

Fakultät für Physik

**WINTERSEMESTER 2014/15**

**Physikalisches Praktikum 1**

**PROTOKOLL**

**Experiment (Nr., Titel):**

5. Gasthermometer, Adiabatenexponent  
(Rüchardt), Dampfdichte nach Viktor Meyer

**Datum:** 14.11.2014

**Namen:** Veronika Bachleitner, Erik Grafendorfer

**Kurstag/Gruppe:** Fr/1

**Betreuer:** SETMAN

# 1 Allgemeine Grundlagen

Das Ideale Gas ist ein Modell, bei dem nur Wechselwirkungen durch Stöße der Teilchen untereinander und mit den Wänden angenommen werden. **Gleichung des Idealen Gases:**

$$pV = nRT \quad (1)$$

Experimentell sind Ideale Gase solche, für die in guter Näherung das **Boyle-Mariotte'sche Gesetz:**

$$pV = \text{const} \quad (2)$$

und das **Gay-Lussac'sche Gesetz:**

$$p_{\vartheta} = p_0 \cdot (1 + \beta \cdot \vartheta) \quad (3)$$

erfüllt sind.

Hier ist  $n$  die Anzahl der Moleküle der vorliegenden Substanzmenge in Mol und weiters

Druck	$[p] = Pa$
Volumen	$[V] = m^3$
Gaskonstante	$R = 8.3143 JK^{-1}mol^{-1}, R = k_B N_A$
Boltzmannkonstante	$k_B = 1.3806488 * 10^{23} J/K$
Avogadro'sche oder Loschmidt'sche Zahl	$N_A = 6.02214179 * 10^{23}$
Absolute Temperatur	$[T] = ^\circ C$

## Definitionen<sup>1</sup>:

**1 Mol** = Anzahl von Partikeln, die gleich groß ist wie die Anzahl der Atome in 12g des Isotops  $^{12}C$ , entspricht  $N_A$ .

**Molare Masse** = Masse eines Mols in g

**Molekularmasse** = Masse eines Moleküls, ausgedrückt in atomaren Masseneinheiten.

1 atomare Masseneinheit =  $\frac{1}{12}$  eines  $^{12}C$ -Atoms.

1 amu =  $\frac{1}{N_A} = 1.660510^{-27} kg$

**Molekülmasse** = Masse eines Moleküls in g

---

<sup>1</sup>übernommen aus dem Anleitungstext

## 2 Gasthermometer

### 2.1 Aufgabenstellung

Wir zeigen die Gültigkeit des Boyle-Mariotte'schen Gesetzes (2) und bestimmen den Spannungskoeffizienten der Luft  $\beta$  und den Druck  $p_0$  bei  $T_0 = 0^\circ\text{C}$ . Dabei ermitteln wir auch den Zusammenhang zwischen Druck, Volumen und Temperatur der eingeschlossenen Luftmenge.

### 2.2 Grundlagen

Aus der allgemeinen Gasgleichung erhalten wir:

$$\frac{p_\vartheta V_\vartheta}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0} = nR$$

Und daraus:

$$\begin{aligned} p_\vartheta &= p_0(1 + \beta\vartheta) \\ \beta &= \frac{1}{p_0} \frac{\Delta p}{\Delta \vartheta} = \frac{p_\vartheta - p_0}{p_0(\vartheta - \vartheta_0)} \end{aligned} \quad (4)$$

Theoretischer Wert für ideale Gase:

$$\beta = \frac{1}{T_0} = \frac{1}{273.15\text{K}}$$

### 2.3 Versuchsaufbau und Methoden

#### Boyle-Mariotte

Nachweis des Boyle-Mariotte'schen Gesetzes:

Wir verändern die Höhe eines Quecksilbervorratsgefäßes, das mit einer Luftkammer verbunden ist, und ändern damit den Druck in der Luftkammer - dabei verändert sich nach (2) das Volumen der Luft. Dabei ist die Höhendifferenz der beiden Quecksilberpegel dem Druck in der Kammer proportional. Wir lesen diese Differenz ab und die Länge der Luftkammer, die ihrem Volumen proportional ist.

Wir halten die Temperatur konstant (Raumtemperatur) und ändern schrittweise  $h$ . Dabei ist  $h$  dem Druck  $p$  proportional und  $l$  dem Volumen der Luftsäule, also:

$$p \cdot V = \text{const} \Rightarrow h \cdot l = \text{const}$$

#### Spannungskoeffizient der Luft

Wir halten das Volumen der Luftkammer konstant und verändern ihre Temperatur durch die Kammer umspülendes Wasser, von  $39^\circ\text{C}$  bis  $60^\circ\text{C}$ . Dabei messen wir den Druck in der Kammer an der Quecksilbersäule.

## 2.4 Ergebnisse

Atmosphärischer Druck:  $P_a = 994.5 \text{ mbar}$

Messung von  $l$ ,  $V$ ,  $h$ ,  $\Delta p$

$l$ in mm	$h$ in mmHg	$\Delta p$ in mbar
221	62	82.46
200	143	190.19
186	218	289.94
173	283	376.39
162	345	458.85
154	407	541.31
139	528	702.24

Um zu zeigen, dass unsere Werte der Boyle-Mariotte Bedingung genügen, also ihr Produkt konstant ist, haben wir

$$pV \cdot l \cdot \left( \frac{p_A}{1.33} + \Delta p \right)$$

für jedes Paar berechnet und mit seinem jeweils eigenen Unsicherheitsbereich geplottet. Der Unsicherheitsbereich wird dabei nach dem Gaußschen Fehlerfortpflanzungsgesetz bei höherem Druck größer. Dabei wird ersichtlich, dass wir durch alle Bereiche eine Gerade legen können - also liegen die Werte der Konstanten in ihren jeweiligen Vertrauensbereichen! Boyle-Mariotte gilt!

### 2.4.1 Spannungskoeffizient

Wir stellen den Druckanstieg mit der Erwärmung grafisch dar und legen eine Gerade durch die gemessenen Drücke, um zu zeigen, dass der Anstieg, wie erwartet, linear erfolgt.

Die Gleichung der Gerade ist laut qtiplot

$$y = (0.6 \pm 0.1)x + (500 \pm 5)$$

Wenn wir unsere Gerade also nun am Punkt  $x=0$  untersuchen, entspricht das dem Druck  $p_0$  des Gases bei Temperatur  $=0^\circ\text{C}$ . Diesen setzen wir in (4) ein. Dabei erhalten wir:

$$\beta = 0.0012 \pm 0.0003$$

Abbildung 1: Demonstration der Gültigkeit von Boyle-Mariotte, mit Gerade zur Anschaulichkeit

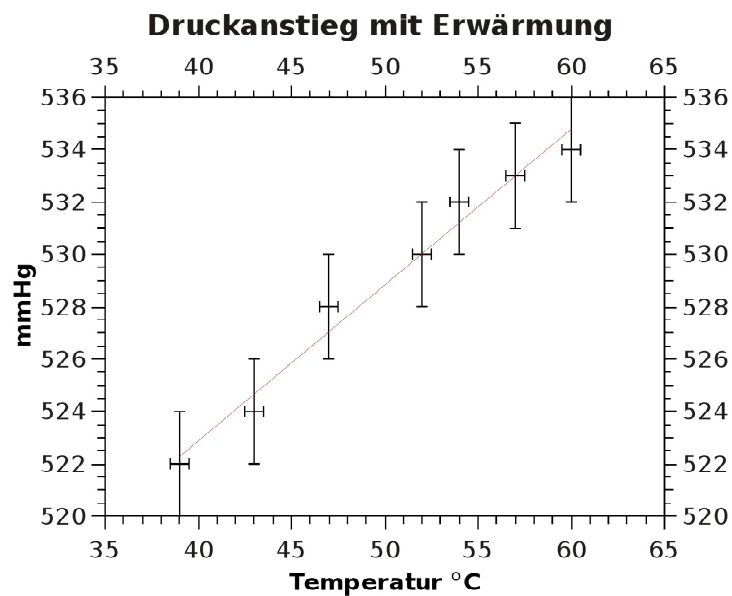
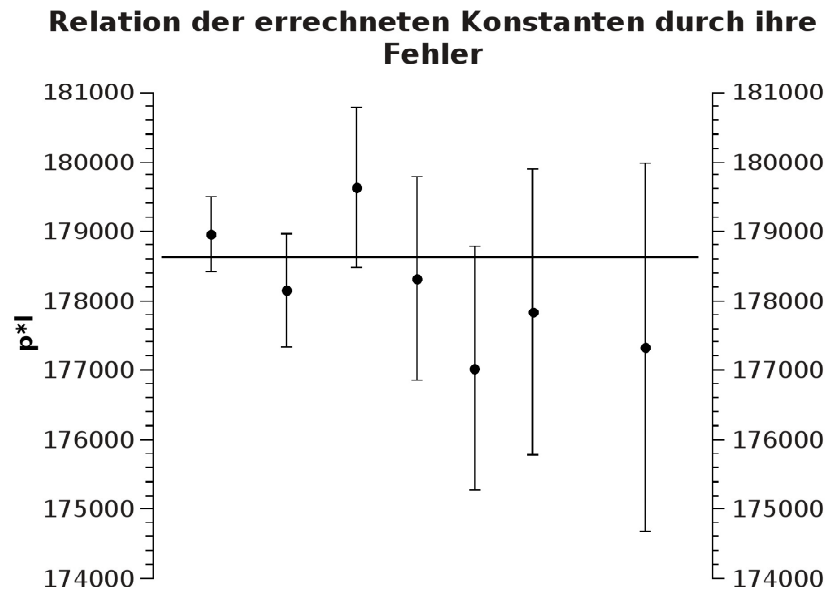


Abbildung 2: Druckanstieg

## 2.5 Diskussion

Wir beginnen den zweiten Teil des Experiments nicht bei Raumtemperatur sondern  $39^{\circ}\text{C}$ , weil die Druckänderung anfangs zu gering war um sie sicher zu messen.

Die Messungen gestalten sich als schwierig, weil die Höhe der Quecksilbersäule schlecht zu sehen ist. Aber wir sehen das Gesetz von Boyle-Mariotte dennoch in unseren Messungen bestätigt.

Unser  $\beta$  liegt mit  $0.0012 \pm 0.0003$  leider weit weg vom Vergleichswert von  $1/273.15=0.0036$ . Wir haben uns wirklich schwer getan, die Druckänderungen genau zu messen - sie waren sehr gering und schwer zu sehen.

### 3 Bestimmung des Adiabatenexponenten der Luft nach Rüchardt

#### 3.1 Aufgabenstellung

Wir bestimmen den Adiabatenexponenten der Luft mit der Methode von Rüchardt.

#### 3.2 Grundlagen

Der Adiabatenexponent ist die Hochzahl in folgender Gleichung:

$$p = \text{const.}/V^\kappa$$

Er kann mit der Methode von Rüchardt bestimmt werden. Aus ihr folgt:

$$\kappa = \left(\frac{2\pi}{T}\right)^2 \frac{mV_0}{q^2p} \quad (5)$$
$$p = p_0 + \frac{mg}{q}$$

Außerdem besteht ein Zusammenhang zwischen dem Adiabatenexponenten und den Freiheitsgraden der Moleküle eines Gases:

$$\kappa = \frac{f+2}{f}$$

#### 3.3 Versuchsaufbau und Methoden

Wir verwenden ein Messgerät, das sich wie ein Harmonischer Oszillator verhält: Eine Kugel befindet sich in einem passgenauen Rohr und lassen diese auf einem darunter befindlichen Luftpolster schwingen. Wir verwenden dazu einen Gummiballon, durch den wir abwechselnd adiabatische Kompressionen und Expansionen verursachen können.

Nun messen wir die Schwingungsdauer der Kugel.

#### 3.4 Ergebnisse

Wir machen 15 Messungen zu je 4 Schwingungen. Der Mittelwert der Messungen ist:

$$\bar{T} = 1.09s$$

Masse der Kugel. (gemessen mit der Sartorius-Feinwaage ED2245)

$$m = 16.700 \pm 0.005g$$

Der Standardabweichung des Mittelwerts unserer Messserie ist größer als die innere Messunsicherheit unserer Stoppuhr, also verwenden wir sie als unsere Unsicherheit  $\Delta T$ .

$$\Delta T = 0.02s$$

Wir berechnen  $\kappa$  laut 5.

Mittels der Gaußschen Fehlerfortpflanzung erhalten wir  $\Delta\kappa$ :

$$\Delta\kappa = 0.0505798$$

Also:

$$\kappa = (1.38 \pm 0.051)$$

### 3.5 Diskussion

Wir verwenden die in der Aufgabenstellung angegebene Unsicherheit von  $\pm 0.005\text{g}$  für die Masse der Kugel, obwohl die Waage eine Genauigkeit von  $\pm 0.0003\text{g}$  erlauben würde. Aber es ist durchaus denkbar, nachdem wir nur eine Kopie der verwendeten Kugel gewogen haben, dass diese größere Unsicherheit gerechtfertigt ist.

Aufgrund eines peinlichen Fehlers bei einem Zaunpfostenproblem (dem Abzählen der Schwingungen an ihren Umkehrpunkten) haben wir nie 5 Schwingungen gemessen, sondern 4. Wir glauben aber, vor allem im Hinblick auf die Genauigkeit unseres Ergebnisses, dass wir diese Messungen verwenden können.

Wir würden für ein 2-Atomiges Molekül, nachdem es einen Freiheitsgrad  $f$  von 6 besitzt, ein  $\kappa$  von  $\frac{f+2}{f} = \frac{8}{6} \approx 1.333333$  erwarten. Dieser erwartete Wert liegt im Vertrauensbereich des  $\kappa$ , das wir aus unseren Messungen berechnen. Wir sind stolz.



## 4 Dampfdichtebestimmung nach Viktor Meyer

### 4.1 Aufgabenstellung

Wir bestimmen die Dampfdichte  $\alpha$  und die Molekularmasse  $M$  einer Probesubstanz.

### 4.2 Grundlagen

**Dampfdichte:**

$$\alpha = \frac{\rho_{Gas}}{\rho_{L,N}} \quad (6)$$

bei Normalbedingungen ( $0^\circ C$ , 1.01325 bar), wobei  $\rho_{Gas}$  die Dichte des Gases,  $\rho_{L,N}$  die Dichte der Luft bei Normalbedingungen.

Umrechnung für ideale Gase, falls  $T \neq 0$ :

$$\frac{V_D p}{T} = \frac{V_N p_N}{T_N} \quad (7)$$

wobei  $V_D$ ,  $p$ ,  $T$  bei Messbedingungen,  $V_N$ ,  $p_N$ ,  $T_N$  bei Normalbedingungen.

### 4.3 Versuchsaufbau und Methoden

Wir bringen eine Flüssigkeit in einem Glaszylinder bei  $90^\circ C$  zum Verdampfen; es handelt sich dem Geruch zu folgern vermutlich um Aceton.

Zuvor notieren wir uns die Höhe des Wasserstandes im Messrohr und können bei der Messung das Volumen der verdrängten Luft anhand des neuen Wasserstandes ablesen.

In unserem Fall müssen wir improvisieren, da das Kölbchen, in dem sich die Probeflüssigkeit befindet, bei jedem Versuch im Rohr des Glaszylinders stecken bleibt. Wir helfen also mit einem Stock nach, es bis ganz hinunter fallen zu lassen, verlieren dabei aber vermutlich bereits etwas an Flüssigkeit.

### 4.4 Ergebnisse

Dichte der Luft bei Normalbedingungen:  $\rho_{L,N} = 1.2931 kg/m^3$

Volumen der verdrängten Luft:  $V = (38.8 \pm 0.2) cm^3 = (38800 \pm 200) mm^3$

Raumtemperatur:  $\vartheta = (22 \pm 0.5)^\circ C$

Atmosphärischer Druck:  $H = (0.9945 \pm 0.0001) bar = (747.744 \pm 0.076) mmHg$

Dampfdruck des gesättigten Wasserdampfes:  $p_w = 19.8 Torr = 19.8 mmHg$

Höhe der Wassersäule:  $h_{H_2O} = (468.3 \pm 2.4) mm$

Daraus der Gewichtsdruck der Wassersäule in mmHg:

$$h_{Hg} = h_{H_2O} \frac{\rho_{H_2O}}{\rho_{Hg}} = 0.4683 \frac{0.998}{13.546} = 0.0345019$$

$$h_{Hg} = (34.50 \pm 0.75) mmHg$$

Masse der Flüssigkeit<sup>2</sup>:  $m = 0.1560g$

Partialdruck der Luft im Messzylinder:

$$p = H - \frac{h}{13.6} - p_w = (725.41 \pm 0.55) mmHg \quad (8)$$

Wir wollen in folgende Formel aus dem Anleitungstext einsetzen:

$$\alpha = \frac{m}{V} \frac{760}{p} \frac{1 + \frac{1}{237.15} \vartheta}{0.001293}$$

allerdings fällt uns die Zahl 760 auf, die unseres Wissens nach den atmosphärischen Druck darstellen soll. In unserem Fall hat dieser jedoch einen anderen Wert, also korrigieren wir:

$$\alpha = \frac{m}{V} \frac{747.744}{p} \frac{1 + \frac{1}{237.15} \vartheta}{0.001293} \quad (9)$$

und erhalten hierfür:

$$\boxed{\alpha = 3.503 \pm 0.028}$$

Daraus die Molekularmasse:

$$M_{Gas} = \alpha * M_L = \alpha * 28.98 = (106.08 \pm 0.82) g/mol$$

## 4.5 Diskussion

Anmerkung zu den Unsicherheiten:

Für die Masse konnten wir keine zuverlässige Unsicherheit angeben, weil uns unbekannt ist, wie viel der Flüssigkeit tatsächlich bei dem im Versuchsaufbau erwähnten Manöver mit dem Stock-Nachschieben bereits verdampft ist.

Außerdem haben wir im Nachhinein festgestellt, dass wir die Höhe der Wassersäule nicht gemessen haben und haben den verwendeten Wert berechnet, indem wir die Verhältnisse von Höhe und Volumen der Wassersäule aus einem anderen Protokoll<sup>3</sup> verglichen und auf unser Volumen angewandt haben:  $h = V_{hier} \frac{h_{geliehen}}{V_{geliehen}} = 38 * \frac{68.8}{57} = 46.83$ .

Die Unsicherheit kommt aus dem Wert unseres Volumens.

In diesem Fall können wir also sogar von Fehler anstatt von Unsicherheit sprechen und aufgrund dieser Umstände sind unsere Dampfdichte und Molekularmasse offensichtlich weit vom erwarteten Wert entfernt.

Allerdings sehen wir, dass zumindest die Größenordnung von  $\alpha$  richtig ist, was ein kleiner Trost ist. Um den Fehler besser abschätzen zu können, testen wir, mit welcher Masse wir den richtigen Wert erhalten würden: Es handelt sich um  $m_{passend} \approx 0.09g$ . Laut diesem Wert hätten wir also  $\Delta m = 0.066g$  bereits vor der Messung verloren, das sind 42.31% unserer Masse.

<sup>2</sup>Unsicherheit unklar, siehe Diskussion

<sup>3</sup>mit freundlicher Genehmigung von Johannes Kurz, Patrick Braun, WS 2013