

## 9 Thermodynamik Temperatur und Wärme

Warum ist bei Brücken die Fahrbahn durch einen Eisenkamm unterbrochen? Die Antwort auf diese Frage und noch viel mehr Interessantes finden Sie in diesem Kapitel.



Quelle: [wikimedia.org](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Expansion_joint.jpg)

## Inhaltsverzeichnis

9	Thermodynamik.....	1
9.1	Temperatur und Wärme .....	3
9.1.1	Physikalische Definition der Temperatur.....	3
9.1.2	Physikalische Definition der Wärme.....	3
9.1.3	Wie macht man ein Thermometer?.....	4
9.1.4	Einheiten der Temperaturmessung.....	4
9.2	Feste Körper und Flüssigkeiten bei Änderung der Temperatur .....	6
9.2.1	Zunahme der Länge.....	6
9.2.2	Zunahme des Volumens .....	7
9.2.3	Änderung der Dichte .....	7
9.3	Die Speicherung von Wärme oder ... ..	8
9.3.1	...die Wärmekapazität $C$ .....	8
9.3.2	... die spezifische Wärmekapazität $c$ .....	8
9.4	Kalorimetrie.....	9
9.4.1	...am Beispiel von Aluminium .....	9
9.5	Aggregatzustände und ihre Änderungen .....	10
9.5.1	Verdampfungswärme .....	10
9.5.2	Schmelzwärme .....	11

## 9.1 Temperatur und Wärme

In den folgenden Abschnitten wollen wir den alltäglichen Begriffen der Temperatur und der Wärme auf den Zahn fühlen. Was ist das eigentlich "Temperatur", was "Wärme"? Wir gebrauchen die beiden Begriffe ständig und meistens auch in gleicher Bedeutung: Täglich äussern wir uns darüber, ob wir nun heisses oder kaltes Wetter haben. Im Winter ziehen wir uns warm an. Beim Lesen eines Gruselromans überkommt uns zuweilen ein kaltes Schaudern. Alles hier genannte hat etwas mit Temperatur oder Wärme zu tun, wenn auch nicht immer im physikalischen Sinne.

In der Physik können wir es uns aber nicht leisten, mit den Begriffen so schwammig umzugehen. Wir müssen genau definieren, was mir mit "Temperatur" respektive "Wärme" meinen.

### 9.1.1 Physikalische Definition der Temperatur

Wie Sie bereits aus der Chemie wissen sollten, bestehen alle Stoffe aus kleinsten Teilchen. Je nachdem, ob es sich dabei um Elemente oder Verbindungen handelt, spricht man von Atomen, Molekülen oder Ionen. Eines haben diese Arten von kleinsten Teilchen aber gemeinsam: sie alle bewegen sich ständig in ungeordneter Weise. Man spricht auch von thermischer Bewegung. Als Mass für diese thermische Bewegung dient uns die Temperatur. Die Temperatur ist eine sogenannte thermodynamische Zustandsgrösse<sup>1</sup>, die den Wärmezustand eines Stoffes beschreibt. Nach der statistischen Theorie der Thermodynamik ist

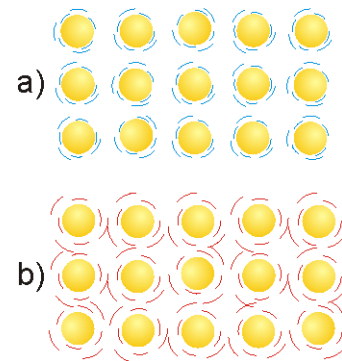


Abbildung 1 Die thermische Bewegung der kleinsten Teilchen steigt mit zunehmender Temperatur.



die Temperatur ein Mass für die mittlere kinetische Energie der Atome oder Moleküle eines Systems.

Als Symbol für die Temperatur werden uns das " $\theta$ " (Theta) und das "T" begegnen, je nach verwendeter Einheit. Doch davon mehr in Abschnitt 9.1.4. Bewegen sich die kleinsten Teilchen langsam (Abbildung 1a), so ist die dazugehörige Temperatur tiefer, als wenn sie sich schnell bewegen (Abbildung 1b).

### 9.1.2 Physikalische Definition der Wärme

Bringt man zwei Körper unterschiedlicher Temperatur miteinander in Kontakt, so kommt ein Energiefluss vom Körper mit der höheren Temperatur zum Körper mit der niedrigeren Temperatur zustande. Die Temperatur des ersteren sinkt, diejenige des zweiten steigt dabei.



Wärme  $Q$  ist die aufgrund einer Temperaturdifferenz übertragene Energiemenge.

<sup>1</sup> Thermodynamischer Parameter, der den Zustand eines thermodynamischen Systems charakterisiert und von dessen Vorgeschichte unabhängig ist. Auch Druck und Volumen sind Zustandsgrössen.

Da es sich bei der Wärme um eine Energieform handelt, trägt auch sie die Einheit Joule:

$$[Q]=J. \quad (9.1)$$

Es gibt aber wesentliche qualitative Unterschiede zu den bereits bekannten mechanischen Energieformen: So lässt sich Wärme z.B. nicht mehr einfach komplett in andere Energieformen überführen.

### 9.1.3 Wie macht man ein Thermometer?

Grundsätzlich ist die Herstellung eines Thermometers nicht schwierig. Sehr viele machen sich die Tatsache zunutze, dass sich Materialien mit steigender Temperatur ausdehnen. Früher wurde als sich ausdehnende Flüssigkeit Quecksilber verwendet, welches in einer Glaskapillare aufstieg, wenn das Vorratsgefäß erhitzt wurde, wie das in Abbildung 2 dargestellt ist. Das Vorgehen zur Kalibrierung ist nun denkbar einfach: Man einigt sich auf zwei Fixpunkte in der Temperaturskala (z.B. Schmelzpunkt von Wasser und Siedepunkt von Wasser). Bei den entsprechenden Fixpunkten werden Markierungen auf dem Thermometer angebracht. Anschliessend muss man sich nur noch darüber einig werden, wieviele Einheiten man zwischen diesen beiden Fixpunkten haben will.

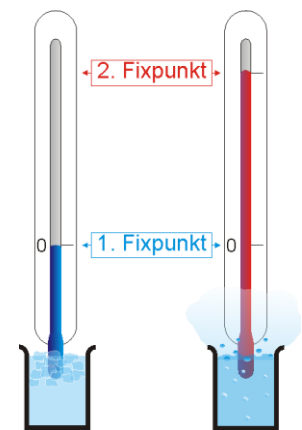


Abbildung 2 Festlegung von zwei Fixpunkten zur Temperaturmessung.

### 9.1.4 Einheiten der Temperaturmessung

#### 9.1.4.1 Allgemein gebräuchliche Temperatureinheiten

Der Schwede Anders Celsius (1701 - 1744) verwendete als Fixpunkte den Schmelzpunkt von Wasser (Eispunkt) und den Siedepunkt von Wasser (Dampfunkt). Die Strecke zwischen den beiden Punkten teilte er durch 100. Es entstand die nach ihm benannte Celsius-Skala für die Temperatur. In der Celsius-Skala ist ein Grad als der 100ste Teil der Temperaturdifferenz zwischen Eispunkt (0 °C) und Dampfunkt (100 °C) von Wasser festgelegt.

In allen europäischen Staaten werden heute die Temperaturen in Celsius gemessen. In Amerika hingegen wird bis heute die sogenannte Fahrenheit Skala verwendet. Diese wurde vom Physiker Daniel Gabriel Fahrenheit (1686 - 1736) aus Danzig entwickelt. In ihr wird der Gefrierpunkt des Wassers mit 32 °F und der Siedepunkt des Wassers mit 212 °F bezeichnet. Fahrenheit hatte damals als ersten Fixpunkt (0 °F) ein Gemisch aus Eis, Wasser und Salmiak (-17.8 °C) und als zweiten Fixpunkt (100 °F) die Körpertemperatur eines gesunden Menschen (35.6°C). In Abbildung 3 sind die beiden Temperaturskalen einander gegenüber gestellt.

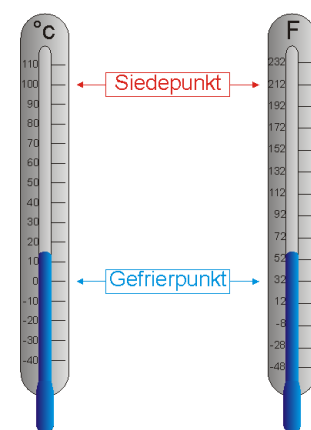


Abbildung 3 Vergleich der beiden Temperaturskalen Celsius und Fahrenheit.

## 9.1.4.2 Die Kelvin - Skala

Der Physiker Lord Kelvin schlug 1848 vor, den absoluten Nullpunkt ( $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) als null anzunehmen. Genau wie Celsius verwendete auch Kelvin die gleiche Einteilung zwischen Schmelztemperatur des Eises und Siedetemperatur des Wassers. Also liegt bei Kelvin der Eis – Schmelzpunkt bei 273 K. Eine Temperaturdifferenz von 1 Kelvin entspricht einer Temperaturdifferenz von  $1^{\circ}\text{Celsius}$  (Abbildung 4).

Die Kelvin Skala hat sich weltweit in der Wissenschaft durchgesetzt, weil sie auf physikalischen Gesetzmässigkeiten beruht. Man spricht auch von der absoluten Temperaturskala<sup>2</sup>.

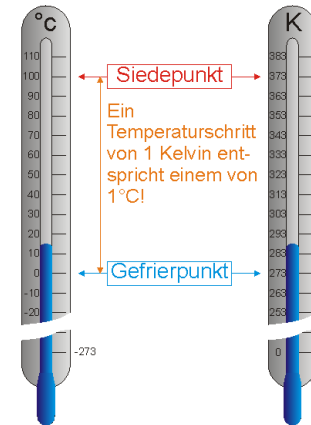


Abbildung 4 Vergleich der beiden Temperaturskalen Celsius und Kelvin.

## 9.1.4.3 Temperaturumrechnungen

Damit Sie in der Physik rechnen können, müssen Sie in der Lage sein, Temperaturangaben ineinander umrechnen zu können. Die Tabelle 1 gibt Ihnen dazu die Vorschriften.



Um die Temperaturangaben in Kelvin und Celsius unterscheidbar zu machen, gebraucht man das  $\vartheta$  für Angaben in Grad Celsius und das grosse T für Temperaturen in Kelvin.

Tabelle 1 Umrechnungsvorschriften für ausgewählte Temperatureinheiten

	Kelvin (K)	Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ )	Fahrenheit ( $^{\circ}\text{F}$ )
$T_{\text{Kelvin}}$	$= T_K$	$= (\{\vartheta\} + 273.15) K$	$= \left( \frac{(\{T_F\} + 459 \frac{2}{3})}{\frac{9}{5}} \right) K$
$\vartheta_{\text{Celsius}}$	$= (\{T_K\} - 273.15)^{\circ}\text{C}$	$= \vartheta$	$= \left( \frac{(\{T_F\} - 32)}{\frac{9}{5}} \right)^{\circ}\text{C}$
$T_{\text{Fahrenheit}}$	$= \left( \{T_K\} \frac{9}{5} - 459 \frac{2}{3} \right)^{\circ}\text{F}$	$= \left( \{\vartheta\} \frac{9}{5} + 32 \right)^{\circ}\text{F}$	$= T_F$

<sup>2</sup> Diese Einheit ist von der Thermometersubstanz unabhängig und beruht auf dem 2. und 3. Hauptsatz der Thermodynamik, basiert also auf physikalischen Gesetzen. Darauf werden wir dann später zurückkommen.

## 9.2 Feste Körper und Flüssigkeiten bei Änderung der Temperatur

Wird eine Eisenkugel, welche gerade noch durch eine Öffnung passt mit dem Bunsenbrenner stark erhitzt, so passt sie anschliessend nicht mehr durch die Öffnung hindurch. Die Eisenkugel vergrössert ihr Volumen, wenn die Temperatur steigt. Diese Erscheinung können Sie bereits deuten: Mit zunehmender Temperatur steigt die Eigenbewegung der kleinsten Teilchen an, weshalb sie mehr Platz brauchen – das Volumen steigt.

Allgemein nimmt das Volumen von Stoffen mit steigender Temperatur zu. Es gibt nur wenige Ausnahmen (z.B. Gummi, Anomalie des Wassers).

### 9.2.1 Zunahme der Länge

Beschränkt man sich bei der Beobachtung in eine Dimension, so spricht man von Längenänderung. Misst man z.B. die Länge eines Eisenrohres als Funktion der Änderung der Temperatur, so stellt man fest, dass eine Zunahme der Temperatur von  $\vartheta_0$  auf  $\vartheta_0 + \Delta\vartheta$  eine Zunahme der Länge von  $l_0$  auf  $l_0 + \Delta l$  zur Folge hat, wie das in Abbildung 5 gezeigt ist.

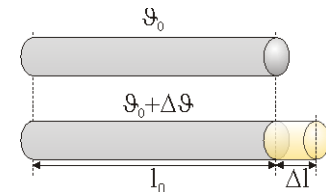


Abbildung 5  
Längenausdehnung eines Feststoffes.

Betrachten wir zwei gleichlange Eisenstäbe mit der Anfangslänge  $l_0$ , wie in Abbildung 6a) dargestellt, welche durch eine Temperaturzunahme um  $\Delta\vartheta$  jeweils um  $\Delta l$  verlängert werden. Würde man die beiden Eisenstäbe hintereinander legen (Abbildung 6b), so wäre die gesamte Längenänderung  $\Delta l + \Delta l = 2\Delta l$ . Diese Längenänderung entspricht einer Anfangslänge von  $l_0 + l_0 = 2l_0$ . Offensichtlich ist die Längenänderung  $\Delta l$  proportional zur Anfangslänge  $l_0$ .

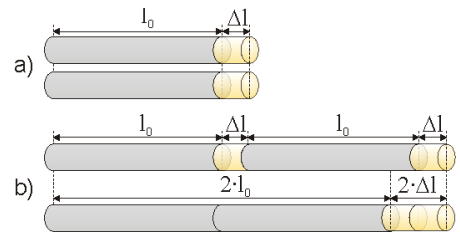


Abbildung 6 Zur Gesetzmässigkeit der Längenausdehnung.

Für moderate Temperaturänderungen zeigt sich ausserdem, dass  $\Delta l$  proportional zu  $\Delta\vartheta$  ist. Die bisherigen Erkenntnisse lassen sich wie folgt darstellen



$$\Delta l = \alpha \cdot l_0 \cdot \Delta\vartheta \quad [\alpha] = \frac{1}{^\circ\text{C}} \quad (9.2)$$

Der Proportionalitätsfaktor  $\alpha$  heisst *Längenausdehnungszahl* oder *Längenausdehnungskoeffizient*. Er ist material- und temperaturabhängig!

Nachfolgende Tabelle zeigt einen kleinen Auszug der Längenausdehnungskoeffizienten fester Stoffe. Tabelle 2 gibt einen kleinen Überblick zu Längenausdehnungszahlen.

Tabelle 2 Einige Längenausdehnungszahlen von Feststoffen

Längenausdehnungskoeffizienten von Feststoffen $\alpha$ Gültig zwischen 0 - 100 °C [in $10^{-6} \cdot \text{K}^{-1}$ ]			
Aluminium	23.8	Granit	3 – 8
Bernstein	54	Harz	212
Chrom	6.6	Sandstein	7 – 12
Eisen	12.1	Teflon	60 – 100
Gold	14.3	Wolfram	4.3

## 9.2.2 Zunahme des Volumens

Natürlich dehnen sich Feststoffe wie Flüssigkeiten in alle drei Raumrichtungen aus, vergrössern also ihr Volumen. Die Längenausdehnung wird dort gebraucht, wo der betrachtete Körper viel länger ist, als breit und hoch. Dies ist z.B. bei Hochspannungsleitungen, Brücken oder Eisenbahnschienen der Fall. Betrachtet man die Volumenänderung  $\Delta V$  eines Festkörpers oder einer Flüssigkeit, so schreibt man halt einfach

$$\Delta V = V_0 \cdot \gamma \cdot \Delta \vartheta \quad (9.3)$$

Dabei ist  $V_0$  das Anfangsvolumen und  $\gamma$  die Volumenausdehnungszahl (Tabelle 3). Man kann zeigen, dass zwischen der Längenausdehnungszahl  $\alpha$  und der Volumenausdehnungszahl  $\gamma$  bei Feststoffen der einfache Zusammenhang



$$\gamma \approx 3 \cdot \alpha \quad (9.4)$$

besteht. Dies ist umso wichtiger, als in Formelwerken aufgrund dieser Beziehung meistens nur die Längenausdehnungszahlen von Metallen tabelliert sind.

**Tabelle 3** Einige Volumenausdehnungszahlen von Flüssigkeiten.

Volumenausdehnungskoeffizient von Flüssigkeiten $\gamma$ Bei 20 °C [in $10^{-5} \cdot K^{-1}$ ]			
Propanon	149	Oktan	114
Ameisensäure	102	Salpetersäure	124
Benzin	106	Pyridin	112
Diethylether	162	Toluol	111
Ethanol	108	Wasser	20.7
Glykol	64	Xylol	98

Dem Problem von Längen- und Volumenänderung begegnen Sie überall: Fahrleitungen bei der Eisenbahn werden von beweglichen

Gewichten immer straff gespannt, Brücken dehnen sich ebenfalls aus und ziehen sich zusammen – deshalb auch die Dehnungsfugen. Auch bei langen Wasserleitungen muss man dem Problem durch sogenannte Dehnungsbogen abhelfen.

Den Effekt der Längenänderung kann man auch nutzbar machen. Bimetalle gehören in diese Kategorie. Bimetalle bestehen aus zwei miteinander verbundenen, verschiedenen Metallen mit unterschiedlichem Längenausdehnungskoeffizienten. Wird ein solcher Bimetallstreifen erwärmt, so beginnt er sich zu krümmen. Diesen Effekt verwendet man z.B. im Bau von hitzeempfindlichen Schaltern.

## 9.2.3 Änderung der Dichte

Da sich die Masse bei der Ausdehnung nicht verändert, verändert sich aber bei Temperaturänderungen die Dichte eines Stoffes. Für diese gilt dann

$$\rho_{\vartheta} = \frac{m}{V_{\vartheta}} = \frac{m}{V_0 + \Delta V} = \frac{m}{V_0 + V_0 \cdot \gamma \cdot \Delta \vartheta} = \frac{m}{V_0 (1 + \gamma \cdot \Delta \vartheta)} = \rho_0 \cdot \frac{1}{1 + \gamma \cdot \Delta \vartheta} \quad (9.5)$$

## 9.3 Die Speicherung von Wärme oder ...

### 9.3.1 ...die Wärmekapazität $C$

Wird ein Körper erhitzt oder abgekühlt, also seine Temperatur erhöht oder erniedrigt, so fliesst bei diesem Prozess Wärme  $Q$  zum Körper hin oder von ihm weg. Dabei nimmt die ungeordnete Teilchenbewegung im Körper zu beziehungsweise sie erniedrigt sich.

Nun ist es aber so, dass das fließen einer gegebenen Wärmemenge  $Q$  bei verschiedenen Körpern in der Regel auch eine unterschiedliche Temperaturänderung zur Folge hat, weil Stoffe die Wärme unterschiedlich gut speichern können, also eine unterschiedliche Kapazität dafür aufweisen. Deshalb nennt man diese Eigenschaft eben Wärmekapazität  $C$ . Sie gibt an, welche Temperaturänderung  $\Delta\vartheta$  eine Wärmemenge  $Q$  in einem Körper erzeugt:

$$C = \frac{Q}{\Delta\vartheta} = \frac{Q}{\Delta T}. \quad (9.6)$$

Die Einheit der Wärmekapazität ist

$$[C] = \frac{J}{^\circ C} \triangleq \frac{J}{K}. \quad (9.7)$$

Kurz zusammengefasst:



Die Wärmekapazität  $C$  ist die zum Erwärmen des Körpers um ein Kelvin oder ein Grad Celsius erforderliche Wärmemenge.

Je mehr Energie notwendig ist, um einen Körper um ein Grad Celsius zu erwärmen, umso besser kann er die Energie speichern.

### 9.3.2 ... die spezifische Wärmekapazität $c$

Betrachtet man reine Stoffe, so macht es Sinn, wenn man die Wärmekapazität auf die Masse bezieht. Diese



spezifische Wärmekapazität  $c$  gibt an, welche Energiemenge nötig ist, um ein Kilogramm eines Stoffes um ein Kelvin oder ein Grad Celsius zu erwärmen.

Als Formel geschrieben gibt das

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta\vartheta} = \frac{Q}{m \cdot \Delta T}. \quad (9.8)$$

Für die Einheit ergibt sich

$$[c] = \frac{[Q]}{[m] \cdot [\Delta T]} = \frac{[Q]}{[m] \cdot [\Delta\vartheta]} = \frac{J}{kg \cdot K} = \frac{J}{kg \cdot ^\circ C}. \quad (9.9)$$



## 9.4 Kalorimetrie...

...oder wie misst man spezifische Wärmekapazitäten? Für Flüssigkeiten bestehen diesbezüglich keine Schwierigkeiten. Man führt mit Hilfe z.B. eines Tauchsieders Energie zu, misst diese und die damit erreichte Temperaturzunahme – fertig. Bei Feststoffen muss man einen Umweg machen, wie mit dem folgenden Beispiel gezeigt werden soll. Das beschriebene Vorgehen ist dabei grundsätzlich auf jeden Festkörper anwendbar.

### 9.4.1 ...am Beispiel von Aluminium

Ein Körper der Masse  $m_{Al}$  aus Aluminium wird in einem Wasserbad auf die bekannte Anfangstemperatur  $\vartheta_{Al,0}$  gebracht (Abbildung 7a). Normalerweise ist das die Siedetemperatur des Wassers  $\vartheta_{Siede}$ , weil sich diese gut konstant halten lässt. Anschliessend transferiert man den Körper in ein isoliertes Gefäss<sup>3</sup> mit bekannter Wärmekapazität  $C_{Cal}$ , welches Wasser der Masse  $m_{Wasser}$  und der Temperatur  $\vartheta_{Wasser,0}$  enthält (Abbildung 7b).

Es folgt ein Wärmeaustausch bei dem Energie vom Aluminium ins Wasser, ins Isolationsgefäss und ins Thermometer fließt. Die Temperatur des Aluminiums sinkt, währenddem die Temperaturen des Wassers und des Isolationsgefässes steigen.

Wartet man eine Weile, so stellt sich für alle beteiligten Körper und Stoffe die gleiche Mischtemperatur  $\vartheta_{Wasser,1} = \vartheta_{Al,1} = \vartheta_x$  ein. Misst man diese, so kann die spezifische Wärmekapazität von Aluminium berechnet werden.

Man macht sich dabei zunutze, dass die gesamte vom Aluminium abgegebene Wärme vom Wasser und dem Isolationsgefäss wieder aufgenommen wird – es soll also keine Energie an die Umgebung abgegeben werden – die Energiesumme also null sein muss. Dann lautet die Wärmebilanz

$$Q_{Al} + Q_{Wasser} + Q_{Cal} = 0$$

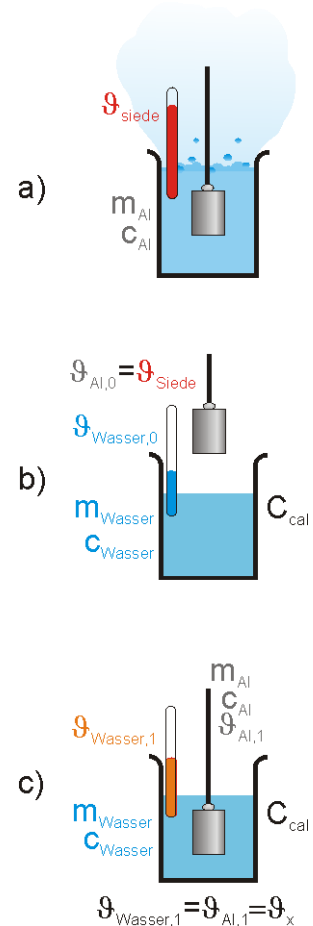
respektive

$$c_{Al} \cdot m_{Al} \cdot (\vartheta_{Al,1} - \vartheta_{Al,0}) + c_{Wasser} \cdot m_{Wasser} \cdot (\vartheta_{Wasser,1} - \vartheta_{Wasser,0}) + C_{Cal} \cdot (\vartheta_{Cal,1} - \vartheta_{Cal,0}) = 0 \quad (9.10)$$

Wir machen nun noch von der Tatsache  $\vartheta_{Wasser,1} = \vartheta_{Al,1} = \vartheta_x$  gebrauch und erhalten

$$c_{Al} \cdot m_{Al} \cdot (\vartheta_x - \vartheta_{Al,0}) + c_{Wasser} \cdot m_{Wasser} \cdot (\vartheta_x - \vartheta_{Wasser,0}) + C_{Cal} \cdot (\vartheta_x - \vartheta_{Cal,0}) = 0 \quad (9.11)$$

Aus Gleichung (9.11) erhalten wir durch umformen dann für die gesuchte spezifische Wärmekapazität



**Abbildung 7** Bestimmung der spezifischen Wärmekapazität von Feststoffen am Beispiel von Aluminium.

<sup>3</sup> Auch Kalorimeter genannt, deshalb die Indexbezeichnung "Cal".

$$c_{Al} = - \frac{(c_{Wasser} \cdot m_{Wasser} + C_{Cal}) \cdot (\vartheta_x - \vartheta_W)}{m_{Al} \cdot (\vartheta_x - \vartheta_{Al})} \quad (9.12)$$

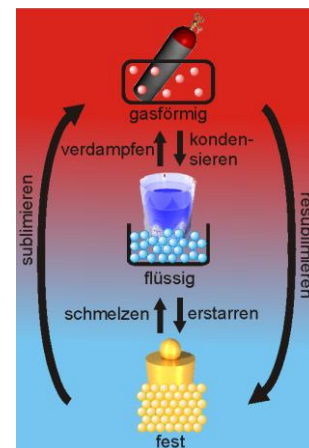
Analog könnte man natürlich auch die Mischungstemperatur selber berechnen, wenn man alle anderen Daten zur Verfügung hat.

## 9.5 Aggregatzustände und ihre Änderungen

Wie Sie bereits aus dem letzten Kapitel wissen, kommen Stoffe in drei Aggregatzuständen (Phasen) vor. Die Phasen unterscheiden sich dabei durch die innere Struktur des Stoffes voneinander und haben deshalb auch unterschiedliche Eigenschaften (Abbildung 8).

Phasenumwandlungen passieren bei für den betrachteten Stoff charakteristischen Temperaturen. Die Phasenumwandlung fest  $\Leftrightarrow$  flüssig geschieht bei einer bestimmten (druckabhängigen) Temperatur, dem *Schmelzpunkt*  $\vartheta_m$ . Umgekehrt erstarrt eine Flüssigkeit am Erstarrungspunkt  $\vartheta_{err}$ . Es dabei  $\vartheta_m = \vartheta_{err}$ , weshalb in Tabellenwerken auch nur der Schmelzpunkt angegeben wird.

Analog dazu nennt man die (stark druckabhängige) Temperatur, bei welcher der Phasenübergang flüssig  $\Leftrightarrow$  gasförmig vonstatten geht, den *Siedepunkt*  $\vartheta_b$ . Der Siedepunkt entspricht ebenfalls gerade dem Kondensationspunkt, an dem Dampf in den flüssigen Aggregatzustand wechselt.



**Abbildung 8**  
Aggregatzustände und ihre Änderungen.

### 9.5.1 Verdampfungswärme

Sie haben vielleicht schon mal Wasser zum Sieden gebracht und festgestellt, dass man ständig Energie zuführen muss, damit das Wasser am Sieden bleibt. Die Temperatur des Wassers nimmt dabei aber nicht zu – die bleibt auf der Siedetemperatur stehen. Wo geht denn aber die zugeführte Energie hin? In den Dampf? Das kann nicht sein, hat dieser ja keine Verbindung mehr zur Pfanne und steht damit auch nicht mehr mit der Heizplatte in Kontakt (Abbildung 9). Es gibt nur eine Erklärung: der Phasenübergang selber benötigt die Energie. Das leuchtet ein, müssen doch beim Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand die anziehenden zwischenmolekularen Kräfte vollständig überwunden werden!

In physikalischem Deutsch: Für die Phasenumwandlung flüssig  $\Leftrightarrow$  gasförmig einer gegebenen Masse einer Flüssigkeit braucht es eine bestimmte Umwandlungswärme  $Q_b$ . Sie wird benötigt,

um die zwischenmolekularen Kräfte zu überwinden ohne die Bewegungsenergie der kleinsten Teilchen zu erhöhen. Man nennt sie Verdampfungswärme (Kondensati-



**Abbildung 9** Was geschieht am Siedepunkt mit der zugeführten Wärme  $Q$ ?

onswärme). Falls man sie auf die Masse normiert, spricht man von der spezifischen Verdampfungswärme  $L_b$ :

$$L_b = \frac{Q_b}{m} \quad (9.13)$$



Unter der spezifischen Verdampfungswärme  $L_b$  versteht man diejenige Wärmemenge, die nötig ist, um 1 kg eines flüssigen Stoffes am Siedepunkt vollständig zu verdampfen.

Diese spezifischen Verdampfungswärmen können sehr gross sein. So beträgt sie für Wasser zum Beispiel  $L_b = 2.25 \cdot 10^6 \frac{J}{kg}$ . Zum Vergleich: Um ein Kilogramm Wasser von Raumtemperatur (20°C) auf Siedetemperatur zu bringen, werden lediglich  $Q = c_{H_2O} \cdot m_{H_2O} \cdot \Delta \vartheta = 4182 \frac{J}{kg \cdot ^\circ C} \cdot 1kg \cdot 80^\circ C = 334560J$  benötigt. Das ist rund 7 mal weniger! Kondensiert Wasserdampf, weil er z.B. mit der kühleren Haut in Berührung kommt, so werden entsprechend  $2.25 \cdot 10^6 J$  pro Kilogramm wieder frei!

## 9.5.2 Schmelzwärme

Auch am Schmelzpunkt braucht es für die Phasenumwandlung fest  $\leftrightarrow$  flüssig eine bestimmte Umwandlungswärme  $Q_m$ . Sie wird benötigt, um die Moleküle, Atome oder Ionen von ihren Gitterplätzen zu trennen (Zerstörung der Gitterstruktur) ohne deren Bewegungsenergie zu erhöhen. Man nennt diese Wärme Schmelzwärme (Erstarungswärme). Falls man sie auf die Masse normiert, spricht man von der spezifischen Schmelzwärme  $L_m$ :

$$L_m = \frac{Q_m}{m} \quad (9.14)$$



Unter der spezifischen Schmelzwärme  $L_m$  versteht man diejenige Wärmemenge, die nötig ist, um 1 kg eines festen Stoffes am Schmelzpunkt vollständig zu schmelzen.

Da die Gitterkräfte viel kleiner sind als die zwischenmolekularen Kräfte, sind auch die spezifischen Schmelzwärmen kleiner als die entsprechenden spezifischen Verdampfungswärmen. Davon kann man sich durch einen Blick in ein Tabellenwerk schnell überzeugen.