

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:**

$$p(t_C) = p(0)(1 + \gamma_p t_C) \quad (3)$$

erfüllt sind. (Aus *Wagner, Reischl, Steiner: Einführung in die Physik*)

Hier ist n die Anzahl der Mole der vorliegenden Substanzmenge 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	$[T] = ^\circ C$

Definitionen¹:

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

¹übernommen aus dem Anleitungstext

2 Gasthermometer

2.1 Aufgabenstellung

Wir zeigen die Gültigkeit des Boyle-Mariotte'schen Gesetzes (2) und bestimmen den Spannungskoeffizienten der Luft β und die absolute Temperatur T_0 bei 0°C . Dabei ermitteln wir auch den Zusammenhang zwischen Druck, Volumen und Temperatur der eingeschlossenen Luftmenge.

2.2 Grundlagen

Zusätzlich zu den allgemeinen Grundlagen schreiben wir hier noch folgendes Gesetz:

Amontons'sches Gesetz: $p_\vartheta = p_0(1 + \beta\vartheta)$

Es bedeutet, dass sich bei konstantem Volumen der Druck eines idealen Gases linear mit der Temperatur und proportional zur absoluten Temperatur ändert. Durch Umformen erhält man den Spannungskoeffizienten der Luft β .

$$\beta = \frac{p_\vartheta - p_0}{p_0(\vartheta - \vartheta_0)} = \frac{1}{p_0} \frac{\Delta p}{\Delta \vartheta}$$

außerdem: $\beta = \frac{1}{T_0}$

2.3 Versuchsaufbau und Methoden

Wir halten die Temperatur konstant (Raumtemperatur) und ändern schrittweise h (Höhendifferenz des Quecksilberpegels). Wir lesen dabei die zugehörigen Längen l der Luftsäule ab und multiplizieren diese mit den Gesamtdrücken p . p ist dabei $p = P_a + \Delta p$

$$pV = \text{const} \Rightarrow pl = \text{const}$$

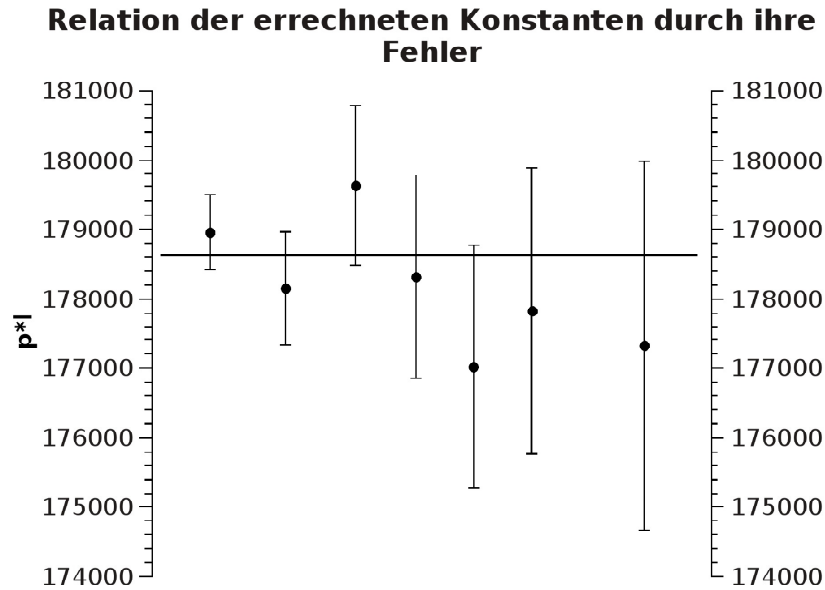
2.4 Ergebnisse

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

Messung von l , V , h , Δp

l in mm	h in mmHg	Δp 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

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



Um zu zeigen, dass unsere Werte der Boyle-Mariotte Bedingung genügen, also ihr Produkt konstant ist, haben wir dieses $pV l(\frac{P_A}{1.33} + \Delta p)$ für jedes Paar berechnet und mit seinem jeweils eigenen Unsicherheitsbereich geplottet. 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!

2.5 Diskussion

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:

$$\kappa = \left(\frac{2\pi}{T}\right)^2 \frac{mV_0}{q^2p} \quad (4)$$
$$p = p_0 + \frac{mg}{q}$$

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 ΔT .

$$\Delta T = 0.02s$$

Wir berechnen κ laut 4.

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

$$\Delta\kappa = 0.0505798$$

Also:

$$\kappa = (1.375093 \pm 0.0505798)$$

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 κ von $\frac{f+2}{f} = \frac{8}{6} \approx 1.333333$ erwarten. Dieser erwartete Wert liegt im Vertrauensbereich des κ , das wir aus unseren Messungen berechnen. Wir sind stolz.

4 Dampfdichtebestimmung nach Viktor Meyer

4.1 Aufgabenstellung

Wir bestimmen die Dampfdichte α und die Molekularmasse M einer Probesubstanz.

4.2 Grundlagen

Dampfdichte:

$$\alpha = \frac{\rho_{Gas}}{\rho_{L,N}} \quad (5)$$

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

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

$$\frac{V_D p}{T} = \frac{V_N p_N}{T_N} \quad (6)$$

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

Relative Dampfdichte:

$$\alpha = \frac{\rho_N}{\rho_{L,N}} = \frac{\rho_D}{\rho_{L,N}} \frac{p_N T}{p T_N} \quad (7)$$

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. Dies müssen wir bei unserem Messergebnis berücksichtigen.

4.4 Ergebnisse

Dichte der Luft bei Normalbedingungen ($0^\circ C$, 1.01325 bar):

$$\rho_{L,N} = 1.2931 \text{ kg/m}^3$$

Masse der Flüssigkeit:

$$m_{Fl} = (0.1560 \pm 0.0003) \text{ g}$$

Volumen der verdrängten Luft:

$$V = (38.8 \pm 0.2) \text{cm}^3$$

Setzen wir in (7) ein, erhalten wir für die Dampfdichte:

Daraus die Molekularmasse:

$$M_{Gas} = \alpha * M_L = \alpha * 28.98$$

4.5 Diskussion