

In diesem Kapitel werden einige benötigte Grundbegriffe und Definitionen der Thermodynamik zusammengefasst. Besonders wichtig ist in der Thermodynamik der Begriff des Systems. Dies ist der Gegenstand der Betrachtung. Systeme lassen sich nach ihren Eigenschaften in verschiedene Klassen einteilen. Ihr Inhalt wird durch verschiedene Zustandsgrößen beschrieben und durchläuft Zustandsänderungen. Der Temperaturbegriff spielt in der Thermodynamik eine zentrale Rolle und unterscheidet z. B. auch die Thermodynamik von der Mechanik. Die Einführung des Temperaturbegriffs ist eng mit dem sogenannten nullten Hauptsatz der Thermodynamik verbunden und wird nachfolgend dargestellt. Wie schon im ersten Kapitel kurz beschrieben, befasst sich die Thermodynamik mit der Umwandlung von Energiearten. Diese werden in diesem Kapitel vorgestellt.

2.1 Das thermodynamische System

Betrachtet man ein Gebilde mit Hilfe der Methoden der Thermodynamik, so bezeichnet man es als ein **System**. Das System wird hierbei durch eine **Systemgrenze** umschlossen. Innerhalb der Systemgrenze befindet sich das System, außerhalb befindet sich die **Umgebung**. Grundsätzlich hat es sich als sinnvoll erwiesen, die folgenden drei Arten von Systemen zu unterscheiden.

Abgeschlossenes System Unter einem abgeschlossenen System versteht man ein System, das mit seiner Umgebung weder Masse (m), noch Wärme (Q) oder Arbeit (W) austauscht. Abgeschlossene Systeme kann es in der Realität praktisch nicht geben, da sie eine unendlich gute Isolation voraussetzen. Hierzu gehört auch eine perfekte Wärmeisolation des Systems. Das System dürfte also keinerlei Wärme mit der Umgebung

austauschen, müsste also **wärmedicht (adiabat)** sein. Ein näherungsweise abgeschlossenes System stellt z. B. eine Thermoskanne (Dewar-Gefäß) dar (Abb. 2.1).

Geschlossenes System Für das geschlossene System können Energien z. B. in Form von Wärme und Arbeit über die Systemgrenze in das System ein- und austreten. Die Systemgrenze ist allerdings für Masse undurchlässig. Betrachtet man ein Gas, das sich in einem, durch einen Kolben verschlossenen Zylinder befindet (Abb. 2.1), so ist dies ein Beispiel für ein geschlossenes System. Diesem System wird in Abb. 2.1 durch die angeschlossene Heizung Wärme zugeführt, indem die Heizung für eine gewisse Zeit angeschaltet wird. Eine Kolbenbewegung würde eine Arbeitszu- oder -abfuhr am System zur Folge haben.

Offenes System Bei einem offenen System können sowohl Massen, als auch Energien z. B. in Form von Wärme und Arbeit über die Systemgrenze treten. Ein Beispiel eines offenen Systems ist eine Gasflasche (Abb. 2.1) mit geöffnetem Ventil, aus dem ein Massenstrom über die Systemgrenze tritt. Wird das Ventil geschlossen, haben wir es mit einem geschlossenen System zu tun. Würde man noch die gesamte Gasflasche aufwändig isolieren, so hätte man schließlich ein näherungsweise abgeschlossenes System erhalten.

Sind die physikalischen und chemischen Eigenschaften im System überall gleich, so hat man es mit einem homogenen System zu tun. Ein typisches Beispiel eines homogenen Systems ist Wasser, das sich bei 20 °C und Umgebungsdruck in einem mit einem Kolben verschlossenen Zylinder befindet. Der Kolben liegt auf der Wasseroberfläche auf und sei frei beweglich. Auch ein Gasmisch, wie z. B. Luft in einem Hörsaal, kann man als homogenes System behandeln. Besitzt ein System mehrere Phasen, so bezeichnet man es als ein heterogenes System. Die Phasen sind hierbei die homogenen Bereiche des Systems. Betrachten wir zur Verdeutlichung wieder unser obiges Beispiel jetzt für einen mit Wasser gefüllten Zylinder. Erhitzen wir das Wasser auf 100 °C, so bildet sich über dem flüssigen Wasser Wasserdampf und der Kolben verschiebt sich. Das flüssige Wasser im Behälter ist also die eine Phase, während der Wasserdampf die zweite Phase bildet.

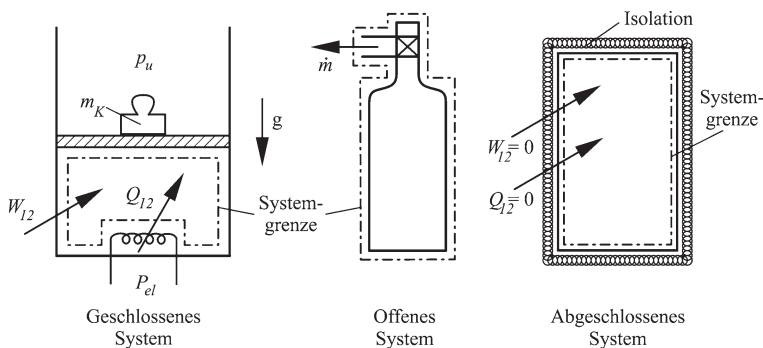


Abb. 2.1 Thermodynamische Systeme

2.2 Zustandsgrößen und Zustandsänderungen

Nachdem definiert wurde, wie das System von der Umgebung abgegrenzt wird, wollen wir im nächsten Schritt genauer auf die Beschreibung des Zustands des Systems eingehen. Physikalische Größen, die den Zustand des Systems beschreiben, nennt man **Zustandsgrößen**. Typische Zustandsgrößen sind z. B. Druck (p), Temperatur (T), Volumen (V) oder die Masse (m). Den Übergang eines Systems von einem Ausgangszustand in einen Endzustand bezeichnet man als eine **Zustandsänderung**. Abbildung 2.2 verdeutlicht dies anhand des geschlossenen Systems aus Abb. 2.1. Durch Wärmezufuhr dehnt sich das Gas aus und der Kolben hebt sich. Solche Zustandsänderungen verfolgt man in der Thermodynamik gerne in Diagrammen, in denen man Zustandsgrößen gegeneinander aufträgt. Ein Beispiel eines solchen Diagramms ist das in Abb. 2.3 dargestellte p, V -Diagramm. Kennzeichnen wir hierin mit "1" den Ausgangspunkt und mit "2" den Endpunkt des Systems, so ergeben sich in Abb. 2.3 zwei Punkte, die bei gleichem Druck p liegen, jedoch bei zwei unterschiedlichen Volumina.

Dies ist verständlich, da der Kolben, der den Zylinder verschließt, stets dem gleichen Außendruck p_u und stets der gleichen Gewichtskraft ($m_K g$) durch den Kolben ausgesetzt ist.

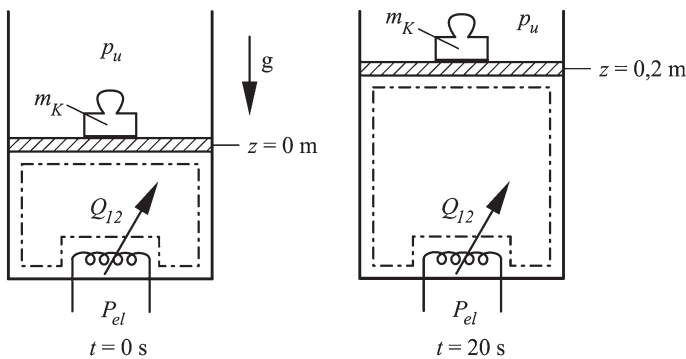


Abb. 2.2 Zustandsänderung eines geschlossenen Systems bei Wärmezufuhr

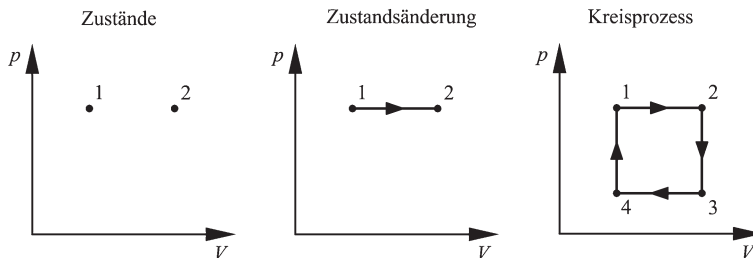


Abb. 2.3 Darstellung von Zustandsänderungen im p, V -Diagramm

Ein Kräftegleichgewicht am Kolben ergibt sofort, dass der Innendruck für beide Zustände gleich ist, wenn wir annehmen, dass der Kolben bei beiden Zuständen in Ruhe ist.

Streng genommen können wir nun keine Aussage darüber machen, wie man von Zustand 1 zu Zustand 2 gelangt. Die oben gemachte Aussage, dass der Innendruck konstant bleibt, gilt ja nur im Anfangs- und Endpunkt, da dort der Kolben in Ruhe ist. Für einen Punkt während der Wärmezufuhr würde sich der Kolben eventuell beschleunigt bewegen, was zu einem geänderten Innendruck führen würde. Führen wir die Zustandsänderung jedoch so langsam durch, dass sich nach jeder kleinen Veränderung des Zustandes (z. B. Volumenzunahme) immer wieder ein thermodynamisches Gleichgewicht einstellt, so liegen ausschließlich Gleichgewichtszustände zwischen 1 und 2 vor und wir dürfen die beiden Zustände miteinander verbinden (Abb. 2.3). Derart langsam ablaufende Vorgänge bezeichnet man als **quasistatische Zustandsänderungen**. Lassen wir mehrere Zustandsänderungen hintereinander ablaufen, so ergibt sich ein **Prozess**. Nimmt das System, nach dem Durchlaufen mehrerer Zustandsänderungen, wieder den ursprünglichen Zustand ein, so nennt man diesen speziellen Prozess einen **Kreisprozess** (siehe Abb. 2.3). In unserem speziellen Beispiel besteht dieser Kreisprozess aus zwei Zustandsänderungen bei konstantem Druck (**isobare Zustandsänderungen**) und aus zwei Zustandsänderungen bei konstantem Volumen (**isochore Zustandsänderungen**). Hierbei erhält man eine isochore Zustandsänderung ganz einfach, indem man den Kolben des Systems nach Abb. 2.2 arretiert, da dann das Volumen gleich bleibt.

Wie schon gesagt, nehmen Druck und Volumen des Gases nach Durchlaufen des Kreisprozesses wieder die ursprünglichen Werte an. Dies bedeutet, dass für diese Größen gilt, dass das Kurvenintegral

$$\oint dZ = 0 \quad (2.1)$$

ist, wobei Z in Gl. (2.1) zunächst nur für p oder V steht (Kurvenintegrale und deren Auswertung werden im Anhang A kurz erklärt). Tatsächlich stellt Gl. (2.1) aber eine eindeutige Definition der zuvor besprochenen Zustandsgrößen dar. **Jede Größe, die Gl. (2.1) erfüllt, ist wegunabhängig und somit automatisch eine Zustandsgröße.** Natürlich gibt es auch viele Größen, die Gl. (2.1) nicht erfüllen. Denken wir nur an die dem System zugeführte Wärme während der Zustandsänderungen. Größen, wie z. B. Wärme oder Arbeit, die vom speziell gewählten Prozessweg abhängen und deshalb Gl. (2.1) nicht generell erfüllen, bezeichnet man als **Prozessgrößen**.

2.3 Temperatur und Gleichgewichtspostulate

Die Thermodynamik unterscheidet sich von der Mechanik unter anderem durch die neu eingeführte Zustandsgröße Temperatur. Damit gelingt es Prozesse genauer als in der Mechanik zu beschreiben, da man nun auch noch zusätzlich zur Bewegung und Trägheit

mit berücksichtigen kann, wie sich der Energieinhalt eines Körpers ändert. Wie *warm* ein Körper ist, beurteilen wir subjektiv, indem wir seine Temperatur (z. B. durch Anfassen) mit unserer Körpertemperatur vergleichen.

2.3.1 Erstes Gleichgewichtspostulat

Denken wir uns zwei verschiedene Systeme A und B . Diese Systeme bestehen z. B. aus einem Gas, das in einem quaderförmigen Behälter bei unterschiedlichem Druck und unterschiedlicher Temperatur eingeschlossen ist. Die beiden Quader seien auf fünf Seiten perfekt isoliert. Bringt man die beiden Systeme A und B , in welchen die eingeschlossenen Gase über unterschiedliche Drücke, Temperaturen und Volumina (p , T , V) verfügen, in **thermischen Kontakt** (Abb. 2.4), so ändern sich die Zustände durch Wechselwirkung so lange, bis sich ein Gleichgewicht (**thermisches Gleichgewicht**) einstellt. Das bedeutet für unseren konkreten Fall, dass die Temperaturen beider Gase gleich sind, nicht aber deren Volumina oder deren Drücke. Nach Eintreten des thermischen Gleichgewichts ist das Gebilde von sich aus (ohne äußere Einwirkung) zu keiner messbaren Änderung mehr fähig. Dieses **erste Gleichgewichtspostulat** ist die **Grundlage der Temperaturmessung**. Dies versteht man leicht, wenn man sich klar macht, dass die Messung der Temperatur (z. B. mit einem Thermometer) nichts anderes ist, als zwei Körper (das Thermometer und den Körper, dessen Temperatur zu bestimmen ist) miteinander ins thermische Gleichgewicht zu bringen. Das eigentliche Messen der Temperatur kann dann z. B. beim Thermometer über die Beziehung zwischen Temperaturänderung und Volumenänderung geschehen.

Das thermische Gleichgewicht unterscheidet sich hier maßgeblich von anderen Gleichgewichtszuständen. So sind z. B. beim mechanischen Gleichgewicht die Kräfte im Gleichgewicht, nicht aber zwangsläufig die Temperaturen der Körper.

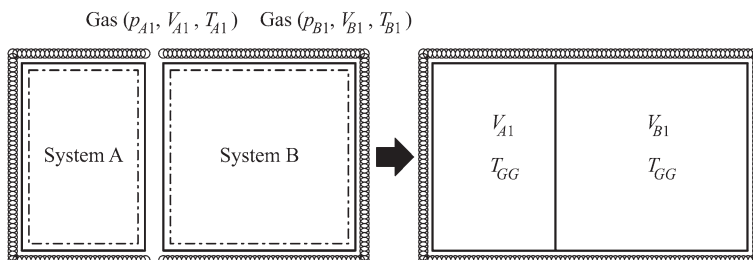


Abb. 2.4 Thermisch miteinander verbundene Systeme

2.3.2 Zweites Gleichgewichtspostulat

Die Erfahrung hat uns Folgendes gelehrt: Ist ein Körper A im thermischen Gleichgewicht mit einem Körper B und außerdem im thermischen Gleichgewicht mit einem Körper C , so sind auch die Körper B und C miteinander im thermischen Gleichgewicht, das heißt, sie besitzen die gleiche Temperatur. Dieses zweite Gleichgewichtspostulat ist sehr wichtig, da es uns gestattet, die Temperaturen mehrerer Körper, die sich an unterschiedlichen Orten befinden, miteinander zu vergleichen. Das zweite Gleichgewichtspostulat bezeichnet man auch als den **nullten Hauptsatz der Thermodynamik**. Dieser wird im dritten Kapitel nochmals eingehend diskutiert.

2.3.3 Temperaturmessung

Befinden sich zwei Systeme im thermischen Gleichgewicht, dann haben sie auch die gleiche Temperatur. Man benutzt die Einstellung des thermischen Gleichgewichts zwischen einem Thermometer und einem Körper zur Messung der Temperatur dieses Körpers. Vielfach wird im Thermometer die Temperatur über die Ausdehnung eines Volumens (z. B. Quecksilber) bestimmt. Die hierzu benutzten Temperaturskalen sind fast alle empirischer Natur. Sie gehen zurück auf besonders markante Punkte in unserer Umwelt. Schon recht früh wurde von Anders Celsius (1701–1744) eine Temperaturskala eingeführt, die die beiden Fixpunkte siedendes Wasser und gefrierendes Wasser bei Umgebungsdruck als Referenzpunkte benutzte. Anders als heutzutage ordnete Celsius jedoch dem gefrierenden Wasser zuerst den Wert 100 zu, während die gerade siedende Flüssigkeit den Wert 0 bekam. Carl von Linné (1707–1778) kehrte diese Zählrichtung im Jahre 1745 um, so dass die heutige „Celsiuskala“ entstand. Natürlich sind noch viele andere Skaleneinteilungen denkbar. Vielfach orientieren sie sich an der menschlichen Körpertemperatur. Beispiele sind die „Fahrenheit Temperaturskala“ (Daniel Gabriel Fahrenheit (1686–1736)), die in den USA noch immer sehr intensiv genutzt wird und die „Rankine Temperaturskala“ (William John Macquorn Rankine (1820–1872)). Diese beiden Skalen sind mit der „Celsius Temperaturskala“ durch lineare Beziehungen verknüpft

$$\begin{aligned} t[^\circ\text{F}] &= \frac{9}{5} t[^\circ\text{C}] + 32 \\ t[^\circ\text{Ra}] &= \frac{9}{5} t[^\circ\text{C}] + 491,68 \end{aligned} \tag{2.2}$$

Die Rankine Temperaturskala benutzt den gleichen Skalenabstand wie die Fahrenheit Temperaturskala, hat als Nullpunkt aber den **absoluten Nullpunkt**, wie die **thermodynamische Temperatur** (Kelvin Temperatur-Skala). Die thermodynamische Temperatur T , deren Nullpunkt mit dem sogenannten absoluten Nullpunkt zusammenfällt, lässt sich aus der Celsius Temperaturskala durch eine Verschiebung des Nullpunkts erhalten

$$T[\text{K}] - 273,15 \text{ K} = t[^\circ\text{C}] \quad (2.3)$$

Die Kelvin Temperatur-Skala (William Thomson, seit 1892 Lord Kelvin of Largs (1824–1907)) hat eine große Relevanz bei vielen technischen Berechnungen und ist in der Thermodynamik wichtig. Der Nullpunkt der thermodynamischen Temperatur ist von speziellen Stoffeigenschaften unabhängig. Dies wird im dritten Kapitel noch genauer diskutiert.

2.4 Energiearten

Aus der Mechanik kennen wir die Begriffe der kinetischen und der potenziellen Energie. Betrachten wir ein System der Masse m , das sich mit der Geschwindigkeit c gleichförmig zwischen den Punkten $z_1 = 0$ und z im Schwerfeld mit einer konstanten Fallbeschleunigung g bewegt, so erhält man für die Zustandsgrößen **kinetische und potenzielle Energie** des Systems

$$\begin{aligned} E_{kin} &= \frac{1}{2} m c^2 \\ E_{pot} &= m g z \end{aligned} \quad (2.4)$$

In der Thermodynamik betrachten wir nicht nur die Bewegung des Systems, sondern auch die Änderung seines Zustands im Inneren (z. B. Temperaturänderung). Dies bedingt die Einführung einer weiteren Energieart, der **inneren Energie** U . Diese Energieart beschreibt den Energieinhalt im System selbst und wird im **ersten Hauptsatz** noch weiter erklärt werden. Damit ergibt sich die Gesamtenergie des Systems zu

$$E_{ges} = U + E_{kin} + E_{pot} \quad (2.5)$$

2.5 Arbeit und Wärme

Die Gesamtenergie eines Systems kann durch die Zu- und Abfuhr von Arbeit und Wärme geändert werden. Die Prozessgröße **Arbeit** W wird allgemein definiert als

$$\delta W = \vec{F} \cdot d\vec{s}, \quad W_{12} = \int_1^2 \vec{F} \cdot d\vec{s} \quad (2.6)$$

Man erhält sie, wenn die von außen auf das System wirkende Kraft $\vec{F}$ über die zugehörige Verschiebung $d\vec{s}$ des Angriffspunktes integriert wird. **Die Arbeit wird als positiv vereinbart, wenn sie dem System zugeführt wird.** Da es sich bei der Arbeit um eine **wegabhängige Größe** (Prozessgröße) handelt, kennzeichnen wir ihr Differenzial durch δW , um dies zu verdeutlichen. Eine Zustandsgröße besitzt im Unterschied hierzu immer ein totales Differenzial, da sie wegunabhängig ist (z. B. dT). Dies wird im Anhang A genauer erklärt.

In der Thermodynamik nimmt die Arbeit, die benötigt wird, um das Systemvolumen zu verändern, einen ganz besonderen Stellenwert ein. Diese Arbeit bezeichnet man als **Volumenänderungsarbeit**.¹ Sie ergibt sich aus der allgemeinen Definition nach Gl. (2.6) zu

$$\delta W_V = -p dV, \quad W_{V,12} = - \int_1^2 p dV \quad (2.7)$$

Hierbei zeigt das Minuszeichen vor dem Integral an, dass mit einem abnehmenden Volumen eine Arbeitsaufnahme des Systems verbunden ist. Weitere Arbeitsformen sind z. B. die Reibungsarbeit, elektrische Arbeit oder Wellenarbeit.

Die Prozessgröße **Wärme**, die einem System z. B. durch das Anschalten einer elektrischen Heizung zwischen den Zuständen 1 und 2 zugeführt wird (siehe Abb. 2.2), wird mit Q_{12} bezeichnet. **Die Wärme wird als positiv vereinbart, wenn Sie dem System zugeführt wird.**

Ob es sich bei einer über die Systemgrenze tretenden Größe um eine Wärme oder eine elektrische Arbeit handelt, liegt an der Lage der Systemgrenze. Dies soll am Beispiel des geschlossenen Systems in Abb. 2.2 gezeigt werden. Bei der in Abb. 2.2 gezeigten Lage der Systemgrenze befindet sich die elektrische Heizung außerhalb der Systemgrenze. Damit tritt Wärme über die Systemgrenze. Hätten wir jedoch die Heizleiter der Heizung mit der Systemgrenze durchtrennt, so würde eine elektrische Arbeit über die Systemgrenze treten, jedoch keine Wärme. Dieses Beispiel zeigt sehr deutlich, dass die Prozessgrößen Arbeit und Wärme keine Eigenschaften des Systems darstellen. Sie stellen lediglich Energieübertragungsformen an der Systemgrenze dar. Energiearten hingegen sind Zustandsgrößen und damit Eigenschaften des Systems.

2.6 Größen und Einheiten

Die meisten in diesem Buch auftretenden Größen sind physikalische Größen und verfügen demnach immer über einen Zahlenwert und eine Einheit. Nehmen wir z. B. das Volumen V . Es wird in $[\text{m}^3]$ gemessen. In der Nomenklatur sind die entsprechenden Einheiten für alle verwendeten Größen zu finden. Wir werden an manchen Stellen im Text auf dimensionslose Größen übergehen, da diese den Vorteil haben, dass sie nicht mehr von den wahren Abmessungen des Systems abhängen. Für die dimensionsanalytischen Betrachtungen (Zurückführung der Abhängigkeiten der dimensionsbehafteten Größen auf einen Zusammenhang von dimensionslosen Größen) kann man das sogenannte Π -Theorem benutzen. Der Leser sei in diesem Zusammenhang auf Spurk (1992) verwiesen.

¹Eine Konsequenz von Gl. (2.7) ist, dass man die Volumenänderungsarbeit als Fläche in einem p, V -Diagramm darstellen kann.

Wir haben im vorangegangenen Abschnitt schon verschiedene Zustands- und Prozessgrößen eines Systems kennen gelernt. Betrachten wir nun ein homogenes System, das wir durch Teilung in mehrere kleinere Teilsysteme untergliedern. Die Zustandsgrößen lassen sich hierbei bezüglich ihres Verhaltens in zwei verschiedene Klassen einteilen. Zum einen wird es Zustandsgrößen geben, die ihren Wert bei einer Teilung des Systems nicht ändern. Solche Größen sind z. B. der Druck oder auch die Temperatur. Diese Art von Zustandsgrößen bezeichnet man als **intensive Zustandsgrößen**. Andere Zustandsgrößen sind der Systemmasse proportional und ändern ihren Wert bei der Teilung. Solche Größen sind z. B. das Volumen, die kinetische und potenzielle Energie und die innere Energie. Solche Zustandsgrößen bezeichnet man als **extensive Zustandsgrößen**. Neben den schon vorher eingeführten extensiven Zustandsgrößen spielen in der Thermodynamik noch die folgenden extensiven Zustandsgrößen eine bedeutende Rolle

$$\begin{array}{ll}
 H = U + pV & \text{Enthalpie} \\
 dS = \frac{\delta Q_{rev}}{T} & \text{Entropie} \\
 F = U - TS & \text{Freie Energie} \\
 G = H - TS & \text{Freie Enthalpie}
 \end{array} \quad (2.8)$$

Wir werden diese Zustandsgrößen später noch besser kennen lernen und ihre Bedeutung untersuchen.

Bezieht man eine Zustandsgröße auf die Masse im System, so entsteht eine **spezifische Zustandsgröße**. Dies macht natürlich nur für extensive Zustandsgrößen Sinn. Nehmen wir als Beispiel das Volumen V . Aus ihm entsteht das spezifische Volumen

$$v = \frac{V}{m} = \frac{1}{\rho} \quad (2.9)$$

Dieses ist gleich dem Kehrwert der Dichte. Auf die Masse bezogene Größen können jedoch nicht nur aus Zustandsgrößen gebildet werden. Beziehen wir z. B. die Wärme oder die Arbeit auf die Masse im System, so erhalten wir die spezifische Wärme und die spezifische Arbeit

$$q_{12} = \frac{Q_{12}}{m}, \quad w_{12} = \frac{W_{12}}{m} \quad (2.10)$$

Da es sich bei den Ausgangsgrößen nicht um Zustandsgrößen, sondern um Prozessgrößen handelt, wollen wir diese Größen (q_{12}, w_{12} usw.) als **spezifische Prozessgrößen** bezeichnen.

Statt auf die Masse des Systems kann man eine extensive Zustandsgröße auch auf die **Molmenge** n (Molzahl) beziehen. Da zwischen der Molmasse M und der Masse des Systems der Zusammenhang

$$m = nM \quad (2.11)$$

besteht, erhält man für die **molaren Größen**

$$\begin{aligned} V_m &= \frac{V}{n} = v M && \text{molares Volumen} \\ U_m &= \frac{U}{n} = u M && \text{molare innere Energie} \end{aligned} \quad (2.12)$$

Molare Größen werden im Folgenden immer durch den Index „*m*“ gekennzeichnet.

Verständnisfragen

1. Was ist ein System? Welche verschiedenen Arten von Systemen unterscheidet man?
2. Was unterscheidet eine Zustandsgröße von einer Prozessgröße? Nennen Sie jeweils ein Beispiel für eine Zustandsgröße und eine Prozessgröße!
3. Betrachten Sie ein halb voll mit Whisky gefülltes Glas. Nun werfen wir einen Eiswürfel in das Glas. Betrachten wir als System den Whisky mit dem Eis. Handelt es sich hierbei um ein homogenes System?
4. Warum stellen das erste und das zweite Gleichgewichtspostulat die Grundlage der Temperaturmessung dar?
5. Welche Werte nimmt die Temperatur 20 °C in der Fahrenheit, Rankine und der thermodynamischen Temperaturskala (Kelvin) an?
6. Was versteht man unter einer quasistatischen Zustandsänderung?
7. Nennen Sie jeweils zwei Beispiele von extensiven Zustandsgrößen, intensiven Zustandsgrößen und spezifischen Prozessgrößen!
8. Wie sind die Größen Enthalpie, freie Energie, freie Enthalpie und Entropie definiert?

Thermodynamik kompakt

Weigand, B.; Köhler, J.; von Wolfersdorf, J.

2016, XXI, 214 S. 72 Abb. Mit Online-Extras., Softcover

ISBN: 978-3-662-49702-9