

## Kurzfassung

Der Versuch „Zustandsdiagramm Ethan“ befasst sich mit der Untersuchung des Gases Ethan nahe an seinem kritischen Punkt. Zur quantitativen Bestimmung der kritischen Daten und zur Bestimmung weiterer stoffspezifischer Größen werden isotherme p-V-Diagramme des Gases aufgenommen und ausgewertet.

Die Messresultate der Isothermen und der Dampfdruckkurven führten bei diesem Experiment zu folgenden Ergebnissen.

$$T_c = (305,15 \pm 0,2) \text{ K}$$

$$p_c = (4,82 \pm 0,03) \text{ MPa,}$$

$$V_c = (0,5 \pm 0,04) \cdot 10^{-6} \text{ m}^3.$$

$$V_{mc} = (1,97 \pm 0,062) \cdot 10^{-4} \text{ m}^3/\text{mol.}$$

$$\text{Kohäsionsdruck } a = (0,565 \pm 0,011) \text{ Pa} \cdot \text{m}^6/\text{mol}^2$$

$$\text{Kovolumen } b = (6,56 \pm 0,041) \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{mol}$$

Stoffmenge:

$$n_1 = (2,44 \pm 0,22) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_2 = (2,6 \pm 0,1) \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad \text{und}$$

$$n_3 = (3,27 \pm 0,27) \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad \text{und}$$

$$\Delta H_{1m} = (16230 \pm 9) \text{ J/mol} \quad \text{und}$$

$$\Delta H_{2m} = (4850 \pm 1960) \text{ J/mol.}$$

$$\Delta H_1 = (539,8 \pm 0,3) \text{ J/g und}$$

$$\Delta H_2 = (161 \pm 65) \text{ J/g.}$$

$$\Delta S_{m1} = (54,06 \pm 1,3) \text{ J/(K mol).}$$

$$\Delta S_{m1} = (16,1 \pm 6,5) \text{ J/(K mol).}$$

Die Messergebnisse sind durchgehend konsistent und decken sich mit den Literaturwerten im Rahmen der Messgenauigkeit.

Theoretischer Hintergrund

Gase verhalten sich im Allgemeinen nicht vollkommen nach der angenommenen Näherung eines idealen Gases. Besonders um den kritischen Punkt eines Stoffes ist das Druck-Volumen-Zusammenspiel besonders nicht-trivial. Als Näherung an reale Gase stellte van der Waals eine Potenzreihe auf, mit der das Verhalten besser bestimmt werden konnte.

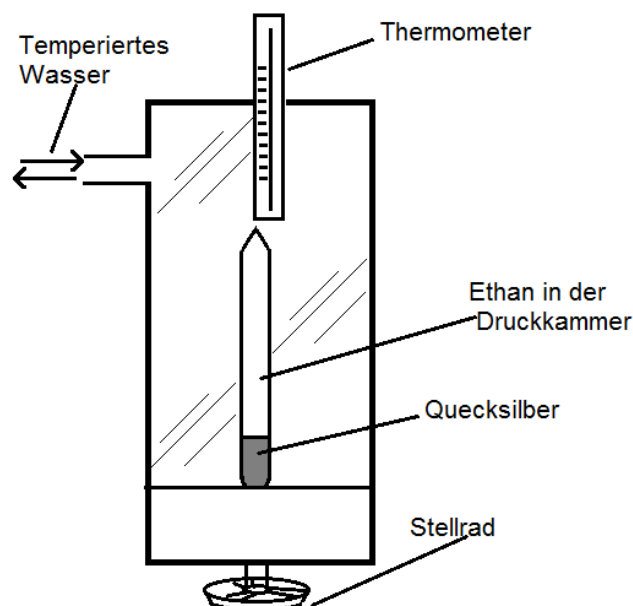
Obwohl diese Näherung weiterhin reale Gase nur teilweise beschreibt, so ist sie der Zustandsgleichung idealer Gase weitaus überlegen.  $pV_m = RT \cdot \left( \frac{a_1(T)}{v_m} + \frac{a_2(T)}{v_m^2} + \dots \right)$ . Die Gleichung eignet sich trotz Ungenauigkeiten dennoch um die besonderen Kenndaten eines Stoffes (kritischer Druck, Temperatur und stoffmengenbezogenes Volumen bzw. Dichte) zu beschreiben.

Im folgend beschriebenen physikalischen Experiment sollen Isothermen in der Umgebung der kritischen Temperatur von Ethan aufgenommen werden. Die resultierenden Messdaten werden daraufhin zur Bestimmung der kritischen Werte des Ethans, der Stoffmenge und der Verdampfungsenthalpie sowie Verdampfungsentropie verwendet.

### Versuchsbeschreibung

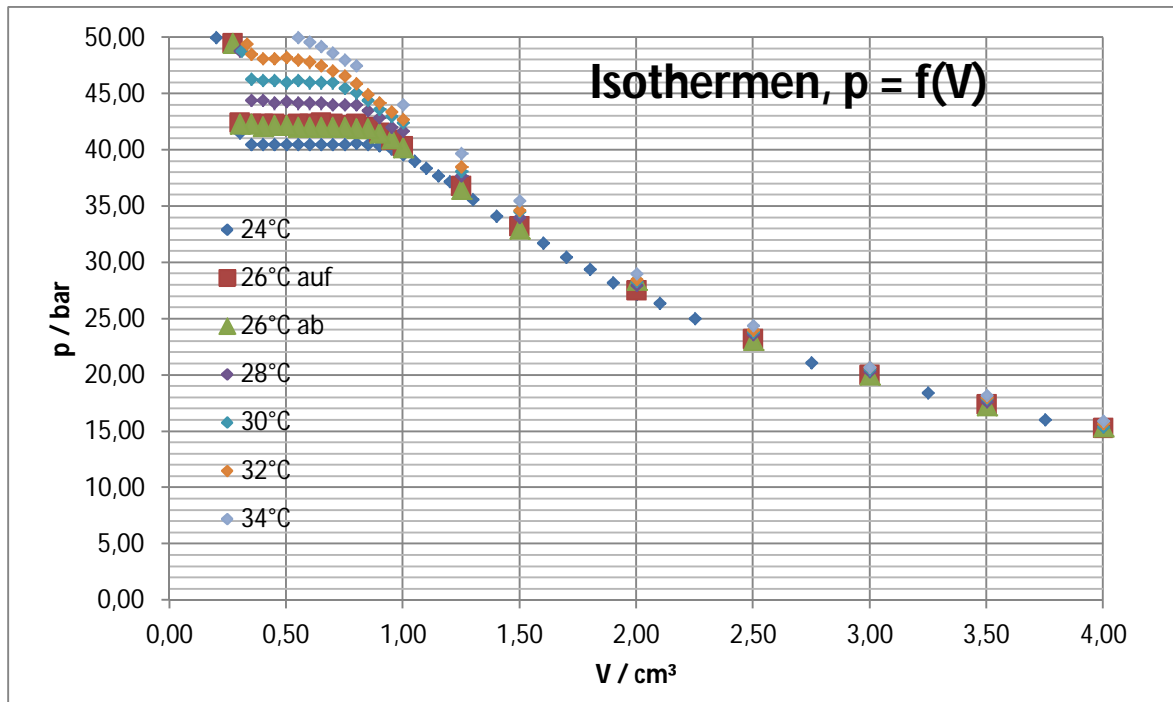
Zur Messaufnahme wurde der Versuchsstand des Physik II – Labors verwendet, dieser beinhaltet eine temperierte Druckkammer, in der sich gasförmiges Ethan befindet. Man ist über ein Stellrad, das den Quecksilberfüllstand regelt, in der Lage das Volumen der Druckkammer zu reduzieren und das Gas zu komprimieren. Druckänderungen können dazu mithilfe eines Manometers abgelesen werden. Die Druckkammer ist von temperiertem Wasser umgeben, dessen stetige Temperatur auf einem Thermometer überprüft werden kann.

Zur Ermittlung der Isothermen wird das Wasser auf eine Temperatur von 24°C gebracht. Weitere Messungen finden in 2°C Intervallen statt und enden mit der Messreihe bei 34°C. Das Volumen des Gases wird über das Stellrad in Schritten auf diskrete Werte gestellt. Die Volumina werden entsprechend des Verlaufs der PV-Isotherme so gewählt, dass entscheidende Stellen günstig durch die Messwerte repräsentiert werden können. Somit sind die ersten Volumen-Interfalle größer und werden mit der Messreihe feiner. Beim Ablesen des Druckes ist darauf zu achten, dass sich das Gas an den jeweiligen neuen Zustand nach einer Volumenänderung anpasst und sich akklimatisiert. Die Messreihen werden bis zu einem maximalen Druck von 50 bar aufgenommen, um die Messapparatur nicht zu beschädigen. Eine Isotherme wurde zweimal aufgenommen, jeweils bei steigendem und bei sinkendem Druck. Diese soll zeigen, dass das System sich im thermischen Gleichgewicht befindet und keine Hystereseerscheinungen zeigt.

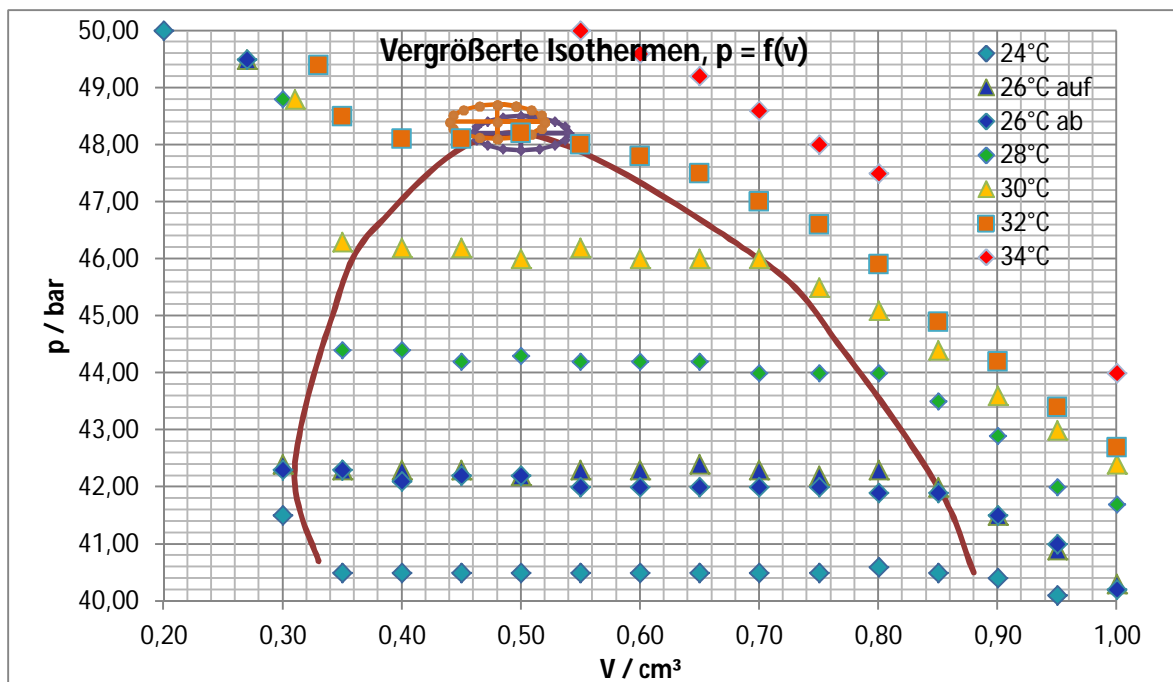


## Messdaten und Auswertung

Messisotherme im p-V-Diagramm.



In dieser Abbildung sieht man die gemessenen Isothermen bei Temperaturen von 24°C bis 34°C. Man kann eindeutig die Plateaus erkennen, die das Koexistenzgebiet bilden. Die folgende Darstellung verdeutlicht die relevanten Messdaten.



Zusätzlich sieht man in dieser Darstellung das eingegrenzte Koexistenzgebiet, das durch die Randpunkte der Plateaus gebildet wird. Der geschätzte Fehler wird durch die Kreise um die ermittelten kritischen Punkte dargestellt.

### Bestimmung der kritischen Daten $p_c$ , $V_c$ und $T_c$ .

Aus der Vorangehenden Darstellung lassen sich die kritischen Daten relativ leicht unvoreingenommen entnehmen. Bei  $\vartheta = 32^\circ\text{C}$  bildet die Isotherme kein eindeutiges Plateau, das auf das Vorhandensein zweier Phasen deutet, sondern nur noch einen Sattelpunkt. Dieser lässt sich als der kritische Punkt deuten. Somit ist  $\vartheta_c = (32 \pm 0,2)^\circ\text{C} \Rightarrow T_c = (305,15 \pm 0,2) \text{ K}$ ,

$$p_c = (48,2 \pm 0,3) \text{ bar} \quad \triangleq \quad p_c = (4,82 \pm 0,03) \text{ MPa},$$
$$V_c = (0,5 \pm 0,04) \text{ cm}^3 \quad \triangleq \quad V_c = (0,5 \pm 0,04) \cdot 10^{-6} \text{ m}^3.$$

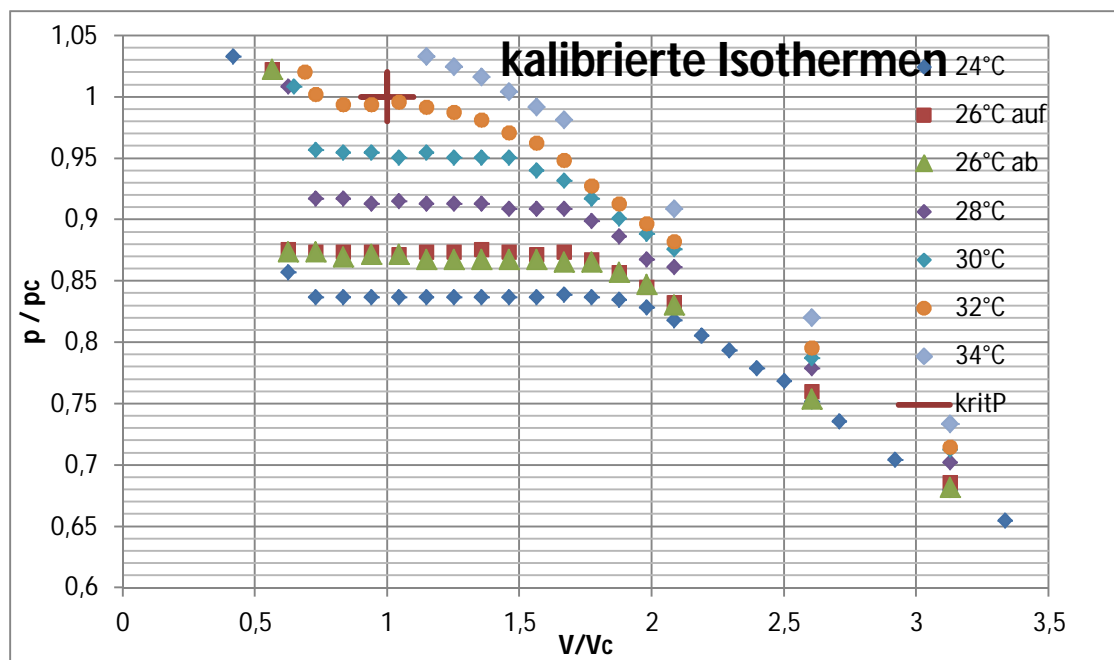
Die Abweichungen werden mit der unzureichenden Ablesegenauigkeit begründet. Bessere Ergebnisse erzielt durch kleinere Temperaturintervalle.

Mit der Erwartung der kritischen Temperatur  $T_c = 305,33\text{K}$  ergeben sich leicht veränderte kritische Daten von  $p_c = (48,4 \pm 0,3) \text{ bar} \triangleq p_c = (4,84 \pm 0,03) \text{ MPa}$ ,

$$V_c = (0,48 \pm 0,04) \text{ cm}^3 \triangleq V_c = (0,48 \pm 0,04) \cdot 10^{-6} \text{ m}^3.$$

Diese Werte werden damit für die weitere Auswertung genutzt.

Kalibrierte Darstellung der Isothermen anhand der bestimmten kritische Daten



Dieses Diagramm zeigt die normierten Messisothermen. Somit befindet sich der kritische Punkt bei  $(1,1)$ . Der Verlauf der Messkurven unterscheidet sich nicht von den Messdaten, da lediglich die Daten und die Achsen skaliert bzw. um  $V_c$  und  $p_c$  normiert wurden.

## Van der Waals – Isothermen

Zum Zweck des Vergleichs lassen sich aus den bestimmten kritischen Daten die Virialkoeffizienten berechnen. Mit den Koeffizienten ist es möglich die Van-der-Waals-Isothermen zu zeichnen und der Messung gegenüberzustellen.

Zur Berechnung der Koeffizienten braucht man zunächst noch das molare kritische Volumen  $V_{mc}$

$$V_{mc} = \frac{3 RT_c}{8 P_c}$$

Über diesen Zusammenhang ergibt sich  $V_{mc} = 1,97 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3/\text{mol}$ .

Die Abweichung ergibt sich aus der Druck- und Temperaturabweichung

$$\Delta V_m = \left| \frac{\partial V_{mc}}{\partial T} \right| \Delta T + \left| \frac{\partial V_{mc}}{\partial p_c} \right| \Delta p = \Delta v_{mc} = \frac{3RT_c \Delta p_c}{8p_c^2} + \frac{3R \Delta T}{8p_c}$$

Mit  $\Delta p_c = 0,03 \text{ MPa}$  und  $\Delta T = 0,1 \text{ K}$  ergibt sich  $\Delta V_{mc} = 1,28 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3/\text{mol}$ .

$$\underline{\Delta V_{mc} = (1,97 \pm 0,013) \cdot 10^{-4} \text{ m}^3/\text{mol}}$$

Der Kohäsionsdruck  $a$  berechnet sich über:

$$a = 3 \cdot p_c \cdot V_{mc}^2 = 0,565 \text{ Pa} \cdot \text{m}^6/\text{mol}^2$$

Die Abweichung ergibt sich nach:  $\Delta a = \left| \frac{\partial a}{\partial V_m} \right| \Delta V_m + \left| \frac{\partial a}{\partial p_m} \right| \Delta p_c = a \left( 2 \frac{\Delta v_m}{v_m} + \frac{\Delta p_c}{p_c} \right)$

$$\Delta a = 0,011 \text{ Pa} \cdot \text{m}^6/\text{mol}^2$$

$$\underline{a = (0,565 \pm 0,011) \text{ Pa} \cdot \text{m}^6/\text{mol}^2}$$

Das Kovolumen ergibt sich als Drittel des kritischen molaren Volumens.

$$b = V_{mc} / 3 = 6,56 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{mol}$$

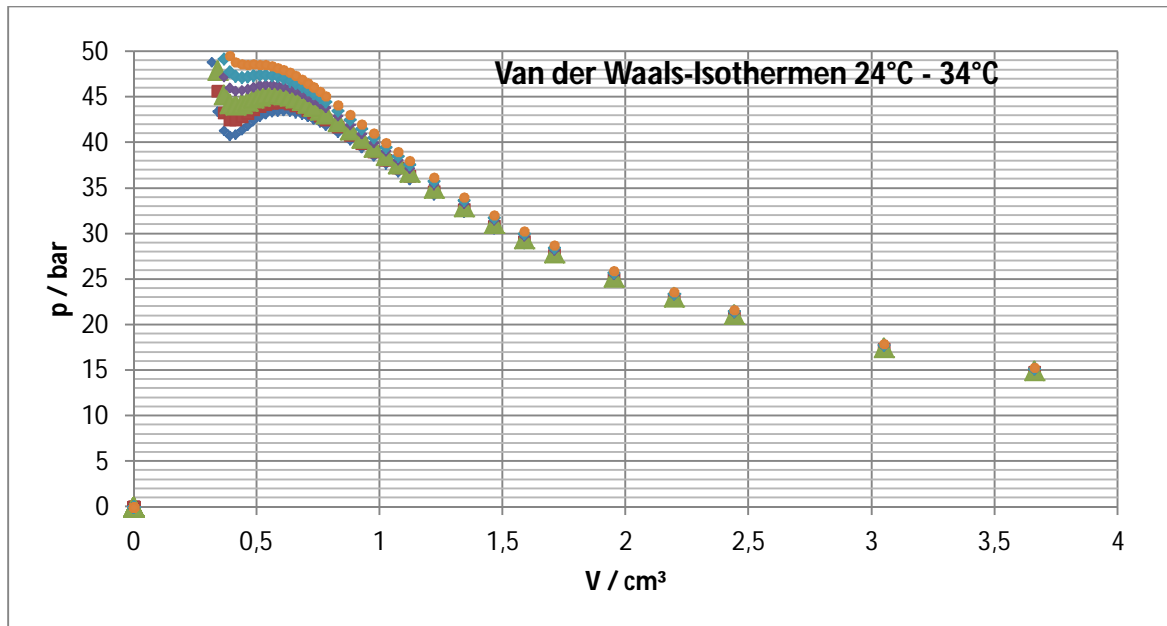
$$\Delta b = \Delta V_{mc} / 3 = 4,28 \cdot 10^{-7} \text{ m}^3/\text{mol}$$

$$\underline{b = (6,56 \pm 0,043) \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{mol}}$$

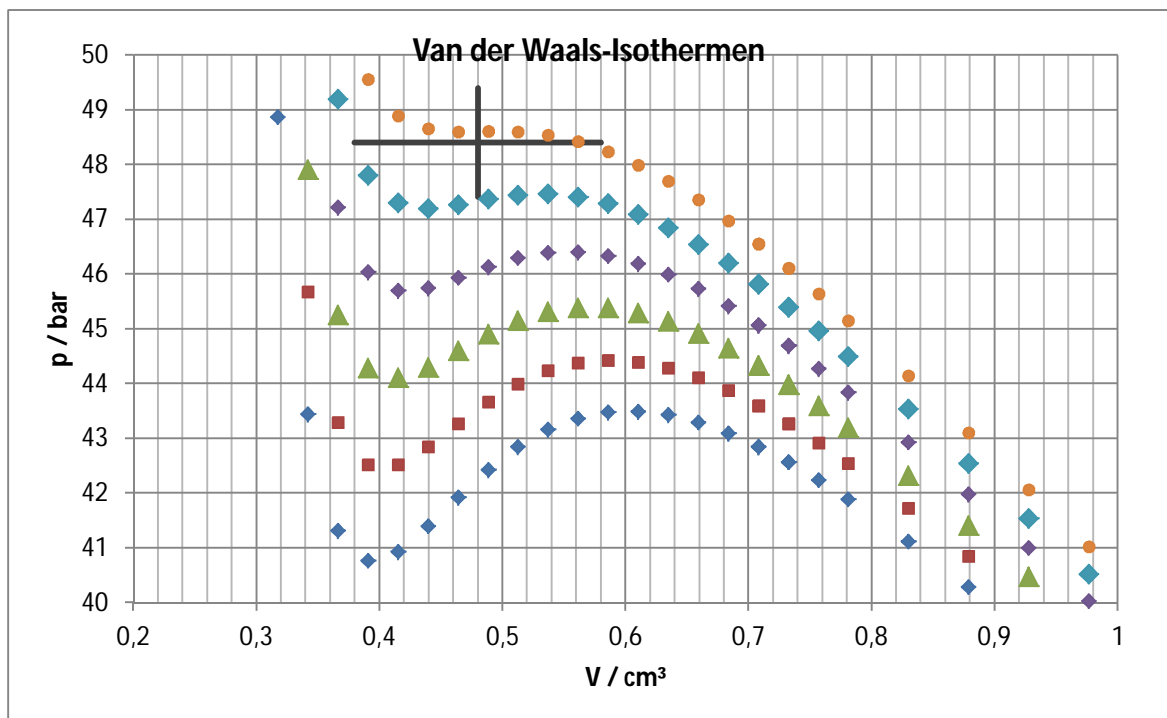
Die folgenden Diagramme zeigen die Van der Waals-Isothermen.

Für den Zusammenhang  $p = f(V)$  gilt:  $p = RT_c / (V_{mc} - b) - a / V_{mc}^2$ .

Das zweite Diagramm zeigt noch einmal vergrößert den relevanten Bereich um den kritischen Punkt. Dabei wird allerdings auch die Schwäche der Gleichung deutlich.



In diesem Diagramm sieht man die Van der Waals-Isothermen unter Verwendung des Kohäsionsdrucks  $a$  und des Kovolumens  $b$ . Eine sehr hohe Ähnlichkeit lässt sich über weite Teile zwischen den gemessenen und den errechneten Isothermen feststellen. Jedoch stimmen die Kurven nicht mehr im Bereich der Koexistenz überein, was jedoch zu erwarten war.

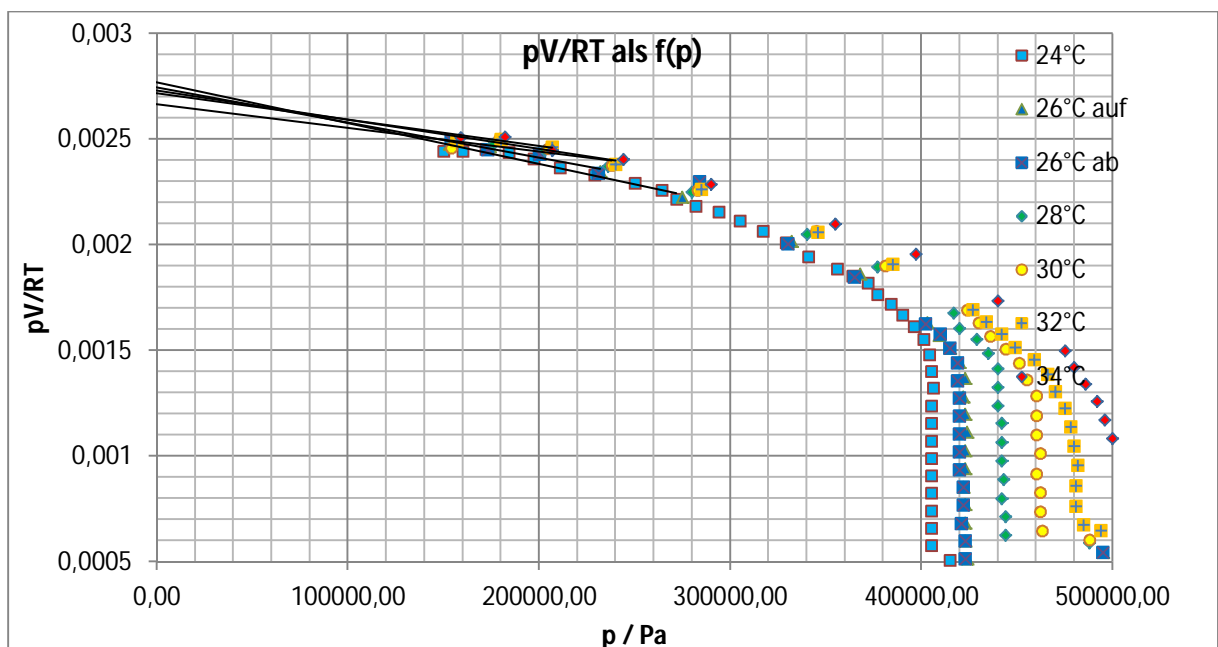
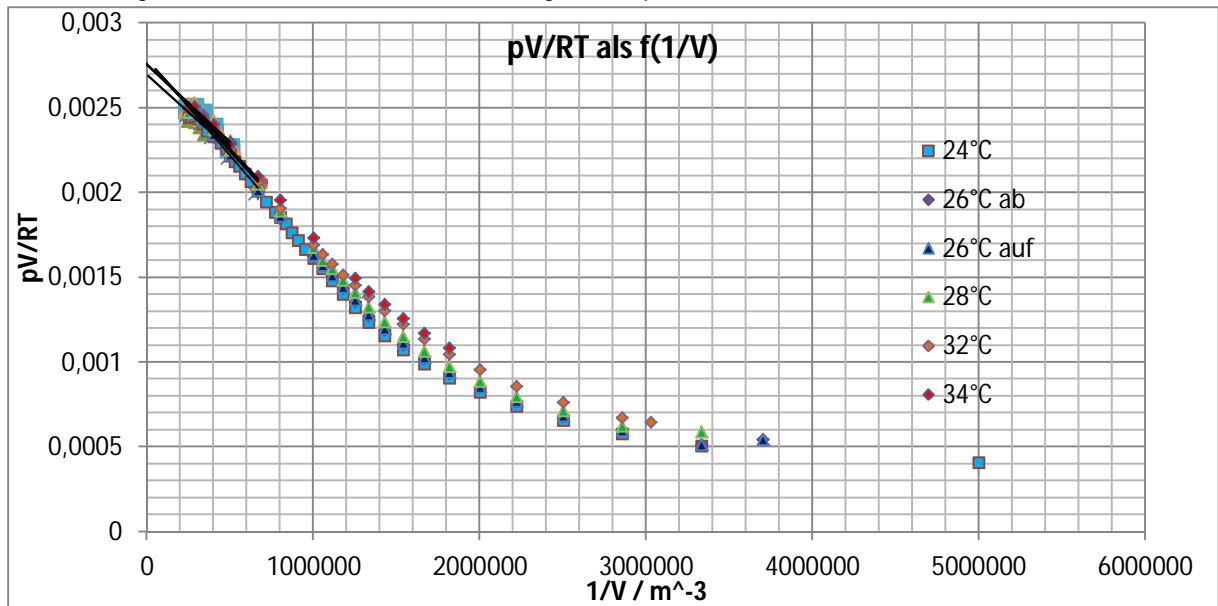


In dieser Darstellung sieht man noch einmal verdeutlicht den Bereich um den kritischen Punkt. Ebenfalls eingezeichnet ist der Kritische Punkt mit den ermittelten Werten.

Betrachtung der Zusammenhänge  $pV/RT = f(1/V)$  und  $pV/RT = g(p)$

Geht der Term  $(1/V)$  in der Van der Waals-Gleichung gegen null, so verringern sich die Beträge der erweiternden Koeffizienten und der Einfluss der Zustandsgleichung idealer Gase wird immer prominenter. Somit nähert sich der gesamte Term  $pV/RT$  der Stoffmenge  $n$ .

Betrachtet man den Grenzfalle  $p$  gegen null für  $pV/RT$  als Funktion des Druckes, so zeigt sich ein ähnliches Verhalten. Die Koeffizienten sind nicht direkt mit dem Druck verknüpft. Jedoch rückt mit sinkendem Druck die ideale Gasgleichung ebenfalls in den Vordergrund. Damit schneiden sich die Kurven im gemeinsamen Punkt der Stoffmenge  $n$  bei  $p = 0$ .



Die vorangestellten Diagramme stellen die Verläufe von  $pV/RT$  jeweils als Funktion des Reziproken Volumens ( $1/V$ ) und des Drucken ( $p$ ) dar. Bereits eingetragen sind die Verlängerungen der Kurven als lineare Funktionen um den gemeinsamen Achsenabschnitt zu bestimmen. Dieser deutet auf den jeweils geringsten Einfluss des Volumens in dem Zusammenhang  $pV/RT = (1 + a_1(T)/V_m + a_2(T)/V_m^2 + \dots)$ .

Wenn die erweiternden Terme der Van der Waals-Gleichung (2, 3 und weitere Summanden) klein werden lässt sich über die ideale Gas-Gleichung  $pV = nRT$  die Stoffmenge bestimmen.

### Bestimmung der Stoffmenge

Über die Gleichung  $V_{mc} = \frac{3RT_c}{8P_c}$  ließ sich bereits das molare kritische Volumen bestimmen.

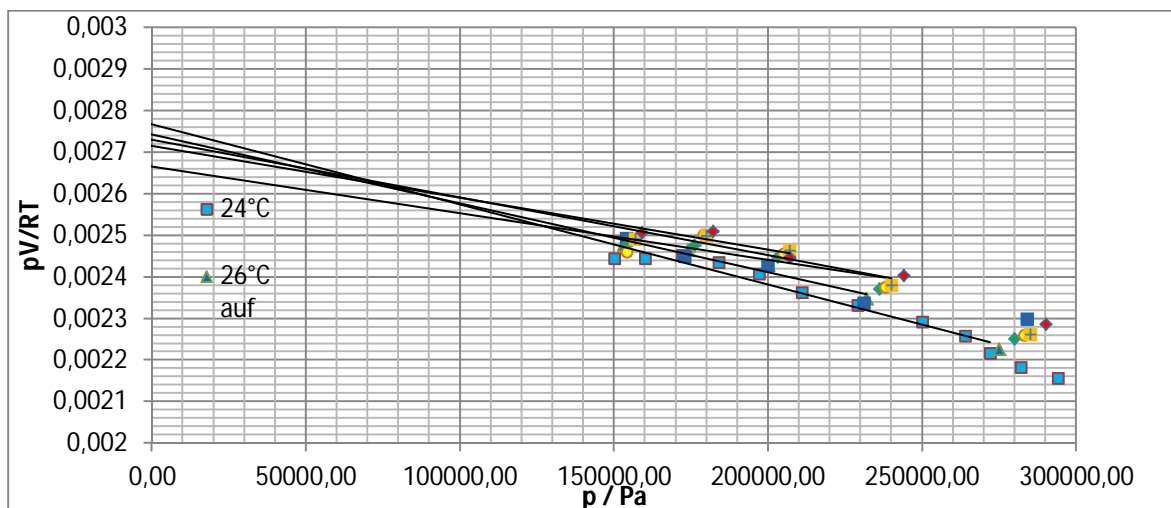
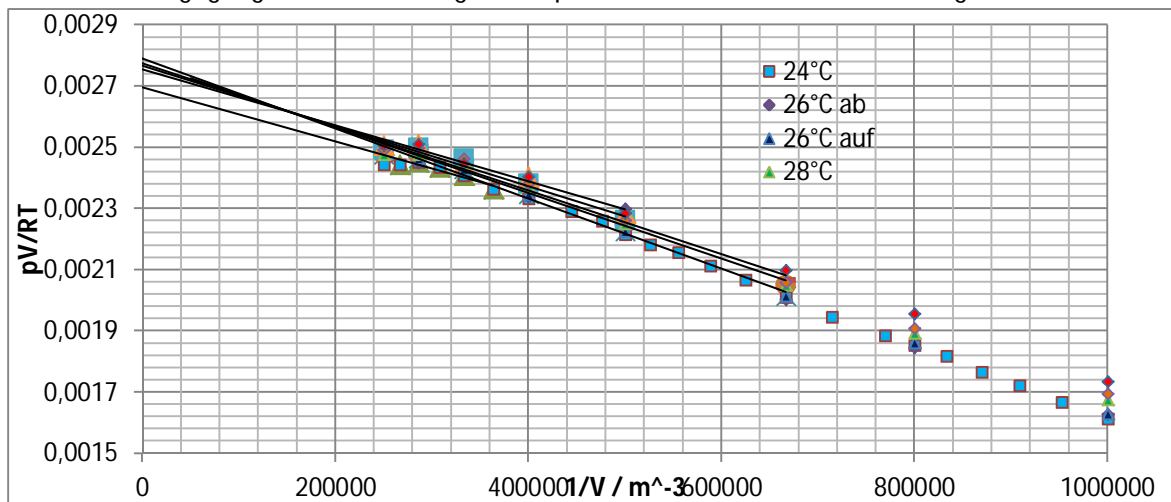
Da sich  $V_{mc}$  aus  $V_c / n$  ergibt, lässt sich die Stoffmenge  $n$  durch  $V_c / V_{mc}$  brechnen.

So ergibt sich  $n = 2,44 \cdot 10^{-3}$  mol.

$$\Delta n = \left| \frac{\partial n}{\partial V_m} \right| \Delta V_m + \left| \frac{\partial n}{\partial V_{mc}} \right| \Delta V_{mc} = n \left( \frac{\Delta V_m}{V_m} + \frac{\Delta V_{mc}}{V_{mc}} \right) = 2,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\underline{n = (2,44 \pm 0,22) \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

Aus den vorangegangenen Darstellungen von  $pV/RT$  lässt sich nun die Stoffmenge bestimmen.





Die Abbildungen zeigen den für die Stoffmengenbestimmung wichtigen Ausschnitt der Funktionen von  $pV/RT$  über  $1/V$  und  $p$ . Verlängert man den linear-wirkenden Abschnitt der Funktionen so treffen sich die Geraden verschiedener Temperaturen theoretisch in einem Punkt auf der  $pV/RT$ -Achse. Dieser repräsentiert den Punkt des geringsten Einflusses des Volumens auf die Funktion. Auf diese Weise lässt sich der Zusammenhang des idealen Gases mit  $pV = nRT$  anwenden und so deutet der Schnittpunkt der Achse auf die Stoffmenge hin.

Grafisch ergibt sich so die Stoffmenge  $n = 0,00274 \text{ mol}$  durch Mess- und Ablesetoleranzen sowie den einzelnen Abweichungen der Schnittpunkte untereinander wird der Wert auf  $0,0027$  gerundet und mit einer Abweichung von  $\pm 0,0001 \text{ mol}$  beaufschlagt.

$$n = (2,7 \pm 0,1) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Über den Weg der kritischen Dichte von Ethan lässt sich ebenfalls die Stoffmenge bestimmen.

Da  $m = V_c \cdot \rho_c$  und  $n = m/M$ , wobei  $M$  die molare Masse eines Stoffes ist, ergibt sich  $n = V_c \cdot \rho_c / M$ .

Über die Angabe für Ethan  $\rho_c = 0,2045 \text{ g/cm}^3$  und  $M = 30,07 \text{ g/mol}$

Erhält man  $n = 0,00327 \text{ mol}$ .

Die Abweichung ergibt sich hier erneut nur aus dem Beitrag des kritischen Volumens.

$$\Delta n = 0,00027. \text{ Damit ergibt sich } n = (3,27 \pm 0,27) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

#### Vergleich der Stoffmengenberechnungen

$$n_1 = (2,44 \pm 0,22) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_2 = (2,6 \pm 0,1) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_3 = (3,27 \pm 0,27) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Wie man sehen kann, unterscheiden sich die berechneten Stoffmengen erheblich voneinander.

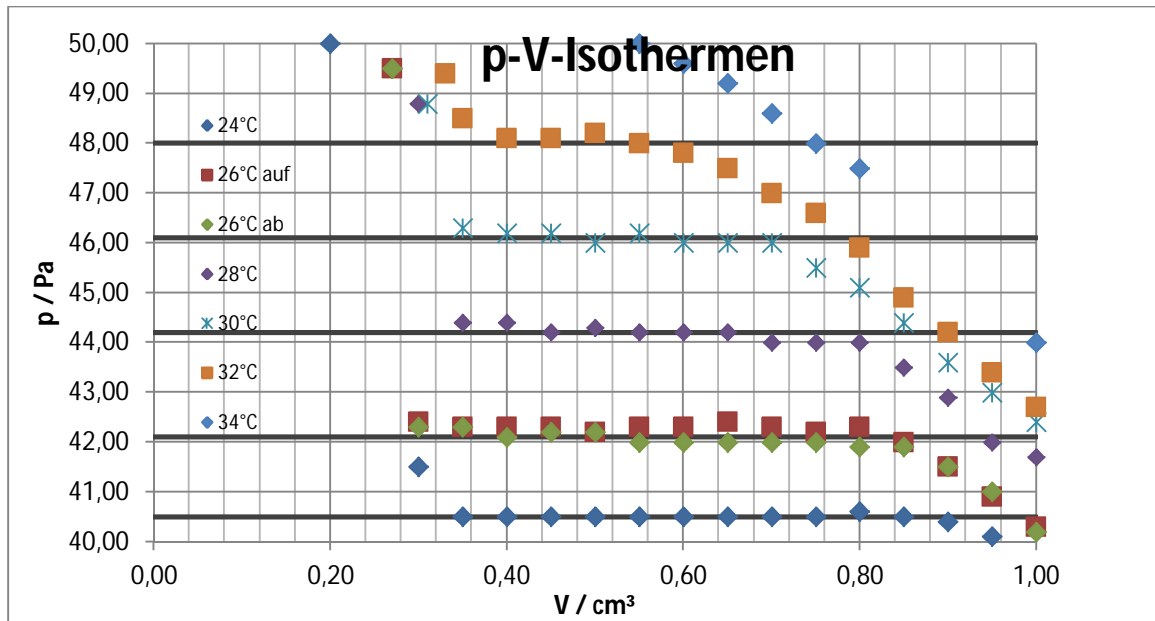
Aufgrund der Tatsache, dass äußerst unterschiedliche Verfahren eingesetzt wurden ergaben sich mit den Ansätzen verschiedene Ungenauigkeiten. Es lässt sich ebenfalls nicht sagen, welches der Verfahren am vertrauenswürdigsten ist, da sich die jeweiligen berechneten und geschätzten Fehler in einer ähnlichen Größenordnung befinden. Insgesamt ergeben sich mit den verschiedenen Wegen zur Bestimmung der Stoffmenge nur Schätzungen für die alleinige Größenordnung.

#### Bestimmung der Verdampfungsenthalpie und Entropie

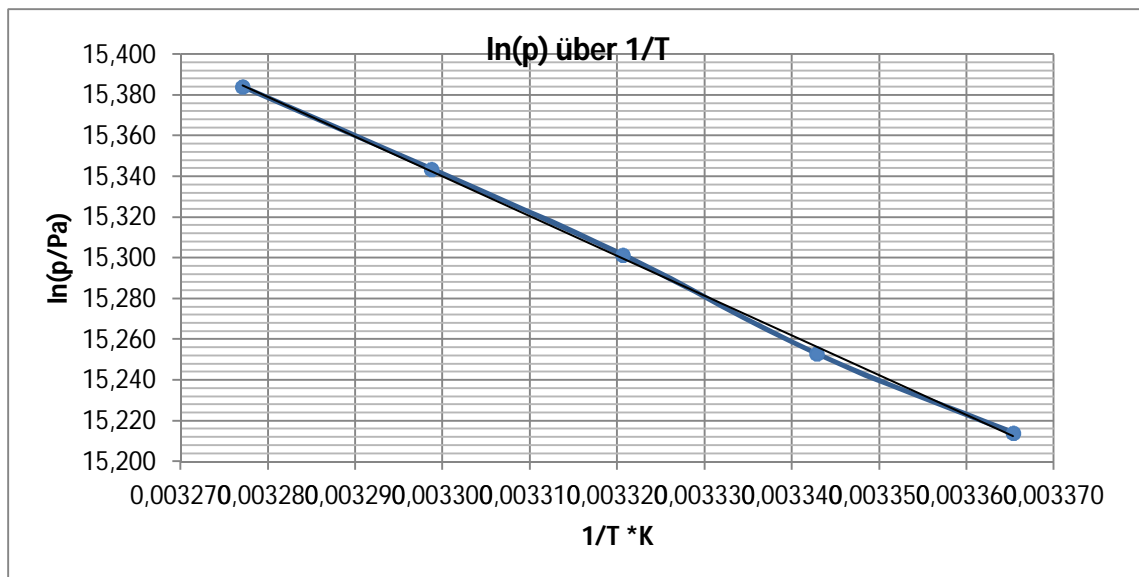
Über die Dampfdrücke und den jeweiligen Temperaturen lassen sich Verdampfungsenthalpie und die Verdampfungsentropie von Ethan bestimmen.

Zunächst benötigt man dazu allerdings eine geeignete Darstellung zur Erfassung der Dampfdrücke.

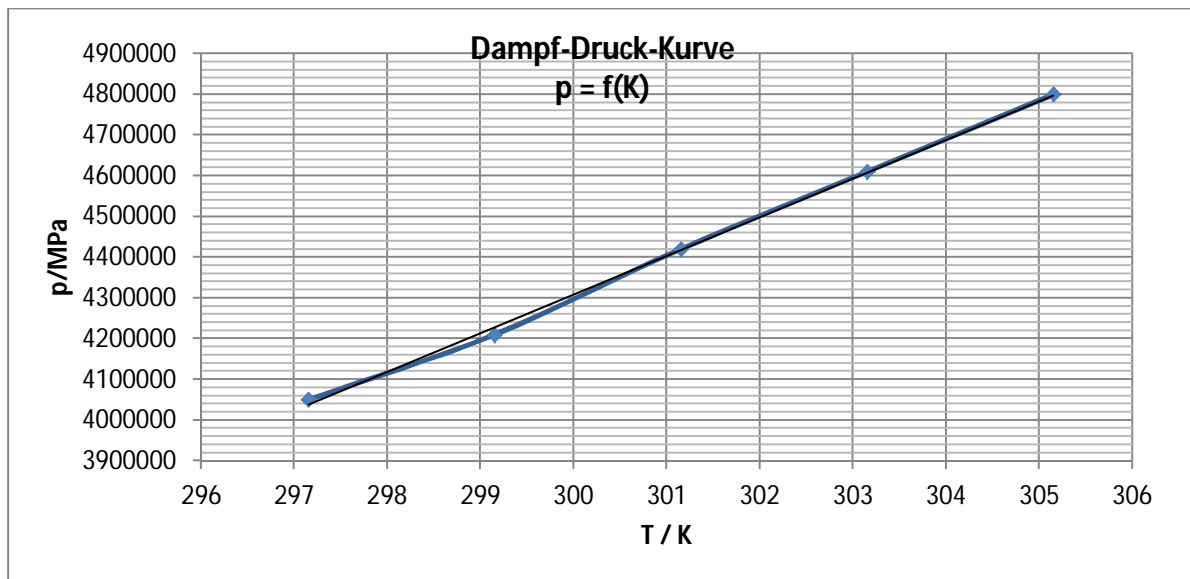
Aus den Werten gibt es nun zwei Möglichkeiten zur weiteren Berechnung. Über die Dampf-Druck-Kurve ergibt sich durch die Steigung, einer Temperatur, der Gas-Konstanten und dem Volumen des Gases die Verdampfungsenthalpie und auch die Verdampfungsentropie. Eine andere Darstellung von  $\ln(p)$  über  $1/T$  ergibt mithilfe der Gas-Konstanten ebenfalls direkt die Verdampfungsenthalpie.



P / bar	ln (p/Pa)	T / K	1/T * K
40,5	15,214	297,15	0,003365
42,1	15,253	299,15	0,003343
44,2	15,302	301,15	0,003321
46,1	15,344	303,15	0,003299
48	15,384	305,15	0,003277



Diese Diagramm stellt den Zusammenhang  $\ln(p/\text{Pa})$  in Abhängigkeit von  $1/T$  dar. Es liegt eine eindeutige Linearität mit der Steigung  $m = -1952,1$  vor. Über diese Angabe und die Gas-Konstante  $R$  erhält man als Produkt die molare Verdampfungsenthalpie.  $\Delta H = -m \cdot R = 16230 \text{ J/mol}$ . Die Abweichung wird in diesem Fall über den Bestimmtheitsgrad der Regression gegen und ergibt  $\Delta \Delta H = 9 \text{ J/mol}$  damit ist  $\Delta H$  bestimmt als  $(16230 \pm 9) \text{ J/mol}$ . Über die molare Masse von  $M = 30,07 \text{ g/mol}$  ergibt sich ferner  $\Delta H (539,8 \pm 0,3) \text{ J/g}$ . Die Entropie  $\Delta S$  berechnet sich einfach aus  $\Delta S = \Delta H/T$ . Damit kommt man auf einen Wert für  $S$  bei  $28^\circ\text{C}$  von  $53,89 \text{ J}/(\text{mol K})$ .



Aus dieser Darstellung erhält man durch die Steigung den Ausdruck  $dp/dT$  für diesen Verlauf.

$dp/dT = 95000 \text{ Pa/K}$ . Um für die Temperatur  $\vartheta = 28^\circ\text{C}$  die Verdampfungsenthalpie zu berechnen, benötigt man neben der Temperatur und der Steigung ebenfalls das molare Volumen der Gasphase bei dem Dampfdruck und das der flüssigen Phase, jeweils aus dem Diagramm der Messisothermen.

$\Delta H = dp/dT * T * (V_g - V_f)$ , diese Gleichung beschreibt den physikalischen Zusammenhang.

$$T = (28 + 273,15)\text{K} = 301,15\text{K}$$

Aus den Schnittpunkten der Messisothermen mit der Grenze des Koexistenzgebiets ergeben sich:

$V_g = 0,79\text{cm}^3$  und  $V_f = 0,33\text{cm}^3$  mit jeweiligen Abweichungen von  $\Delta V_{g,f} = 0,05 \text{ cm}^3$ .

Dies führt zu einem Phasenübergangsvolumen  $(V_g - V_f)$  von  $0,43\text{cm}^3 \pm 0,1\text{cm}^3$ .

Aus dem Diagramm ist  $dp/dT$  mit  $95000\text{Pa/K}$  zu entnehmen. Die verwendete Stoffmenge ergibt sich aus dem Mittel der erhaltenen Stoffmengen, wobei durch die großen Abweichungen untereinander von einem großen Fehler ausgegangen wird.  $n = (2,7 \pm 0,5) * 10^{-3} \text{ mol}$ .

$$\Delta H = dp/dT * T * (V_g - V_f) / n = 4850 \text{ J/mol}$$

Dieses Ergebnis liegt fernab des Erwartungswertes von  $15600 \text{ J/mol}$ . Es ist jedoch zu berücksichtigen, dass für dieses Verfahren eine Vielzahl von Fehlerquellen das Ergebnis der Verdampfungsenthalpie  $\Delta H$  verunsichert.

Mit pessimistischen Annahmen von  $\Delta(dp/dT) = 1000\text{Pa/K}$ ,  $\Delta(V_g - V_f) = 2 * 0,05\text{cm}^3$  und

$\Delta n = 0,5 * 10^{-3} \text{ mol}$  gelangt man zu:

$$\Delta \Delta H = \Delta H (\Delta n / n + \Delta(dp/dT) / (dp/dT) + \Delta(V_g - V_f) / (V_g - V_f)) = \Delta H * 0,404 = \Delta H * 40,4\% = 1960 \text{ J/mol}$$

$$\Rightarrow \Delta H = (4850 \pm 1960) \text{ J/mol} \cong \Delta H (161 \pm 65) \text{ J/g}$$

Selbst mit dieser Fehlerabschätzung gelangt man nicht in die Nähe des Literaturwertes.

Letztlich wird noch die Verdampfungsentropie berechnet.  $\Delta S_m = \Delta H / T = (16,1 \pm 6,5 \text{ J/(K mol)})$ .

## Zusammenfassung, Diskussion, Fazit

Durch die Messung kam man zu folgenden quantitativen Ergebnissen.

Unvoreingenommen:

$$p_c = (32 \pm 0,2)^\circ\text{C} \Rightarrow T_c = (305,15 \pm 0,2) \text{ K},$$

$$p_c = (48,2 \pm 0,3) \text{ bar} \triangleq p_c = (4,82 \pm 0,03) \text{ MPa},$$

$$V_c = (0,5 \pm 0,04) \text{ cm}^3 \triangleq V_c = (0,5 \pm 0,04) \cdot 10^{-6} \text{ m}^3.$$

Durch Zuhilfenahme der kritischen Temperatur:

$$p_c = (48,4 \pm 0,3) \text{ bar} \triangleq p_c = (4,84 \pm 0,03) \text{ MPa},$$

$$V_c = (0,48 \pm 0,04) \text{ cm}^3 \triangleq V_c = (0,48 \pm 0,04) \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

Das kritische molare Volumen bestimmt sich zu:  $V_{mc} = (1,97 \pm 0,062) \cdot 10^{-4} \text{ m}^3/\text{mol}$ .

Der Kohäsionsdruck  $a$  beträgt  $(0,565 \pm 0,011) \text{ Pa} \cdot \text{m}^6/\text{mol}^2$

Das Kovolumen  $b$  beträgt  $(6,56 \pm 0,041) \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{mol}$

Die Stoffmenge ergab sich zu:

$$n_1 = (2,44 \pm 0,22) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_2 = (2,6 \pm 0,1) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_3 = (3,27 \pm 0,27) \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Die Verdampfungsenthalpie berechnet sich zu:

$$\Delta H_{1m} = (16230 \pm 9) \text{ J/mol}.$$

$$\Delta H_{2m} = (4850 \pm 1960) \text{ J/mol}.$$

Und damit zu  $\Delta H_1 = (539,8 \pm 0,3) \text{ J/g}$  und  $\Delta H_2 = (541,4 \pm 12,6) \text{ J/g}$ .

Die Verdampfungsentropie beträgt  $\Delta S_{m1} = \Delta H/T = (54,06 \pm 1,3) \text{ J/(K mol)}$

Und  $\Delta S_{m2} = \Delta H/T = (16,1 \pm 6,5) \text{ J/(K mol)}$

Die kritischen Daten liegen um wenige Prozent genau an den Literaturwerten, hinderlich waren hierbei lediglich die großen Temperaturintervalle von  $2^\circ\text{C}$  und damit einhergehende Ableseungenauigkeiten.

Die Van der Waals Isothermen lassen sich über einen großen Bereich hin mit den Messisothermen mit nur geringen Abweichungen vergleichen. Dies schließt auf eine geeignete Berechnung des Kohäsionsdrucks und des Kovolumens.

Die Stoffmengen unterscheiden sich verhältnismäßig stark voneinander. Wie bereits im Vorfeld erläutert lassen sich die Verfahren zur Bestimmung der Stoffmenge nur Berechnung der Größenordnungen verwenden in denen die Stoffmenge liegt. Eine Messung der Stoffmenge ist über alle verwendeten Verfahren ist mit vielen Unsicherheiten verbunden.

Nur ein Ergebnis der Verdampfungsenthalpie liegt akzeptabel dicht am Literaturwert. Mit einer Abweichung von 4% vom Literaturwert  $\Delta H_L = 15,6 \text{ kJ/mol}$  liegt das Ergebnis noch im Rahmen der Toleranz hinsichtlich der Fehlereinschätzungen der Messgeräte.

Für die zweite Berechnung fällt das Ergebnis der Enthalpie und der Entropie miserabel aus.

Mit einer Abweichung von etwa 70% vom Literaturwert ist das Ergebnis nicht vertrauenswürdig.

Die Betrachtung der Messergebnisse lässt auf die Durchführung eines größtenteils erfolgreichen Experimentes schließen.