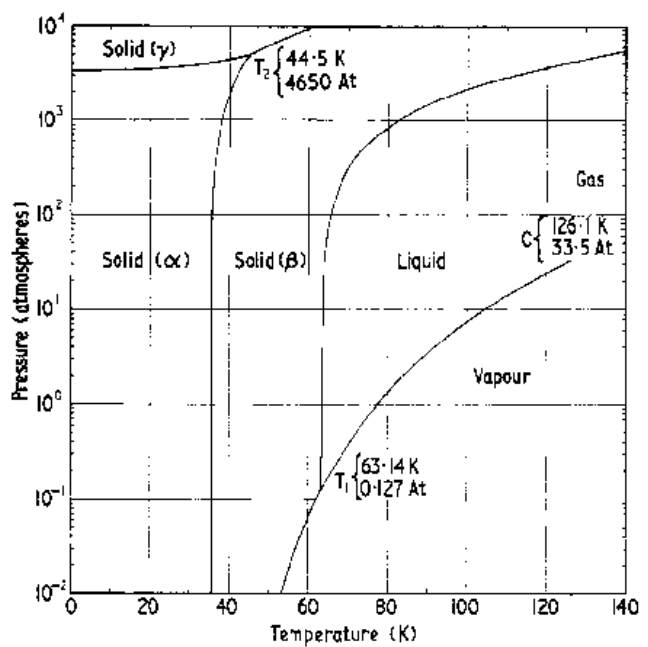
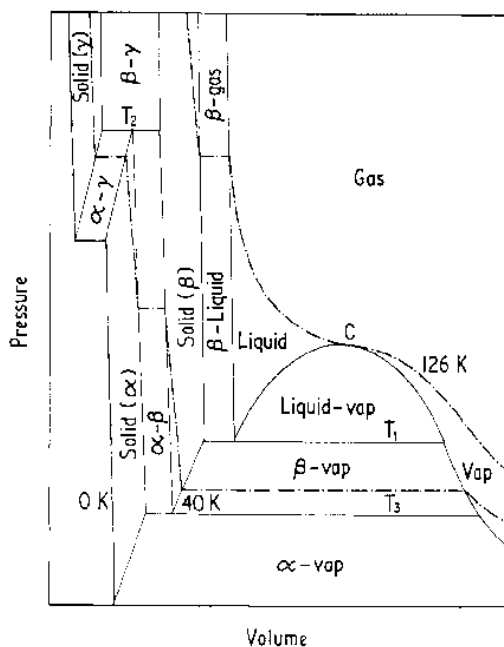
$$\text{Uitwerking: } \Delta_{irr} S = \frac{W_{lost}}{T} = \frac{|W_{max} - W|}{T} = \frac{208 - 87.5}{298} \text{ J/K} = 0.4 \text{ J/K}$$

Discussie: De verwachte orde grootte is als 1/3 J/K, 100 J gedeeld door kamertemperatuur.

e. Wat is er met de "verloren arbeid" gebeurd? Hoe wordt aan de Eerste Hoofdwet voldaan?

De verloren arbeid wordt onttrokken als warmte aan de omgeving. Volgens de Eerste Hoofdwet is  $\Delta H = 0$  en dus wordt verloren arbeid als warmte onttrokken aan de omgeving en wordt maar een deel omgezet in arbeid.

**Opgave 5'** (gewicht 1.5 uit 10 punten)



Beantwoord de volgende vragen over het bovenstaande pV- en pT-diagram van stikstof (N<sub>2</sub>).

a. Benoem de punten C, T<sub>1</sub> en T<sub>2</sub>.

Het punt C is het kritisch punt en de punten T<sub>1</sub> en T<sub>2</sub> zijn tripelpunten.

b. Benoem het lijnstuk tussen de punten T<sub>1</sub> en C dat in het pT-diagram een vloeistoffase en een dampfase scheidt.

Deze tweefaselijijn is de dampspanningslijn.

c. Met welk deel van het pV-diagram komt het bij onderdeel b genoemde lijnstuk overeen?

Met het tweefasengebied met titel "Liquid-vap",

d. Hoeveel vrijheidsgraden heeft het systeem langs HET onder b genoemde lijnstuk? Welke zijn dat?

Volgens de fasenregel van Gibbs is het aantal vrijheidsgraden  $F = C - P + 2 = 1 - 2 + 2 = 1$ .



*Deze vrijheidsgraad is de samenstelling van het tweefasensysteem.*

- e. De helling van de lijn die de vloeibare fase en de  $\beta$ -vaste fase scheidt loopt tot ongeveer 30 Bar verticaal en buigt daarna naar rechts. Wat betekent dit voor de dichtheid van beide fasen boven en beneden de 30 Bar?

*De dichtheden van de vloeistoffase en de vaste fase zijn ongeveer even groot onder de 30 Bar en daarboven is de vloeistof significant lichter.*