

Messung von molaren Massen

Protokoll zum Versuch Nummer W4 vom 4. Mai 2015

Frederik Edens, Dennis Eckermann

Gruppe 6mo

f_eden01@uni-muenster.de

dennis.eckermann@gmx.de

Inhaltsverzeichnis

1. Einleitung	1
2. Versuchsteil	1
2.1. Messung der molaren Masse anhand von Dampfdichte	1
2.1.1. Auswertung	2
3. Diskussion	3
A. Anhang	4
A.1. Fehlerrechnung	4

1. Einleitung

$$M = m \frac{V_m p_0}{V p} \frac{T}{T_0} \quad (1.1)$$

2. Versuchsteil

2.1. Messung der molaren Masse anhand von Dampfdichte

Im ersten Versuchsteil wird die molare Masse von Ethanol und Cyclohexan bestimmt. Dazu wird genutzt, dass das molare Volumen von idealen Gasen eine konstante ist und sowohl Ethanol als auch Cyclohexan nur geringfügig von diesem Wert abweichen.

Es werden geringe Probenmengen von etwa 0,1 mL bei Ethanol und 0,2 mL bei Cyclohexan mit einer Spritze in einen Glaskolben injiziert. Durch wiegen der Spritze vorm Injizieren und danach wird die Masse des injizierten Stoffes bestimmt. Die Temperatur des Kolbens wird durch ein kochendes Wasserbad konstant auf etwa 100 °C gehalten. Da die Siedepunkte von Ethanol und Cyclohexan, wie Tabelle 3 entnommen werden kann, deutlich darunter liegen, gehen diese im Kolben in die gasförmige Phase über. Das so verdrängte Volumen kann abgelesen werden und zusammen mit der Probenmasse die Molmasse bestimmt werden. Durch fünf Messungen pro Stoff wird die Unsicherheit verringert.

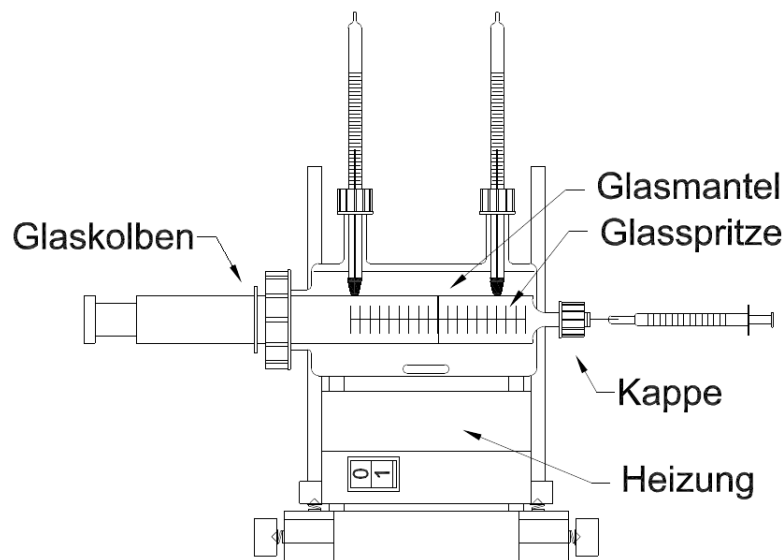


Abbildung 1 – Versuchsaapparatur (Quelle: [1])

2.1.1. Auswertung

Mit (1.1) lässt sich aus den erfassten Messwerten die molare Masse bestimmen. Da die Formel nur aus linearen und antiproportionalen Zusammenhängen besteht, lässt sich Fehlerformel (A.1) verwenden. Der Innendruck des Kolbens passt sich dem Umgebungsdruck an. Daher entspricht p dem gemessenen Umgebungsdruck $p = (1001,9 \pm 0,1)$ hPa. Die Innentemperatur T war über die Dauer des Experimentes konstant und wurde an beiden Enden gemessen. Die mittlere Temperatur ist $T = (102,5 \pm 0,8)$ °C. Als molares Volumen wird das molare Volumen des idealen Gases von $V_m = (22,413\,996 \pm 0,000\,039)$ mol l⁻¹ angenommen. Dieses gilt bei Normalbedingungen von $p_0 = 1013,25$ hPa und $T_0 = 0$ °C. Die damit bestimmten Ergebnisse sind in den Tabellen 1 und 2 zu finden.

Probenmasse [g]	Gasvolumen [l]	Molvolumen [mol l ⁻¹]
0,10 ± 0,02	0,0625 ± 0,0005	49,9 ± 10,0
0,13 ± 0,02	0,0825 ± 0,0005	49,1 ± 7,6
0,09 ± 0,02	0,0635 ± 0,0005	44,2 ± 9,9
0,08 ± 0,02	0,0520 ± 0,0005	48,0 ± 12,0
0,13 ± 0,02	0,0805 ± 0,0005	50,3 ± 7,8

Tabelle 1 – Ergebnisse vom ersten Versuch mit Ethanol

Probenmasse [g]	Gasvolumen [l]	Molvolumen [mol l ⁻¹]
0,24 ± 0,02	0,0765 ± 0,0005	97,8 ± 8,2
0,25 ± 0,02	0,0870 ± 0,0005	89,6 ± 7,2
0,22 ± 0,02	0,0785 ± 0,0005	87,4 ± 8,0
0,14 ± 0,02	0,0510 ± 0,0005	85,6 ± 12,3
0,17 ± 0,02	0,0535 ± 0,0005	99,1 ± 11,7

Tabelle 2 – Ergebnisse vom ersten Versuch mit Cyclohexan

	Siedepunkt	Molare Masse
Ethanol	78,32 °C	46,07 g mol ⁻¹
Cyclohexan	81 °C	84,16 g mol ⁻¹

Tabelle 3 – Stoffeigenschaften von Ethanol und Cyclohexan (Quellen: [2], [3])

3. Diskussion

A. Anhang

A.1. Fehlerrechnung

In diesem Versuch werden alle Messgrößen linear oder anti-proportional berechnet. Daher ist der Fehler aller vorkommenden Größen $y(x_1, \dots, x_n)$ gegeben durch

$$\Delta y = \sqrt{\sum_{i=1}^n \left(y \frac{\Delta x_i}{x_i} \right)^2} = |y| \sqrt{\sum_{i=1}^n \left(\frac{\Delta x_i}{x_i} \right)^2} \quad (\text{A.1})$$

Literatur

- [1] Markus Donath und Anke Schmidt, Hrsg. *Anleitung zu den Experimentellen Übungen zur Optik, Wärmelehre und Atomphysik*. Auflage 2015. Stand 10. April 2015. Physikalisches Institut, 2015.
- [2] Wikipedia. *Cyclohexan* — *Wikipedia, Die freie Enzyklopädie*. [Online; Stand 5. Mai 2015]. 2015. URL: <http://de.wikipedia.org/w/index.php?title=Cyclohexan&oldid=139366293>.
- [3] Wikipedia. *Ethanol* — *Wikipedia, Die freie Enzyklopädie*. [Online; Stand 5. Mai 2015]. 2015. URL: <http://de.wikipedia.org/w/index.php?title=Ethanol&oldid=141513771>.