

# Versuchsprotokoll W4

Messung von molaren Massen

10.06.2015



Alexander Schlüter, Tobias Holthaus

Gruppe 23/mi

`alx.schlueter@gmail.com`

`holthaus.tobias@gmail.com`

# Inhaltsverzeichnis

<b>1</b>	<b>Einführung</b>	<b>1</b>
1.1	Dampfdichtemethode . . . . .	1
1.2	Gefrierpunktserniedrigung . . . . .	2
<b>2</b>	<b>Versuch</b>	<b>5</b>
2.1	Bestimmung der molaren Masse einer Probesubstanz durch das Dampf- dichteverfahren . . . . .	5
2.1.1	Ethanol . . . . .	5
2.1.2	Cyclohexan . . . . .	6
2.2	Bestimmung der molaren Masse einer Probesubstanz durch seine Gefrier- punktserniedrigung . . . . .	6
<b>3</b>	<b>Diskussion</b>	<b>8</b>
3.1	Bestimmung der molaren Masse einer Probesubstanz durch das Dampf- dichteverfahren . . . . .	8
3.2	Bestimmung der molaren Masse einer Probesubstanz durch seine Gefrier- punktserniedrigung . . . . .	8

# 1 Einführung

Ein Mol ist eine Stoffmenge von ca.  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen, was der Anzahl von Atomen in 12 g  $^{12}\text{C}$  entspricht. Die molare Masse  $M$  eines Stoffes ist dann die Masse eines Mols in der Einheit g/mol und lässt sich aus einer Probe mit Masse  $m$  und Stoffmenge  $\nu$  berechnen:

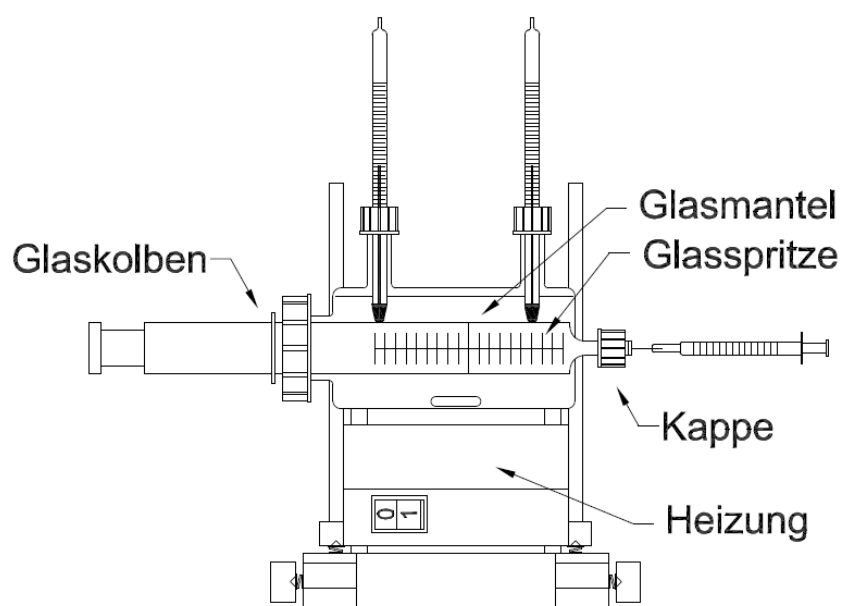
$$M = \frac{m}{\nu} \quad (1.1)$$

## 1.1 Dampfdichtemethode

Bei der Dampfdichtemethode wird die molare Masse aus der Volumenausdehnung bei bekanntem Druck und Temperatur mithilfe der idealen Gasgleichung

$$pV = \nu RT \quad (1.2)$$

ermittelt.



**Abbildung 1:** Versuchsaufbau zur Dampfdichtemethode<sup>1</sup>.

<sup>1</sup>Markus Donath und Anke Schmidt. *Anleitung zu den Experimentellen Übungen zur Optik, Wärmelehre und Atomphysik*. Auflage Sommersemester 2015. Westfälische Wilhelms-Universität Münster. Physikalisches Institut, 2015.

Die molare Masse der Probesubstanz lässt sich aus den Werten unter Normalbedingungen für Molvolumen  $V_{m0}$ , Druck  $p_0$  und Temperatur  $T_0$ , und den im Versuch gemessenen Werten für Druck  $p$ , Temperatur  $T$  und Volumen  $V$  berechnen:

$$M = m \frac{V_{m0}}{V} \frac{p_0}{p} \frac{T}{T_0} \quad (1.3)$$

Beim Wiegen muss der Auftrieb in Luft beachtet werden. Wird eine Spritze einmal leer ( $m_1$ ) und einmal mit einer Flüssigkeit gefüllt ( $m_2$ ) auf derselben elektrischen Waage gewogen, so kann mit dem Volumen der Flüssigkeit  $V_{\text{Fl}}$  und der Dichte von Luft  $\rho_L = 1,204 \text{ g/L}$  die vom Auftrieb korrigierte Masse der Flüssigkeit berechnet werden:

$$m_{\text{Fl}} = (m_2 - m_1) + \rho_L V_{\text{Fl}} \quad (1.4)$$

Da für ein Volumen von  $V \leq 0,2 \text{ ml}$  der Korrekturterm kleiner als 1 mg ist und die im Praktikum verwendete Waage nur bis auf 10 mg genau misst, wird dies im folgenden vernachlässigt.

## 1.2 Gefrierpunktserniedrigung

Wird eine Substanz in einem Lösungsmittel gelöst, so verringert sich der Dampfdruck im Vergleich zum reinen Lösungsmittel um  $\Delta p_D$ . Nach dem Raoult'schen Gesetz ist die relative Dampfdruckerniedrigung nur abhängig von der Teilchenanzahl der Substanz  $\nu_S$  bzw. des Lösungsmittels  $\nu_L$ , aber unabhängig von der Art der Teilchen:

$$\frac{\Delta p_D}{p_D} = \frac{\nu_S}{\nu_L} \quad (1.5)$$

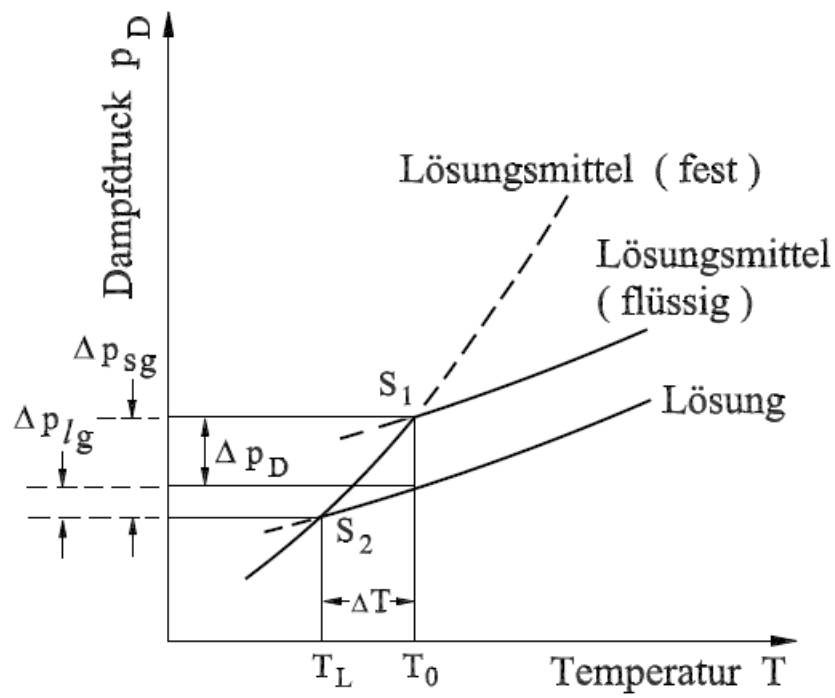
Wie in Abb. 2 zu sehen, sinkt der Gefrierpunkt der Lösung aufgrund des verringerten Dampfdruckes um  $\Delta T$ . Hieraus lässt sich die molare Masse der gelösten Substanz errechnen:

$$M_S = K \frac{m_S}{m_L} \frac{1}{\Delta T} \quad (1.6)$$

$m_S$  ist die Masse der gelösten Substanz,  $m_L$  die Masse des Lösungsmittels und  $K$  ist die kryoskopische Konstante, welche vom Lösungsmittel abhängig ist und über die molare Schmelzenthalpie berechnet werden kann.

---

<sup>2</sup>Markus Donath und Anke Schmidt. *Anleitung zu den Experimentellen Übungen zur Optik, Wärmelehre und Atomphysik*. Auflage Sommersemester 2015. Westfälische Wilhelms-Universität Münster.



**Abbildung 2:** Dampfdruckkurven von Lösung, flüssigem und festem Lösungsmittel<sup>2</sup>.











## **Literatur**

Donath, Markus und Anke Schmidt. *Anleitung zu den Experimentellen Übungen zur Optik, Wärmelehre und Atomphysik*. Auflage Sommersemester 2015. Westfälische Wilhelms-Universität Münster. Physikalisches Institut, 2015.