

# 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

<b>1. Einleitung</b>	<b>1</b>
<b>2. Versuchsteil</b>	<b>3</b>
2.1. Messung der molaren Masse anhand von Dampfdichte . . . . .	3
2.1.1. Auswertung . . . . .	3
2.2. Messung der molaren Masse anhand der Gefrierpunktserniedrigung . . . .	4
<b>3. Diskussion</b>	<b>6</b>
3.1. Messung anhand von Dampfdichte . . . . .	6
3.2. Messung anhand von Schmelzpunktverschiebung . . . . .	7
<b>A. Anhang</b>	<b>8</b>
A.1. Fehlerrechnung . . . . .	8
A.2. Literaturwerte von Ethanol und Cyclohexan . . . . .	8

## 1. Einleitung

In diesem Versuch werden molare Massen mittels zwei verschiedener Methoden bestimmt.

Einmal mit der Dampfdichtemethode, das andere mal mit der Gefrierpunktserniedrigung.

Zunächst ist als molare Masse das Verhältnis der Masse und der Stoffmenge definiert,

$$M = \frac{m}{\nu} \frac{g}{mol} \quad (1.1)$$

wobei  $\nu$  die Stoffmenge ist und  $m$  die Masse.

Ein Mol ist definiert als die Anzahl der Teilchen die in 12g des Kohlenstoffisotops  $^{12}\text{C}$  enthalten sind.

Das Molvolumen ist definiert durch das Volumen durch die Stoffmenge

$$V_m = \frac{V}{\nu} = \frac{M}{\rho} \frac{mol}{m^3} \quad (1.2)$$

$V$  ist das Volumen und  $\rho = \frac{m}{V}$  die Dichte des Stoffes.

Aus der idealen Gasgleichung folgt für eine Stoffmenge von einem Mol.

$$V_m = \frac{RT}{p} \quad (1.3)$$

$R$  ist die allgemeine Gaskonstante und hat den Wert  $8,314 \frac{J}{mol \cdot K}$  und  $T$  ist die Temperatur.

Unter Normalbedingungen beträgt das molare Volumen eines idealen Gases bei einem Mol Stoffmenge etwa  $22,41 \frac{l}{mol}$ .

Für eine Stoffmenge von einem Mol ergibt sich für 1.2

$$\frac{M}{V_{m0}} = \frac{m}{V_0} \quad (1.4)$$

durch die ideale Gasgleichung bei Normalbedingungen und einigen weiteren Schritten ergibt sich,

$$M = m \frac{V_{m0} p_0}{V p} \frac{T}{T_0} \quad (1.5)$$

diese wird in der weiteren Auswertung gebraucht,  $m$  ist die Masse der Probesubstanz

$p_0$  und  $T_0$  sind Druck und Temperatur unter Normalbedingungen.

Da die Probesubstanz mit einer Spritze aufgezogen wird, ist diese nicht direkt messbar. Es ist nur die Differenz der Massen der jeweils gefüllten und leeren Spritzen bekannt.

Es kommt noch ein Zusatzterm hinzu, der dem Auftrieb zu verschulden ist, somit folgt

$$m = (m_2 - m_1) + \varrho_L V_{Fl} \quad (1.6)$$

$\varrho_L$  ist die Dichte der Luft und  $V_{Fl}$  das Volumen der Probesubstanz.

Damit sind die grundlegenden Formeln für die Dampfdichtemethode besprochen, zur funktionsweisen der Apparatur mehr im Versuchsteil.

Bei der Gefrierpunktserniedrigung wird die molare Masse, durch die Änderung des Gefrierpunkts eines Stoffes, in dem ein anderer Stoff in diesem gelöst wird, bestimmt.

Diese wird durch folgende Formel beschrieben,

$$\Delta T = K \frac{1}{m_L} \frac{m_S}{M_S} \quad (1.7)$$

$K$  heißt kryoskopische Konstante und ist für Lösungsmittel die charakteristische Größe, in diesem Fall ist das Lösungsmittel Cyclohexan. Hierfür hat  $K$  den Wert  $20,2 \cdot 10^3 \frac{gK}{mol}$ .  $m_L$  ist die Masse des Lösungsmittels  $m_S$  die Masse der gelösten Substanz und  $M_S$  ist die molare Masse der gelösten Substanz.

Diese lässt sich durch einfaches umstellen der Formel berechnen,

$$M_S = K \frac{1}{m_L} \frac{m_S}{\Delta T} \quad (1.8)$$

damit lassen sich die gewünschten Berechnungen durchführen.

## 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 vor und nach dem Injizieren 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.

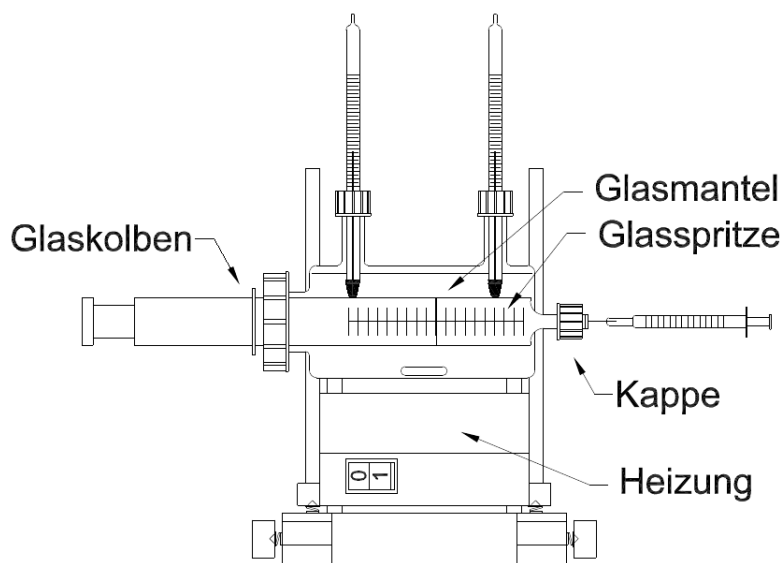


Abbildung 1 – Versuchsausrüstung (Quelle: [1])

#### 2.1.1. Auswertung

Mit (1.5) 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<sup>-1</sup> 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. Die Mittelwerte der molaren Massen betragen  $(48,3 \pm 11,7)$  g mol<sup>-1</sup> für Ethanol und  $(91,9 \pm 15,0)$  g mol<sup>-1</sup> für Cyclohexan.

Probenmasse [g]	Gasvolumen [l]	Molvolumen [g mol <sup>-1</sup> ]
$0,10 \pm 0,02$	$0,0625 \pm 0,0005$	$49,9 \pm 10,0$
$0,13 \pm 0,02$	$0,0825 \pm 0,0005$	$49,1 \pm 7,6$
$0,09 \pm 0,02$	$0,0635 \pm 0,0005$	$44,2 \pm 9,9$
$0,08 \pm 0,02$	$0,0520 \pm 0,0005$	$48,0 \pm 12,0$
$0,13 \pm 0,02$	$0,0805 \pm 0,0005$	$50,3 \pm 7,8$

**Tabelle 1** – Ergebnisse vom ersten Versuch mit Ethanol

Probenmasse [g]	Gasvolumen [l]	Molmasse [g mol <sup>-1</sup> ]
$0,24 \pm 0,02$	$0,0765 \pm 0,0005$	$97,8 \pm 8,2$
$0,25 \pm 0,02$	$0,0870 \pm 0,0005$	$89,6 \pm 7,2$
$0,22 \pm 0,02$	$0,0785 \pm 0,0005$	$87,4 \pm 8,0$
$0,14 \pm 0,02$	$0,0510 \pm 0,0005$	$85,6 \pm 12,3$
$0,17 \pm 0,02$	$0,0535 \pm 0,0005$	$99,1 \pm 11,7$

**Tabelle 2** – Ergebnisse vom ersten Versuch mit Cyclohexan

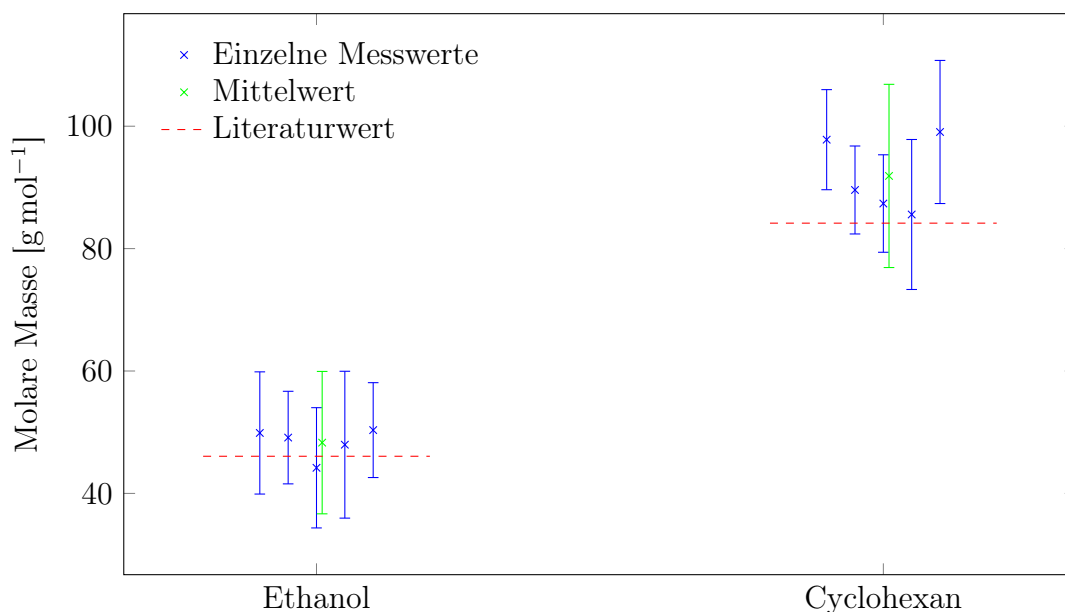


Abbildung 2 – Grafische Darstellung, Quelle Literaturwerte: [2, 3]

## 2.2. Messung der molaren Masse anhand der Gefrierpunktserniedrigung

In diesem Teil wird im Lösungsmittel Cyclohexan eine geringe Menge Eicosan gelöst und der Unterschied der Gefrierpunkte gemessen. Dabei liegen die Mengen bei  $(16,27 \pm 0,02) \text{ g}$  Cyclohexan und  $(0,39 \pm 0,01) \text{ g}$  Eicosan.

Zunächst wurde der Gefrierpunkt des Cyclohexans gemessen. Dafür wurde die Substanz in einem Reagenzglas in ein Eisbad gelegt und unter ständigem Rühren abgekühlt. Wird ein Plateau erreicht, wurde der Gefrierpunkt ermittelt. Dieser liegt bei  $T_1 = (6,6 \pm 0,1) ^\circ\text{C}$

Die Ermittlung des Gefrierpunkts für das Stoffgemisch aus Cyclohexan und Eicosan ist analog, nur ist das Rühren noch wichtiger als vorher. Hier liegt der Gefrierpunkt bei  $T_2 = (3,3 \pm 0,1) ^\circ\text{C}$ .

Damit beträgt die Temperaturdifferenz  $\Delta T = T_1 - T_2 = (3,3 \pm 0,2) \text{ K}$ .

Nach (1.8) gilt,

$$M_S = 20,2 \cdot 10^3 \frac{\text{gK}}{\text{mol}} \frac{1}{(16,27 \pm 0,02) \text{ g}} \frac{(0,39 \pm 0,01) \text{ g}}{(3,3 \pm 0,2) \text{ K}}$$

das ergibt,

$$M_S = (146,73 \pm 4,80) \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

dieser Wert stimmt mit dem Literaturwert von  $282,55 \text{ g mol}^{-1}$  (Quelle: [4]) leider nicht überein.

## 3. Diskussion

### 3.1. Messung anhand von Dampfdichte

Zunächst fällt auf, dass die von uns bestimmten molaren Massen innerhalb ihrer jeweiligen Fehler mit den Literaturwerten aus Tabelle 3 übereinstimmen. Insbesondere bei der Messung mit Ethanol liegen alle Einzelmessungen und auch der Mittelwert nah am Literaturwert. Beim Cyclohexan dagegen liegt bei zwei der Messungen der Literaturwert nicht im Vertrauensintervall. Dies unterstreicht auch die Wichtigkeit mehrerer Messungen. Die drei anderen Messwerte liegen dagegen deutlich näher an der Referenz.

Eine Auffälligkeit der Fehler ist, dass alle bis auf einen Wert zu hoch sind. Als Fehlerursache kommen mit Blick auf die (1.5) eine zu große Masse oder Temperatur oder ein zu kleines Volumen oder zu kleiner Druck in Frage. Da die Temperatur in der Größenordnung  $375 \text{ K}$  liegt und relativ dazu sehr genau bestimmt werden kann, kann diese nur einen geringen Beitrag zum Fehler haben. Entsprechendes gilt auch für den Druck. Also ist der Fehler auf Masse und Volumen zurück zu führen. Wahrscheinlich ist bei den Messungen ein Teil der Probe nicht weit genug in den Kolben injiziert worden, so dass diese sich nicht, oder nur langsam erwärmt hat. Dadurch wird ein zu geringes Volumen gemessen und somit eine zu große molare Masse berechnet. Die Probenmasse wurde zwar systematisch falsch gemessen, da der Auftrieb vernachlässigt wurde, jedoch liegt die Dichte von Luft mit  $\rho_L = 1,293 \text{ kg m}^{-3} = 0,001\,293 \text{ g cm}^{-3}$  (Quelle: [5]) zwei Größenordnungen unter der von Ethanol und Cyclohexan (siehe Tabelle 3) und kann gegenüber der Messgenauigkeit der verwendeten Waage vernachlässigt werden. Möchte man eine genauere Messung erreichen sollte man zwei weitere Dinge beachten. Zum einen sollte das oben beschriebene Problem berücksichtigt werden, und sichergestellt werden, dass die gesamte Probe verdampft. Dies kann geschehen indem man sich mit dem Versuch mehr Zeit lässt, oder man die Einfüllvorrichtung optimiert. Zum anderen sollte man die Masse der Probe genauer bestimmen. Rechnet man die Messergebnisse unter Vernachlässigung



des Fehlers der Masse aus, so verringert sich der systematische Fehler auf  $0,4 \text{ g mol}^{-1}$  für Ethanol und  $0,8 \text{ g mol}^{-1}$  für Cyclohexan. Aber auch die Erhöhung der Messgenauigkeit um nur eine Größenordnung senkt den Fehler um fast eine Größenordnung.

### **3.2. Messung anhand von Schmelzpunktverschiebung**

Das Ergebnis für die Gefrierpunktserniedrigung weicht weit vom Literaturwert ab. Generell wurden alle Messungen korrekt durchgeführt, aber um diesen Fehler zu erklären muss es an einer Stelle einen groben Fehler gegeben haben. Die Temperaturdifferenz ist korrekt und das Eicosan war bereits in 400mg Rationen aufgeteilt, somit ist es wahrscheinlich, dass der Fehler bei der Menge des Cyclohexans liegt. Wobei zu erwähnen ist, dass dieser Wert auch im Rahmen liegt.

## 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

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

### A.2. Literaturwerte von Ethanol und Cyclohexan

	Siedepunkt	Molare Masse	Dichte
Ethanol	78,32 °C	46,07 g mol <sup>-1</sup>	0,7893 g cm <sup>-3</sup>
Cyclohexan	81 °C	84,16 g mol <sup>-1</sup>	0,78 g cm <sup>-3</sup>

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

## 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>.
- [4] Wikipedia. *Höhere Alkane* — *Wikipedia, Die freie Enzyklopädie*. [Online; Stand 10. Mai 2015]. 2015. URL: [http://de.wikipedia.org/w/index.php?title=H%C3%83%C2%B6here\\_Alkane&oldid=141821464](http://de.wikipedia.org/w/index.php?title=H%C3%83%C2%B6here_Alkane&oldid=141821464).
- [5] Wikipedia. *Luft* — *Wikipedia, Die freie Enzyklopädie*. [Online; Stand 10. Mai 2015]. 2015. URL: <http://de.wikipedia.org/w/index.php?title=Luft&oldid=141823630>.