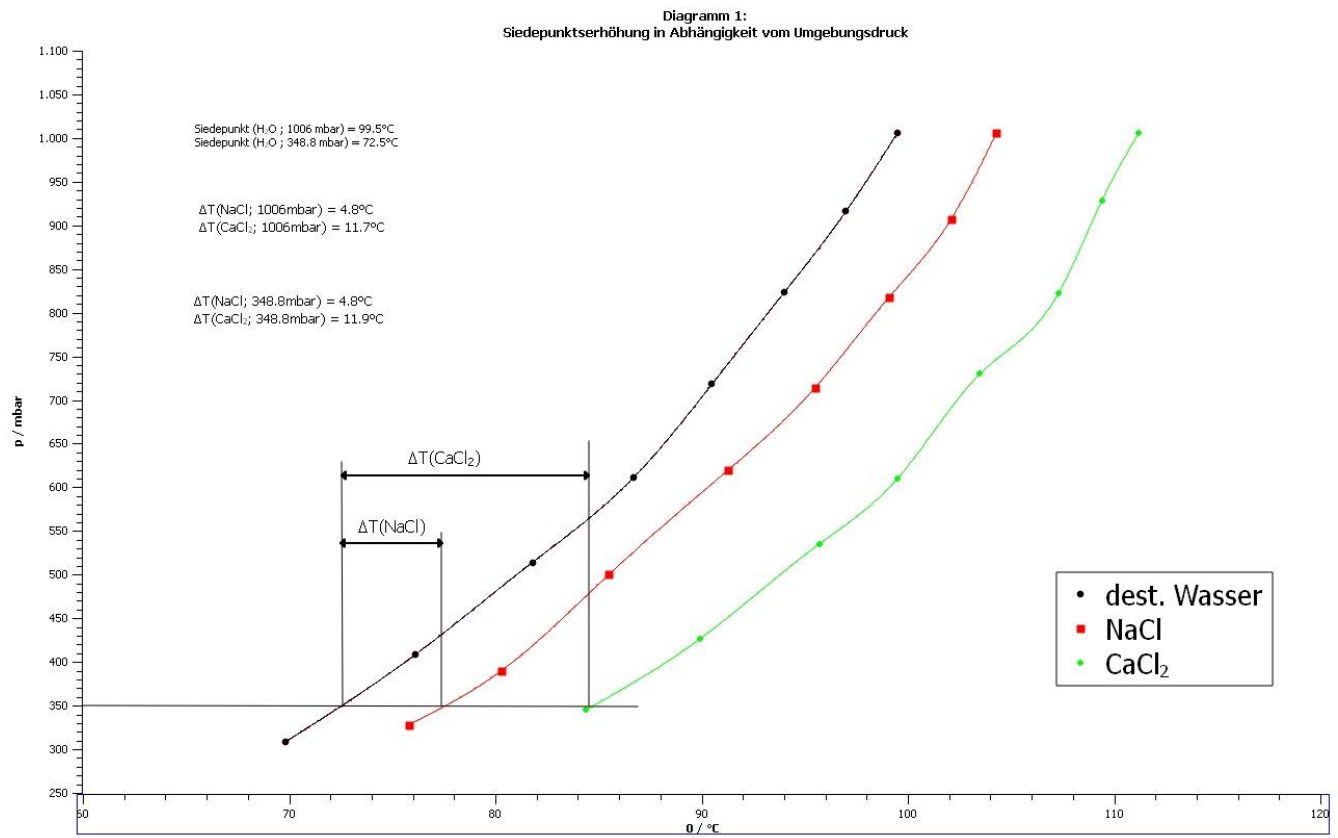

CHRISI

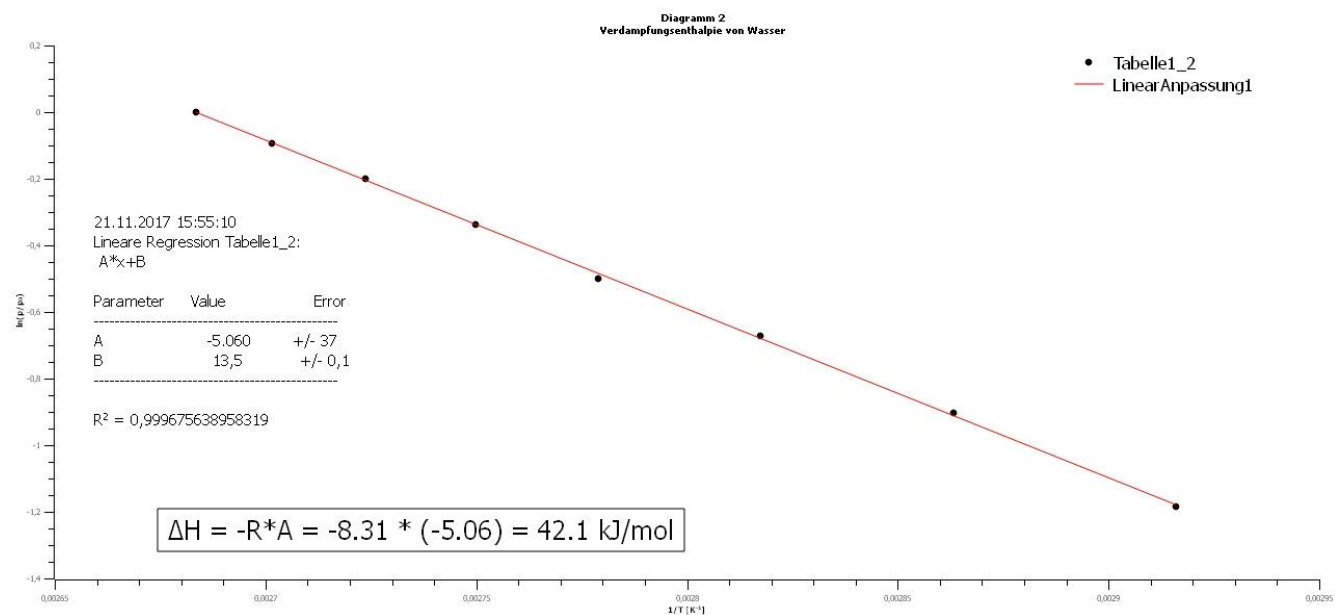
GRUPPE

DAVID RAESE
1628909

1 Aufgabe a)



2 Aufgabe b)



3 Aufgabe c)

3.1 Bestimmung der Steigung:

Um die durchschnittliche molare Verdampfungsenthalpie zu bestimmen muss zunächst die Steigung aus Diagramm zwei berechnet werden. Die Geradengleichung der Regressionsgerade ist gegeben durch:

$$y = m \cdot x + c$$

Die Parameter $m(\text{Steigung}) = -5.060$ und $c(\text{Achsenabschnitt}) = 13.5$ wurden mit dem Programm SciDAVis bestimmt. Zur Berechnung der Steigung kann folgende Formel verwendet werden:

$$m = \frac{n \cdot \sum_{i=1}^n (x_i \cdot y_i) - \sum_{i=1}^n x_i \cdot \sum_{i=1}^n y_i}{n \cdot \sum_{i=1}^n x_i^2 - (\sum_{i=1}^n x_i)^2}$$

Der Zusammenhang der Steigung und der durchschnittlichen molaren Verdampfungsenthalpie wird über die Clausius-Clapeyron-Gleichung hergestellt:

$$\frac{d \ln(p)}{d(1/T)} = \frac{-\Delta_V H_m}{R}$$

Da bei Diagramm zwei $\ln(p)$ gegen $1/T$ aufgetragen ist, entspricht $\frac{-\Delta_V H_m}{R} = m$, da m und R bekannt sind kann $\Delta_V H_m$ bestimmt werden.

$$m = \frac{-\Delta_V H_m}{R}$$

$$\Delta_V H_m = -mR = -(-5060 \text{ K} \cdot \text{mol}) \cdot 8,13 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \text{mol}^{-1} = 42071 \text{ J}$$

Die durchschnittliche Verdampfungsenthalpie die gemessen wurde beträgt somit 42071 J.

Berechnung der theoretischen Siedepunktserhöhung

$$\Delta_V H = 41,1 \cdot 10^3 \text{ J/mol}$$

$$R = 8,3145 \text{ J/(mol} \cdot \text{K)}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 13,877 \text{ mol}$$

$$T_{350 \text{ mbar}} = 72,54 \text{ }^\circ\text{C} = 345,69 \text{ K}$$

$$T_{1006 \text{ mbar}} = 99,5 \text{ }^\circ\text{C} = 372,65 \text{ K}$$

$$\Delta T = \frac{R \cdot T^2}{\Delta_V H} \cdot x_B$$

NaCl:

$$x_B = \frac{2 \text{ mol}}{(2+13,877) \text{ mol}} = 0,126$$

$$\underline{\underline{\Delta T_{350 \text{ mbar}} = 3,05 \text{ K}}}$$

$$\underline{\underline{\Delta T_{1006 \text{ mbar}} = 3,54 \text{ K}}}$$

CaCl₂:

$$x_B = \frac{3 \text{ mol}}{(3+13,877) \text{ mol}} = 0,178$$

$$\underline{\underline{\Delta T_{350 \text{ mbar}} = 4,30 \text{ K}}}$$

$$\underline{\underline{\Delta T_{1006 \text{ mbar}} = 5,00 \text{ K}}}$$

Tabelle 1: Theoretische Siedepunktserhöhung für NaCl

Druck [mbar]	x_B	$T^* [C]$	$\Delta T [C]$
1006	0,126	104,3	3,54
350	0,126	77,38	3,05

Tabelle 2: Theoretische Siedepunktserhöhung für CaCl_2

Druck [mbar]	x_B	$T^* [C]$	$\Delta T [C]$
1006	0,178	111,2	4,88
350	0,178	84,48	4,20

4 Aufgabe e)

4.1 Berechnung des Aktivitätskoeffizienten:

Wie in Aufgabe d) zu erkennen ist, weichen die realen von den idealen Siedetemperaturen ab. Dies liegt daran, dass bei der Clausius-Claperyron-Gleichung von idealen Verhalten ausgegangen wird, es werden also nicht die Wechselwirkungen, welche zwischen den Molekülen stattfinden berücksichtigt. Um diese Diskrepanz zu quantifizieren wird der Aktivitätskoeffizient herangezogen, dieser beschreibt das Verhältnis zwischen idealem und realen Verhalten.

$$\Delta T_{real} = \Delta T_{ideal} \cdot \gamma$$

$$\gamma = \frac{\Delta T_{real}}{\Delta T_{ideal}}$$

Tabelle 3: Tabelle

	$\Delta T_{real} [K]$	$\Delta T_{theo.} [K]$	γ
NaCl 350mbar	4.8	3.05	1.6
NaCl 1006mbar	4.8	3.54	1.4
CaCl_2 350mbar	11.9	4.3	2.8
CaCl_2 1006mbar	11.7	5.00	2.34