

## Versuch 7: Temperatur und Wärme

### 7.1 Grundlagen

#### 7.1.1 Zustandsgleichung idealer Gase

Der Zustand einer abgeschlossenen Menge eines idealen Gases wird durch die Zustandsgrößen Temperatur  $T$ , Druck  $p$  und Volumen  $V$  beschrieben. Diese Zustandsgrößen lassen sich nicht unabhängig voneinander verändern, sondern sie sind durch eine gesetzmäßige Beziehung – die *Zustandsgleichung idealer Gase* – miteinander verknüpft:

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

Hierbei ist  $n$  die Menge des Gases (in Mol),  $R$  die *allgemeine Gaskonstante*,  $k$  die Boltzmann-Konstante und  $N$  die Teilchenzahl.  $T$  ist die *absolute Temperatur*, also die Temperatur in Kelvin.<sup>1</sup>

Die Zustandsgleichung idealer Gase gilt nur, wenn:

- die Größe der Gasatome bzw. -moleküle sehr klein gegenüber ihrem mittleren Abstand voneinander ist und
- die Atome bzw. Moleküle keine Wechselwirkung aufeinander ausüben.<sup>2</sup>

Sofern die Temperatur genügend weit über der Kondensationstemperatur liegt und der Druck klein genug ist, werden *alle* Gase zu idealen Gasen. Edelgase können schon bei Raumtemperatur und Atmosphärendruck als ideale Gase angesehen werden. Auch Luft können wir unter den genannten Bedingungen näherungsweise als ideales Gas bezeichnen.

Die Aussage des idealen Gasgesetzes (1) kann man sich zum Beispiel so veranschaulichen: In einem Kasten bewegen sich die Gasteilchen und zwar um so schneller, je wärmer das Gas ist. Dabei stoßen fortwährend Teilchen gegen die Behälterwand. Diese Stöße an der Wand verursachen den Druck. Intuitiv ist klar, dass so bei

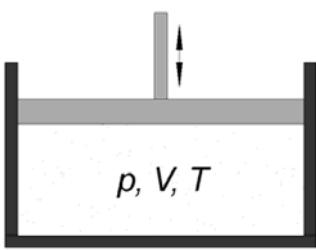
<sup>1</sup> Die Temperatur ist eine zentrale Größe in der Thermodynamik. Die meisten physikalischen Gesetze stellen sich als einfacher dar, wenn die Temperatur in Kelvin angegeben wird. Die Umrechnung von °C in K lautet  $x^{\circ}\text{C} = (x + 273,15)\text{K}$  bzw.  $x\text{K} = (x - 273,15)^{\circ}\text{C}$ ; demnach sind  $30^{\circ}\text{C}$  also  $(30 + 273,15)\text{K} = 303,15\text{K}$  und  $30\text{K}$  entsprechend  $(30 - 273,15)^{\circ}\text{C} = -243,15^{\circ}\text{C}$ . Wenn nur von Temperaturdifferenzen gesprochen wird, so ist es gleichgültig, ob man die Angaben in Celsius oder in Kelvin macht, da die Veränderung der Temperatur um  $1^{\circ}\text{C}$  einer Veränderung um  $1\text{K}$  entspricht.

<sup>2</sup> Gase, die die genannten Eigenschaften nicht aufweisen, heißen *reale Gase*. Der Zustand eines realen Gases wird beschrieben durch die van-der-Waals – Zustandsgleichung für reale Gase:

$$(p + \frac{a}{V^2})(V - b) = nRT$$

Die Größen  $a$  und  $b$  sind Konstanten, die von der Art des betrachteten Gases abhängen; durch  $a/V^2$  wird der Binnendruck infolge der Wechselwirkungen und durch  $b$  das Eigenvolumen der Moleküle berücksichtigt. Die van-der-Waals-Zustandsgleichung geht für  $a \ll pV^2$  und  $b \ll V$  in die Zustandsgleichung idealer Gase über.

## Versuch 7: Temperatur und Wärme



höherer Temperatur und gleichem Volumen der Druck steigen wird bzw. der Druck nur dann konstant gehalten werden kann, wenn das Volumen vergrößert wird. Denn dann müssen die Teilchen längere Wege zurücklegen, wodurch weniger Stöße pro Zeit an der Außenwand stattfinden.

Um verschiedene Arten der Zustandsänderung systematisch zu beschreiben, nehmen wir an, dass sich eine bestimmte Menge eines idealen Gases im Anfangszustand ( $p_a, V_a, T_a$ ) in einem zylindrischen Gefäß mit verschiebbarem Kolben befindet. Mit dieser Vorrichtung können wir den Zustand des eingeschlossenen Gases verändern, und zwar so, dass jeweils eine der drei Zustandsgrößen konstant bleibt. Wir erhalten auf diese Weise einfache Beziehungen zwischen den anderen zwei Zustandsgrößen:

1. Wir ändern den Zustand des Gases, indem wir durch Verschieben des Kolbens den Druck  $p$  erhöhen. Die Zustandsänderung soll *isotherm*, d.h. bei konstanter Temperatur  $T$  erfolgen. Dann gilt:

$$pV = p_a V_a = \text{konst.} \quad \text{bzw.} \quad V = \frac{\text{konst.}}{p} \quad (\text{Gesetz von Boyle-Mariotte})$$

2. Bei *isobaren* Zustandsänderungen bleibt der Druck  $p$  konstant. Ändert man die Temperatur des eingeschlossenen Gases, so ändert sich proportional dazu auch das Volumen (und umgekehrt):

$$\frac{V}{T} = \frac{V_a}{T_a} = \text{konst.} \quad \text{bzw.} \quad V = \text{konst.} \cdot T \quad (1. \text{ Gesetz von Gay-Lussac})$$

3. Wir erwärmen das eingeschlossene Gas, verhindern jedoch durch Festhalten des Kolbens die Ausdehnung des Gases, so dass  $V$  konstant bleibt (*isochore* Zustandsänderung):

$$\frac{p}{T} = \frac{p_a}{T_a} = \text{konst.} \quad \text{bzw.} \quad p = \text{konst.} \cdot T \quad (2. \text{ Gesetz von Gay-Lussac})$$

4. Neben diesen drei Arten der Zustandsänderung gibt es noch die *adiabatische* Zustandsänderung. Sie liegt vor, wenn die Zustandsänderung ohne Wärmeaustausch des Systems mit seiner Umgebung geschieht.

Verwendet man statt der absoluten Temperatur  $T$  die CelsiusTemperatur  $\vartheta$  und als Anfangstemperatur  $\vartheta_a = 0^\circ\text{C}$ , so erhalten die beiden letzten Gleichungen die Form

$$V = V_a (1 + \gamma_v \vartheta) \quad \text{und} \quad p = p_a (1 + \gamma_p \vartheta)$$

$\gamma_v$  ist der *Ausdehnungskoeffizient*; er gibt an, um welchen Bruchteil das Volumen einer Gasmenge bei Erwärmung um 1 Grad (bei konst. Druck) vergrößert wird. Entsprechend gibt der *Spannungskoeffizient*  $\gamma_p$  an, um welchen Bruchteil der Druck in einer Gasmenge ansteigt, wenn die Temperatur um 1 Grad erhöht und das Volumen konstant gehalten wird. Beim idealen Gas gilt unabhängig von der Temperatur

$$\gamma_v = \gamma_p = \frac{1}{273,15^\circ\text{C}} ; \quad \text{bei anderen Substanzen hängen Ausdehnungs- und Spannungskoeffizient von der Temperatur ab.}$$

### 7.1.2 Thermische Ausdehnung flüssiger und fester Stoffe

Für Festkörper und Flüssigkeiten gilt annähernd die Zustandsgleichung

$$V(T, p) = V_a [1 + \gamma(T - T_a) + \kappa(p - p_a)]$$

Dieser Ansatz liefert über weite Bereiche eine gute Beschreibung. Dabei ist  $\gamma$  der Volumenausdehnungskoeffizient,  $\kappa$  die Kompressibilität, und  $V_a = V(T_a, p_a)$  ist ein beliebiger Ausgangszustand.

Bei konstantem Druck  $p_0$  erhält man

$$V(T, p_a) = V_a [1 + \gamma(T - T_a)],$$

wobei im Gegensatz zum idealen Gas der Volumenausdehnungskoeffizient  $\gamma$  neben der Substanz auch von der Temperatur anhängt,  $\gamma = \gamma(T)$ .<sup>3</sup>

Die Nichtkonstanz des Ausdehnungskoeffizienten zeigt sich besonders deutlich beim Wasser (siehe Tabelle unten;  $\gamma$  hat z.B. bei 2/14/28°C die Werte -32,74/138,9/285,3  $10^{-6}$ /Grad). Die negativen Werte zeigen, dass das Volumen des Wassers bei Erwärmung im Bereich 0 bis 4 °C schrumpft und bei Erwärmung über 4°C hinaus wieder ansteigt. Das Volumen nimmt daher bei ca. 4°C den kleinsten Wert an, d.h. die Dichte ist bei dieser Temperatur am größten. Infolgedessen sinkt die Wassertemperatur am Grund stehender, ausreichend tiefer Gewässer nie unter 4°C, und zwar unabhängig von der Jahreszeit und der Außentemperatur. Zusätzlich ist dies der Grund, weshalb Gewässer an der Oberfläche gefrieren.

<b>9</b>	<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>
<b>0</b>	-68,05	-50,09	-32,74	-15,97	0,27	16,0	31,24	46,04	60,41	74,38
<b>10</b>	87,97	101,2	114,08	126,65	138,9	150,87	162,55	173,98	185,15	196,08
<b>20</b>	206,78	217,26	227,54	237,62	240,5	257,21	266,73	276,1	285,3	294,34

Tabelle: Ausdehnungskoeffizienten  $\gamma$  von Wasser (Angabe in  $10^{-6}$ /Grad)

Bei der Erwärmung fester Körper ist deren thermische Längenänderung meist von größerem Interesse als die Volumenausdehnung. Die Temperaturabhängigkeit der Länge z.B. eines Rohres (eines Stabes, einer Schiene o.ä.) lässt sich für einen nicht zu großen Temperaturbereich durch die Beziehung

$$l(T) = l_a [1 + \alpha(T - T_a)] \quad (2)$$

beschreiben. Hierin ist  $l_a = l(T_a)$  ein beliebiger Ausgangszustand und  $\alpha$  der lineare bzw. Längenausdehnungskoeffizient. Da  $\alpha$  im Allgemeinen vom Material und von der Temperatur abhängt, ist Gl. (2) nur für einen begrenzten Temperaturbereich richtig. Soll die Temperaturabhängigkeit für einen größeren Bereich dargestellt werden, muss sie um ein quadratisches Glied erweitert werden.

<sup>3</sup> Dies hat z.B. zur Folge, dass die Skalen zwischen 0°C und 100°C bei verschiedenen Flüssigkeitsthermometern trotz gleichen Kapillardurchmessers verschieden lang und ungleichmäßig unterteilt sind. Außerdem sind die Messbereiche der Flüssigkeitsthermometer begrenzt durch die Erstarrungs- und Siedetemperaturen der Thermometerflüssigkeiten. Daher ist auch die mit Hilfe des Quecksilberthermometers definierte Temperaturskala nur für einen begrenzten Temperaturbereich realisierbar, außerhalb dieses Bereiches jedoch völlig unbestimmt.

## Versuch 7: Temperatur und Wärme

Zwischen  $\alpha$  und dem Volumenausdehnungskoeffizienten  $\gamma$  besteht die Beziehung  $\gamma = 3\alpha$  (Beweis: Berechnen Sie mit Hilfe von Gl. (2) das Volumen eines Würfels mit der Kantenlänge  $l$ ).

Mit  $\Delta T = T - T_0$  und  $\Delta l = l - l_0$  gilt  $\Delta l / l_0 = \alpha \cdot \Delta T$ .

### 7.1.3 Der Adiabatenkoeffizient $c_p/c_v$

Die spezifischen Wärmen  $c_p$  und  $c_v$

Der Energieerhaltungssatz hat in der Wärmelehre eine besondere Form (gilt aber ohne Einschränkung, wenn man potentielle und kinetische Energie der Moleküle berücksichtigt):

Führt man einem geschlossenen System Wärme zu, so steigt dessen innere Energie, und es wird Arbeit verrichtet.

Wenn  $Q$  die dem System zugeführte Wärme,  $W$  die vom System verrichtete Arbeit (deswegen das negative Vorzeichen) und  $U$  die innere Energie des Systems ist, dann gilt in differentieller Form

$$dQ = dU - dW$$

Wird dieser sogenannte 1. Hauptsatz der Thermodynamik auf das ideale Gas angewendet, so ist die verrichtete Arbeit eine Volumenänderungsarbeit, und es gilt  $dW = -pdV$  (die am System geleistete Arbeit wird positiv, die dem System entzogene Arbeit wird negativ gewertet). Damit lautet der erste Hauptsatz für das ideale Gas:

$$dU = dQ - pdV \quad (2)$$

Eine Erhöhung der inneren Energie durch die Wärmezufuhr  $dQ$  kann man nun bei konstantem Volumen oder bei konstantem Druck erreichen; bezogen auf ein Mol eines Gases folgen entsprechend die Beziehungen

$$dQ = c_v dT ; V = \text{const.} \quad \text{oder} \quad dQ = c_p dT ; p = \text{const.} \quad (3)$$

Diese beiden molaren spezifischen Wärmen des Gases sind unterschiedlich groß; ihre Differenz wird im Folgenden berechnet.

- a) Erfolgt die Wärmezufuhr bei konstantem Volumen (i.e.  $dV = 0$ ), so folgt aus Gl. (2) und (3) sofort (gilt generell beim idealen Gas)

$$dU = c_v dT \quad (4)$$

- b) Erfolgt die Wärmezufuhr bei konstantem Druck (das Gas dehnt sich also aus), müssen wir Gl. (2) erst umformen. Dazu benutzen wir die ideale Gasgleichung ( $pV = RT$ ) in ihrer differenziellen Form:

$$d(RT) = RdT = d(pV) = pdV + Vdp$$

Daraus folgt

$$pdV = RdT - Vdp$$

Wir setzen dies in Gl. (2) ein und erhalten mit Gl. (3):

$$dU = c_p dT - RdT + Vdp$$

Da der Druck konstant ist ( $dp = 0$ ), folgt sofort

$$dU = c_p dT - RdT \quad (5)$$

und der Vergleich von Gl. (4) und (5) führt auf

$$c_p - c_v = R \quad (6)$$

### Die Poisson-Gleichung

Das Verhältnis der beiden spezifischen Wärmenden spielt eine besondere Rolle bei adiabatischen Prozessen, d.h. bei Prozessen, bei denen Druck, Volumen und Temperatur einer abgeschlossenen Gasmenge so geändert werden, dass ihr Wärmeinhalt sich nicht ändert ( $dQ=0$ ).

Hierfür gilt nach den Gleichungen (2) und (4):

$$c_v dT = -pdV$$

Nach der Zustandsgleichung für ideale Gase erhält man

$$c_v \frac{dT}{T} = -R \frac{dV}{V}$$

Integration dieser Gleichung und Einsetzen von Gl. (6) ergibt:

$$\ln T = -\frac{c_p - c_v}{c_v} \ln V + \text{const.}$$

Mit der Abkürzung  $\kappa = c_p/c_v$ , die als *Adiabatenkoeffizient* bezeichnet wird, erhält man:

$$TV^{\kappa-1} = \text{const.}$$

bzw. mit Hilfe der Zustandsgleichung für ideale Gase:

$$pV^\kappa = \text{const.} \quad (7)$$

Dies ist die Poisson-Gleichung für adiabatische Zustandsänderungen.

### Bestimmung des Adiabatenkoeffizienten

Die Bestimmung des Adiabatenkoeffizienten nach einer von *Rüchardt* angegebenen Methode besteht darin, dass man einen zylindrischen Körper auf einem hinreichend großen Gasvolumen adiabatische Schwingungen ausführen lässt.

Dabei gleitet der Schwingkörper in einem Präzisionsglasrohr. Der unvermeidbare Spielraum zwischen Schwingkörper und Glasrohr führt jedoch zu einem Gasverlust. Zum Ausgleich dieses Verlustes wird das Gas durch ein Einleitungsrohr nachgeführt. Der dabei entstehende Überdruck kann entweichen, wenn der Schwingkörper oberhalb der Öffnung steht. Zur Herleitung der Bestimmungsgleichung für  $\kappa$  geht man vom Gleichgewichtsfall aus. Der Schwingkörper mit der Masse  $m$  befindet sich dann im Gleichgewicht, wenn der innere Gasdruck  $p$  dem äußeren Luftdruck  $p_L$  plus dem durch das Gewicht des Schwingkörpers hervorgerufenen Druck entspricht:

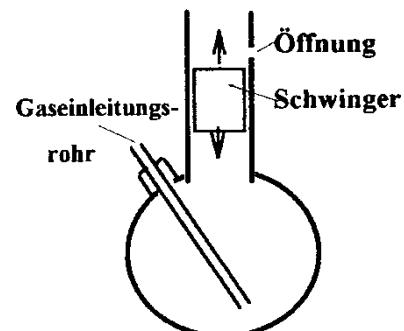
$$p = p_L + \frac{mg}{\pi r^2}$$

Dabei ist  $g$  die Erdbeschleunigung und  $r$  der Radius des Schwingkörpers.

Bewegt sich der Körper um die kleine Strecke  $x$  aus der Gleichgewichtslage, so ändert sich  $p$  um  $\Delta p$ ; für die auftretenden Kräfte gilt dann

$$m\ddot{x} = \pi r^2 \Delta p$$

Der Schwingvorgang läuft relativ schnell ab. Man kann ihn deshalb als adiabatisch ansehen (d. h. es findet während des Schwingens kein Wärmeaustausch mit der



## Versuch 7: Temperatur und Wärme

Umgebung statt). Für diesen Fall ist die Poisson-Gleichung (7) anzusetzen. Aus ihr folgt  $\Delta p V^\kappa + p \kappa V^{\kappa-1} \Delta V = 0$  bzw.:

$$\Delta p = -\frac{p \kappa \Delta V}{V}$$

Mit  $\Delta V = \pi r^2 x$  erhält man die Differenzialgleichung des harmonischen Oszillators:

$$\ddot{x} + \frac{\pi^2 r^4 p \kappa}{m V} x = 0$$

Aus dieser Differenzialgleichung ergibt sich ein Zusammenhang zwischen  $\kappa$  und der Frequenz der adiabatischen Schwingung und damit auch eine Bestimmungsgleichung für den Adiabatenkoeffizienten.

Hinweis: Die letzte Gleichung ist die mittlerweile wohl gut bekannte Schwingungsgleichung mit der Kreisfrequenz  $\omega_0$ . Daher folgt:

$$\frac{\pi^2 r^4 p \kappa}{m V} = \omega_0^2$$

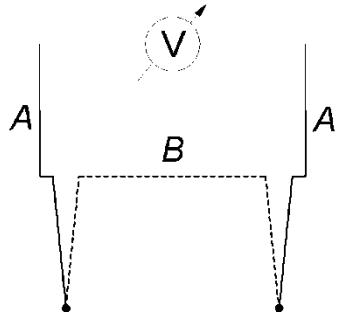
### 7.1.4 Zur Messung von Temperaturen

*Gas- und Flüssigkeitsthermometer* nutzen aus, dass sich Stoffe mit zunehmender Temperatur ausdehnen. Nach demselben Prinzip arbeiten *Bimetall-Thermometer*: zwei Streifen von Materialien unterschiedlicher thermischer Längenänderung werden fest miteinander verbunden. Je nach Temperatur krümmt sich diese Anordnung mehr oder weniger stark.

Ein viel verwendetes Thermometer ist das *Thermoelement*. Es besteht aus zwei Drähten unterschiedlicher Metalle in der Folge A→B→A. An den Kontaktstellen A→B und B→A treten freibewegliche Elektronen infolge ihrer kinetischen Energie in das jeweils andere Metall über. Jedoch ist die "Bilanz" nicht ausgeglichen: Aus dem Metall mit der kleineren Austrittsenergie bewegen sich mehr Elektronen zu dem mit der größeren Austrittsenergie als umgekehrt. Dieser Effekt, der von der Temperatur abhängt, macht sich in einer messbaren Spannung bemerkbar. Bei der Anordnung A→B und B→A entstehen dann an den Kontaktstellen die Kontaktspannungen  $U_{AB}$  und  $U_{BA}$ . Sind beide Kontaktstellen auf gleicher Temperatur, dann sind  $U_{AB}$  und  $U_{BA}$  vom gleichen Betrag und einander entgegengesetzt, so dass sie sich gegenseitig aufheben. Bringt man jedoch die Kontaktstellen auf unterschiedliche Temperaturen  $T_1$  und  $T_2$ , so ist die am Messgerät angezeigte Spannung bei nicht zu großen Temperaturdifferenzen dieser Differenz proportional. Der häufigste Typ ist eine Nickel-Chrom/Nickel-Anordnung, die im Temperaturbereich von  $-90^\circ\text{C}$  bis  $1370^\circ\text{C}$  eingesetzt werden kann.

Bei *Widerstandsthermometern* wird ausgenutzt, dass sich der elektrische Widerstand mit der Temperatur ändert: bei *Kalteitern* (z.B. Metallen) wächst der Widerstand mit der Temperatur (PTC-Widerstand), bei *Heißleitern* (z.B. Halbleitern) sinkt er mit der Temperatur (NTC-Widerstand). Die häufigste Anwendung finden hier Platin-Widerstandsthermometer (als Metall besitzt Platin einen positiven Temperaturkoeffizienten), die im Temperaturbereich  $-200^\circ\text{C}$  bis  $850^\circ\text{C}$  verwendet werden können.

Im Gegensatz zu den bisher skizzierten Verfahren, die den Kontakt mit dem zu messenden Körper voraussetzen, ist die Hauptaufgabe der *Strahlungsthermometrie* das berührungslose Erfassen der Temperatur. Dazu nutzt man aus, dass jeder Körper,



dessen Temperatur oberhalb des absoluten Nullpunkts liegt, Energie in Form elektromagnetischer Strahlung abstrahlt. Dabei hat die ausgesandte Strahlung als Funktion der Wellenlänge ein Maximum, dessen Lage von der Temperatur des Strahlers abhängt, und zwar verschiebt sich mit steigender Temperatur das Maximum der Ausstrahlung zu kürzeren Wellenlängen hin. Zwischen der Temperatur und der Wellenlänge des Strahlungsmaximums besteht folgende Beziehung:

$$\lambda_{\max} = \frac{2898}{T/K} \mu\text{m} . \text{ Ab ca. } 650^\circ\text{C sind bereits Anteile im sichtbaren Bereich vorhanden.}$$

Beispiele für die Position des Strahlungsmaximums:

Körper	Temperatur	$\lambda_{\max}/\mu\text{m}$
Sonne	ca. 5800 K	ca. 0,5
Eisen, hell glühend	1700 K = 1427°C	1,7
Eisen, dunkelrot glühend	873 K = 600°C	3,3
Wasserdampf	373 K = 100°C	7,8
Körpertemperatur	310 K = 37°C	9,3
Gefrierpunkt	273 K = 0°C	10,6
Tiefkühlkost	253 K = -20°C	11,5

Wellenlänge des Strahlungsmaximums bei verschiedenen Temperaturen

### 7.1.5 Wärmeenergie und Wärmekapazität

Um die Temperatur einer Substanzmenge zu ändern, muss ihr Energie zugeführt oder entzogen werden. So bewirkt z.B. die Zufuhr mechanischer Energie über die Reibungs- oder Verformungsarbeit eine Temperaturerhöhung fester Körper, Röhren oder Schütteln erhöht die Temperatur von Flüssigkeiten, und Gase können durch schnelles Komprimieren erwärmt werden.

Meistens vollzieht sich die Energieübertragung jedoch in der Weise, dass die zu erwärmende Substanz mit einer Wärmequelle mit höherer Temperatur in engen Kontakt gebracht oder mit dieser vermischt wird.

Mischt man z.B. 1 kg Wasser der Temperatur 100 °C mit 1 kg Wasser von 20°C, so gibt das heiße Wasser Wärmeenergie an das kältere ab. Man erhält 2 kg Wasser einer einheitlichen Temperatur von 60°C. Bei Mischung von 3 kg Wasser von 100°C mit 1 kg Wasser von 20°C stellt sich die Ausgleichstemperatur von 80°C ein. In diesem Fall muss also die vom heißen Wasser an das kältere abgegebene Wärmeenergie oder Wärmemenge  $Q$  wesentlich größer sein.

Die übertragene Wärmeenergie hängt demnach von der *Masse der Substanz* ab. Es zeigt sich weiterhin, dass sie proportional ist zur *Temperaturdifferenz*  $\Delta\vartheta$  zwischen Anfangs- und Endtemperatur:

$$Q \sim m \Delta\vartheta$$

Darüber hinaus hängt die bei der Mischung von Substanzen übertragene Wärmemenge von den Substanzen selbst ab: Bei Mischung von 1 kg Wasser von 100°C mit 1 kg Ethanol von 20°C ergibt sich z.B. als Mischungstemperatur nicht 60°C wie im obigen Beispiel, sondern ca. 71°C. Diese stoffspezifische Eigenschaft wird gekennzeichnet durch die sogenannte *spezifische Wärmekapazität*  $c$  der betreffenden Substanz:

$$Q = cm \Delta\vartheta \quad (8)$$

## Versuch 7: Temperatur und Wärme

Die spezifische Wärmekapazität eines Stoffes ist als diejenige Wärmeenergie definiert, die einem Gramm der Substanz zugeführt oder entzogen werden muss, damit sich die Temperatur um 1 Kelvin ändert.

Das in Gl. (8) enthaltene Produkt

$$C = cm \quad (9)$$

heißt *Wärmekapazität* der betreffenden Substanzmenge.

Bis 1967 galt als Maßeinheit der Wärmeenergie die Kalorie (cal) bzw. die Kilokalorie (kcal). Eine Kalorie bezeichnet die Wärmeenergie, die zur Erwärmung von einem Gramm Wasser um ein Kelvin erforderlich ist (bei einer Temperatur von ca. 15°C). Somit gilt Wasser als Bezugsstoff für die Einheit Kalorie mit der willkürlich festgelegten spezifischen Wärmekapazität 1 cal/(gK); die spezifischen Wärmekapazitäten anderer Stoffe wurden durch vergleichende Messungen ermittelt.

Zwar ist die Einheit Kalorie, orientiert an dem wohl wichtigsten Stoff unserer Umgebung, eine recht anschauliche Größe, sie wurde aber 1967 im Interesse der Vereinheitlichung und Vergleichbarkeit der Maßeinheiten durch die Einheit Joule (J) ersetzt. Der Umrechnungsfaktor zwischen beiden Einheiten der Wärmeenergie ist durch

$$1 \text{ cal} = 4,1868 \text{ J} \quad \text{bzw.} \quad 1 \text{ kcal} = 4186,8 \text{ J} = 4,1868 \text{ kJ}$$

festgelegt. Die Einheit Joule orientiert sich am SI-System (Système Internationale); ein Joule entspricht einer Wattsekunde. Die spezifische Wärmekapazität von Wasser  $c_w$  beträgt also in SI-Einheiten  $4,1868 \text{ J}/(\text{g}\cdot\text{K})$  (bei ca. 15°C).<sup>4</sup> Anschaulich kann man also mit 1 kJ ein Kilogramm Wasser um einen viertel Grad erwärmen.

Im Vergleich mit allen anderen festen und flüssigen Stoffen hat *Wasser die größte spezifische Wärmekapazität*.<sup>5</sup>

### 7.1.6 Latente Wärmen

Wird durch Zufuhr oder Entzug von Wärmeenergie eine Phasenumwandlung (z.B. Schmelzen, Verdampfen) einer reinen Substanz bewirkt, so bleibt während des Umwandlungsprozesses die Temperatur konstant. Wärmemengen, die bei solchen

---

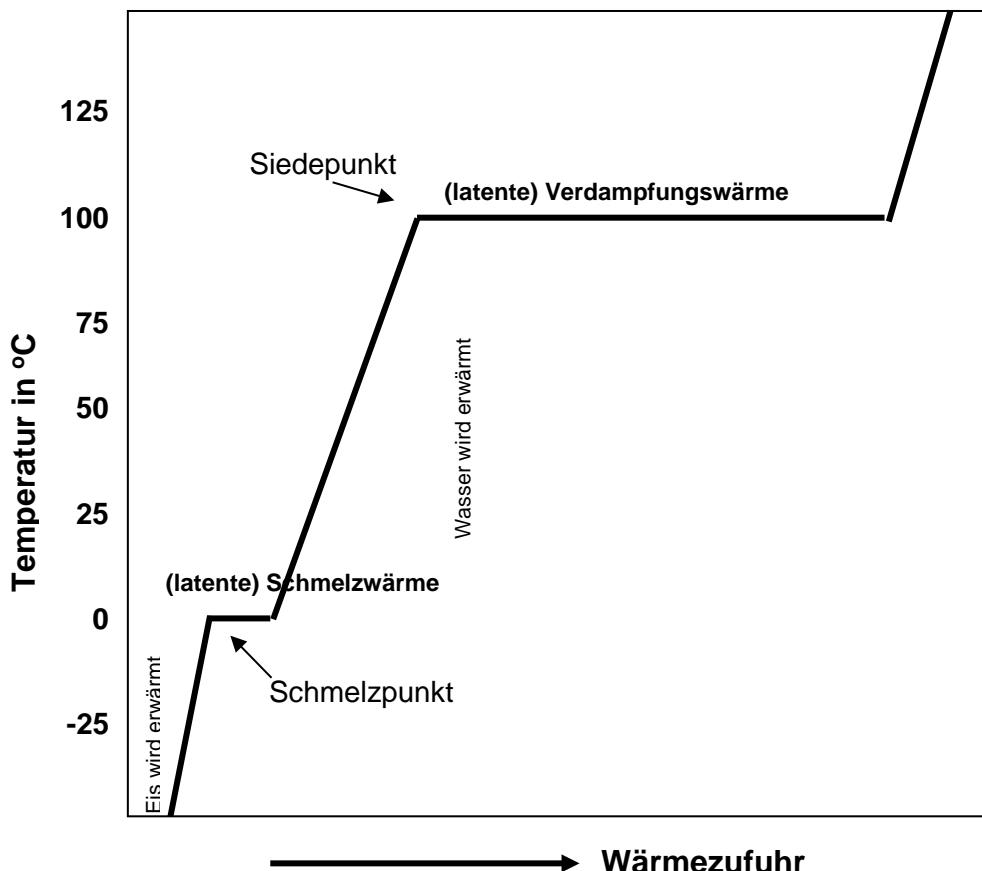
<sup>4</sup> Bemerkung: Joule (J) ist die Einheit der Arbeit bzw. Energie, Watt (W) die der Leistung. Leistung ist Arbeit pro Zeit, also  $W=J/\text{s}$ . Frage: Was ist eine Kilowattstunde, also 1 kWh? Antwort: eine Arbeit bzw. Energie, und zwar gilt:  $1 \text{ kWh} = 1 \cdot 10^3 \text{ J}/\text{s} \cdot 3600 \text{ s} = 3,6 \cdot 10^6 \text{ J}$

<sup>5</sup> Dies hat zur Folge, dass im Wechsel der Tages- und Jahreszeiten die Wassermassen der Meere sich langsamer erwärmen, aber auch langsamer abkühlen als kontinentale Landmassen. Die jahres- und tageszeitlichen Temperaturschwankungen sind daher im ozeanischen Klima sehr viel kleiner als im kontinentalen Klima (Beispiel.: Jahreszeitlicher Unterschied der durchschnittlichen Temperaturen: Färöer-Inseln 8K, Sibirien (gleiche nördliche Breite) 62K).

Die große spezifische Wärmekapazität des Wassers hat ebenfalls Auswirkungen auf die Temperaturregulierung von Tierorganismen: Sie bestehen etwa zu 70% aus Wasser und besitzen daher eine relativ große Wärmekapazität. Zur Veränderung der Körpertemperatur sind daher entsprechend große Wärmemengen erforderlich.

Umwandlungen von der Substanz aufgenommen oder freigesetzt werden, heißen *latent* (= "verborgen"), da sie keine Temperaturänderung bewirken.

In der Grafik wird dieser Prozess für Wasser deutlich: einer definierten Menge Eis wird konstant Wärmeenergie zugeführt und das zeitliche Verhalten beobachtet. Die Proportionen in der Grafik sind annähernd exakt.



### Beispiel 1:

In einem Gefäß befindet sich Eis mit der Temperatur  $-10^{\circ}\text{C}$ ; die Temperatur wird z.B. mit einem Thermoelement beobachtet. Bei Wärmezufuhr steigt die Temperatur des Eises zunächst bis zum Schmelzpunkt  $0^{\circ}\text{C}$  an, bleibt dann trotz weiterer Wärmezufuhr konstant und steigt erst weiter, wenn das gesamte Eis in Wasser umgewandelt ist. Es ist also eine bestimmte bzw. Wärmemenge  $Q_s$  erforderlich, um das Eis von  $0^{\circ}\text{C}$  in die gleiche Menge Wasser von  $0^{\circ}\text{C}$  zu überführen. Diese Wärmemenge heißt *Schmelzwärme* oder *Schmelzenthalpie* des Eises; die auf die Masseneinheit bezogene Schmelzwärme  $Q_s / m = l_f = 334 \text{ kJ/kg}$  heißt *spezifische Schmelzwärme*.

Merke: Um 1 kg Eis zu schmelzen, muss die gleiche Energie aufgebracht werden, wie um 1 kg Wasser um  $80 \text{ K}$  (also z.B. von  $0^{\circ}\text{C}$  auf  $80^{\circ}\text{C}$ ) zu erwärmen.

### Beispiel 2:

Einer Flüssigkeit in einem (geschlossenen) Gefäß werde Wärmeenergie zugeführt. Die Temperatur steigt zunächst bis zum Siedepunkt, bleibt dann trotz weiterer

## Versuch 7: Temperatur und Wärme

Wärmezufuhr konstant und steigt erst weiter, wenn die Flüssigkeit restlos verdampft ist. Es ist also eine bestimmte Wärmemenge  $Q_D$  erforderlich, um die Flüssigkeit von Siedetemperatur in Dampf der gleichen Temperatur zu verwandeln. Diese Wärmemenge heißt Verdampfungswärme; die auf die Masseneinheit bezogene Verdampfungswärme  $Q_s / m = l_D = 2265 \text{ kJ/kg}$  heißt *spezifische Verdampfungswärme*.

Merke: Um 1 kg Wasser zu verdampfen, muss die gleiche Energiemenge aufgebracht werden, wie um 6,78 kg Wasser um 80 K zu erwärmen.

Die beim Schmelzen und beim Verdampfen aufgenommene Schmelz- bzw. Verdampfungswärme wird bei den inversen Prozessen des Erstarrens bzw. des Kondensierens wieder freigesetzt. Schmelzwärme und Erstarrungswärme sind betrags- und dimensionsgleiche Größen, ebenso auch Verdampfungs- und Kondensationswärme.

Auch hinsichtlich der spezifischen Schmelz- und Verdampfungswärme nimmt das Wasser eine Sonderstellung ein: Unter den festen und flüssigen Stoffen hat Wasser die größte spezifische Schmelzwärme und die größte spezifische Verdampfungswärme.

### 7.1.7 Messung von Wärmemengen

Zur direkten Messung von Wärmemengen ist die Messung der Temperaturänderung der beteiligten Stoffe erforderlich. Man muss dabei sorgfältig darauf achten, dass nicht ein Teil der zu messenden Wärmeenergie durch Wärmeleitung oder Strahlung an die Umgebung abgegeben wird und somit der Messung entzogen wird. Man benutzt daher für solche Messungen sogenannte *Kalorimeter*; das sind Gefäße mit besonders guter thermischer Isolierung, so dass die Wärmeverluste auf ein Minimum herabgesetzt werden.

Im Praktikum werden die Messungen mit einem speziellen Kalorimeter, dem Dewar-Gefäß (sprich "djuar"), durchgeführt. Es handelt sich dabei um ein doppelwandiges Gefäß mit dünnen, verspiegelten Glaswänden, wobei der Raum zwischen den Wänden zur Vermeidung von Wärmeleitung evakuiert ist (Aufbau ähnlich der Thermosflasche, Dewar-Gefäße sind die Thermoskannen der Labortechnik).

Erwärmt man Wasser in einem Dewar, ändert sich nicht nur die Temperatur des Wassers, sondern auch die Temperatur der Glasinnenwand des Gefäßes und die des Thermometers. Dewar-Gefäß und Thermometer sind also an den ablaufenden Wärmeumsetzungen durch Wärmeaufnahme oder -abgabe beteiligt. Dieser Anteil muss bei der Auswertung der Versuche berücksichtigt werden.

Bei Zufuhr einer Wärmemenge  $Q$  ändert sich die Temperatur von Wasser (Masse  $m$ ) um  $\Delta\vartheta$ , wobei gilt:

$$Q = c_w m \Delta\vartheta$$

$c_w$  ist die spezifische Wärmekapazität von Wasser.

Diejenige Wärmemenge, die ein Kalorimeter bei Erwärmung um 1 Kelvin aufnimmt (oder bei Abkühlung um 1 Kelvin abgibt), heißt Wärmekapazität  $K$  des Kalorimeters:

$$Q = K \Delta\vartheta$$

Die Glaswände des Dewar-Gefäßes und das Glas des Thermometers sind schlechte Wärmeleiter, und nehmen so nur die vom Inhalt benetzten Teile an der

Temperaturänderung teil. Daher ist die Wärmekapazität des Dewars (einschließlich Thermometer) von der jeweiligen Füllhöhe abhängig; sie muss durch geeignete Messverfahren ermittelt werden.

Dies kann z.B. dadurch geschehen, dass man elektrische Energie über einen Heizdraht direkt in Wärmeenergie umwandelt und diese Wärmeenergie verlustfrei (z.B. mit einem Tauchsieder) an den Kalorimeterinhalt überträgt. Mit der elektrischen Spannung  $U$ , dem elektrischen Strom  $I$  durch den Heizdraht und der Zeit  $t$  folgt für die in Wärme umgesetzte elektrische Energie

$$W_{el} = UIt$$

oder mit dem Ohmschen Gesetz  $U = RI$  ( $R$  ist der elektrische Widerstand des Heizdrähtes):

$$W_{el} = RI^2t$$

Wenn Verluste durch Wärmeleitung oder Strahlung ausgeschlossen werden können, findet sich die aufgebrachte Energie restlos in der Erwärmung der Kalorimeterflüssigkeit *und* der von ihr benetzten Teile der Innenwand des Kalorimeters und des Thermometers wieder. Die Wärmekapazität des Kalorimeters lässt sich also über eine Energie-Bilanzrechnung bestimmen:

$$Q = (c_w m + K) \Delta \vartheta = RI^2 t$$

bzw.

$$K = \frac{RI^2 t}{\Delta \vartheta} - c_w m$$

Es stellt sich die Frage, mit welcher Genauigkeit die Wärmekapazität auf diese Weise bestimmt werden kann. Auf der rechten Seite der letzten Gleichung finden sich fünf Messgrößen, die alle mit einem Fehler behaftet sind. Eine tatsächlich durchgeführte Messung lieferte folgende Daten:

Zeit $t$	Masse $m$	Temp.-diff. $\Delta \vartheta$	Widerstand $R$	Strom $I$
900 s	300 g	14,8 K	3,53 Ω	2,5 A

Die einzelnen Messwerte konnten dabei mit folgender Genauigkeit bestimmt werden

Zeit $t$	Masse $m$	Temp.-diff. $\Delta \vartheta$	Widerstand $R$	Strom $I$
1 s	1 g	0,2 K	0,05 Ω	0,05 A

- Welche Wärmekapazität des Dewargefäßes ergibt sich mit diesen Messwerten, wenn als Flüssigkeit Wasser verwendet wird?
- Wie groß ist die zugehörige Standardabweichung?
- Kann es angesichts der vorliegenden Ergebnisse dennoch sinnvoll sein, eine solche Messung durchzuführen?
- Wo liegt das Kernproblem der Methode? Wie könnte man es entschärfen?

Die Kalibrierungsmessung wurde exemplarisch zur Diskussion gestellt; sie braucht bei den Versuchen nicht unbedingt durchgeführt zu werden. Für die Wärmekapazität des im Praktikum benutzten Kalorimeters können Sie den Wert von  $K = (90 \pm 60) / ^\circ K$  verwenden.

## 7.2 Experimentelle Aufgaben

### 7.2.1 Thermische Längenänderung von Metallen

*Geräte: Thermostat, Einspannvorrichtung mit Messuhr, Metallrohr (aus Cu, Al oder Fe), Messstab (Teilung 0,5 mm)*

Das Rohr wird zwischen einer Befestigungsschraube und der Messuhr eingespannt, so dass das geschlossene Ende leicht gegen den Stift der Messuhr drückt. Messen Sie zunächst die Länge  $l_0$  zwischen Messuhr und Schraube. Dann werden die Rohröffnungen mit Vor- und Rücklauf des Thermostaten verbunden. Der Thermostat wird auf einige Grad unter Zimmertemperatur eingestellt (es wird dann nicht geheizt). Das Wasser im Thermostaten wird durch das Rohr gepumpt; nach Temperaturausgleich wird die Messuhr auf 0 gestellt (Temperatur notieren; danach die Uhr nicht mehr verstehen). Anschließend erhöht man in ca. 10° Schritten die Temperatur des Thermostaten bis auf ca. 80°C und notiert jeweils nach Temperaturausgleich die Verlängerung  $\Delta l$  (Messwerttabelle).

Zur Auswertung wird die relative Längenänderung gegen die Temperatur graphisch aufgetragen. Aus der Steigung incl. des Fehlers ergibt sich der Längen – Ausdehnungskoeffizient für das verwendete Probenmaterial. Was ergibt der Vergleich mit dem jeweiligen Theoriewert?

### 7.2.2 Temperaturabhängigkeit des Gasvolumens bei konstantem Druck

*Geräte: Gasthermometer für konst. Druck, Thermostat*

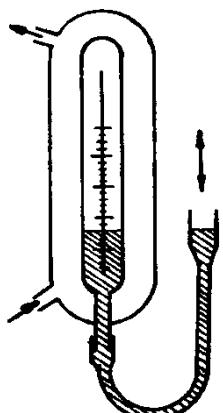
In diesem Versuch wird der Druck konstant gehalten und das Gasvolumen in Abhängigkeit von der Temperatur bestimmt.

Versuchsdurchführung: Im Thermostaten werden verschiedene Temperaturen (10°-Schritte) zwischen Zimmertemperatur und ca. 80°C eingestellt. Jeweils nach Temperaturangleichung (nach ca. 3 min) wird die rechte Hg-Säule in der Höhe verschoben, so dass beide Hg-Oberflächen auf gleicher Höhe stehen. Auf der Skala des Rezipienten lässt sich dann das Volumen ablesen.

Auswertung:

- Tragen Sie die Messergebnisse in eine Tabelle ein.
- Stellen sie das Volumen als Funktion der Temperatur graphisch dar. Legen sie den Koordinatenursprung so, dass man auf den Schnittpunkt der Messgeraden mit der Temperaturachse extrapolieren kann.
- Bei welcher Temperatur liegt dieser Schnittpunkt?
- Berechnen Sie aus der Steigung den Volumenausdehnungskoeffizienten  $\gamma$ .

Welche Bedeutung hat der Achsenabschnitt auf der V-Achse?



### 7.2.3 Bestimmung des Adiabatenkoeffizienten $c_p/c_v$

*Geräte: Gasoszillatator, Lichtschranke, Netzgerät, Frequenzmessgerät, Stoppuhr*

Nach der Methode von Rüchardt soll der Adiabatenkoeffizient für das zur Verfügung stehende Gas bestimmt werden. Diese Methode besteht darin, dass ein Körper der Masse  $m$  auf einem bestimmten Gasvolumen adiabatische Schwingungen ausführt. Aus der Schwingungszeit, dem Barometerdruck und den Gerätedaten lässt sich dann der Adiabatenkoeffizient berechnen.

Die Lichtschranke wird so im Stativ befestigt, dass sich der Messteil etwas oberhalb des obersten Ringes befindet. Der während der Schwingung entstehende Überdruck kann durch die seitlich am Rohr angebrachte Öffnung entweichen, sobald der Schwingkörper diese Höhe erreicht hat.

Wenn ein stationärer Schwingungszustand vorliegt, werden Stoppuhr und Frequenzmessgerät gleichzeitig gestartet (Betriebsart am Frequenzmessgerät auf "Impulszählung" schalten). Um eine hinreichende Genauigkeit zu erreichen, müssen einige hundert (mindestens fünfhundert) Schwingungen gezählt werden.

Berechnen Sie aus den angegebenen und den gemessenen Daten den Adiabatenkoeffizienten für das verwendete Gas. Wie groß ist der Schätzfehler bei der Zeitmessung? Berechnen Sie mit Hilfe des Fehlerfortpflanzungsgesetzes aus den Fehlern bei der Zeit- und Luftdruckmessung sowie den angegebenen Gerätefehlern den Fehler der Gesamtmeßung.

**Bemerkung:** Die Regulierung der Gaszufuhr wird ausschließlich durch die Betreuerinnen und Betreuer des Praktikums vorgenommen.

#### 7.2.4 Messungen mit dem PT100

*Geräte: Temperatursensor, Vergleichsthermometer, Isoliergefäße, Kälte- und Wärmequelle, Metallstab mit Messbohrungen*

**Achtung:** Aufgrund der Verwendung von flüssigem Stickstoff und Heizpatrone ist der Versuch mit großer Sorgfalt (Handschuhe, Brille) durchzuführen.

Sie messen hier die Temperatur mit einem Platintemperatursensor, genannt PT100. Die Bezeichnung leitet sich davon her, dass der Sensor aus Platin (Pt) besteht und bei 0°C den Widerstand 100 Ω besitzt. Der PT100 ist ein PTC-Widerstand (= Kaltleiter), hat also (wie alle Metalle) einen positiven Temperaturkoeffizienten. Das besondere bei Platin-sensoren ist, dass man für die meisten Anwendungen von einer *linearen* Abhängigkeit zwischen Temperatur und Widerstand ausgehen kann.

**Kalibrierung:** Zur späteren Umrechnung des angezeigten temperaturabhängigen Widerstandes des PT100 wird zunächst eine Kalibriergerade bestimmt. Messen Sie dazu die Widerstände für 1) den Siedepunkt von flüssigem Stickstoff (-196,3°C), 2) Eiswasser und 3) kochendes Wasser. Bestimmen Sie dann die Materialgrößen  $a$  und  $b$  (einschließlich Fehler) in der Kalibriergeraden

$$R = aT + b$$

wobei die Temperatur in °C und der Widerstand in Ohm angegeben wird. Mit der so ermittelten Gleichung können Sie jedem Widerstandswert eine Temperatur zuordnen.

**Messung:** Der Metallstab steckt mit dem einen Ende in flüssigem Stickstoff, am anderen Ende heizt ihn eine Heizpatrone auf annähernd 60°C auf. Untersuchen Sie mit Hilfe des Temperatursensors die Temperaturverteilung im Metallstab an allen 64 Messpunkten. Stellen Sie die Temperaturverteilung in einer Skizze dar.

## Versuch 7: Temperatur und Wärme

Entspricht der Temperaturverlauf Ihren Erwartungen? Erinnerung: wie immer, so auch hier Fehlerrechnung durchführen, zumindest aber Fehlerabschätzung.

### 7.2.5 Spezifische Wärmekapazität eines Festkörpers

*Geräte: Kalorimetergefäß, Thermometer, Kochgefäß, Stoppuhr, Festkörper (Metallklotz)*

Im Vergleich zur spezifischen Wärmekapazität des Wassers ist diese Größe für Feststoffe relativ klein. Das bedeutet, dass Festkörper bei gleicher Energiezufuhr eine höhere Temperatur annehmen als die gleiche Menge Wasser.

In diesem Versuch soll die spezifische Wärmekapazität  $c$  eines Metalls bestimmt werden.

Versuchsdurchführung: Zunächst wird die Masse des Dewargefäßes bestimmt. Danach wird die Metallprobe in das Dewar-Gefäß gehängt (vorsichtig, dünne Glaswände) und mit Wasser aufgefüllt, bis die Probe vollständig bedeckt ist. Anschließend entfernt man das Metallstück und bestimmt seine Masse ( $m_2$ ), die Masse des eingefüllten Wassers ( $m_1$ ) sowie die Temperatur des Wassers im Dewar ( $\vartheta_0$ ).

Während dieser Zeit wird die Metallprobe in kochendem Wasser auf die Temperatur  $\vartheta_1 = 100^\circ\text{C}$  erwärmt (mindestens 5 min.). Ist diese Temperatur erreicht, wird die Probe so schnell wie möglich in das Dewar-Gefäß gebracht (nochmals: vorsichtig). Die Temperatur des Wassers wird von Zeit zu Zeit gemessen, bis sie sich nicht mehr ändert (ca. 5 min) Zwischendurch vorsichtig umrühren mit dem ständig im Dewar-Gefäß verbleibenden Thermometer.

Auswertung:

1. Die Probe kühlt im Kalorimeter von  $\vartheta_1$  auf  $\vartheta_M$  ab und gibt dabei Wärmeenergie an das Wasser und an das Kalorimetergefäß ab. Mit dieser Wärmeenergie nimmt die Temperatur des Wassers **und** des Kalimeters von  $\vartheta_0$  auf  $\vartheta_M$  zu.
2. Wie lautet in diesem Fall die Energiebilanzgleichung? Berechnen Sie hieraus die spezifische Wärmekapazität des verwendeten Metalls. Auf eine Fehlerrechnung kann aufgrund des großen Fehlers für  $K$  verzichtet werden.
3. Warum ist das Umrühren wichtig? Tipp: auch die Dichte des Wassers ist temperaturabhängig.

Die spezifische Wärmekapazität einer Flüssigkeit lässt sich in ähnlicher Weise bestimmen: Man bringt ein z.B. auf  $100^\circ\text{C}$  erwärmtes Metallstück mit bekannter Wärmekapazität und bekannter Masse in die im Kalorimeter befindliche Probeflüssigkeit, misst die Mischtemperatur und berechnet  $c$  mit Hilfe der Energiebilanz.

### 7.2.6 Spezifische Schmelzwärme von Eis

*Geräte: Kalorimetergefäß, Thermometer, Becherglas, Eiswürfel*

Versuchsdurchführung:

1. Bestimmen Sie das Leergewicht des Kalorimeters
  2. Das Dewargefäß wird etwa zu  $\frac{3}{4}$  mit Wasser gefüllt. Zur Minimierung von Messfehlern muss das Wasser Zimmertemperatur haben (Wasser aus Vorratsbehälter, nicht aus der Leitung).
  3. Bestimmen Sie die Masse  $m_w$  des eingefüllten Wassers durch erneutes Wiegen.
  4. Bestimmen Sie die Anfangstemperatur  $\vartheta_0$  im Kalorimeter.
  5. Füllen Sie das Kalorimeter bis zur einer geeigneten Höhe mit Eis auf (bis ca. Unterkante Aufkleber). Da das Eis die Temperatur 0 °C haben muss, darf es nicht direkt der Gefrierschale, sondern nur einem Wasserbad der Temperatur 0 °C entnommen werden.
- Wichtig:** Das Eis muss direkt vor dem Befüllen des Dewars mit dem bereitliegendem Filterpapier abgetrocknet werden, so dass kein flüssiges Wasser mehr anhaftet (Grund?)
6. Der Kalorimeterinhalt wird gelegentlich mit dem ständig im Kalorimeter befindlichen Thermometer umgerührt. Sobald das letzte Eis geschmolzen ist, wird die Temperatur  $\vartheta_1$  abgelesen.
  7. Die Masse des zugeführten Eises  $m_E$  wird durch eine dritte Wägung bestimmt.

Auswertung:

Die zum Schmelzen des Eises und zur anschließenden Erwärmung des Schmelzwassers auf die Temperatur  $\vartheta_1$  erforderliche Wärmeenergie wird mit dem Kalorimeter entzogen. Inhalt und Innenwände des Kalorimeters kühlen dabei ab. Die an das Eis abgegebene Wärmemenge ist also

$$Q_{abg} = (c_w m_w + K) |(\vartheta_1 - \vartheta_0)|$$

Vom Eis wird die Wärmemenge  $Q_{auf}$  aufgenommen:

$$Q_{auf} = m_E l_f + c_w m_E (\vartheta_1 - \vartheta_{Eis})$$

Wegen der Energieerhaltung ist  $Q_{abg} = Q_{auf}$ ; hieraus lässt sich die spezifische Schmelzwärme berechnen. Diese Wärmeenergie  $l_f$  muss aufgewendet werden, um 1 kg Eis von 0°C zu schmelzen, ohne dass dabei die Temperatur ansteigt.

- Benutzen Sie für  $K$  die Werte aus dem Grundlagenteil.
- Auf welche Temperatur könnte man mit der gleichen Wärmeenergie das erhaltene Schmelzwasser erwärmen ?
- Auf eine Fehlerrechnung kann aufgrund des großen Fehlers für  $K$  wieder verzichtet werden

### 7.2.7 Spezifische Verdampfungswärme von Wasser

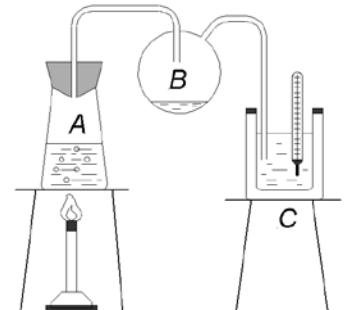
Geräte: Kochgefäß, Dampfrohr mit Vorlage, Dewargefäß,  
elektrische Heizplatte, Thermometer

Die Verdampfungswärme lässt sich nur mit erheblichem experimentellen Aufwand direkt bestimmen. Fehler entstehen z.B. dadurch, dass während des Verdampfungsprozesses bereits verdampftes Wasser am Gefäßrand wieder kondensiert und so die Menge des noch nicht verdampften Wassers scheinbar vergrößert.

## Versuch 7: Temperatur und Wärme



*Messung der Verdampfungswärme von Wasser*



Wir messen stattdessen die betrags- und dimensionsgleiche spezifische Kondensationswärme des Wassers. Dazu wird Wasserdampf mit der Temperatur 100 °C in ein wassergefülltes Kalorimeter (C) eingeleitet; hier kondensiert der Dampf unter Abgabe seiner Kondensationswärme. Diese kann aus der Erwärmung des Kalorimeters bestimmt werden. Der Wasserdampf wird durch Verdampfung im Gefäß (A) gewonnen, das (im Versuch isolierte) Gefäß (B) dient der Abscheidung von im Dampf mitgeführten Wassertröpfchen, welche die Messung verfälschen könnten.

**Versuchsdurchführung:**

1. Man füllt das Kalorimeter etwa zu 3/4 mit Wasser und bestimmt dessen Masse  $m_w$  und Anfangstemperatur  $\vartheta_0$  (zuvor erneut die Masse des Dewars bestimmen).
2. Einleiten des Dampfes aus dem Kochgefäß in das Kalorimeter (Dies darf jedoch erst geschehen, wenn kaum noch Kondenswasser aus dem Dampfrohr fließt).
3. Wenn die Temperatur im Kalorimeter ca. 50 K über der Anfangstemperatur liegt, wird die Dampfzufuhr unterbrochen und die Endtemperatur  $\vartheta_1$  gemessen.
4. Durch erneute Wägung wird die Masse  $m_d$  des eingeleiteten Dampfes bestimmt.

**Auswertung:** Der eingeleitete Wasserdampf gibt die Verdampfungswärme  $m_d l_d$  an das Kalorimeter ab. Zusätzlich kühlte das Kondenswasser von 100°C auf die Mischtemperatur  $\vartheta_1$  ab; die hierbei umgesetzte Wärmeenergie wird ebenfalls an das Kalorimeter übertragen. Die vom Kalorimeter aufgenommene Wärmeenergie führt zur Erwärmung des Inhalts und der benetzten Glaswände um  $\Delta \vartheta = \vartheta_1 - \vartheta_0$ . Aus dem Vergleich der Energien kann – wie im vorherigen Versuchsteil – die spezifische Verdampfungswärme  $l_d$  berechnet werden. Auf eine Fehlerrechnung kann erneut aufgrund des großen Fehlers für  $K$  verzichtet werden.