

EINGEGANGEN 26. Mai 2010

Fachhochschule Jena, Fachbereich Grundlagenwissenschaften (GW)

PRAKTIKUMSANLEITUNG
VERSUCH SPEZIFISCHE WÄRME



Bearbeiter : O. R. Hofmann, E. Döpel

Version 21.09.2009

Bestimmung der spezifischen Wärmekapazität fester Körper

Prof. Dr. rer. nat. habil. E. Döpel
Prof. Dr.-Ing. habil. O. R. Hofmann
Dipl.-Lehrer B. Kley

gültig für die Fachrichtungen AT, TI, KMT im Fachbereich ET/IT
 MB, ME im Fachbereich MB
 FT, AO, PiUS, WT im Fachbereich SciTec
 MT, BT im Fachbereich MT

	Bearbeiter 1	2	3
Name, Vorname	Goldbach, Michael	Döflinger, Jürgen	
Matrikel-Nr.	631430	631551	
Studiengang	KMT	KMT	
Prakt-GrNr	17	17	
Datum der Versuchsdurchführung	19.05.2010		
Unterschrift	<i>R. B. K.</i>	<i>mf</i>	
Betreuer	Dipl.-Lehrer B. Kley (Spaethe)		
Vortestat Bestätigung der Messwerte	Sp (19.5.10)		
Testat-Protokoll	A/Sp (27.5.10)		

1 Zielstellung

Die spezifische Wärmekapazität eines Stoffes ist ein wichtiger Materialwert in der Wärmelehre. Er ist eine Kenngröße für das Wärmespeichervermögen des Materials. In diesem Versuch wird die spezifische Wärmekapazität von Festkörpern mit einer einfachen Methode bestimmt.

2 Physikalische Grundlagen

Die von einem Körper aufgenommene bzw. abgegebene Wärmemenge ΔQ ist der Temperaturänderung ΔT und der Masse m des Körpers proportional

$$\Delta Q = c \cdot m \cdot \Delta T. \quad (1)$$

Der Proportionalitätsfaktor c heißt spezifische Wärmekapazität und . Sie ist über

$$c = \frac{1}{m} \cdot \frac{dQ}{dT} \quad (2)$$

definiert. Damit ist c die Wärmemenge, die einem kg eines Stoffes zugeführt werden muss, um 1K Temperaturanstieg zu erzielen. Für Wasser (zwischen 14,5 und 15,5°C ist z.B. $c = 4,1868 \cdot 10^3 \text{ J}/(\text{kg K})$). Bei Gasen hängt die spezifische Wärmekapazität neben der Gasart auch von der Prozessführung (isobar oder isochor) ab. Für Metalle gilt bei Temperaturen ab Raumtemperatur näherungsweise die Regel von DULONG-PETIT

$$c \approx 24,9 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K } A_r} \quad \text{bzw.} \quad c_{\text{molar}} = c \cdot m_{\text{molar}} \approx 24,9 \frac{\text{kJ}}{\text{kmol K}}. \quad (3)$$

A_r ist die relative Atommasse. Für das Kohlenstoffisotop ^{12}C ist definitionsgemäß $A_r = 12\text{g}$. Die Regel von DULONG-PETIT ist eine Folge des thermodynamischen Gleichverteilungssatzes, nach dem sich der Energieinhalt eines Körpers gleichmäßig auf alle Freiheitsgrade verteilt. In einem kristallinen Festkörper besitzt jedes Atom 6 Freiheitsgrade (potenzielle und kinetische Energie jeweils in drei Raumrichtungen). Deshalb ist die molare Wärmekapazität für alle kristallinen Materialien angenähert gleich dem in Gleichung (3) angegebenen Wert.

Die spezifische Wärmekapazität fester Körper kann mit der Mischungsmethode bestimmt werden. Man betrachtet zwei Körper mit den Massen m_1 und m_2 , die die spezifischen Wärmekapazitäten c_1 und c_2 besitzen und sich auf den verschiedenen Temperaturen T_1 und T_2 befinden. T_1 sei größer als T_2 . Man setzt weiterhin voraus, dass nur Wärme zwischen den beiden Körpern ausgetauscht und keine Wärme an die Umgebung abgegeben wird. Es strömt Wärme vom Körper höherer Temperatur zum Körper niedrigerer Temperatur bis sich beide Körper auf gleicher Temperatur T_m (Mischtemperatur) befinden. Der wärmere Körper mit der Masse m_1 hat die Wärmemenge $\Delta Q_1 = c_1 \cdot m_1 \cdot (T_1 - T_m)$ abgegeben und der ursprünglich kältere Körper hat die gleiche Wärmemenge $\Delta Q_2 = c_2 \cdot m_2 \cdot (T_m - T_2)$ aufgenommen.

Es gilt:

$$c_1 \cdot m_1 \cdot (T_1 - T_m) = c_2 \cdot m_2 \cdot (T_m - T_2) \quad (4)$$

Ist die spezifische Wärmekapazität eines der beiden Körper bekannt, so kann durch Messung der restlichen Größen die spezifische Wärmekapazität des zweiten Körpers aus Gleichung (4) ermittelt werden.

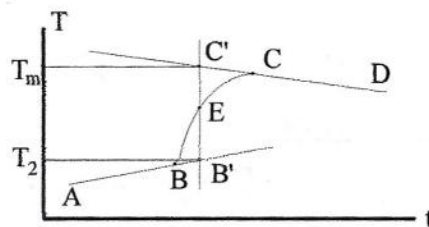
Als Körper bekannter spezifischer Wärmekapazität findet im allgemeinen Wasser Verwendung, das sich in einem wärmeisolierten Kalorimetergefäß befindet. Bei der praktischen Durchführung ist zu beachten, dass eine vollständige Isolation nicht zu erreichen ist. Insbesondere sind auch das Kalorimetergefäß mit seinen Zubehörteilen (Thermometer, Rührer) aber auch die Umgebungsluft am Wärmeaustausch beteiligt.

Das Kalorimeter wird sich, wie das Wasser, zu Beginn des Wärmeaustausches auf der Temperatur T_2 und danach auf der Temperatur T_m befinden. Die Wärmeaufnahme des Kalorimeters $\Delta Q_K = C \cdot (T_m - T_2)$ kann man in die Energiebilanz ($\Delta Q_1 = \Delta Q_2 + \Delta Q_K$) einbeziehen, wenn die Wärmekapazität des Kalorimeters C (auch Wasserwert genannt) bekannt ist

$$c_1 \cdot m_1 \cdot (T_1 - T_m) = c_2 \cdot m_2 \cdot (T_m - T_2) + C \cdot (T_m - T_2). \quad (5)$$

C lässt sich in einem Vorversuch ohne Probekörper aus Gleichung (5), indem man die Mischtemperatur beim Mischen von kaltem und warmem Wasser bestimmt. Der Wert von C ist vom Füllstand abhängig.

Weicht die Temperatur des Wassers im Kalorimeter wesentlich von der Temperatur der Umgebung ab, kann der Wärmeaustausch mit der Umgebung nicht vernachlässigt werden. Um diesen Einfluss auszuschalten, wendet man ein grafisches Verfahren an. Die Abbildung zeigt den Verlauf der im Kalorimeter gemessenen Temperatur T in Abhängigkeit von der Zeit.



Die Raumtemperatur liegt zwischen T_2 und T_m . Von A bis B steigt die Temperatur im Kalorimeter infolge Wärmeaufnahme aus der Umgebung an. Zur Zeit B wird der Probekörper in das Kalorimeter gebracht. Dadurch steigt die Temperatur steil bis C an und fällt dann bis D wieder langsam ab, weil das nunmehr wärmere Kalorimeter Wärme an die Umgebung abgibt. Man kann auf einen idealen unendlich schnellen Temperaturengleich extrapolieren, indem man das Kurvenstück AB vorwärts und das Kurvenstück CD rückwärts verlängert. Die richtigen Temperaturen T_m und T_2 ergeben sich aus den Schnittpunkten dieser Geraden mit einer Senkrechten C'B', die so gelegt wird, dass die Flächenstücke BB'E und CC'E gleich groß sind.

3 Hinweise zur Versuchsdurchführung

Der Versuchsaufbau besteht aus einem Dewar-Gefäß als Kalorimeter, einem Thermometer, einer Waage und den Probekörpern.

Vor Beginn des Versuches muss zunächst die Wärmekapazität des Kalorimeters bestimmt werden. Dazu wird das Kalorimeter mit einer Menge Wasser (70 ml) der Temperatur T_2 gefüllt (Zimmertemperatur). Anschließend wird das Gefäß mit der gleichen Menge Wasser von etwa $\vartheta_1 \approx 50^\circ\text{C}$ aufgefüllt. Das Wasser wird vermischt und T_m bestimmt. Entsprechend der Formel (5) bestimmt sich C aus

$$C = \frac{c_w [m_1 (T_1 - T_m) - m_2 (T_m - T_2)]}{(T_m - T_2)} \quad (6)$$

(c_w : spezifische Wärmekapazität des Wassers, $c_w = 4,1868 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$)

Die ermittelte Wärmekapazität gilt nur für den Füllstand des Kalorimeters, der bei dem Versuch nach Mischung vorlag.

Zur Bestimmung der spezifischen Wärmekapazität der Festkörper werden die Materialproben gewogen, in einzelne Reagenzgläser gefüllt und im Wasserbad auf Siedetemperatur des Wassers erhitzt. Die Siedetemperatur wird gemessen. Das Kalorimeter wird mit 110 ml Wasser gefüllt. Zusammen mit dem Probenvolumen (30 ml) erhält man wieder einen Füllstand wie bei der Bestimmung des Wasserwertes. Die Temperatur des Wassers wird etwa 5 min. lang in Abständen von ca. 30 s gemessen. Anschließend bringt man schnell die Materialprobe (jede Probe mit Gesamtvolumen ≈ 30 ml) in das Kalorimetergefäß und misst in Abständen von 10 s die Temperatur, bis der Temperatursausgleich zwischen Körper und Wasser beendet ist. Es ist darauf zu achten, dass mit den Probestücken kein Wasser in das Kalorimeter gelangt. Zwischenzeitlich sollt die Probe immer wieder vorsichtig bewegt werden. Dabei soll Thermometer nicht in Kontakt mit der Probe kommen. Nach dem Temperatursausgleich ist noch etwa 5 min. lang alle 30 s die Abkühltemperatur aufzunehmen. Die Temperaturen T_2 und T_m werden dem anzufertigenden Diagramm entnommen.

4 Aufgabenstellung, Messprotokoll, Auswertung

1) Bestimmen Sie die Wärmekapazität des Kalorimeters

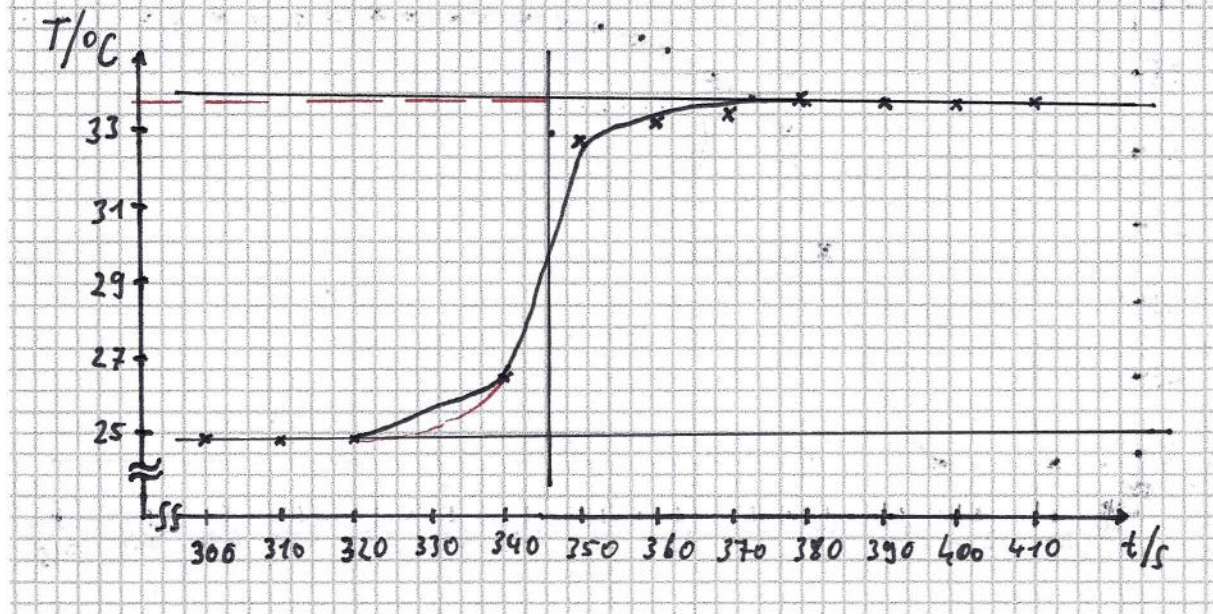
Zeit t/s	0	30	60	90	120	150	180	210	240	270
$T/^\circ\text{C}$	36,8	36,7	36,6	36,5	36,5	36,4	36,3	36,3	36,3	36,3
Zeit t										
T										
m_1	m_2		T_1			T_2		T_m		
69,0 g	69,0 g		52,3 °C			23,8 °C		36,3 °C		
Formel							Wert			
$C = \frac{c_w \cdot [m_1 (T_1 - T_m) - m_2 (T_m - T_2)]}{(T_m - T_2)}$							$C = 80,9 \frac{\text{J}}{\text{K}}$			

TESTAT MESSWERTE
19. Mai 2010

2) Bestimmen Sie die spezifische Wärmekapazität von zwei Probematerialien

Probe 1		Glas								
Zeit t/s	0	30	60	90	120	150	180	210	240	270
T/°C	24,9	24,9	24,8	24,8	24,8	24,8	24,8	24,9	24,9	24,9
Zeit t/s	300	330	340	350	360	370	380	390	400	410
T/°C	24,9	26,7	26,7	32,8	33,3	33,4	33,9	33,8	33,8	33,8
Zeit t/s	420	450	480	510	540	570	600	630	660	690
T/°C	33,8	33,8	33,8	33,7	33,7	33,7	33,6	33,6	33,6	33,5
Zeit t/s	720									
T/°C	33,5									
m_1	m_2		T_1			T_2			T_m	
83,64g	110g		94,9 °C			24,9 °C			33,9 °C	

grafische Darstellung des Temperaturverlaufes



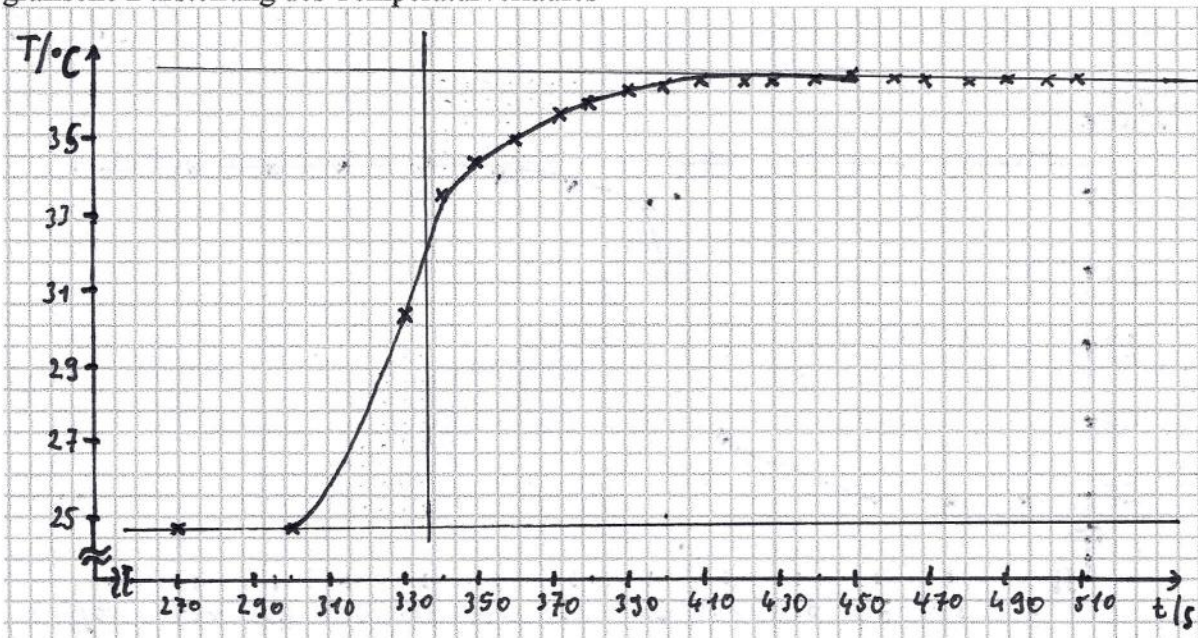
Berechnung der spezifischen Wärmekapazität von Probe 1

Formel	Wert
$c = \frac{c_2 \cdot m_2 \cdot (T_m - T_2) + C \cdot (T_m - T_2)}{m_1 \cdot (T_1 - T_m)}$	$c = 0,96 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$

19. Mai 2010
 TESTAT MESSWERTE

Probe 2		Kupfer								
Zeit t/s	0	30	60	90	120	150	180	210	240	270
$T/^\circ C$	24,7	24,7	24,7	24,7	24,7	24,7	24,7	24,7	24,7	24,7
Zeit t/s	300	330	340	350	360	370	380	390	400	410
$T/^\circ C$	24,7	30,4	32,5	34,4	35,0	35,6	36,0	36,2	36,3	36,5
Zeit t/s	420	430	440	450	460	470	500	530	560	590
$T/^\circ C$	36,5	36,5	36,6	36,7	36,7	36,6	36,6	36,6	36,6	36,5
Zeit t/s	620	650	680	710	740	770				
$T/^\circ C$	36,5	36,5	36,5	36,4	36,4	36,4				
m_1	m_2		T_1			T_2		T_m		
266,58 g	110 g		30,6 °C			24,7 °C		36,8 °C		

grafische Darstellung des Temperaturverlaufes



Berechnung der spezifischen Wärmekapazität von Probe 2

Formel	Wert
$c = \frac{c_2 \cdot m_2 \cdot (T_m - T_2) + C \cdot (T_m - T_2)}{m_1 \cdot (T_1 - T_m)}$	$c = 0,46 \frac{J}{g \cdot K}$

3) Diskutieren Sie Fehlerquellen

siehe Anhang

4) Prüfen Sie die Regel von DULONG-PETIT durch Vergleich mit dem Tabellenwert.

	Probe 1: Glas	Probe 2: Kupfer
Tabellenwert c (mit Quelle)	Formelsammlung $0,86 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	Duden - Paetec $0,39 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
rel. Atommasse A_r	$60,1 \text{ u}$	$63,55 \text{ u}$
c nach DULONG-PETIT	$0,41 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	$0,39 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
Messwert c	$0,96 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	$0,46 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Diskussion:

siehe Anhang

gilt nur für Metalle!

5 **Schwerpunkte zum Kolloquium**

- Erster Hauptsatz der Thermodynamik
- Zustands- und Prozessgrößen
- Zustandsgleichungen
- Thermodynamische Systeme
- spezifische Wärmekapazität von Festkörpern
- atomare Masseinheit u
- Atom- und Molekülmasse
- relative Atommasse A_r , relative Molekülmasse M_r , Stoffmenge, Definition der SI-Grundeinheit mol
- AVOGADRO-Konstante, LOSCHMIDT'sche Konstante
- Besonderheiten der spezifischen Wärmekapazität von Gasen

6 **Literatur**

- Becker, Jodl: Physikalisches Praktikum für Naturwissenschaftler und Ingenieure, VDI-Verlag GmbH, Düsseldorf 1991
- D. Geschke: Physikalisches Praktikum, B.G.Teubner Verlagsgesellschaft, 12. Auflage 2001
- H.J. Eichler, H.D. Kronfeldt, J. Sahn: Das Neue Physikalische Grundpraktikum, Springer Verlag, 2. Auflage 2005
- W. Walcher Praktikum der Physik, , B.G.Teubner Verlagsgesellschaft, 9. Auflage 2006

It Sicherheit nicht Diskussion zu den Fehlerquellen:

Als größte Fehlerquelle im Versuch spezifische Wärme lässt sich das Gebiet der Wärmeübertragung nennen. So wird allein schon beim Transport der Probekörper zum Kalorimeter und beim Umfüllen, eine Messwerte verfälschende Menge an Wärme an die Umgebung abgegeben.

Und selbst im Kalorimeter lässt sich eine 100%ige Isolation nicht erreichen. Hier seien vor allem Rührer/Sieb und Thermometer zu nennen, welche die Wärme an die Umgebung leiteten.

Als weitere Fehler, welche im Zusammenhang mit dem Thermometer zustande kommen, sind der Messfehler des Thermometers selbst, die Trägheit des Thermometers und Reaktionszeit bedingte Fehler durch zeitversetztes Ablesen aufzuführen.

Es sei zu erwähnen, dass zwei Thermometer benutzt wurden. Unterschiede der beiden Messgeräte tragen ebenso zum Gesamtfehler bei.

Des Weiteren besteht die Möglichkeit, dass es sich bei den Probekörpern nicht um Reinstoffe handelt. Hierdurch ist ein Teil der Abweichung der Versuchsergebnisse von den Tabellenwerten zu erklären.

Diskussion zur Dulong-Petit-Regel:

Im Vergleich des Tabellenwertes für die spezifische Wärmekapazität c und der nach Dulong-Petit für Probe 2 (Kupfer) erkennt man, dass beide Werte bei $0,39 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ liegen und damit übereinstimmen. Hieraus folgt, dass wir die Dulong-Petit-Regel für Kupfer bestätigen können.

Im Fall von Glas sieht dies etwas anders aus. Da uns die genaue Zusammensetzung von, dem von uns verwendeten Glas nicht bekannt war, nahmen wir für die Bestimmung der relativen *Mol.* - ~~Atom~~masse Siliziumdioxid (SiO_2) als Glas an.

Silizium:	$A_r = 28,1 \text{ u}$
Sauerstoff:	$A_r = 16 \text{ u}$
Siliziumdioxid:	$A_r = 28,1 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u} = 60,1 \text{ u}$

Im Vergleich erkennt man, ^S das Tabellenwert und c nach Dulong-Petit nicht übereinstimmen. Dies wäre zum einen auf eine womöglich andere Zusammensetzung, des Glases für den Tabellenwert zurückzuführen. Doch vor allem lässt es sich damit erklären, dass die Dulong-Petit-Regel für kristalline Festkörper gilt. Glas jedoch ist ein amorpher (und damit ein nichtkristalliner) Festkörper.