

Protokoll zu Versuch C5-Siedediagramme

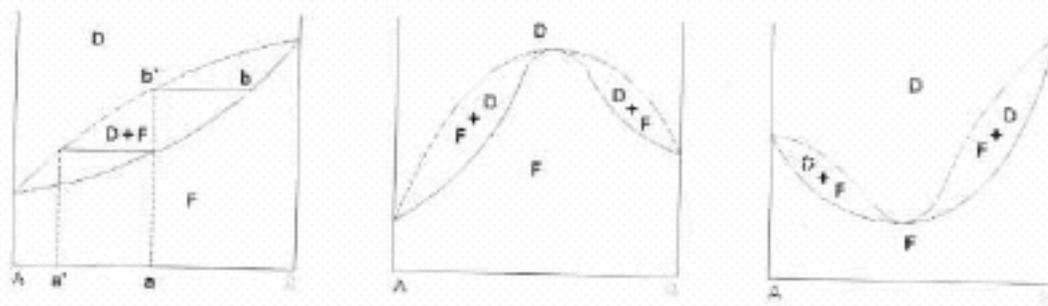
Prinzip:

Durch Messung der Siedetemperatur einer bekannten Mischung und Bestimmung der Zusammensetzung des Destillats ist es möglich Tau- Siedediagramme zu zeichnen und auf deren Grundlage Aussagen über die zwischenmolekularen Kräfte zu machen.

Theoretische Grundlagen:

Gemäß der Gibbs'schen Phasenregel gilt: Phasen + Freiheitsgrade = Komponenten + 2, wobei Phasen homogene Bereiche in einem heterogenen System sind, die durch Grenzflächen unterscheidbar und von anderen Bereichen physikalisch abtrennbar sind.

Bei den Komponenten handelt es sich um voneinander unabhängige Stoffe, die zum Aufbau aller Phasen benötigt werden. Schließlich geben die Freiheitsgrade die Zahl der Zustandvariablen, die bei Erhalt der vorhandenen Phasen, unabhängig variiert werden können (Temperatur, Druck, Konzentration), wieder. Intensive Zustandsvariablen sind im vorliegenden Zusammenhang der Druck p , die Temperatur T und die Zusammensetzung des Systems, die durch die Angabe des Molbruches einer der Komponenten x_i gegeben ist. So würde sich eine dreidimensionale Funktion ergeben, die sich jedoch bei konstantem Druck p auf eine zweidimensionale reduzieren läßt, die dann einen Schnitt durch die p, T, x_i -Funktion bei einem festgelegten Wert von p (hier der Atmosphärendruck) darstellt:



Abbildung

Lässt man nun wie im oberen Beispiel den Druck konstant und trägt die Temperatur gegen die Konzentration (Zusammensetzung) auf, so erhält man ein Siedediagramm. Die obere Kurve wird Siedekurve, die untere Taukurve genannt.

Bei einer idealen Mischung gibt es keine Maxima oder Minima (Abbildung, links), sind solche vorhanden werden sie als azeotrope Punkte (Abbildung Mitte und rechts) bezeichnet.

An einem solchen Punkt herrscht die gleiche Zusammensetzung der Phasen vor.

Will man die Zusammensetzung der Dampfphase z.B. am Punkt b in der Abbildung bestimmen, so muss man eine horizontale Linie bis zur Dampfkurve legen und dort (Punkt b') die dazugehörige Zusammensetzung ablesen (a).

Herleitung diverser Zusammenhänge:

1. Clausius Clapeyronsche Gleichung:

Steht die Phase α mit der Phase β im Gleichgewicht, so muss gelten:

$$\mu_\alpha = \mu_\beta$$

Da μ temperatur-/druckabhängig ist, also nicht nur bei einer/m bestimmten Temperatur/Druck gilt, muss diese Beziehung auch bei einer Temperatur-/Druckänderungen gewahrt bleiben.

Dies ist nur dann der Fall, wenn für die Veränderung des chemischen Potentials

gilt: $d\mu_\alpha = d\mu_\beta$ Bedingung für währendes Gleichgewicht. Nun ist μ identisch mit der molaren

Versuch C5-Siedediagramme

Peter Zilkens, Immanuel Gadaczek Gruppe B1

Freien Enthalpie, sodass du durch totale Differentiale ersetzt werden kann, wodurch die Gleichgewichtsbedingung in folgende Gleichung

$$\text{übergeht: } \left(\frac{\partial \mu_\alpha}{\partial T} \right)_p dT + \left(\frac{\partial \mu_\alpha}{\partial p} \right)_T dp = \left(\frac{\partial \mu_\beta}{\partial T} \right)_p dT + \left(\frac{\partial \mu_\beta}{\partial p} \right)_T dp \quad (*)$$
$$\Leftrightarrow -s_\alpha dT + v_\alpha dp = -s_\beta dT + v_\beta dp$$

Fasst man die Glieder dT bzw. dp zusammen erhält man so für den Fall koexistenter Phasen:

$$\left(\frac{\partial p}{\partial T} \right)_{\text{Koex.}} = \frac{s_\beta - s_\alpha}{v_\beta - v_\alpha} = \frac{\Delta S}{\Delta V}$$

Dabei bedeutet $s_\beta - s_\alpha$ die Differenz der molaren Entropien des Stoffes in den beiden Phasen, $v_\beta - v_\alpha$ die Differenz seiner molaren Volumina, d.h. die Schmelz-, Verdampfungs- oder Sublimationsentropie bzw. die bei diesen Vorgängen vor sich gehende Änderung des molaren Volumens. Da ein Gleichgewicht zwischen den beiden Phasen vorliegt, handelt es sich um einen reversiblen Schmelz-, verdampfungs-, oder Sublimationsvorgang. Deshalb ist die Umwandlungsentropie durch die dabei umgesetzte Wärmemenge, die bei dem isobaren Prozess identisch ist mit der molaren Enthalpie, und der zugehörigen Temperatur

auszudrücken: $\Delta S = \frac{Q_{\text{rev}}}{T} = \frac{\Delta H}{T}$ und daher gilt:

$$\left(\frac{\partial p}{\partial T} \right)_{\text{Koex.}} = \frac{\Delta H}{T \Delta V} \quad (\text{Clausius Clapeyronsche Gleichung})$$

2. Augustsche Dampfdruckformel:

Die molaren Volumina von Flüssigkeit und Festkörper unterscheiden sich nur wenig, sind beide aber um größenordnungsmäßig 3 Zehnerpotenzen kleiner als das molare Volumen der Dampfphase. Deshalb ist ΔV beim Sublimationsvorgang und beim Verdampfungsvorgang nahezu gleich dem molaren Volumen der Dampfphase. Ist weiterhin der Dampfdruck hinreichend niedrig, so kann in erster Näherung ideales Verhalten angenommen werden:

$$\Delta V = \frac{RT}{p} \quad \text{und damit geht obige Gleichung über in: } \left(\frac{\partial p}{\partial T} \right)_{\text{Koex.}} = \frac{\Delta H \cdot p}{RT^2} \quad \text{Nach}$$

Variablentrennung und unbestimmter Integration erhält man folgendes Differential für eine Lineare Auftragung:

$$\left(\frac{\partial \ln p}{\partial \frac{1}{T}} \right)_{\text{Koex.}} = -\frac{\Delta H}{R} \quad \text{und durch bestimmte Integration: } \ln \frac{p_{s,T_2}}{p_{s,T_1}} = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad (\text{Augustsche}$$

Dampfdruckformel) Diese lässt sich auf die Siedepunktserhöhung wie folgt anwenden:

Wir setzen dp in der Gleichung (*) gleich null, betrachten also die Gleichgewichtsbedingung bei konstantem Druck. Daraus ergibt sich mit:

$$\mu_\beta^*(p, T) = \mu_\alpha^*(p, T) + RT \ln a_1 \quad \text{und: } \left(\frac{\partial T}{\partial \ln a} \right) = -\frac{RT^2}{\Delta_v h} \quad \text{nach Integration zwischen reinem}$$

Lösemittel und Mischung mit $T \cdot T^* \propto T^2$ die Gleichung: $\Delta \ln a = \frac{\Delta_v h}{R} \left(\frac{1}{T_s} - \frac{1}{T_s^*} \right)$. Bei ideal

verdünnten Lösungen darf die Aktivität mit dem Molenbruch gleichgesetzt werden:

$$\Delta \ln x = \frac{\Delta_v h}{R} \left(\frac{T_s - T_s^*}{T_s T_s^*} \right) \quad \text{Damit gelten für vorliegende Messung folgende Beziehungen:}$$

Versuch C5-Siedediagramme

Peter Zilkens, Immanuel Gadaczek Gruppe B1

$$\ln \left(\frac{x_{But}^g}{x_{But}^{fl}} \right) = \frac{\Delta h_{But}^0}{R} \left(\frac{T - T_{But}^*}{TT_{But}^*} \right)$$

$$\ln \left(\frac{1 - x_{But}^g}{1 - x_{But}^{fl}} \right) = \frac{\Delta h_{Met}^0}{R} \left(\frac{T - T_{Met}^*}{TT_{Met}^*} \right)$$

3. Gibbs'sche Phasenregel:

Der Zustand einer Phase ist eindeutig festgelegt, wenn man p, T und die Molenbrüche x_1 bis x_k der K verschiedenen Komponenten angibt. Da jedoch $\sum x_i = 1$ ist, ist nur die Angabe von $K-1$ Molenbrüchen erforderlich, um die Zusammensetzung der Phase eindeutig festzulegen. Für jede Phase muss deshalb p, T und $k-1$ Molenbrüche, d.h. $K+1$ Variable nennen, so dass die Gesamtzahl der Variablen = $P(K+1)$ ist. Wegen obiger Gleichgewichtsbedingung bestehen aber zwischen diesen Variablen eine Reihe von Beziehungen:

$T' = T'' = T''' = \dots$ insgesamt $P-1$ Gleichungen

$p' = p'' = p''' = \dots$ insgesamt $P-1$ Gleichungen

$\mu'_1 = \mu''_1 = \mu'''_1 = \dots$ insgesamt $P-1$ Gleichungen

$\mu'_2 = \mu''_2 = \mu'''_2 = \dots$ insgesamt $P-1$ Gleichungen

...

...

...

$\mu'_k = \mu''_k = \mu'''_k = \dots$ insgesamt $P-1$ Gleichungen

Die K Gleichungen ergeben sich daraus, dass die Gleichgewichtsbedingung für jede Komponente erfüllt sein muss. Daher ist die Gesamtzahl der Gleichgewichtsbedingungen = $(K+2)(P-1)$. Die Zahl der Freiheiten ergibt sich aus der Differenz der Gesamtzahl der Variablen und der Gesamtzahl der Gleichgewichtsbedingungen zu: $F = P(K+1) - (K+2)(P-1)$
 $\Leftrightarrow F = K - P + 2$

Versuchsdurchführung:

Zunächst werden mehrere Mischungen mit unterschiedlichen Molenbrüchen der Reinkomponenten 2-Butanol und Methanol hergestellt. Die Lösung werden volumetrisch gemischt und über die Dichte der Molenbruch bestimmt. Als Maß für die Zusammensetzung wird der Brechungsindex benutzt, der gegen den Molenbruch aufgetragen eine Kalibrierkurve für die Zusammensetzung liefert. Nach Messung des Brechungsindex wird die Mischung in einem Kolben mit Kühler, Thermometer und Drei-Wege-Hahn zum Sieden gebracht, und nachdem sich die Temperatur über 10 min um nicht mehr als 1°C ändert, wird ca. 1ml des Destillats entnommen und dessen Brechungsindex gemessen.

Versuch C5-Siedediagramme
 Peter Zilkens, Immanuel Gadaczek Gruppe B1
Messreihen:

1. Mischungen:

V (2-Butanol) in ml	V (Methanol) in ml	n (Butanol) in mol	n (Methanol) in mol	x (2-Butanol)	Brechungsindex Ausgangsmischung
0	100	0	2,47251718	0	1,329
10	90	0,10901241	2,22526546	0,0467007	1,335
20	80	0,21802482	1,97801374	0,09928096	1,34425
30	70	0,32703724	1,73076202	0,15892572	1,34975
40	60	0,43604965	1,48351031	0,22716126	1,356
50	50	0,54506206	1,23625859	0,30598762	1,3625
60	40	0,65407447	0,98900687	0,39807796	1,369
70	30	0,76308689	0,74175515	0,5070877	1,37525
80	20	0,8720993	0,49450344	0,63815129	1,382
60	10	0,65407447	0,24725172	0,72568009	1,3865
90	10	0,98111171	0,24725172	0,79871452	1,3885
80	4	0,8720993	0,09890069	0,89814553	1,3915
100	0	1,09012412	0	1	1,3955

Dabei wurde aus den Messwerten die Stoffmenge gemäß

$$n = \frac{\rho V}{M} \text{ berechnet. Und der Molenbruch setzt sich aus } x_{But} = \frac{n_{But}}{n_{But} + n_{Met}} \text{ zusammen.}$$

Für die einzelnen Mischungen wurden folgende Siedetemperaturen und Brechungsindizes des entsprechenden Destillats ermittelt:

x (2-Butanol)	Siedetemperatur in °C	Brechungsindex Destillat
0	64,5	1,329
0,0467007	65,5	1,3305
0,09928096	72	1,3325
0,15892572	73	1,33325
0,22716126	69	1,335
0,30598762	72	1,339
0,39807796	74,5	1,343
0,5070877	76,5	1,3485
0,63815129	84,5	1,357
0,72568009	88	1,367
0,79871452	90	1,37
0,89814553	98	1,383
1	102	1,38955

Auswertung:

1. Kalibrierkurve:

Diagramm siehe Diagramm1 im Diagramm-Anhang.

Aus der Eichkurve wurde die Zusammensetzung der einzelnen Destillate abgelesen und für die entsprechenden Temperaturen ergaben sich folgende Zusammensetzungen des Destillats:

Siedetemperatur in °C	Brechungsindex Destillat	x (2-Butanol) Destillat
64,5	1,329	0
65,5	1,3305	0,01
72	1,3325	0,022
73	1,33325	0,028
69	1,335	0,05
72	1,339	0,068
74,5	1,343	0,1
76,5	1,3485	0,145
84,5	1,357	0,235
88	1,367	0,37
90	1,37	0,42
98	1,383	0,65
102	1,38955	1

2. Siedediagramm:

Durch Auftragung der Siedetemperatur gegen den Molenbruch der Ausgangsmischung und den Molenbruch des Destillats erhält man das Siede-Taudiagramm (siehe Diagramm 2 im Diagrammanhang)

3. Theoretischer Verlauf des Siede-Tau-Diagramms:

3.1. Literaturwerte:

$$\Delta h_{But}^0 = 40,75 \frac{kJ}{mol}^{(1)}$$

$$\Delta h_{Met}^0 = 35,21 \frac{kJ}{mol}^{(2)}$$

3.2

Gemäß nachfolgenden Gleichungen lässt sich der theoretische Verlauf berechnen:

$$\ln \left(\frac{x_{But}^g}{x_{But}^{fl}} \right) = \frac{\Delta h_{But}^0}{R} \left(\frac{T - T_{But}^*}{T T_{But}^*} \right)$$

und

$$\ln \left(\frac{1 - x_{But}^g}{1 - x_{But}^{fl}} \right) = \frac{\Delta h_{Met}^0}{R} \left(\frac{T - T_{Met}^*}{T T_{Met}^*} \right)$$

Versuch C5-Siedediagramme

Peter Zilkens, Immanuel Gadaczek Gruppe B1

wobei $T_{Met/But}^*$ die jeweilige Siedetemperatur des Reinstoffs darstellt.

Umstellen der ersten Formel nach x_{But}^g und Einsetzen dieses Ergebnisses in die zweite Formel liefert:

$$x_{But}^g = x_{But}^{fl} \exp\left(\frac{\Delta h_{But}^0}{R} \left(\frac{T - T_{But}^*}{TT_{But}^*}\right)\right)$$

und

$$x_{But}^{fl} = \frac{1 - \exp\left(\frac{\Delta h_{But}^0}{R} \left(\frac{T - T_{But}^*}{TT_{But}^*}\right)\right)}{\exp\left(\frac{\Delta h_{But}^0}{R} \left(\frac{T - T_{But}^*}{TT_{But}^*}\right)\right) - \exp\left(\frac{\Delta h_{Met}^0}{R} \left(\frac{T - T_{Met}^*}{TT_{Met}^*}\right)\right)}$$

Durch Einsetzen der gemessenen Siedepunkte erhält man dann die theoretische Zusammensetzung der Lösung und des Destillats:

Siedetemperatur in K	x_{But}^{fl}	x_{But}^g
337,5	0	0
338,5	0,04759509	0,01162876
345	0,315924003	0,10139643
346	0,351672786	0,11760066
342	0,200310317	0,05675772
345	0,315924003	0,10139643
345,5	0,333963496	0,10941262
349,5	0,466995757	0,17996523
347,5	0,402893094	0,14322366
361	0,760603547	0,45818283
363	0,801257267	0,5201608
371	0,941230349	0,81752268
375	1	1

Die Auftragung von T gegen x liefert den theoretischen Verlauf des Tau-Siedediagramms (siehe Diagramm 3).

Versuch C5-Siedediagramme

Peter Zilkens, Immanuel Gadaczek Gruppe B1

4. Fehlerbetrachtung:

4.1. Wertevergleich Theorie und Praxis:

x_{But}^{fl} Praxis	x_{But}^g Praxis	x_{But}^{fl} Theorie	x_{But}^g Theorie	Differenz x_{But}^{fl}	Differenz x_{But}^g
0	0	0	0	0	0
0,0467007	0,01	0,04759509	0,01162876	0,00089439	0,00910561
0,09928096	0,022	0,315924	0,10139643	0,21664304	0,19464304
0,15892572	0,028	0,35167279	0,11760066	0,19274706	0,16474706
0,22716126	0,05	0,20031032	0,05675772	0,02685094	0,02314906
0,30598762	0,068	0,315924	0,10139643	0,00993639	0,05806361
0,39807796	0,1	0,3339635	0,10941262	0,06411447	0,03588553
0,5070877	0,145	0,46699576	0,17996523	0,04009194	0,10490806
0,63815129	0,235	0,40289309	0,14322366	0,2352582	0,0002582
0,72568009	0,37	0,76060355	0,45818283	0,03492345	0,33507655
0,79871452	0,42	0,80125727	0,5201608	0,00254274	0,41745726
0,89814553	0,65	0,94123035	0,81752268	0,04308482	0,60691518
1	1	1	1	0	1

Hieraus ist ganz klar ersichtlich, dass in der Praxis kein echtes Gleichgewicht vorliegt, da die Werte doch sehr weit voneinander abweichen.

4.2. Fehlerrechnung für den Wert von ΔH_{But}^0

Aus den gemessenen Werten kann man nun den Wert für ΔH_{But}^0 gemäß der oben aufgeführten Gleichung berechnen, daraus einen Mittelwert berechnen und somit ΔH_{But}^0 hinreichend genau innerhalb der bekannten Fehlergrenzen bestimmen. Es ergibt sich für ΔH_{But}^0 :

Temperatur in K	x_{But}^{fl}	x_{But}^g	ΔH_{But}^0 in J/mol
337,5	0	0	unbestimmt
338,5	0,04759509	0,01162876	20518,5237
345	0,315924	0,10139643	31550,7853
346	0,35167279	0,11760066	33960,2356
342	0,20031032	0,05675772	25623,5221
345	0,315924	0,10139643	31550,7853
345,5	0,3339635	0,10941262	32724,0136
349,5	0,46699576	0,17996523	44815,5254
347,5	0,40289309	0,14322366	38094,1882
361	0,76060355	0,45818283	158625,435
363	0,80125727	0,5201608	218305,788
371	0,94123035	0,81752268	2052307,01
375	1	1	unbestimmt

Als Mittelwert für ΔH_{But}^0 ergibt sich unter Vernachlässigung der letzten beiden Werte $\Delta H_{But}^0 = 46,385$ kJ/mol (Literaturwert: wie oben 40,75 kJ/mol).

4.2.1. Systematischer Fehler:

Da ΔH_{But}^0 nur von x und verschiedenen T abhängig ist muss demnach der systematische Fehler lauten:

$$\Delta(\Delta H_{But}^0)_{syst} = \sqrt{\left(\left(\frac{\partial \Delta H_{But}^0}{\partial x}\right) \Delta x\right)^2 + \left(\left(\frac{\partial \Delta H_{But}^0}{\partial T}\right) \Delta T\right)^2 + \left(\left(\frac{\partial \Delta H_{But}^0}{\partial T_{But}^*}\right) \Delta T_{But}^*\right)^2}$$

mit

$$\Delta x = \sqrt{\left(\left(\frac{\partial x_{But}^{fl}}{\partial V}\right) \Delta V\right)^2 + (\Delta x_{But}^g)^2}$$

Mit $\Delta V = 0,1 \text{ ml}$ und $\Delta x_{But}^g = 0,1$ sowie $\frac{\partial x_{But}^{fl}}{\partial V} = \frac{\rho}{M}$ ergibt sich für Δx ein Fehler von:
 $\Delta x = 0,1$.

Mit den partiellen Ableitungen:

$$\left(\frac{\partial \Delta H_{But}^0}{\partial T_{But}^*}\right) = \frac{\ln\left(\frac{x_{But}^g}{x_{But}^{fl}}\right)}{(T_{But}^*)^2}$$

$$\left(\frac{\partial \Delta H_{But}^0}{\partial T}\right) = \frac{\ln\left(\frac{x_{But}^g}{x_{But}^{fl}}\right)}{T^2}$$

$$\left(\frac{\partial \Delta H_{But}^0}{\partial x}\right) = \frac{\left(\frac{T - T_{But}^*}{T T_{But}^*}\right)}{-\frac{x_{But}^g}{x_{But}^{fl}} \ln\left(\frac{x_{But}^g}{x_{But}^{fl}}\right)}$$

Und mit den Werten

$$\Delta T = 2K$$

$$\Delta T_{But}^* = 2K$$

Sowie den oben ermittelten Fehler von x ergibt sich als gesamt-systematischer Fehler für ΔH_{But}^0 :

$$\Delta(\Delta H_{But}^0)_{syst} = 0,036 \frac{kJ}{mol}$$

Versuch C5-Siedediagramme

Peter Zilkens, Immanuel Gadaczek Gruppe B1

3.2.2. Statistischer Fehler:

Der statistische Fehler ergibt sich aus der Abweichung des Mittelwertes von den Einzelwerten gemäß:

$$\Delta(\Delta H_{But}^0)_{stat} = \sigma = \sqrt{\frac{N}{N-1} \sum_{i=1}^N \frac{1}{N} (\overline{\Delta H_{But}^0} - \Delta H_{But,i}^0)^2}$$

Daraus ergibt sich mit dem oben genannten Mittelwert von 46,385 kJ/mol und N=9 ergibt sich als statistischer Fehler:

$$\Delta(\Delta H_{But}^0)_{stat} = \sigma = 14,215 \text{ kJ/mol}$$

3.2.3. Gesamtfehler:

Der Gesamtfehler ergibt sich aus:

$$\Delta(\Delta H_{But}^0)_{ges} = \sqrt{(\Delta(\Delta H_{But}^0)_{stat})^2 + (\Delta(\Delta H_{But}^0)_{syst})^2} = 14,21504 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

4. Diskussion:

4.1.

Wie man auch schon gut an der Fehlerbetrachtung erkennen kann ist die Messung äußerst ungenau, da in der Apparatur kein echtes Gleichgewicht vorliegt. Dies lässt sich im Versuch wunderbar daran erkennen, dass im Mittel immer mindestens zwei verschieden zusammengesetzte flüssige Phasen vorhanden sind, eine im Kolben und die anderen aus dem Kühler rücklaufend. Außerdem befinden sich fast alle Messwerte innerhalb des "2-Phasen-gebiets" des theoretischen Siede-Tau-Diagramms. Per Definition herrscht ein echtes Phasengleichgewicht aber nur auf den Kurven des Diagramms.

4.2.

Nach der Formel $F=K-P+2$ erhält man theoretisch für dieses System den Wert 2, da zwei Phasen P (flüssig/gas), und zwei Komponenten K (2-Butanol/Methanol) vorhanden sind. Festgelegte Freiheitsgrade in diesem Versuchsaufbau sind die Zusammensetzung und der Luftdruck. Das Experiment stimmt in diesem Fall nicht mit der Theorie überein, da mehrere (mindestens 2) flüssige Phasen vorliegen. Es herrscht also in der Praxis kein Gleichgewicht, und somit ist die Phasenregel nicht anwendbar, da sie nur für Gleichgewichtszustände gilt.

4.3.

$$\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln a_i$$

Wenn man davon ausgeht, dass man einen reinen homogenen Stoff in einem offenen System vorliegen hat, dann geht folgende Gleichung:

$$dG = -SdT + Vdp + \sum_i \mu_i dn_i$$

In

$dG = -Sdt + Vdp + \mu dn$ über. Bei konstantem Druck und konstanter Temperatur ist dann:

$$\left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{p,T,n_{j \neq i}} = \mu_i$$

Entsprechen dieser konstante Druck und diese konstante Temperatur den Standardbedingungen, so heißt μ chemisches Standardpotential. Danach ist μ gleich der Änderung der freien Enthalpie des vorliegenden geschlossenen Systems, wenn man noch ein Mol Substanz hinzufügt. Besteht das System nun aber aus mehreren Komponenten so ergibt sich aus den obigen Gleichungen (Gibbs'sche Fundamentalgleichung):

$$\left(\frac{\partial G}{\partial n_i}\right)_{p,T,n_{j \neq i}} = \mu_i$$

Das chemische Potential μ ist also die molare freie Enthalpie des Stoffes und somit eine intensive Zustandsgröße.

Weil sich nicht alle Teilchen in Lösung gleich verhalten muss man an Stelle des Molenbruchs in die erste Gleichung die Aktivität einsetzen und hält somit μ_{real} . Die Aktivität ist: $a = fx$ wobei f der Aktivitätskoeffizient ist. Dieser repräsentiert den Unterschied zwischen idealem und realem Verhalten. Ideal verhalten sich nur ideal verdünnte Lösungen.

4.4.

Zwischen beiden Kurven liegt das Zweiphasengebiet, die Konnoden, die die koexistenten Phasen miteinander verbinden. Außerdem kann man mit dem „Treppenverfahren“ in diesem Bereich die theoretische Anzahl der Kolonnenböden bestimmen. Dadurch lässt sich durch Aufnahme eines solchen Diagramms im Labormaßstab die theoretische Anzahl der Böden bestimmen, die dann in der Wirtschaftlichen Produktion genutzt werden, um bei Rektifikationen die gewünschte Produktreinheit zu erhalten.

5.Literatur (noch nicht im Skriptum aufgeführt):

(1)& (2)**Majer and Svoboda, 1985**

Majer, V.; Svoboda, V., Enthalpies of Vaporization of Organic Compounds: A Critical Review and Data Compilation, Blackwell Scientific Publications, Oxford, 1985, 300.