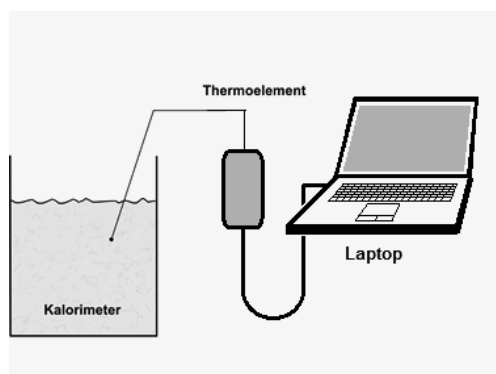




Spezifische Wärme

Versuchsinhalt

Wärme als Energieform, Umsetzung von elektrischer und mechanischer Energie in Wärme, Reversible und irreversible Prozesse, Spezifische und latente Wärme, Temperaturmessung



Experimente

Die spezifische Wärme von Wasser wird bestimmt, indem eine definierte Wassermenge durch mechanische Reibung bzw. durch einen Heizdraht erwärmt wird. Aus der Temperaturerhöhung und der dazu eingesetzten *mechanischen* Arbeit bzw. *elektrischen* Energie wird die spezifische Wärme von Wasser ermittelt.

Die spezifische Wärme von Metallen wird bestimmt, indem man ein heißes Metallstück in ein Wasserbad gibt und die jeweils verursachte Erhöhung der Wassertemperatur misst.

Die latente Wärme für den fest-flüssig Phasenübergang von Wasser (Schmelzen von Eis) wird anhand der Temperaturabsenkung eines Wasserbads nach Zugabe von Eis bestimmt.

Wichtige Anmerkung zu diesem Versuch:

Bei diesem Versuch wird ein **Direktbericht** angefertigt. Dies bedeutet, dass Sie den gesamten Bericht während des Versuchstags auf Ihrem Notebook fertigstellen.

Sie müssen den einführenden Teil bereits vor dem Versuchstag zuhause anfertigen und hier die Auswertung durchführen, sowie Beschreibungen und Diskussionen zu den einzelnen Versuchsteilen formulieren. Dazu ist es wichtig, dass Sie ein Notebook zum Versuchstag mitbringen und sich sehr intensiv auf den Versuch vorbereiten.

Achten Sie bei Ihrer Darstellung auf Strukturierung, Verständlichkeit und Vollständigkeit.

Inhalt

I) THEORIE	3
1. Einführung	3
2. Wärmekapazitäten und der Gleichverteilungssatz	3
a) Freiheitsgrade	3
b) Gleichverteilungssatz	4
c) Wärmekapazität	5
3. Der erste Hauptsatz der Thermodynamik - Energieerhaltung	6
4. Der zweite Hauptsatz der Thermodynamik - Die Richtung von Vorgängen	6
5. Gase	7
a) Ideale Gase	7
b) Die Van-der-Waals-Gleichung	8
II) METHODIK	9
1. Temperaturmessung	9
a) Ausdehnungsthermometer	9
b) Widerstandsthermometer	9
c) Thermoelement	9
d) Strahlungsthermometer	10
2. Kalorimetrie	11
III) VERSUCHSDURCHFÜHRUNG	12
1. Bestimmung der spezifischen Wärme des Wassers auf mechanischem Wege	12
2. Vergleich verschiedener Temperaturmessmethoden	14
3. Bestimmung der spezifischen Wärme von Wasser auf elektrischem Wege	16
4. Spezifische Wärmekapazität fester Körper	17
5. Latente Wärme – die spezifische Schmelzwärme von Wasser	18
IV ANHANG	19

Stichworte zur Vorbereitung

Hauptsätze der Thermodynamik, Zustandsänderungen
Temperaturmessung, Kalorimetrie, Wärmekapazität, Latente Wärme

Literatur zum Versuch

- P.A. Tipler : „Physik“, Spektrum-Verlag
- H. Vogel: „Gerthsen Physik“, Springer
- W. Walcher : „Praktikum der Physik“, Teubner

I) Theorie

1. Einführung

Wärme ist die Energie, die von einem Körper auf einen anderen aufgrund einer Temperaturdifferenz übergeht. Im 17. Jahrhundert folgten Galilei, Newton und andere Wissenschaftler der im antiken Griechenland vertretenen Theorie, dass Wärme von der Bewegung kleinster Teilchen herrührt. Im darauf folgenden Jahrhundert wurde die Theorie des Wärmestoffes entwickelt. Dabei hatte man die Vorstellung von der Wärme als einem unsichtbaren flüssigen Wärmestoff, dessen Menge stets erhalten bleibt, wenn er auf einen anderen Körper übergeht. Mit dieser Theorie konnte zwar der Wärmefluss beschrieben werden, nicht jedoch die Entstehung von Wärme durch Reibung, was Benjamin Thompson im 18. Jahrhundert genauer beobachtete.

Erst um 1840 kam die mechanische Theorie der Wärme auf, nach der die Wärmeübertragung durch eine Temperaturdifferenz hervorgerufen wird. James Joule (1818-1889) führte erstmals recht genaue Messungen durch und bewies, dass das Auftreten oder Verschwinden einer bestimmten Wärmemenge stets mit dem Auftreten oder Verschwinden einer entsprechenden Menge mechanischer Energie verknüpft ist. Die Versuche von Joule und anderen machten deutlich, dass Wärme und mechanische Energie nicht unabhängig voneinander erhalten bleiben; vielmehr bewirkt das Verschwinden mechanischer Energie das Auftreten eines äquivalenten Betrages an Wärmeenergie.

In diesem Versuch beschäftigen wir uns mit der Umwandlung von mechanischer bzw. elektrischer Energie in Wärmeenergie und mit der Materialeigenschaft „Wärmekapazität“ und ihren Ursachen. Führen wir einem Körper eine bestimmte Wärmemenge ΔQ zu, so hängt die Erhöhung der Temperatur ΔT dieses Körpers von der spezifischen Wärmespeicherfähigkeit (und Masse) des Materials ab.

$$\Delta Q = c \cdot m \cdot \Delta T$$

Die spezifische Wärmekapazität c von Wasser ist sehr groß (4,187 J/(gK)).

Diese hohe Wärmespeicherfähigkeit erklärt zum Beispiel, warum das Klima am Meer oder an großen Gewässern im Vergleich zum Inlandklima so gleichmäßig ist (also im Sommer nicht so heiß und im Winter dafür nicht ganz so kalt).

2. Wärmekapazitäten und der Gleichverteilungssatz

Die Wärmekapazität einer Substanz liefert Informationen über deren innere Energie, genauer über ihre Temperaturabhängigkeit. Daraus kann man auf bestimmte molekulare Eigenschaften schließen. Bei denjenigen Substanzen, die sich beim Erwärmen ausdehnen, ist die Wärmekapazität bei konstantem Druck (C_p) größer als bei konstantem Volumen (C_v), weil bei unverändertem, äußeren Druck durch die Ausdehnung Volumenarbeit verrichtet wird. Diese spielt bei Flüssigkeiten und Festkörpern wegen der geringen Volumenänderung praktisch keine Rolle, so dass hier $C_p \cong C_v$ gilt. Bei Gasen muss jedoch zwischen den Wärmekapazitäten unterschieden werden, weil sie bei der Wärmeausdehnung gegen den konstanten Druck eine beträchtliche Volumenarbeit verrichten.

a) Freiheitsgrade

Denkt man an das Teilchenmodell von Gasen, so ist es einleuchtend, dass Moleküle eine Translationsenergie besitzen (sie bewegen sich). Sie können aber auch Rotationsenergie haben. Außerdem können ihre Bestandteile, Atome, Ionen und sogar Elektronen, gegeneinander schwingen. Jede solche unabhängige Bewegungsmöglichkeit nennt man einen Freiheitsgrad. Die Translation hat drei Freiheitsgrade, nämlich die Bewegungen längs der drei zueinander senkrechten Raumrichtungen. Ebenso hat die Rotation maximal drei Freiheitsgrade. Ein zweiatomiges Molekül wie O_2 kann um die beiden in Abb. 1 angegebenen Achsen x und y rotieren. Die dritte noch denkbare Achse z , die parallel zur Verbindungslinie der Atome ist, trägt nicht zur Energiebilanz bei. Ein zweiatomiges Molekül hat

also 5 Freiheitsgrade, 3 der Translation und 2 der Rotation, ebenso ein lineares dreiatomiges Molekül, dessen Atome auf einer Geraden liegen. Gewinkelte Moleküle wie H_2O haben 6 Freiheitsgrade, ebenso mehratomige Moleküle. Wenn ein Teilchen in einem Kristallgitter eingebaut ist, kann es meist nicht mehr rotieren, aber Schwingungen in alle drei Raumrichtungen sind möglich. Bei einer Schwingung sind kinetische und potentielle Energie im Mittel gleich groß. Daher hat das Teilchen im Kristall i.a. 6 Freiheitsgrade, 3 der kinetischen und 3 der potentiellen Schwingungsenergie.

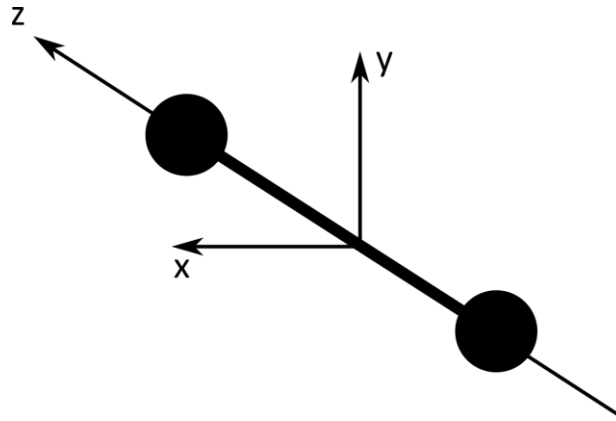


Abb. 1: Ein zweiatomiges lineares Molekül besitzt 2 Freiheitsgrade der Rotation: Rotation um die x-Achse bzw. die y-Achse.

b) Gleichverteilungssatz

Beachtet man nun noch, dass Wärmeenergie nichts anderes ist als kinetische Energie der ungeordneten Molekülbewegung, so ist nicht zu erwarten, dass alle Teilchen im gegebenen Augenblick die gleiche Energie haben. Aber die mittlere Energie ist tatsächlich für alle gleich, und zwar unabhängig von ihrer Masse. Wenn also $\overline{W} = \frac{1}{2} m \overline{v}^2$ für alle Teilchen gleich ist, müssen die schweren langsamer fliegen. Man sieht dies qualitativ ein, wenn man sich vorstellt, eine schwere Kugel bewege sich durch einen Schwarm leichter, zunächst mit der gleichen Geschwindigkeit wie diese. Die von hinten kommenden Kügelchen werden mit der großen kaum Energie austauschen, schon weil sie sie kaum einholen. Jeder Stoß von vorne aber muss der großen Kugel nach den Stoßgesetzen Energie entziehen. Gleichgewicht tritt erst ein, wenn beide Kugelsorten ihre kinetische Energie ausgeglichen haben.

Betrachtet man nun zuerst nur die Translationsenergie, so wird ihr Mittelwert der Energie gegeben sein durch

$$\overline{W}_{\text{trans}} = \frac{1}{2} m \overline{v}^2 = \frac{1}{2} m (\overline{v}_x^2 + \overline{v}_y^2 + \overline{v}_z^2) = \frac{3}{2} kT$$

Dabei ist k die Boltzmannkonstante, sie hat den Wert $k = 1,381 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$, T ist die Temperatur. Man erhält somit die Aussage des Gleichverteilungssatzes:

**Befindet sich eine Substanz im thermischen Gleichgewicht, so entfällt auf jeden einzelnen Freiheitsgrad eine mittlere Energie von $\frac{1}{2} kT$ pro Teilchen.
Die Energie ist also auf die Freiheitsgrade gleichverteilt.**

c) Wärmekapazität

Wird einer Substanz Wärmeenergie zugeführt, dann steigt im allgemeinen die Temperatur. (Anders ist dies bei Phasenübergängen wie Schmelzen oder Verdampfen). Um einen Körper, der N Teilchen enthält, von einer Temperatur auf eine andere zu erwärmen, benötigt man also

$$\Delta W = N \cdot \frac{f}{2} \cdot k \cdot \Delta T \qquad N = \frac{m}{M} = \frac{m}{(M_w / N_A)}$$

Dabei ist m die Masse des Stoffes, M die Masse eines Moleküls des Stoffes und f die Anzahl der Freiheitsgrade (M_w = molare Masse, N_A = Avogadrozahl). Um die Temperatur verschiedener Stoffe zu erhöhen, benötigt man für die gleiche Temperaturdifferenz nicht immer die gleiche Wärmemenge. Es kommt also auch darauf an, welcher Stoff erwärmt werden soll. Dazu wird der Begriff der Wärmekapazität eingeführt. Er ist ein Maß für die Wärmespeicherfähigkeit einer Substanz. Die Wärmekapazität eines Stoffes ist definiert durch den Quotienten von der aufgenommenen Wärme durch die Temperaturdifferenz. Einfach gesagt: Wieviel Wärme muss zugeführt werden für eine gewisse Änderung der Temperatur.

$$C = \frac{\Delta W}{\Delta T}$$

Darin ist C die Wärmekapazität. Diese Wärmekapazität ist nun jedoch noch davon abhängig von welcher Stoffmenge bzw. Masse man ausgeht. Um also spezielle Werte für bestimmte Substanzen zu erhalten teilt man den Wert der Wärmekapazität noch durch die Masse des Stoffes und bekommt so die spezifische Wärmekapazität. Für die spezifische Wärmekapazität gilt

$$c = \frac{C}{m} = \frac{\Delta W}{m \cdot \Delta T} = \frac{fk}{2M}$$

Somit kann man für einfache Stoffe die spezifische Wärmekapazität berechnen. Für Metalle (6 Freiheitsgrade) braucht man dazu nur ihre relative Atommasse.

Als Einheit wurde früher die Kalorie als die Wärmemenge definiert, durch die 1g Wasser um 1K erwärmt wird. Heute wird die SI-Einheit Joule verwendet, und es gilt $1 \text{ cal} = 4,187 \text{ J}$. Damit lässt sich die spezifische Wärme von Wasser schreiben mit

$$c_{\text{Wasser}} = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot \text{K}} = 4,187 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$$

Bezieht man die spezifische Wärme auf ein mol des Stoffes, so erhält man die molare Wärmekapazität. Da in 1mol die Avogadrozahl an Teilchen enthalten ist erhält man für die molare Wärmekapazität folgenden Zusammenhang

$$C_{\text{mol}} = M_w \cdot c = N_A \cdot \frac{f}{2} \cdot k$$

Da Metalle alle 6 Freiheitsgrade haben erhält man für ihre molare Wärmekapazität den Wert

$$C_{\text{mol}} = 3N_A \cdot k = 24,9 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}. \quad \text{Dies ist die Regel von Dulong und Petit.$$

Führt man nun Messungen durch, so erhält man (insbesondere bei tiefen Temperaturen) Abweichungen zu diesen auf dem klassischen Gleichverteilungssatz beruhenden Vorhersagen. Diese Temperaturabhängigkeit der spezifischen Wärme kann nur durch die Quantentheorie erklärt werden. Doch sollte man nicht übersehen, dass der Erfolg des Gleichverteilungssatzes im 19. Jahrhundert zu einem ersten Verständnis des molekularen Aufbaus der Materie führte. Andererseits spielten die erwähnten Abweichungen bei der Entwicklung der Quantenmechanik im 20. Jahrhundert eine große Rolle.

3. Der erste Hauptsatz der Thermodynamik - Energieerhaltung

Der erste Hauptsatz der Thermodynamik macht eine Aussage über die **Energieerhaltung**. Er entspricht den Ergebnissen zahlreicher Experimente über die von oder an einem System verrichtete Arbeit sowie die ihm zugeführte oder ihm entnommene Wärme und seiner inneren Energie. Wir können beispielsweise durch Zufuhr einer bestimmten Wärmemenge 1g Wasser um 1K erwärmen. Wir können aber den Energieinhalt eines Systems auch erhöhen, indem wir Arbeit an ihm verrichten, ohne ihm Wärme zuzuführen.

Allgemein gilt, dass für eine bestimmte Temperaturerhöhung eines gegebenen System stets dieselbe Menge an Energie aufgewendet werden muss - gleichgültig, in welcher Form man die Energie dem System zuführt. Wegen der Energieerhaltung bewirkt die zugeführte Energie eine Erhöhung der inneren Energie U des Systems, die die kinetische und die potentielle Energie aller Moleküle des Systems beinhaltet. Die Änderung der inneren Energie zeigt sich meist in einer Temperaturänderung oder einem Phasenübergang des Systems.

Beachtet man in Systemen nun auch noch den Wärme- bzw. Energieverlust an die Umgebung, so erhält man die Aussage des ersten Hauptsatzes der Thermodynamik:

Die Summe der Arbeit, die am System verrichtet wurde und der von ihm abgeführten Wärme ist gleich der Änderung der inneren Energie des Systems.

Die dem System zugeführten Energien werden stets positiv gerechnet. Damit lautet der erste Hauptsatz:

$$dU = \delta Q + \delta W$$

Die innere Energie U eines Systems ist dabei eine sogenannte Zustandsfunktion; dh. sie ist nur vom jeweiligen Zustand des Systems abhängig und nicht davon, auf welchem Weg dieser erreicht wurde. Weitere Zustandsfunktionen sind zB Druck P , Volumen V oder Temperatur T .

Im Unterschied zur inneren Energie sind die ausgetauschte Arbeit und die umgesetzte Wärme keine Zustandsfunktionen. Man kann zwar sagen, ein System habe die innere Energie U , aber man kann ihm keinen bestimmten Inhalt an Arbeit oder Wärme zuschreiben; dies sind vielmehr die möglichen Formen der Energie, die das System mit der Umgebung austauschen kann, wobei sich seine innere Energie, also sein Zustand, ändert.

4. Der zweite Hauptsatz der Thermodynamik - Die Richtung von Vorgängen

Wenn man einen Film sieht, in dem jemand einen Hahn öffnet, der zwei gefüllte Gefäße verbindet, und wenn daraufhin sich das ganze Gas in einem Gefäß ansammelt, dann weiß man: Dieser Film läuft rückwärts. Es gibt eine ganze Menge von Prozessen, die nur in eine Richtung ablaufen. Die Umkehrungen sind nicht etwa durch den Energiesatz ausgeschlossen, dieser würde durchaus erlauben, dass z.B. der (kalte) Kochtopf die (warme) Herdplatte noch weiter erwärmt.

Die freie Ausdehnung eines Gases ins Vakuum hat den Vorzug, dass man besonders leicht sieht, warum dieser Prozess nicht umkehrbar (irreversibel) ist. Betrachtet man sich die Anzahl von Möglichkeiten, wie die einzelne Moleküle eines Gases im Raum verteilt sein können, die sog. **Mikrozustände**, so gibt es offensichtlich mehr Möglichkeiten für die **Makrozustände**, bei denen die Moleküle gleichmäßig im Raum verteilt sind, als die wenigen Möglichkeiten, in denen alle Moleküle in einem bestimmten Bereich sind. Es ist also wesentlich wahrscheinlicher, dass die Moleküle im Raum gleichverteilt sind. Dieser Unterschied zwischen den Wahrscheinlichkeiten der gleichmäßigen und der extremen Verteilung wird natürlich viel extremer, wenn man es mit vielen Teilchen zu tun hat. Ein System wird also nicht lange in einem extremen Makrozustand bleiben, wo alle Teilchen in einem bestimmten Bereich sind, sondern sich einen gleichverteilten Zustand suchen. Extreme

Zustände werden also nur deshalb nicht beobachtet, weil sie extrem unwahrscheinlich sind, nicht etwa weil sie unmöglich wären. Der Logarithmus der Wahrscheinlichkeit W , mit der ein Zustand auftritt, mit der Boltzmann-Konstante k multipliziert, heißt **Entropie** des Zustandes.

$$S = k \cdot \ln W$$

Man kann folgenden Satz formulieren: Ein Makrozustand geht von selbst nur in einen gleichwahrscheinlichen oder wahrscheinlicheren Makrozustand über. Dies bedeutet, dass die Entropie eines abgeschlossenen Systems nicht von selbst abnehmen kann. Ein System hört erst auf sich zu ändern, wenn es den Zustand der maximalen Entropie erreicht hat. Dieser Zustand maximaler Entropie hat alle Eigenschaften eines Gleichgewichts.

Die klassische Definition der Entropie geht vom Differential der Zustandsfunktion S aus und sagt

$$dS = \frac{\delta Q_{rev}}{T}$$

Um die Entropiedifferenz dS zwischen zwei nahe benachbarten Zuständen zu bestimmen, führe man den einen reversibel in den anderen über und messe die Wärmemenge δQ , die das System dabei aufnimmt. Diese δQ dividiert durch die absolute Temperatur des Systems ist die Entropiedifferenz. Diese Definition ist jedoch äquivalent zu der ersten.

Zusammengefasst erhält man nun die Aussage des zweiten Hauptsatzes der Thermodynamik

Ein abgeschlossenes System geht nie von selbst in einen Zustand geringerer Entropie über.

Eine äquivalente Formulierung des zweiten Hauptsatzes lautet:

Es gibt keine zyklisch arbeitende Maschine, die keinen anderen Effekt bewirkt, als Wärme aus einem Reservoir zu entnehmen und eine äquivalente Arbeit zu verrichten.

5. Gase

Da Zustandsänderungen in Gasen von prinzipieller Bedeutung für thermodynamische Maschinen und ebenso für die Schallausbreitung (Siehe Versuch Schallwellen) sind, soll hier kurz auf das Verhalten von Gasen eingegangen werden.

a) Ideale Gase

Komprimiert man ein Gas bei konstanter Temperatur, so steigt der Druck, während das Volumen abnimmt. Beim Expandieren sinkt der Druck während der Volumenzunahme. In guter Näherung ist der Druck umgekehrt proportional zum Volumen. Mit anderen Worten: Das Produkt aus Druck und Volumen ist bei unveränderter Temperatur konstant. Dieser Sachverhalt wurde 1662 erst von Robert Boyle und unabhängig davon 1676 von Edme Mariotte entdeckt. Das eben beschriebene Verhalten der Gase wird als Boyle-Mariottesches Gesetz bezeichnet.

$$pV = \text{const. bei konstanter Temperatur}$$

Diese Beziehung gilt in guter Näherung für alle Gase bei geringer Dichte. Es gilt andererseits, dass die absolute Temperatur eines Gases bei geringer Dichte proportional zum Druck bei konstantem Volumen ist. Also ist wegen des Boyle-Mariotteschen Gesetzes die absolute Temperatur proportional zum Volumen eines Gases, wenn der Druck konstant ist. Diese Gesetzmäßigkeit wurde von Jacques Charles (1746-1823) und Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) gefunden und ist bekannt als Gesetz von Gay-Lussac. Insgesamt ist das Produkt aus Druck und Volumen proportional zur absoluten Temperatur T .

$$pV = g \cdot T$$

Darin ist g eine Proportionalitätskonstante, die von der vorliegenden Gasmenge abhängt.

Stellen wir uns zwei identische Behälter vor, die mit gleichen Mengen desselben Gases bei gleicher Temperatur gefüllt sind. Fügen wir beide Behälter zusammen, so erhalten wir das doppelte Gasvolumen bei gleichem Druck und gleicher Temperatur. Die Konstante g muss also doppelt so groß sein wie vorher. Somit ist g proportional zur Gasmenge und wir schreiben

$$g = k \cdot N$$

N ist die Anzahl der Gasmoleküle, und k die Boltzmannkonstante. Diese ist für alle Gase gleich und hat den Wert $k = 1,381 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K}$.

Oft ist es günstiger, die Gasmenge als Anzahl der Mole anzugeben. Ein Mol einer Substanz enthält so viele Teilchen, wie die Avogadrozahl N_A angibt. Das ist die Anzahl der Atome in genau 12g des Kohlenstoff-Isotops ^{12}C . Liegen n mol einer Substanz vor, dann kann die vorherige Gleichung umgeschrieben werden, indem man die Konstante C ersetzt. Man erhält dann

$$pV = nN_A k T = nRT$$

Die Größe R heißt die Gaskonstante. Sie hat für alle Gase den Wert $R = 8,314 \frac{J}{molK}$.

Man spricht von einem idealen Gas, wenn die Gaskonstante für alle Drücke konstant ist. Dann gilt für den Zusammenhang von Druck, Temperatur und Volumen die Zustandsgleichung für ideale Gase

$$pV = nRT$$

Der Zustand einer gegebenen Gasmenge wird durch zwei der drei genannten Variablen festgelegt. Der Begriff der idealen Gase ist eine Extrapolation des Verhaltens der realen Gase für kleine Dichten und Drücke. Für höhere Dichten und Drücke müssen Korrekturen angebracht werden, damit das reale Verhalten von Gasen beschrieben werden kann.

b) Die Van-der-Waals-Gleichung

Die meisten Gase zeigen bei Atmosphärendruck annähernd ideales Verhalten. Von diesem weichen sie aber bei steigendem Druck oder fallender Temperatur immer stärker ab, weil die Gasdichte zunimmt und die Teilchen im Mittel nicht mehr sehr weit voneinander entfernt sind. Die Van-der-Waals-Gleichung ist eine Zustandsgleichung, die das Verhalten vieler realer Gase über weite Druckbereiche besser beschreibt als die Zustandsgleichung für ideale Gase. Für n Mole eines Gases lautet sie

$$\left(p + \frac{an^2}{V^2} \right) \cdot (V - bn) = nRT$$

Die Konstante b rührt daher, dass die Gasmoleküle nicht punktförmig sind, sondern eine endliche Ausdehnung, also ein Eigenvolumen haben. Dadurch ist das für ihre Bewegung verfügbare Volumen kleiner als bei idealer Beschreibung. Die Größe b ist gleich dem Volumen aller Moleküle eines Mols des betreffenden Gases.

Der Term $\frac{an^2}{V^2}$ berücksichtigt die gegenseitige Anziehung der Gasmoleküle. Die Konstante a hängt von der Art des Gases ab und ist klein für Edelgase, deren Moleküle nur geringe Anziehungskräfte aufeinander ausüben. Mit zunehmendem Volumen bzw. abnehmender Dichte geht die Van-der-Waals-Gleichung in die Zustandsgleichung für ideale Gase über.

II) Methodik

1. Temperaturmessung

a) Ausdehnungsthermometer

Zur Konstruktion von Thermometern kann man im Prinzip jede temperaturabhängige Eigenschaft nutzen. Ein gewöhnliches Quecksilberthermometer besteht beispielsweise aus einem Glaskolben, an den eine enge Kapillare angesetzt ist. In dieser Anordnung befindet sich Quecksilber, welches in der Kapillare hochsteigt, wenn der Körper erwärmt wird und sich durch diese Erwärmung ausdehnt.

Man nutzt außerdem die Tatsache aus, dass sich Stoffe nahezu linear mit der Temperatur ausdehnen. Die Fixpunkte für zwei bestimmte Temperaturen können mit Hilfe von Eis und Wasser festgelegt werden. Dazu wird das Thermometer zunächst in Eiswasser beim Druck von einer Atmosphäre (1013 hPa) gegeben. (In dieser Mischung herrscht eine konstante Temperatur, da die vom Eiswasser aufgenommene Wärme aus der Umgebung komplett zum Schmelzen des Eises verwendet wird. Solange also Eis vorhanden ist, wird sich das Wasser nicht erwärmen.)

Ist das Thermometer zu Beginn wärmer als das Eiswasser, so wird nach dem Eintauchen die Quecksilbersäule kürzer, bis sich ihre Länge nach einer Weile nicht mehr ändert. An der Kapillare wird nun in Höhe des Quecksilbermeniskus eine Markierung angebracht, die den Gefrierpunkt des Wassers angibt. Danach wird das Thermometer bei gleichem Druck in siedendes Wasser getaucht. Ändert die Quecksilbersäule ihre Länge nicht mehr, so wird der Siedepunkt des Wassers markiert.

Diese beiden Temperaturen werden zur Definition der Celsius-Skala verwendet, benannt nach dem schwedischen Mathematiker Celsius aus dem Jahr 1742. Das Temperaturintervall wird nun in 100 gleiche Teile unterteilt und nach oben und unten linear verlängert. Fertig ist das Thermometer, wie wir es kennen.

b) Widerstandsthermometer

Der elektrische Widerstand eines Materials ist bei unterschiedlichen Temperaturen nicht konstant, sodass man auch diese Eigenschaft zur Temperaturmessung verwenden kann. Für ein Widerstandsthermometer wird meist Platin oder Nickel verwendet. In diesem Falle steigt der Widerstand mit höherer Temperatur an.

Für unsere Versuche wird ein Pt1000 Widerstand verwendet, also ein Platinwiderstand, der bei 0°C einen Widerstand von 1000 Ω besitzt. Ein Vorteil dieser Thermometer ist die Möglichkeit, sie über ein breites Temperaturspektrum verwenden zu können. Der Widerstand kann einfach mit einem Multimeter gemessen und die Temperatur über eine zum Widerstand gehörige Tabelle (siehe Anhang) abgelesen werden.

c) Thermoelement

Beim Thermoelement wird der so genannte Seebeck-Effekt (1822) ausgenutzt. Zwischen zwei Enden eines elektrischen Leiters, die unterschiedliche Temperaturen aufweisen, tritt eine elektrische Spannung auf. Dies rührt daher, dass die Elektronen am heißen Ende eine höhere Bewegungsenergie besitzen als die Elektronen am kalten Ende des Leiters und sich daher im Leiter stärker verteilen, was zu einer Erhöhung der Elektronendichte am kalten Ende führt (Abb. 2). Die entstehende Spannung hängt vom Material („Seebeck-Koeffizient“ S) und von der Temperaturdifferenz ab.

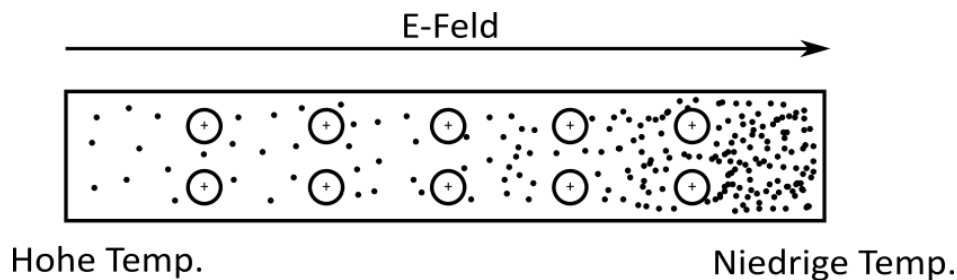


Abb. 2: Der Seebeck-Effekt in schematischer und stark vereinfachter Darstellung. Die großen Kreise symbolisieren die Atomrümpfe, während die kleinen Punkte die Elektronen darstellen.

Zur Messung des Seebeck-Effekts muss die Spannung mit zwei Kontakten abgegriffen werden. Ein Thermoelement besteht daher aus einer Kombination von zwei Leitermaterialien A und B mit unterschiedlichen Seebeck-Koeffizienten, die in der Reihenfolge B-A-B zusammengefügt sind und somit zwei Kontaktstellen besitzen. Eine messbare Thermospannung U tritt nur auf, wenn sich die beiden Kontaktstellen (1 und 2) auf unterschiedlichen Temperaturen befinden, ansonsten kompensieren sich die Thermospannungen in der Anordnung. Die gemessene Thermospannung ergibt sich als:

$$U = (S_A - S_B) \cdot (T_2 - T_1)$$

Hält man nun eine Kontaktstelle auf konstanter Temperatur (z.B. mit Eiswasser), so ist die gemessene Spannung ein Maß für die Temperatur der zweiten Kontaktstelle. Solche Thermoelemente, die in der Regel aus einer Kombination von Drähten mit kleinen Kontaktflächen bestehen, haben als Thermometer den Vorzug großer Empfindlichkeit, geringer Wärmekapazität und daher sehr geringer Trägheit.

Inzwischen wird oft die zweite Kontaktstelle nicht in Eiswasser getaucht, sondern durch eine Kompensationsschaltung mit Temperatursensor ersetzt ('Kaltstellenkompensation').

d) Strahlungsthermometer

Im Gegensatz zu den eben genannten Thermometern wird hier bei der Temperaturmessung kein Kontakt mit der zu messenden Quelle benötigt. Anstelle eines temperatursensiblen Elements im thermischen Gleichgewicht mit der Quelle wird die durch die Quelle selbst emittierte elektromagnetische Strahlung gemessen.

Jeder Körper, der eine Temperatur ($> 0\text{ K}$) besitzt, sendet elektromagnetische Strahlung aus. Das ausgesendete Spektrum ist dabei durch das Planck'sche Strahlungsgesetz gegeben. Bei steigender Temperatur eines Körpers verschiebt sich das ausgesendete Spektrum zu kürzeren Wellenlänge (höheren Frequenz) hin (Abb.3). Beispielsweise ist bei Raumtemperatur ($\sim 300\text{ K}$) ein großer Teil im infraroten Bereich, bei höherer Temperatur hingegen auch im sichtbaren Bereich.

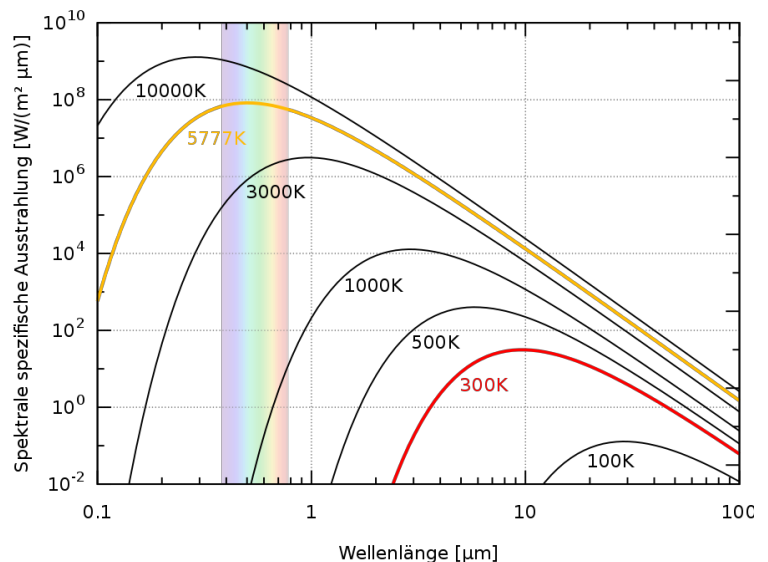


Abb. 3: Emittiertes Spektrum eines schwarzen Strahlers bei verschiedenen Temperaturen. (Quelle: Prog, https://commons.wikimedia.org/wiki/File:BlackbodySpectrum_loglog_de.svg, <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/legalcode>)

Daher kommt die Angabe der Farbtemperatur bei Leuchtmitteln, wie einer LED. Die gelbliche Farbe bei Glühlampen hängt mit ihrer Farbtemperatur von weniger als 3000 K zusammen, wobei das weiß wirkende Sonnenlicht entsprechend der Oberflächentemperatur von bis zu 6000 K das sichtbare Spektrum gleichermaßen abdeckt. Die Strahlungsleistung P des emittierten Lichts ist durch das Stefan-Boltzmann-Gesetz gegeben und folgendermaßen von der Temperatur T abhängig:

$$P = \sigma \cdot A \cdot T^4$$

Dabei ist A die Oberfläche der Strahlungsquelle und σ die Stefan-Boltzmann-Konstante.

In einem Strahlungsthermometer wird die eintreffende Strahlung von einer schwarzen Metalloberfläche absorbiert, die sich dadurch erhitzt. Daneben befindet sich ein Referenzkörper, auf beidem sind Thermoelemente angebracht. Wir haben somit wieder zwei Kontakte unterschiedlicher Temperatur, wodurch wie oben erläutert eine Spannung entsteht und daraus wieder die absolute Temperatur bestimmt werden kann. Mit dieser Information kann nun auf die Temperatur der Strahlungsquelle geschlossen werden.

Zusatzinformation: Außerdem ist der sogenannte Emissionsgrad ε von Bedeutung, da bei eben genannter Theorie nur von einem „schwarzen Strahler“ ausgegangen wird. Die emittierte Strahlung eines idealen schwarzen Strahlers hängt ausschließlich von seiner Temperatur und nicht von seiner Beschaffenheit ab und ist stets stärker als die eines realen Strahlers. Das Verhältnis der thermischen Strahlungsintensität eines realen im Gegensatz zum schwarzen Strahler ist durch den Emissionsgrad gegeben. Der Wert beträgt bei Nichtmetallen $\varepsilon > 0,9$ und ist im Messgerät üblicherweise auf 0,95 eingestellt.

2. Kalorimetrie

Betrachtet man die spezifische Wärme verschiedener Materialien, so fällt auf, dass die spezifische Wärme des Wassers deutlich höher ist als die der anderen Substanzen. Beispielsweise ist sie 10 Mal größer als die von Kupfer. Wegen seiner hohen spezifischen Wärme dient Wasser sehr häufig als Wärmespeicher, etwa in Solarkollektoren. Entsprechend ist es auch als Kühlmittel gut geeignet.

Die spezifische Wärme des Wassers ist über einen weiten Temperaturbereich praktisch konstant. Das ist die Grundlage der Kalorimetrie. Will man die Wärmekapazität eines Körpers ermitteln, dann erwärmt man ihn auf eine gut zu messende Temperatur und gibt ihn in ein Wasserbad, dessen Füllmenge und Temperatur genau bekannt sind. Dann wartet man das thermische Gleichgewicht ab und misst die Temperatur des Wasserbades, in dem sich der Körper befindet. Ist das Gefäß, das sogenannte Kalorimeter, von der Umgebung gut isoliert, dann entspricht die Wärmemenge, die der Körper abgab, derjenigen, die das Kalorimeter (also Wasser und Behälter) aufgenommen hat. Der Körper habe die Masse m und die spezifische Wärme c . Seine Anfangstemperatur sei T_1 , und die nach Erreichen des thermischen Gleichgewichtes gemessene Endtemperatur sei T_2 . Dann ist die Wärmemenge, die der Körper abgegeben hat,

$$Q_{\text{aus}} = mc(T_1 - T_2)$$

Die Anfangstemperatur des Kalorimeters ist T_{K1} , und seine Endtemperatur ist wegen des thermischen Gleichgewichtes ebenfalls T_2 . Daher ist die von ihm aufgenommene Wärmemenge

$$Q_{\text{ein}} = m_w c_w \cdot (T_2 - T_{K1}) + C_K \cdot (T_2 - T_{K1})$$

Dabei ist m_w die Masse des Wassers und $c_w = 4,187 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$ seine spezifische Wärme. Das Kalorimetergefäß hat die Wärmekapazität C_K . Setzt man nun voraus, dass die vom Körper abgegebene Wärmemenge gleich der vom Wasser (+ Kalorimetergefäß) aufgenommenen Wärmemenge ist, so kann die spezifische Wärmekapazität des Körpers berechnet werden.

III) Versuchsdurchführung

1. Bestimmung der spezifischen Wärme des Wassers auf mechanischem Wege

Zur Bestimmung der spezifischen Wärmekapazität des Wassers dient ein so genannter Schürholz-Apparat, in dem Reibungsarbeit in Wärme verwandelt wird. Er besteht aus einem kupfernen Kalorimetergefäß A mit einem Schraubverschluss B, durch den ein Thermometer C in das Kalorimetergefäß hineinragt (Abb. 4). Durchführung und Schraubverschluss sind mit einem Gummiring abgedichtet. Das Kalorimetergefäß wird an einer Kurbelwelle mit Kurbel D und Lagerblock E befestigt. Nun nimmt man eine Schnur und schlingt sie mehrfach um das Kalorimetergefäß. An dem einen freien Ende F muss die Schnur mit der Hand festgehalten werden. Am anderen Ende befestigt man ein Gewicht von 5 kg, so dass an H die Gewichtskraft

$$G = mg = 5 \text{ kg} \cdot 9,81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} = 49,05 \text{ N} \text{ wirkt.}$$

Im Kalorimetergefäß befindet sich Wasser mit bekannter Masse (das Kalorimetergefäß bitte ganz füllen und mit eingesetztem Thermometer zuschrauben). Das Thermometer soll so eingesetzt werden, dass es den Boden des Gefäßes nicht berührt. Dreht man nun die Kurbel, dann gleitet das kupferne Kalorimeter reibend unter der Schnur. Sollte die Schnur (bei etwa 4 Windungen) auf der Kalorimeteroberfläche zu stark haften, dann kann man die Reibung durch Reinigen der Oberfläche vermindern. Man dreht die Kurbel gerade so schnell, dass die Schnur, deren Ende man in der Hand festhält, entspannt auf dem Tisch liegt. Die bei n Drehungen aufgewendete Reibungsarbeit W_r ist gleich dem Produkt aus der Reibungskraft F_r , die gleich G ist, wenn die Schnur völlig entspannt ist, mal dem Weg $2\pi \cdot r \cdot n$, den jedes Reibende Oberflächenelement unter der Schnur zurücklegt, also

$$W_r = F_r \cdot 2\pi \cdot r \cdot n = G \cdot 2\pi \cdot r \cdot n$$

wo r der Radius des Kalorimetergefäßes ist.

Diese Arbeit wird umgesetzt in Reibungswärme Q_r , die das Kalorimeter von einer Anfangstemperatur auf eine Endtemperatur um ΔT erwärmt. Das Kalorimeter mit dem Wasser im Bauch nimmt also eine Wärmemenge auf von

$$Q_r = (C_K + m_W c_W) \cdot \Delta T$$

Mit C_K wird die Wärmekapazität des Kalorimeters bezeichnet. Ist diese unbekannt, so kann man sie durch Abwiegen des Gefäßes (mit Schraubverschluss) bestimmen. Bestimmt man also die Masse m_{Cu} des Kupfergefäßes, so kann man mit der bekannten spezifischen Wärmekapazität $c_{Cu} = 383 \frac{\text{J}}{\text{kgK}}$ des Kupfers die Wärmekapazität des Kalorimeters mit $C_K = m_{Cu} \cdot c_{Cu}$ berechnen.

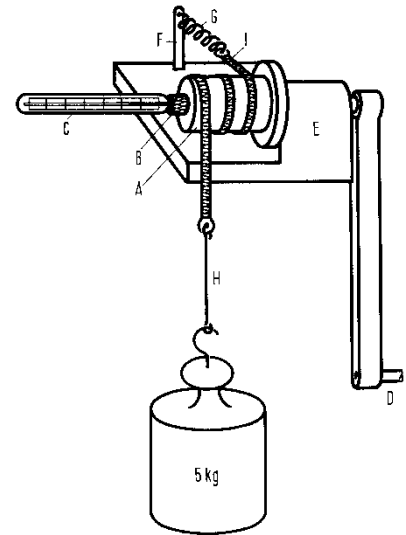


Abb. 4: Aufbau des Schürholz-Apparats (Quelle: Walcher, W: Praktikum der Physik, Teubner, Stuttgart 1971, S.104)

Da wir von einer Energieerhaltung im Versuch ausgehen (natürlich haben wir in Wirklichkeit kein abgeschlossenes System, da Wärme an die Umgebung abgegeben wird) kann man nun die Wärmemengen die zugeführt und aufgenommen wurden gleichsetzen. Mit $W_r = Q_r$ gilt also

$$G \cdot 2\pi \cdot r \cdot n = (m_{Cu}c_{Cu} + m_Wc_W) \cdot \Delta T$$

Stellt man die Gleichung nach ΔT um, so erhält man

$$\Delta T = \frac{G \cdot 2\pi \cdot r}{m_{Cu}c_{Cu} + m_Wc_W} \cdot n = s \cdot n$$

mit

$$s = \frac{G \cdot 2\pi \cdot r}{m_{Cu}c_{Cu} + m_Wc_W}.$$

Wir haben also einen linearen Zusammenhang zwischen der Temperaturänderung ΔT und der Anzahl an Umdrehungen n . Aus einer linearen Regression der Messwerte für ΔT bei den Umdrehungen n kann die Proportionalitätskonstante s ermittelt werden. Aus dieser lässt sich nun nach Umformen der obigen Gleichung die spezifische Wärmekapazität von Wasser ermitteln.

Vorgehen :

- 1) Leeres Kalorimetergefäß mit Schraubverschluss wiegen. Aus der Masse und der spezifischen Wärmekapazität von Kupfer berechne man die Wärmekapazität des Schürholz-Apparates.
- 2) Leeres Kalorimetergefäß mit Schraubverschluss und Thermometer wiegen.
- 3) Füllen des Kalorimetergefäßes mit Wasser. Thermometer vorsichtig durch den Schraubverschluss schieben (es soll den Boden des Gefäßes nicht berühren) und das Kalorimeter wasserdicht abschließen. Dies soll nun gewogen werden und die Masse aus '2)' abgezogen werden, um so die exakte Masse des Wassers zu erhalten.
- 4) Die Schnur 4 mal um das Kalorimetergefäß schlingen.
- 5) Belasten Sie die Schnur mit einer Masse von 5 kg und halten Sie das freie Ende fest (Achten Sie aus Sicherheitsgründen darauf, dass sich keiner Ihrer Füße direkt unter dem Gewicht befindet!).
- 6) Drehen Sie die Kurbel so, dass die Schnur entspannt auf dem Tisch liegt. Wenn sich ein thermisches Gleichgewicht eingestellt hat (ca. 5 min), beginnt der Versuch. Lesen Sie die Wassertemperatur ab, drehen Sie die Kurbel etwa 50mal und bestimmen Sie die Endtemperatur nach Einstellung des Gleichgewichts (ca. 20 sec). Wiederholen Sie dies weitere viermal, sodass insgesamt 250 Umdrehungen durchgeführt wurden.
- 7) Durchmesser des Kalorimetergefäßes mit einem Messschieber bestimmen.
- 8) Jeweils die Temperaturänderung zum Anfangswert bestimmen und zusammen mit der Anzahl an Umdrehungen in ein Tabellenkalkulationsprogramm (Excel) eintragen.
- 9) Ein n - ΔT -Diagramm erstellen und eine Regressionsgerade hineinlegen.
- 10) Die Steigung der Regressionsgeraden anzeigen lassen, um damit die spezifische Wärmekapazität zu berechnen.

2. Vergleich verschiedener Temperaturmessmethoden

In diesem Versuchsteil sollen unterschiedliche Methoden der Temperaturmessung verwendet und verglichen werden. Hierzu werden ein Thermoelement, ein Widerstandsthermometer und ein Strahlungsthermometer herangenommen. Für die nachfolgenden Versuche wird das Thermoelement verwendet, jedoch besitzt jede Methode ihre eigenen Vor- und Nachteile. Es werden für alle drei Messinstrumente die Daten bei vier verschiedenen Temperaturpunkten aufgenommen.

Das **Thermoelement** besitzt durch die geringe Größe des eigentlichen Sensors eine geringe Trägheit und hohe Genauigkeit, sowie eine sehr hohe Temperaturbeständigkeit (bis über 1000°C). In unserem Experiment ist das Thermoelement mit einem Datenlogger verbunden, der die Möglichkeit der Datenaufnahme über einen PC bietet. Das Messsystem besteht aus einem Gehäuse, in dem sich die Elektronik befindet, und dem Messfühler mit dem thermischen Kontakt an der Spitze. Im Gehäuse wird ferner eine eigene Referenzmessung durchgeführt, um aus der Thermospannung direkt die Temperatur gewinnen zu können ('Kaltstellkompensation'). Es ist daher notwendig, dass sich das Messsystem im thermischen Gleichgewicht mit der Umgebung befindet. Achten Sie daher darauf, dass sich das Gehäuse schon einige Minuten vor der Messung an derselben Stelle befindet.

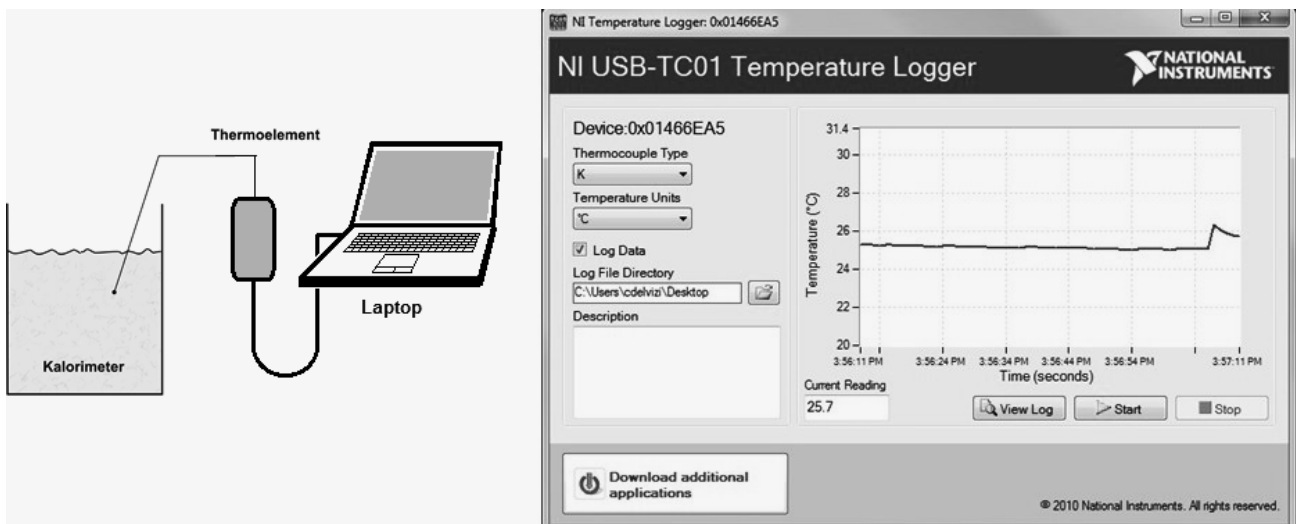


Abb. 5: Messungen mit dem Thermoelement und dem Temperaturlogger

Der Temperaturlogger kann per USB-Kabel an einen Laptop angeschlossen werden, mit dem dann die Daten angezeigt und aufgenommen werden können (Abb.5). Das Programm zur Datenaufnahme befindet sich auf dem Datenlogger und ist ohne Treiberinstallation funktionsfähig. (Vorsicht: Die angezeigte Absolut-Zeit während der Datenaufnahme findet sich nicht in der Datei wieder !)

Das **Widerstandsthermometer** besteht lediglich aus einem Widerstand (hier der Pt1000), der zwei Kontakte besitzt, die an ein Multimeter angeschlossen werden um den Widerstand zu bestimmen (Abb.6). Zu dem angezeigten Widerstand kann mit der Tabelle im Anhang die entsprechende Temperatur zugeordnet werden. Liegt der Widerstandswert R zwischen zwei Werten der Tabelle ($R_1 < R < R_2$), kann durch Interpolation ein genauerer

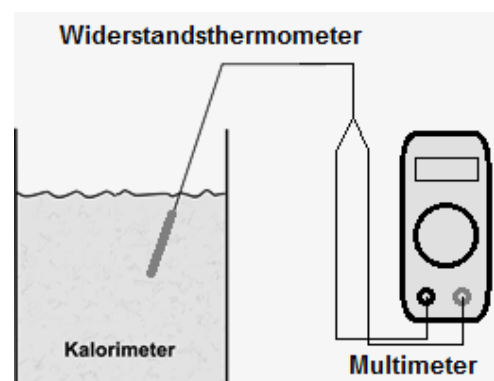


Abb. 6: Messungen mit dem Widerstandsthermometer

Temperaturwert ermittelt werden: Die entsprechende Temperatur beträgt dann:

$$T = T_1 + \frac{R - R_1}{R_2 - R_1} \cdot \Delta T \quad (\Delta T = 1^\circ\text{C})$$

Das **Strahlungsthermometer** ist ein komplettes Messinstrument, das direkt auf einem Display die Temperatur anzeigt. Um die Temperatur zu ermitteln richten Sie das Strahlungsthermometer direkt auf die zu untersuchende Quelle und drücken Sie den Trigger. Achten Sie darauf, das Thermometer nicht zu weit weg von der Quelle zu halten, da es Strahlung aus einem großen Öffnungswinkel registriert (Abb. 7). Der Abstand zur Wasseroberfläche sollte daher weniger als 10 cm betragen um störende Strahlen vom Rand des Kalorimeters oder der Umgebung zu vermeiden.

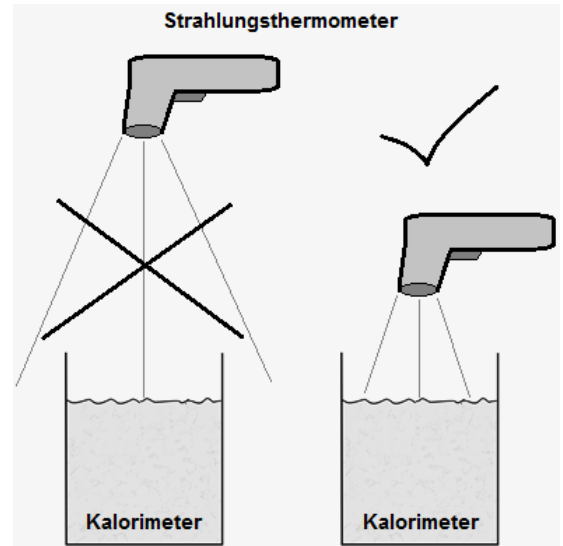


Abb. 7: Messungen mit dem Strahlungsthermometer

Vorgehen :

- 1.) Schließen Sie das Thermoelement an den Laptop an und starten Sie die Temperaturlogger Software (Standardeinstellungen verwenden). Schließen Sie außerdem das Widerstandsthermometer an das Multimeter an und messen Sie den Widerstand (Einstellung Ω)
- 2.) Füllen Sie das Kalorimeter mit einem Eis / Wasser Gemisch bis es knapp bis zur Hälfte gefüllt ist und rühren Sie um. Zusätzlich befüllen Sie den Wasserkocher und schalten ihn an.
- 3.) Führen Sie das Thermoelement durch die kleine Öffnung im Deckel des Kalorimeters, sodass die Spitze unter Wasser ist und nicht den Rand des Gefäßes berührt. Außerdem soll der Rührer nicht blockiert werden. Nun lesen Sie die gemessene Temperatur ab und messen schnell nacheinander mit dem Widerstandsthermometer sowie dem Strahlungsthermometer. Das Widerstandsthermometer sollte dabei lange genug unter Wasser bleiben, bis sich die Widerstandsanzeige eingependelt hat. Das Strahlungsthermometer kann mit dem Detektor direkt auf die große Öffnung des Deckels gehalten werden.
- 4.) Notieren Sie nun die gemessene Temperatur des Thermoelements, den gemessenen Widerstand am Multimeter und die angezeigte Temperatur am Strahlungsthermometer, welches Sie im Abstand von 5-10 cm direkt auf die Wasseroberfläche richten.
- 5.) Erhöhen Sie die Temperatur des Wassers indem Sie (unter ständigem Mischen) heißes Wasser zugeben, bis eine Temperatur von 15-20°C erreicht ist und nehmen Sie erneut sämtliche Daten auf. Messen Sie erneut, nachdem Sie weiteres heißes Wasser eingefüllt haben und bei 25-30°C sind. Messen nochmals mit allen Sensoren bei 35-40°C
- 6.) Nachdem Sie die Protokollierung des Loggers beendet haben, entnehmen Sie dem Protokoll die Temperatur für das Thermoelement zu den 4 Messzeitpunkten. Bestimmen sie mithilfe der Tabelle zum Pt1000 Widerstand im Anhang die zu den gemessenen Widerständen gehörige Temperatur.
- 7.) Tragen Sie die durch die 3 verschiedenen Methoden gemessenen Temperaturen in eine Tabelle ein. Diskutieren Sie die Ergebnisse für die verschiedenen Sensoren.

3. Bestimmung der spezifischen Wärme von Wasser auf elektrischem Wege

Die spezifische Wärmekapazität des Wassers kann auch bestimmt werden, indem man mit Hilfe der Joulschen Wärme, die in einem stromdurchflossenen Leiter entsteht, eine definierte Wassermenge erwärmt und deren Temperaturerhöhung misst (Abb 8). Hierzu wird eine Heizspirale ins Kalorimeter eingebracht, die mit einem Niedervolt-Netzgerät betrieben wird. Während des Aufheizvorgangs (5 Minuten) werden Strom (ca. 5 A) und Spannung (ca. 10V) mit einem Amperemeter bzw. einem Voltmeter gemessen (wird direkt vom Gerät angezeigt). Wie im ersten Versuchsteil muss die Wärmekapazität des Kalorimeters (hier: $C_K = 88,7 \text{ J/K}$) berücksichtigt werden.

Die im Kalorimeter aufgenommene Wärmemenge ist

$$\Delta Q = (C_K + m_{\text{Wasser}} c_{\text{Wasser}}) \cdot \Delta T$$

und die dafür aufgewandte elektrische Arbeit ist

$$\Delta W = U \cdot I \cdot \Delta t$$

Da wir von einem abgeschlossenen System ausgehen, können die zugeführte und aufgenommene Energie gleichgesetzt werden. Stellt man dann noch die entstandene Gleichung nach dem gewünschten Wert um so kann die spezifische Wärmekapazität von Wasser bestimmt werden:

$$c_W = \frac{UI\Delta t - C_K\Delta T}{m_W\Delta T}$$

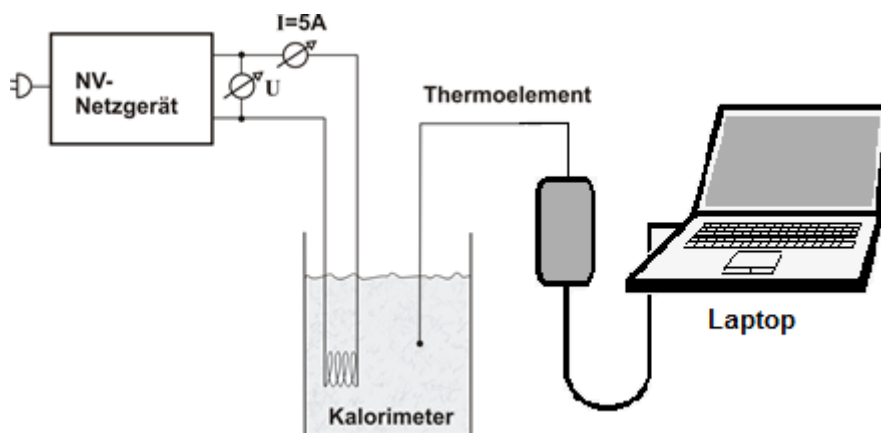


Abb. 8: Elektrische Erwärmung des Wasserbades zur Bestimmung der Wärmekapazität.

Vorgehen :

1.) Wiegen Sie das Innengefäß des Kalorimeters ohne und mit Wasserfüllung (ca. 500 ml) und bauen Sie die Schaltung nach Abb. 8 auf.

Vor dem Einschalten des Netzgerätes muss die Schaltung vom Betreuer kontrolliert werden

2.) Wenn die Wassertemperatur sich nicht mehr verändert (der Graph ein Plateau zeigt) schalten Sie das Netzgerät für 5 Minuten an (mit der Stoppuhr messen) und messen in dieser Zeit die Stromstärke und die Spannung.

3.) Rühren Sie nach nach Ende des Aufheizens mit dem Rührer um und warten Sie wiederum bis sich ein Temperaturplateau eingestellt hat (dabei muss die Heizspirale im Wasser bleiben!). Bestimmen Sie die Endtemperatur und berechnen Sie die spezifische Wärmekapazität von Wasser.

4. Spezifische Wärmekapazität fester Körper

Die spezifische Wärmekapazität fester Körper bestimmt man nach der Mischungsmethode. Hierzu erhitzt man einen Probekörper bekannter Masse m_1 auf eine Temperatur T_1 von siedendem Wasser. Die Siedetemperatur von Wasser muss mit Hilfe des Luftdruckes bestimmt werden, indem man den Luftdruck misst und dann einer Tabelle die entsprechende Siedetemperatur entnimmt. Anschließend bringt man den erhitzten Körper in ein Kalorimetergefäß der Wärmekapazität C_K , welches mit Wasser der Masse m_2 bei der Anfangstemperatur T_2 gefüllt ist (Abb. 9). Man nimmt dann die Temperaturentwicklung des Wassers im Kalorimetergefäß nach Einbringen des erhitzten Körpers mit dem Datenlogger auf. Die Temperatur nach Einstellung des thermischen Gleichgewichts wird als Mischtemperatur, T_{misch} bezeichnet.

Die vom Körper abgegebene Wärmemenge ist

$$\Delta Q_1 = m_1 c_1 (T_1 - T_{\text{misch}})$$

wobei c_1 die spezifische Wärmekapazität des Probekörpers bedeutet. Die im Kalorimeter aufgenommene Wärmemenge ist

$$\Delta Q_2 = (C_K + m_2 c_{\text{Wasser}}) \cdot (T_{\text{misch}} - T_2)$$

Nach Gleichsetzen der Wärmemengen kann die spezifische Wärmekapazität des festen Körpers berechnet werden:

$$c_1 = \frac{(C_K + m_2 c_{\text{Wasser}}) \cdot (T_{\text{misch}} - T_2)}{m_1 (T_1 - T_{\text{misch}})}$$

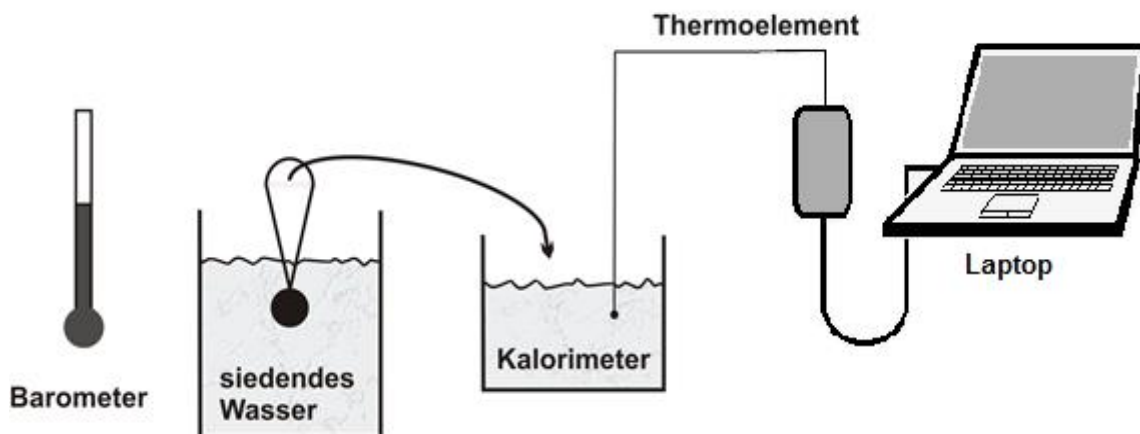


Abb. 9: Versuchsaufbau zur Bestimmung der spezifischen Wärmekapazität von Metallen.

Vorgehen :

Dieser Versuch soll mit 3 verschiedenen Materialien durchgeführt werden: Messing, Eisen und Aluminium. Mit jedem Probenkörper sollen zwei Messungen durchgeführt werden.

- 1.) Messen Sie den Luftdruck mit dem Barometer und bestimmen Sie mit Hilfe der Tabelle aus dem Anhang die Siedetemperatur des Wassers.
- 2.) Bestimmen Sie die Masse der Probekörper und erhitzen Sie diese anschließend im Wasserkocher.
- 3.) Wiegen Sie das Innengefäß des Kalorimeters ohne und mit Wasserfüllung (Wassermenge: ca. 500 ml, damit die Probenkörper vollständig bedeckt sind).
- 4.) Messen Sie die Anfangstemperatur des Wassers im Kalorimeter.
- 5.) Sobald das Wasser für etwa eine Minute gekocht hat, nehmen Sie den ersten Probekörper aus dem heißen Wasserbad und führen Sie ihn (mit einer Zange an der Schnur) zügig in das Kalorimetergefäß über, damit dieser möglichst wenig Wärme an die Luft abgibt. Rühren Sie heftig und warten Sie, bis sich ein thermisches Gleichgewicht eingestellt hat.
- 6.) Berechnen Sie die spezifische Wärmekapazität des Körpers.
- 7.) Wiederholen Sie die Messung mit den anderen Festkörpern.
- 8.) Berechnen Sie für die drei gemessenen Festkörper durch Multiplikation der spezifischen Wärmekapazität mit der molaren Masse die molare Wärmekapazität ($C_{\text{mol}} = c \cdot M$) und vergleichen Sie die so gewonnenen Werte mit dem aufgrund der Dulong-Petit-Regel erwarteten Wert.

5. Latente Wärme – die spezifische Schmelzwärme von Wasser

Erfährt ein Stoff bei Abgabe oder Aufnahme von Wärmeenergie eine Strukturumwandlung, so bleibt während des Umwandlungsprozesses die Temperatur konstant. Da die umgesetzten Wärmemengen keine Temperaturänderung verursachen, werden sie als ‚Latente Wärmen‘ bezeichnet. Beispiele hierfür sind das Schmelzen fester Körper und das Sieden von Flüssigkeiten. Die spezifische Schmelzwärme q_s eines Stoffes ist der Quotient aus der zum Schmelzen zugeführten Wärmeenergie ΔQ_s und der Masse m des Stoffes

$$q_s = \frac{\Delta Q_s}{m}$$

Hier soll die Schmelzwärme von Wasser mit der Methode der Mischungskalorimetrie bestimmt werden. Dazu wird Eis in warmem Wasser geschmolzen. Es wird zunächst die Masse des leeren Kalorimeters m_{Kal} und die Masse des Kalorimeters mit Wasser $m_{\text{Kal}} + m_W$ bestimmt. Nach Ende des Schmelzvorgangs wird die Masse des Kalorimeters mit Wasser und Eis $m_{\text{Kal}} + m_W + m_E$ bestimmt, um daraus die Masse des geschmolzenen Eises zu bestimmen. Der Temperaturverlauf von der Anfangstemperatur des Kalorimeters T_1 bis zur Mischungstemperatur T_{misch} wird auch hier mit Temperaturlogger und Thermoelement bestimmt. Es ist zu beachten, dass das Eis nicht nur geschmolzen, sondern das Schmelzwasser auch auf T_{misch} erwärmt werden muss. Die vom wassergefüllten Kalorimeter abgegebene Wärmemenge ist:

$$\Delta Q_{ab} = (m_W c_W + C_K)(T_1 - T_{\text{misch}})$$

Die vom Eis (und Schmelzwasser) aufgenommene Wärme ist:

$$\Delta Q_{auf} = m_E q_s + m_E c_W (T_{\text{misch}} - T_E)$$

T_E ist dabei die Anfangstemperatur des Eises, also 0°C .

Somit wird:

$$q_S = \frac{(m_W c_W + C_K)(T_1 - T_{\text{misch}}) - m_E c_W (T_{\text{misch}} - T_E)}{m_E}$$

Vorgehen :

- 1.) Wiegen Sie das Innengefäß des Kalorimeters ohne und mit Wasserfüllung (Wassermenge: ca. 500 ml, Wassertemperatur mindestens 35°C)
- 2.) Starten Sie die Datenaufnahme mittels Thermoelement und bestimmen Sie die Anfangstemperatur des Wassers im Kalorimeter.
- 3.) Bringen Sie etwa 200g trockenes Eis (möglichst ohne Schmelzwasser) ins Kalorimeter ein. Rühren Sie heftig und warten Sie bis sich ein thermisches Gleichgewicht eingestellt hat.
- 4.) Bestimmen Sie aus der Gesamtmasse des Kalorimeters nach dem Experiment die Masse des zugefügten Eises und ermitteln Sie die spezifische Schmelzwärme von Wasser.

IV Anhang

Molmassen der verwendeten Stoffe

Aluminium :	27.0 g/mol
Eisen :	55.8 g/mol
Messing :	64.3 g/mol (60 Cu, 40 Zn)

Spezifische Wärme der verwendeten Stoffe

(Werte in J/(gK) aus F. Kohlrausch, "Praktische Physik", Teubner, Stuttgart 1996)

Wasser :	4.19
Aluminium :	0.896
Eisen :	0.450
Messing :	0.381
Kupfer:	0.383

Spezifische Schmelzwärme von Eis: 335 J/g

Pt1000 Tabelle

Widerstand in Ω

$^{\circ}\text{C}$	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
-100	602,56	606,61	610,66	614,71	618,76	622,80	626,84	630,88	634,92	638,96	643,00
-90	643,00	647,03	651,06	655,09	659,12	663,15	667,17	671,20	675,22	679,24	683,25
-80	683,25	687,27	691,29	695,30	699,31	703,32	707,33	711,34	715,34	719,34	723,35
-70	723,35	727,35	731,34	735,34	739,34	743,33	747,32	751,31	755,30	759,29	763,28
-60	763,28	767,26	771,25	775,23	779,21	783,19	787,17	791,14	795,12	799,09	803,06
-50	803,06	807,03	811,00	814,97	818,94	822,90	826,87	830,83	834,79	838,75	842,71
-40	842,71	846,66	850,62	854,57	858,53	862,48	866,43	870,38	874,32	878,27	882,22
-30	882,22	886,16	890,10	894,04	897,98	901,92	905,86	909,80	913,73	917,67	921,60
-20	921,60	925,53	929,46	933,39	937,32	941,24	945,17	949,09	953,02	956,94	960,86
-10	960,86	964,78	968,70	972,61	976,53	980,44	984,36	988,27	992,18	996,09	1000,00
0	1000,00	1003,91	1007,81	1011,72	1015,62	1019,53	1023,43	1027,33	1031,23	1035,13	1039,03
10	1039,03	1042,92	1046,82	1050,71	1054,60	1058,49	1062,38	1066,27	1070,16	1074,05	1077,94
20	1077,94	1081,82	1085,70	1089,59	1093,47	1097,35	1101,23	1105,10	1108,98	1112,86	1116,73
30	1116,73	1120,60	1124,47	1128,35	1132,21	1136,08	1139,95	1143,82	1147,68	1151,55	1155,41
40	1155,41	1159,27	1163,13	1166,99	1170,85	1174,70	1178,56	1182,41	1186,27	1190,12	1193,97
50	1193,97	1197,82	1201,67	1205,52	1209,36	1213,21	1217,05	1220,90	1224,74	1228,58	1232,42
60	1232,42	1236,26	1240,09	1243,93	1247,77	1251,60	1255,43	1259,26	1263,09	1266,92	1270,75
70	1270,75	1274,58	1278,40	1282,23	1286,05	1289,87	1293,70	1297,52	1301,33	1305,15	1308,97
80	1308,97	1312,78	1316,60	1320,41	1324,22	1328,03	1331,84	1335,65	1339,46	1343,26	1347,07
90	1347,07	1350,87	1354,68	1358,48	1362,28	1366,08	1369,87	1373,67	1377,47	1381,26	1385,06
100	1385,06	1388,85	1392,64	1396,43	1400,22	1404,00	1407,79	1411,58	1415,36	1419,14	1422,93

36. Siedetemperatur von Wasser in $^{\circ}\text{C}$ beim Druck p in Torr

p Torr	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
660	96,097	138	179	220	262	303	344	385	426	467
670	96,508	549	589	630	671	712	752	793	833	874
680	96,914	954	995	035*	075*	115*	156*	196*	236*	276*
690	97,316	356	396	435	475	515	554	594	633	673
700	97,712	752	791	831	870	909	948	988	027*	066*
710	98,105	144	183	221	260	299	338	377	415	454
720	98,492	531	569	608	646	685	723	761	799	838
730	98,876	914	952	990	028*	066*	104*	141*	179*	217*
740	99,255	292	330	368	406	443	480	517	555	592
750	99,629	667	704	741	778	815	852	889	926	963
760	100,000	037	074	110	147	184	220	257	294	330
770	100,367	403	439	476	512	548	585	621	657	693
780	100,729	765	801	837	873	909	945	981	017*	052*
790	101,085	124	159	195	231	266	302	337	372	408
800	101,443	478	514	549	584	619	654	689	725	760
810	101,795	829	864	899	934	969	004*	338*	973*	108*
820	102,142	177	212	246	281	315	349	384	418	453
830	102,487	521	555	590	624	658	692	726	760	794
840	102,828	862	896	930	963	997	031*	065*	099*	132*
850	103,166	199	233	266	300	333	367	400	434	467
860	103,500									

* Vorziffer der folgenden Zeile

aus F. Kohlrausch, "Praktische Physik", Teubner, Stuttgart 1996