

Sven Linow



Angewandte technische Thermodynamik



HANSER



Ihr Plus – digitale Zusatzinhalte!

Auf unserem Download-Portal finden Sie zu diesem Titel kostenloses Zusatzmaterial. Geben Sie dazu einfach diesen Code ein:

plus-dwmTu-Yfx8C

plus.hanser-fachbuch.de



Bleiben Sie auf dem Laufenden!

Hanser Newsletter informieren Sie regelmäßig über neue Bücher und Termine aus den verschiedenen Bereichen der Technik. Profitieren Sie auch von Gewinnspielen und exklusiven Leseproben. Gleich anmelden unter

www.hanser-fachbuch.de/newsletter

Sven Linow

Angewandte technische Thermodynamik

HANSER

Der Autor:
Sven Linow, Darmstadt

Alle in diesem Buch enthaltenen Informationen wurden nach bestem Wissen zusammengestellt und mit Sorgfalt getestet. Dennoch sind Fehler nicht ganz auszuschließen. Aus diesem Grund sind die im vorliegenden Buch enthaltenen Informationen mit keiner Verpflichtung oder Garantie irgendeiner Art verbunden. Autor und Verlag übernehmen infolgedessen keine Verantwortung und werden keine daraus folgende oder sonstige Haftung übernehmen, die auf irgendeine Weise aus der Benutzung dieser Informationen – oder Teilen davon – entsteht, auch nicht für die Verletzung von Patentrechten, die daraus resultieren können.

Ebenso wenig übernehmen Autor und Verlag die Gewähr dafür, dass die beschriebenen Verfahren usw. frei von Schutzrechten Dritter sind. Die Wiedergabe von Gebrauchsnamen, Handelsnamen, Warenbezeichnungen usw. in diesem Werk berechtigt also auch ohne besondere Kennzeichnung nicht zu der Annahme, dass solche Namen im Sinne der Warenzeichen- und Markenschutz-Gesetzgebung als frei zu betrachten wären und daher von jedermann benutzt werden dürften.

Bibliografische Information der deutschen Nationalbibliothek:

Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet unter <http://dnb.d-nb.de> abrufbar.

Dieses Werk ist urheberrechtlich geschützt.

Alle Rechte, auch die der Übersetzung, des Nachdruckes und der Vervielfältigung des Buches, oder Teilen daraus, vorbehalten. Kein Teil des Werkes darf ohne schriftliche Genehmigung des Verlages in irgendeiner Form (Fotokopie, Mikrofilm oder ein anderes Verfahren), auch nicht für Zwecke der Unterrichtsgestaltung, reproduziert oder unter Verwendung elektronischer Systeme verarbeitet, vervielfältigt oder verbreitet werden.

© 2022 Carl Hanser Verlag München
www.hanser-fachbuch.de
Lektorat: Dipl.-Ing. Volker Herzberg
Herstellung: Melanie Zinsler
Titelmotiv: © gettyimages.de/weltreisendertj
Coverkonzept: Marc Müller-Bremer, www.rebranding.de, München
Coverrealisation: Max Kostopoulos
Satz: Eberl & Koesel Studio, Altusried-Krugzell
Druck und Bindung: CPI books GmbH, Leck
Printed in Germany

Print-ISBN: 978-3-446-47034-7
E-Book-ISBN: 978-3-446-47355-3

Inhaltsverzeichnis

Übersicht HanserPlus	XII
Der Autor	XIV
1 Einführung	1
1.1 Lernziel	2
1.2 Digitale Werkzeuge	5
1.3 Kontext	8
1.4 Danke!	12
Teil I – Grundlagen	15
2 Das System und sein Zustand	17
2.1 System und Systemgrenze	17
2.1.1 Einfache Systeme klassifizieren	18
2.1.2 Systemgrenzen klassifizieren	19
2.2 Zustand eines Systems	22
2.2.1 Mechanische Zustandsgrößen	23
2.2.2 Die Temperatur	26
2.2.3 Energetische Zustandsgrößen	29
2.2.4 Extensive, intensive, molare Zustandsgrößen	30
2.2.5 Zustandsgleichung eines homogenen Stoffes	33
2.3 Das ideale Gas	36
2.3.1 Was ist ein ideales Gas?	36
2.3.2 Warum wir die Zustandsgleichung des idealen Gases verwenden	39
2.3.3 Normzustand	40
2.3.4 Realgasfaktor und andere Zustandsgleichungen	40
2.4 Die ideale Flüssigkeit	43

3	Zustandsänderungen	51
3.1	Zustandsänderungen	51
3.2	Prozessgröße oder Zustandsgröße	55
3.3	Arbeit verrichten	56
3.3.1	Volumenarbeit verrichten	57
3.3.2	Druckarbeit verrichten	59
3.3.3	Verschiebearbeit	60
3.3.4	Druck- und Volumenarbeit hängen zusammen	61
3.3.5	Arbeit verrichten verändert die Energie des Systems	62
3.4	Wärme übertragen	63
3.4.1	Spezifische Wärmekapazität	64
3.4.2	Chemische Energie und Heizwert	65
3.4.3	Temperatur einer Mischung	66
3.5	Wegabhängigkeit	71
3.6	Energie verteilen – Dissipation	72
4	Energie bleibt erhalten	79
4.1	Bilanz der Energie in geschlossenen Systemen	81
4.2	Der erste Hauptsatz für offene Systeme	82
4.3	Technische Arbeit verrichten	82
4.4	Der erste Hauptsatz für stationäre Fließprozesse	83
4.5	Strömungen in Leitungen und Kanälen	90
4.5.1	Massenerhalt und Kontinuitätsgleichung	91
4.5.2	Energieerhaltung	93
4.5.3	Strömungsformen	96
4.6	Druckverlust ist Dissipation	98
5	Zweiter Hauptsatz der Thermodynamik	107
5.1	Worum geht es?!	108
5.2	Entropie	109
5.3	Entropie berechnen	110
5.4	Entropie als Stoffgröße	113
5.5	Umwandlung von Wärme in Arbeit	118
5.6	Entropie, Energie und vernichtete Arbeit	119
5.7	Was ist Temperatur?	124
5.8	Ausblick	125
5.8.1	Differentiale	126

5.8.2	Thermodynamische Potenziale	126
5.8.3	Innere Energie, Enthalpie und spezifische Wärme	129
5.9	Elektrizität	130

Teil II – Stoffe beschreiben 133

6 Stoffe beschreiben 135

6.1	Zentrale Begriffe	135
6.2	Phasen und Phasenübergänge	136
6.2.1	Phasen	136
6.2.2	Phasenübergänge	139
6.3	Diagramme beschreiben Stoffe	143
6.3.1	Das T-s-Diagramm	144
6.3.2	Das h-s Diagramm	146
6.3.3	Das log p-h Diagramm	147
6.3.4	Nassdampf	148
6.4	Siede- und Sättigungstabellen	150
6.5	Grafische Werkzeuge	154
6.5.1	Zustandsänderungen beschreiben	156
6.5.2	Ideale Fluide	157
6.5.3	Das T-s-Diagramm	158
6.5.4	Das h-s Diagramm	159
6.5.5	Das log p-h Diagramm	162
6.6	Temperaturabhängigkeit der spezifischen Wärmekapazität	169
6.7	Schallgeschwindigkeit	171

7 Zustandsänderungen des idealen Gases 173

7.1	Ideales Gas	175
7.2	Die isochore Zustandsänderung	176
7.3	Die isobare Zustandsänderung	177
7.4	Die isotherme Zustandsänderung	178
7.5	Die isentrope Zustandsänderung	179
7.6	Zustandsänderungen illustrieren	180
7.7	Polytrope Zustandsänderung des idealen Gases	182
7.7.1	Die polytrope spezifische Wärmekapazität	183
7.7.2	Die polytrope übertragene Wärme und verrichtete Arbeit	184
7.7.3	Polytrope Zustandsänderungen	185

7.8	Isentrope Wirkungsgrade	190
7.8.1	Verdichter	190
7.8.2	Turbine	193
7.8.3	Adiabate polytrope Zustandsänderung und innere Arbeit	195
7.9	Freie Expansion und isenthalpe Expansion	196
7.10	Übersichtstabellen zu den Zustandsänderungen	202
8	Gemische	205
8.1	Gemische beschreiben	208
8.2	Zustandsgrößen	212
8.3	Zustandsgröße Entropie	215
8.4	Gemische als ideales Gas	223
8.5	Formelsammlung für Gemische	226
9	Feuchte Luft	235
9.1	Was ist feuchte Luft?	236
9.2	Trockene Luft	237
9.3	Feuchte Luft beschreiben	238
9.4	Sättigungsdruck berechnen	241
9.5	Zustandsgrößen ungesättigter feuchter Luft	243
9.6	Enthalpie	246
9.7	Das h-x Diagramm	248
9.7.1	Das schiefwinklige h-x Diagramm	250
9.7.2	Zustandsänderungen im h-x Diagramm	251
9.7.3	Nasskühlturm	258
9.8	Feuchte Luft und Wetter	263
9.8.1	Wind und Feuchtigkeit	265
9.8.2	Barometrische Höhenformeln	269
9.8.3	Barometrische Höhenformel für Wasser	271
9.8.4	Interpretation der Höhenformel für Wasser	273
Teil III – Kreisprozesse		281
10	Was sind Kreisprozesse?	283
10.1	Vergleichsprozesse	285
10.2	Nennleistung	287

11	Vergleichsprozesse des idealen Gases	289
11.1	Joule-Vergleichsprozess	289
11.1.1	Von der Gasturbine zum Vergleichsprozess	289
11.1.2	Komponenten und Grenzen	293
11.1.3	Prozesse und Wirkungsgrad	294
11.1.4	Maximale Leistung im Joule-Prozess	297
11.1.5	Ausblick – Reale Gasturbinen	301
11.2	Kolbenmotoren	308
11.3	Otto-Motor und Gleichraumprozess	310
11.4	Diesel- oder Gleichdruckprozess	322
11.5	Vergleich von Otto- und Diesel-Prozess	325
11.6	Weitere Vergleichsprozesse	327
11.6.1	Linkslaufende Kreisprozesse des idealen Gases	327
11.6.2	Vergleichsprozesse mit isothermer Wärmeübertragung	328
12	Kreisprozesse mit Phasenwechsel	331
12.1	Rechtslaufender Clausius-Rankine-Prozess	331
12.1.1	Von der Dampfturbine zum Vergleichsprozess	332
12.1.2	Eigenschaften und Grenzen	335
12.1.3	Prozesse und Wirkungsgrad	336
12.1.4	Komplexere reale Kreisprozesse	340
12.2	Linkslaufender Clausius-Rankine-Kreisprozess	348
12.3	Gaskältemaschine	362
Teil IV	– Chemische Reaktionen	365
13	Einige Grundlagen zur Chemie	367
13.1	Vom Atom zum Molekül	368
13.2	Wichtige Moleküle	370
13.3	Chemische Reaktionen	375
13.4	Energie	378
13.5	Chemisches Gleichgewicht	379
14	Technische Verbrennung	383
14.1	Wärme bereitstellen	383
14.2	Luftmasse bestimmen	384
14.2.1	Fett oder mager?	384

14.2.2	Allgemeine Reaktionsgleichung	386
14.2.3	Sauerstoffbedarf	388
14.2.4	Luftbedarf und Luftzahl	388
14.2.5	Weitere Stoffe	399
14.3	Komplexe Brennstoffe	400
14.4	Adiabate Verbrennungstemperatur	408
14.5	Thermische Apparate	409
14.5.1	Thermischer Apparat ohne Luftvorwärmung	410
14.5.2	Feuerungstechnischer Wirkungsgrad	412
14.6	Brennstoffzellen	417
Teil V – Wärmeübertragung		421
15	Stationäre Wärmeleitung	423
15.1	Der eindimensionale Fall	423
15.1.1	Die Wärmeleitfähigkeit	424
15.1.2	Wärmeleitwiderstand	427
15.1.3	Mehrere Schichten unterschiedlicher Wärmeleitfähigkeit	428
15.2	Andere Geometrien	429
15.3	Wärmequellen und Wärmeleitung	431
16	Konvektion	435
16.1	Grenzschicht und Wärmeübergangszahl	435
16.2	Die benötigten Größen	437
16.2.1	Physikalische Eigenschaften des Fluides	438
16.2.2	Dimensionsbehaftete Größen	442
16.2.3	Dimensionslose Größen	444
16.2.4	Welche Form von Konvektion liegt vor?	446
16.3	Erzwungene Konvektion	447
16.4	Freie Konvektion	449
17	Strahlung	463
17.1	Elektromagnetische Strahlung	464
17.2	Thermische Strahlung	467
17.2.1	Spektrale Emission – Planck'sches Gesetz	467
17.2.2	Gesamte Emission – Stefan-Boltzmann-Gesetz	469
17.2.3	Maximum und spektrale Verteilung – Wien'sches Verschiebungsgesetz	470

17.3	Strahlung und Materie	472
17.3.1	Opake Medien	474
17.3.2	Semitransparente Medien	475
17.4	Strahlung und Entropie	478
17.5	Netto-Wärmestrom	485
17.5.1	Einfache Spezialfälle	485
17.5.2	Verallgemeinerung zu Sichtfaktoren	487
18	Wärmeübertragung	489
18.1	Wärmedurchgang	489
18.2	Wärmetauscher	491
18.2.1	Regenerator	491
18.2.2	Rekuperator	492
18.3	Ausblick auf instationäre Phänomene	496
18.4	Kombination	499
19	Symbole und Konstanten	505
19.1	Konstanten	505
19.2	Lateinische Symbole	505
19.3	Griechische Symbole	508
19.4	Indizes	509
20	Einheiten	511
20.1	SI-Präfixe	511
20.2	Einheiten der Energie	512
20.3	Imperial Units verstehen?!	512
21	Stoffdaten	515
Index		531

Übersicht HanserPlus

Auf der Seite Hanser-plus <https://plus.hanser-fachbuch.de/> gibt es noch viele weitere Aufgaben und Beispiele, die Ihnen helfen mit thermodynamischen Problemstellungen besser zurecht zu kommen. Der Autor zeigt die Lösungswege und kommentiert die einzelnen Schritte.

1 Wie löse ich gut Aufgaben und Probleme?

In diesem Abschnitt finden Sie einiges an Ideen und Anregungen, die nicht nur speziell für die Thermodynamikklausur gelten, sondern eher für alle typischen Ingenieursaufgaben anwendbar sind, in denen Berechnungen relevant sind.

2 Anhang – mehr Beispiele zu den Grundlagen

Ein wichtiges Element für das Lernen ist, ganz früh mit dem Rechnen zu beginnen. Hier am Anfang sind es recht einfache Aufgaben zum idealen Gas und zur Energiebilanz, mit denen wir einsteigen, um grundlegende Zusammenhänge später sicher anwenden zu können.

3 Anhang – mehr Beispiele zum Teil II

In diesem Anhang befindet sich eine Aufgabe, die als einfache Übung den Umgang mit Zustandsänderungen des idealen Gases trainieren soll.

Als zweites wird hier der Unterschied zwischen Zustand und Zustandsgrößen auf der einen Seite und Prozessgrößen auf der anderen Seite dargestellt: Zustandsgrößen beschreiben einen Zustand. Prozessgrößen beschreiben den Prozess von einem Zustand in einen anderen und hängen daher vom Ablauf des Prozesses (seinem Pfad) ab.

4 Anhang – mehr Beispiele zu chemischen Reaktionen

4.1. Was macht einen Vergleichsprozess aus? Dieses Beispiel untersucht das Konzept „Kreisprozess“. Dafür sehen wir uns eine Anlage an, die eigentlich eine stationäre Gasturbine ist. Aber wir beschreiben sie nicht als solche, sondern wir sehen uns ihre Nutzung als Speicher für elektrische Energie an.

4.2 Vergleichsprozesse des idealen Gases: Ein typisches Konzept für die Gestaltung von Klausuraufgaben ist es, als Einstieg einen Vergleichsprozess rechnen zu lassen und diesen dann in weiteren Teilaufgaben zu variieren. Dann könnte die minimale Anforderung an das Bestehen der Klausur sein, dass dieser Vergleichsprozess richtig beschrieben wird. Alles Weitere dient dann dazu, eine Note festzulegen.

4.3 Vergleichsprozesse realer Gase: Im ersten Beispiel „Gasturbine mit Chiller“ geht es um technische Möglichkeiten, die Leistung einer Gasturbine in speziellen Situationen zu erhöhen. Im zweiten Beispiel „Wellnesshotel Zur Mühle“ legen wir eine Kompressionskältemaschine aus, um die Gäste vor sommerlicher Hitze zu bewahren.

5 Anhang – mehr Beispiele zu chemischen Reaktionen

Zwei Aufgaben mit unterschiedlichem Schwierigkeitsgrad: Tischkamin, Hochofen

6 Anhang – mehr Beispiele zur Wärmeübertragung

6.1 Wärmeleitung im Kleinplaneten Pluto – welche Formen von Wasser erwarten wir? Dieses Beispiel ist nicht-technisch, aber die dahinterliegenden Themen und Probleme lassen sich gut auf andere insbesondere kugelförmige Strukturen übertragen. Ein weiterer Aspekt dieses Beispiels ist die recht umfangreiche Vorarbeit, also die Beschreibung des Systems aus wenigen vorhandenen Daten.

6.2 Strahlung: Berechnungen zur Beheizung einer Fabrikhalle

7 Literaturverzeichnis

8 Anhang – mehr Stoffdaten

Der Autor

Sven Linow ist seit 2014 Professor für Thermodynamik und Umwelttechnik an der Hochschule Darmstadt. Er studierte Physik und Vegetationsökologie in Hamburg, promovierte 2000 an der TU Darmstadt in der Energie- und Kraftwerkstechnik und entwickelte danach Produkte für die Elektrowärme. Er ist in der internationalen Normung aktiv. Sein Forschungsinteresse sind technische und energetische Voraussetzungen einer gelingenden Energiewende und die Didaktik einer allgemeinen Energie-Bildung.

1

Einführung

NICHT GLEICH WEITERBLÄTTERN, HIER STEHEN VIELLEICHT EINIGE NÜTZLICHE INFORMATIONEN FÜRS LERNEN.

Die Thermodynamik ist kein einfaches Fach. Zumeist kommt sie erst in einem höheren Semester, scheint dann ganz neue Anforderungen und Konzepte einzuführen, benutzt viele neue Begriffe und verlangt ernsthaften Einsatz beim Lernen. Gerade beim Einstieg gibt es sehr viele Möglichkeiten, zu straucheln oder eines der vielen grundlegenden Konzepte erst einmal nicht verstanden zu haben.

Gleichzeitig verändern sich Studium und unser Lernverhalten gerade deutlich: Digitale und virtuelle Werkzeuge sind wichtige Elemente, die an vielen Stellen wie selbstverständlich ihren Platz gefunden haben und die daher hier eingebunden gehören. Die gesellschaftlichen Anforderungen an gute Lehre sind in Bewegung, und wir erwarten heute, dass Absolventinnen und Absolventen befähigt sind, direkt in inter- und transdisziplinären Teams und Projekten zu arbeiten. Damit verschiebt sich der Fokus von etabliertem Wissen hin zu fachlichen und überfachlichen Kompetenzen.

Dazu kommt die fühlbare schnelle Umgestaltung unserer Lebenswelt und unserer Energieinfrastruktur durch die gemeinsam wirkenden Kräfte von digitalen Wirtschaftsformen (die auch zukünftig Energie benötigen), dem absehbaren Ende oder freiwilligen Ausstieg aus fossilen Energieträgern und der damit verbundenen Energiewende, dem regionalen und globalen Klimawandel und seine Auswirkungen auf Lebenswelt und energetische Bedürfnisse sowie ablaufende Veränderungen in Produktionsprozessen und Lieferketten, Warenangeboten und Bedürfnissen. Diese Aspekte sollten sich in der Lehre im genutzten Kontext widerspiegeln.

Diese drei großen Aspekte sind die Leitplanken für die Entwicklung dieses Lernbuches¹.

¹⁾ Es ist ein Buch zum Lernen und für Sie kein Buch zum Belehren – davon haben wir oft mehr, als wir brauchen. Daher dieses stolperige Wort.

■ 1.1 Lernziel

Dieses Lernbuch hat ein klares Lernziel und eine klare Nutzung vor Augen.

Bologna bedenken Inhalte und Umfang ergeben sich aus den Inhalten, die für eine 10-ECTS-Einführung in die Thermodynamik maximal möglich erscheinen und gleichzeitig eine gewisse Schwerpunktsetzung ermöglichen. Damit deckt es insbesondere auch die Inhalte von Einführungen ab, die einen geringeren Umfang haben. Im Fokus stehen die Kompetenzen, durch die die Thermodynamik als Methode angewendet werden kann².

Das Lernbuch nutzen Dieses Buch ist als Begleiter und Werkzeugkiste gedacht: Ich gehe davon aus, dass Sie es in der Prüfung nutzen (können). Sie sollen sich daher dieses Buch als ein Werkzeug aneignen, also es um Notizen oder Hinweise ergänzen, wichtige eigene Gedanken aufnehmen usw. Es soll Ihnen auch später im Job helfen: Dann haben Sie vermutlich viele Details erst einmal vergessen, aber ich hoffe, dass Sie sich dann schnell wieder erinnern und so schnell wieder ins Arbeiten kommen können.

Ich gehe davon aus, dass Sie den Stoff gerade erlernen. Daher enthält dieses Buch an vielen Stellen Wiederholungen, Hinweise, wo der Stoff bereits vorher eingeführt wurde, sowie detaillierte Erklärungen von Zusammenhängen, die für Experten klar sind. Dies basiert auf vielen Diskussionen und Fragen meiner Studentinnen und Studenten und meinem Versuch, wichtige schwierige Stellen noch zu erkennen. Unklarheiten und Fragen sind die wichtigsten Elemente in einer Lehrveranstaltung – als „Vorlerner“ (also Dozentin oder Dozent) erfahre ich nur so, ob die Lernenden auch soweit sind wie gedacht. Solche Momente sind ideal für Wiederholung und Vertiefung. Drängen Sie als Lernende darauf, dass Ihre Fragen beantwortet und Ihre Unklarheiten beseitigt werden.

Fachliches Lernziel Das konkrete Lernziel und das Prüfungsziel Ihres Kurses gibt die Modulbeschreibung und ganz konkret Ihre Dozentin oder Ihr Dozent vor. Diese beiden Ziele (falls *constructive alignment* angestrebt ist, stimmen beide überein) müssen Sie für Ihren Kurs möglichst frühzeitig abklären. Eine Diskussion über Lern- und Prüfungsziel empfinde ich als sehr nützlich, da sie gut den Raum schafft, die Motivation für bestimmte Inhalte und Zusammenhänge zu erklären, und insbesondere ermöglicht, den *roten Faden* aufzuzeigen.

Das Lernziel dieses Buches richtet sich an Sie als Studentin oder Student und ist

Was?	Sie können Prozesse und Anlagen thermodynamisch analysieren (Anwenden), ...
Womit?	... indem Sie für jedes einzelne Problem ▪ das System, seine Systemgrenzen und relevante Zustandsgrößen festlegen, ▪ die Zustandsgrößen des Systems ermitteln, ▪ die Zustandsänderungen des Systems mit den relevanten Prozessgrößen und Zustandsgrößen berechnen sowie ggf. und je nach Problemstellung ▪ Verluste durch Dissipation und bei der Energiewandlung bestimmen und analysieren,

²⁾ Wenn ich weiß, wie eine Nut-und-Feder-Verbindung aussieht, dann habe ich noch nicht die Kompetenz, so eine Verbindung passgenau anzufertigen. Das Wissen ist eine Voraussetzung, das Machen die zweite.

	▪ Gemische als Zustand charakterisieren und ihre Zustandsänderung beschreiben – als ideales Gas, als allgemeines Gemisch oder speziell als feuchte Luft, ▪ reagierende Gemische beschreiben, ▪ für zyklisch arbeitende Wärme- und Arbeitsmaschinen die Vergleichsprozesse und realen Kreisprozesse beschreiben und analysieren, ▪ stationäre Wärmeübertragung in einfachen technischen Situationen analysieren können, ▪ eine solide Basis an Grundkompetenzen haben, um neue Probleme angehen zu können,...
Wozu?	... um später als Ingenieurin oder Ingenieur sicher mit der thermodynamischen Methode und diesen thermodynamischen Werkzeugen arbeiten zu können.

Formeln, Gleichungen, Diagramme Eine wichtige Entscheidung betrifft die Nutzung von Gleichungen und allgemeiner von Mathematik in der Darstellung. Hier bin ich davon ausgegangen, dass Sie Gleichungen lesen können. Mir ist bewusst, dass dies eine mutige Entscheidung ist und dass einige von Ihnen hier echte Hürden sehen. Aber da „Thermodynamik anwenden“ als Kompetenz das Arbeiten mit eben diesen Gleichungen und Formeln ist, müssen Sie diese lesen, verstehen und verwenden – daran kommen wir nicht vorbei. Eigentlich haben Sie alles, was Sie hier für das Anwenden benötigen, auch schon einmal gelernt (und vielleicht wieder vergessen). Algebra bleibt eine schwierige Fremdsprache für uns, und wir müssen sie und ihre Vokabeln immer wieder neu auffrischen.

Sie finden zumeist ausführliche Erklärungen, worum es in den Gleichungen geht und was sie beschreiben. Viele wichtige Funktionen sind zudem in Diagrammen abgebildet, damit wir eine Vorstellung bekommen, wie diese Funktionen verlaufen.

Eine besondere Herausforderung stellen die Zustandsdiagramme dar, mit denen wir arbeiten werden. Dies sind spezielle Werkzeuge, mit denen wir umgehen, um Probleme zu lösen. Alle diese Diagramme habe ich für dieses Buch selber neu angefertigt – auch, um Ihnen erklären zu können, wie sie aufgebaut sind und wie wir sie gut lesen können.

Beispiele Einige Beispiele sind bewusst eher als Probleme gestaltet, d. h. oft gäbe es weitere Wege zu einem relevanten Ergebnis, und nicht immer erreichen wir ein exaktes Ergebnis. Die Motivation für diese Vorgehensweise ist, dass in der praktischen Arbeit selten Aufgaben und zumeist Probleme vorliegen.

Aufgaben sind gut für das erste Aneignen der Methoden und das Ausprobieren in einem sicheren Umfeld. Spannend und interessant wird eine Disziplin bzw. ein Fach erst durch seinen Kontext. Kontext meint hier die ganz konkreten weltlichen Rahmenbedingungen, innerhalb derer dann die eigentlichen Probleme angegangen werden. Aus diesem Grund basieren die Beispiele auf Kontext und zeigen, was mit den hier dargestellten Methoden gut angegangen werden kann.

Der Umgang mit Problemen benötigt zusätzliche Vorgehensweisen. Ein Problem wie eine Aufgabe anzugehen, kann schnell schiefgehen. Daher benötigen Sie früh die Auseinandersetzung mit Problemen. In den Beispielen wird jeweils deutlich gemacht, wann der Übergang zum Problem stattfindet und mit welchen zusätzlichen Annahmen dann gearbeitet werden kann. Da das Vorgehen nicht mehr eindeutig festgelegt ist, wird eine wichtige Kompetenz dabei, die eigenen Ergebnisse kritisch zu hinterfragen und soweit möglich selbst zu überprüfen – auch dies ist in den Beispielen diskutiert.

Insgesamt ist die Darstellung des Lösungsweges in den einzelnen Beispielen daher ausgesprochen umfangreich. Dazu enthalten die Beispiele viele wichtige Informationen (disziplinäres Wissen). Die Anwendung der Methoden wird dort diskutiert, und es wird Ihnen gezeigt, wie ich an die benötigten Informationen herangekommen bin und wie ich dabei mit fehlenden Informationen umgehe.

Diese Beispiele sollen Sie neugierig machen: auf den speziellen Kontext, darauf, dass Sie den Stoff selber anwenden, auf eine thermodynamische Betrachtung unserer Welt als eine eigene zusätzliche Möglichkeit der Wahrnehmung.



Aufgabe oder Problem?

Die VDI 2221-1 unterscheidet klar zwischen einer Aufgabe und einem Problem. Tabelle 1.1 arbeitet die grundlegenden Unterschiede heraus, sie basiert unter anderem auf der VDI 2221-1 und auf Rittel & Webber (1973). Diese Unterscheidung ist ausgesprochen hilfreich, wenn wir unser Vorgehen planen: Was ist das Ziel? Wie gehe ich das jetzt an? Wann bin ich fertig?

Aufgaben sind für Lernende und für Lehrende einfach im Umgang. Sie sind essenziell, wenn es um das erste Üben neuer Methoden geht – dafür stellen sie den definierten und abgegrenzten Raum zur Verfügung. Das Verharren auf Aufgaben begrenzt allerdings die Möglichkeiten guter Lehre. Insbesondere wird es schwierig, den Kontext des Faches gut zu vermitteln, und es bereitet nicht auf den später geforderten Umgang mit Problemen vor (Linow 2021).

Tabelle 1.1 Unterscheidung zwischen Aufgabe und Problem.

Aspekt	Aufgabe	Problem
Synonyme (en)	<i>Well-structured problem, Story problem, Word problem</i>	<i>Ill-structured problem</i>
Anforderung (Lastenheft)	Vollständig	Unvollständig, oft widersprüchlich Die Anforderungen festlegen ist Teil der Lösung
Komplexität	Gering, festgelegt	Hoch, zumeist nicht festgelegt, oft unbegrenzt
Systemgrenze	Vollständig, klar definiert, geschlossen	Unvollständig, widersprüchlich, offen Die Systemgrenze festlegen ist Teil der Lösung
Kontext	Kein Kontext oder irrelevant für die Aufgabe	Reale Welt, unvollständig, widersprüchlich enthält Zielkonflikte Den Kontext festlegen ist bereits Teil der Lösung
Zahl der Lösungen	Genau eine	Null, endlich oder unendlich viele

Aspekt	Aufgabe	Problem
Lösungsmethode	Eine (diese ist für Experten offensichtlich) Falls es mehr als eine gibt, dann sind diese mathematisch äquivalent	Nicht offensichtlich Es existiert keine Festlegen der Methode ist Teil der Lösung
Kriterien für den Lösungsweg	Offensichtlich (für Experten), Teil der Aufgabe	Nicht offensichtlich, unbekannt, unvollständig, widersprüchlich Festlegen des Lösungsweges ist Teil der Lösung
Qualität der Lösung	Die Abweichung von der exakten Lösung kann einfach gemessen oder berechnet werden	Unbekannt Festlegen von Kriterien zur Bewertung ist Teil der Lösung
Beteiligte Disziplinen	Genau eine (Silo)	Mehrere, abhängig von der Perspektive
Wechselwirkungen	Keine	Feedback in andere Systeme Feedbacks aus anderen Systemen beeinflusst und verändert das Betrachtete
Erklärung der Ursachen	Offensichtlich Teil der Aufgabenstellung (gegeben)	Viele, auch widersprüchliche Erklärungen sind möglich Angaben einer Erklärung ist Teil der Lösung



Fehler?!

Ja, ich habe wirklich viel Aufwand getrieben, damit das Buch keine Fehler enthält. Aber die Wahrscheinlichkeit ist hoch, dass ich nicht (ganz) erfolgreich war. Bitte teilen Sie uns (Verlag oder mir) mit, wenn Sie etwas finden!

Gerne möchte ich zudem die Inhalte aktuell halten und kann mir daher gut vorstellen – also falls es eine nächste Auflage gibt –, dann nicht nur zu korrigieren, sondern auch aktuelle Entwicklungen und Veränderungen in Beispielen und der Darstellung zu berücksichtigen.

■ 1.2 Digitale Werkzeuge

Die zentrale Frage ist hier, welche digitalen Werkzeuge helfen uns/Ihnen beim Aneignen und Verstehen? Sie finden hier eine ganze Reihe von Links und Hinweisen zu Datenbanken, speziellen Internetseiten oder Lernvideos. Dies ist eine persönliche Auswahl, denn dies

sind die Werkzeuge und Datenbanken, die ich im Laufe meiner Auseinandersetzung mit den Methoden kennengelernt habe und nutze. Es kann sehr gut sein, dass Sie andere Quellen finden, mit denen Sie viel besser arbeiten können. Zentral ist, dass Sie bei allen Quellen überprüfen, ob diese belastbar sind.

So lange wir uns im Bereich der Thermodynamik als Disziplin bewegen, ist es gut sichergestellt, dass Daten und Quellen belastbar, d.h. richtig sind – es sind oft Zahlenwerte und Stoffeigenschaften. Geht es aber darum, sich in den Kontext einer speziellen Fragestellung einzuarbeiten, dann ist von uns große Sorgfalt und die Bereitschaft geboten, nach wissenschaftlich belastbaren Quellen zu suchen, nicht nach solchen, die eine Erwartung bedienen. Mehr zu diesem Thema im parallelen Lernbuch zur Energiewende (Linow 2019).



Thermodynamik lernen

Ich war selber ein schlechter Student, und Thermodynamik (bzw. statistische Physik und Theorie der Wärme) war nicht meins. Daher darf ich mit ein klein wenig Erfahrung über die Frage sprechen, wie Sie jetzt dies hier lernen können.

Lernen ist eine aktive Tätigkeit, die ich selber für mich ausübe. Dies gilt insbesondere, wenn wir nicht mehr über das Vermitteln von abfragbarem Wissen, sondern insbesondere über Kompetenzen als konkrete Befähigung zum eigenen Handeln nachdenken:

Was ist mein Ziel? Seien Sie sich klar über Ihr Ziel. Es macht einen Unterschied, ob Sie gerade so bestehen wollen oder mit Freude tief eintauchen möchten:

Beim „gerade so“ ist die Auseinandersetzung mit den Lernzielen ausgesprochen wichtig, denn schließlich müssen Sie zum Bestehen zeigen, dass Sie *„nahezu alle Lernziele zumindest in einer grundsätzlich akzeptablen Form angegangen sind“* (Biggs & Tang, 2011). Sie brauchen also ein klares Verständnis, was die *Lernziele* sind und was *eine grundsätzlich akzeptable Form* ausmacht. Punkte zählen ist dafür deutlich zu wenig.

Ich bin selber verantwortlich Dinge erlernen müssen wir immer selber. Es langt nicht, in einer Vorlesung zu sitzen. Es kann ausgesprochen interessant oder amüsant sein, Vorlesungen von guten Dozentinnen oder Dozenten zu besuchen. Im Hinblick auf den Lernerfolg ist es aber egal, ob Ihr Prof. es nett macht oder nicht – Vorlesung bleibt Vorlesung (Biggs & Tang, 2011). Erst wenn ich selber aktiv werde, beginne ich zu lernen.

Oder umgekehrt: Es mag ja toll sein, was diese Professorin oder jener Dozent alles an Tricks und Methoden in der Vorlesung vorführt: Methodenwechsel alle 10 min usw. – das ist egal, solange ich einfach dasitze und es vorbeirauschen lasse. Ich mache in der Lernveranstaltung das Laptop zu (Sportwetten usw. können warten). Ich lege das Mobilphon für die gesamte Zeit beiseite, im Flugzeugmodus (oder besser noch: ich lasse es gleich daheim, dann ist auch die Versuchung geringer)³.

³) OK, dann muss der arme Showmaster – äh, also Dozentin oder Dozent – wieder zu Umfragen zurückkehren, statt Smartphone-Apps zur Aktivierung einzusetzen. Aber wenn ich eh aktiv dabei bin, dann kann ich mich auch einfach melden ...

Ich bin selber aktiv Im Zentrum steht hier das sichere Anwenden der Methoden, d. h. Lernen bedeutet, dass ich diese Methoden selber sicher anwenden kann. Die Möglichkeiten sind:

- Ich rechne selber! Dafür brauche ich eine Studi-Gruppe, in der ich dann alle meine Fragen besprechen kann (ohne meine Studi-Gruppe hätte ich mein Studium nicht geschafft – wofür ich Katja und Markus sehr dankbar bin).
- Ich lerne, meine Ergebnisse selber zu überprüfen: Das eigene Überprüfen (kann mein Ergebnis angehen?) ist eine zentrale Kompetenz guter Ingenieurinnen und Ingenieure.
- Ich diskutiere den Stoff, meine Fragen, die zentralen Punkte, wichtige Ideen mit meiner Lerngruppe.
- Ich rede darüber; ich erkläre, was mich gerade umtreibt oder bewegt. Dabei ist es hilfreich, dies in meiner Studi-Gruppe zu machen, aber es ist auch wichtig, dies Fachfremden erklären zu können: Kinder stellen tolle Fragen, die mich gerne direkt auf die fiesen Grundlagen bringen⁴ ...
- Ich entwickle eigene Fragen, Probleme, Gedanken und ich versuche, diese selber zu lösen!
- Ich suche mir andere Perspektiven: Wie gehen das die Nachbardisziplinen an? Kann ich das auch auf Probleme anderer Disziplinen anwenden? Stimmt das, was da in diesem Text steht? Funktioniert das wirklich so, wie das hier beschrieben ist?

Ich baue mir ein Gerüst Ein spannendes Konzept ist „*scaffolding*“. Dies meint, dass wir nicht einfach draufloslernen können, sondern dass wir neues Wissen in unser Gerüst an Ideen und Konzepten einfügen müssen, um es für uns nutzbar zu machen. Ausgehend von einer Basis benötigen wir Stützen und Verbindungen hin zu den neuen Inhalten. Dieses Gerüst können wir dann verstärken und umbauen. Dafür ist die Basis zentral, also das Verstehen der grundlegenden Konzepte und Methoden. Aus diesem Grund stehen diese Grundlagen hier im Fokus und werden auch beherzt wiederholt.

- Wenn ich mich unsicher fühle, überprüfe ich meine Grundlagen. Dabei können mich diese Fragen leiten: Habe ich verstanden, worauf das hier aufsetzt? Sind mir die Begriffe klar? Kann ich diese Methode auch selber anwenden? Warum verwende ich hier diese Methode? Welche Annahmen stecken hier gerade drin?

Ich spreche ausreichend Algebra Erstaunlich vieles in der Thermodynamik wird durch Gleichungen und Formeln ausgedrückt (diese Zusammenhänge stattdessen in Sprache zu gießen, wäre auch nicht besser). Daher muss ich meine Algebra abstauben und auffrischen. Das ist eine (am Anfang unangenehme) Übungssache: Jede einzelne Gleichung ganz bewusst lesen und verstehen.

⁴⁾ Wenn ich etwas so Kompliziertes wie ein Problem aus der Thermodynamik so erklären kann, dass Kinder es verstehen, dann habe ich es solide verstanden.

Lernhilfen in diesem Buch In diesem Lernbuch finden Sie viele Hinweise in unterschiedliche Richtungen; diese sollen Ihnen Möglichkeiten geben, selber aktiv zu sein:

- Lernvideos sind eine gute Möglichkeit, etwas zu verstehen: 10 min echte Aufmerksamkeit klappt viel besser als 90 min passives Zuschauen! Und Sie können das Video unterbrechen, noch mal abspielen, schneller laufen lassen, beschimpfen, teilen, dissen usw. Versuchen Sie das mal mit einem Prof.
- Das Internet ist eine tolle Quelle für echte Fachinformationen. Hier sind daher Hinweise für gute Datenbanken und Datenquellen, aber auch Werkzeuge enthalten.
- Nutzen Sie moderne Technik: Führen Sie Ihre Berechnungen in einem Tabellenkalkulationsprogramm oder mit Computeralgebra aus; machen Sie sich ihre eigenen Diagramme; beschaffen Sie sich eigene Daten ...
- Nutzen Sie alte und bewährte Technik: Machen Sie einfache Skizzen (wie ist das aufgebaut? Wie funktioniert das?); nutzen Sie ein Buch aus Papier und verwandeln dies in ein eigenes Werkzeug (durch Anmerkungen, Hinweise, Korrekturen) ...
- Thermodynamik ist sperrig, da die technischen Prozesse, um die es geht, oft versteckt oder unzugänglich sind: Wir können sie uns nicht einfach mal eben ansehen. Nutzen Sie daher alle Möglichkeiten, sich doch mit solchen Prozessen vertraut zu machen. Unabhängig davon habe ich einiges an Beispielen aus unserer Lebenswelt hier eingebaut⁵.

Der Aufwand Dieses Lehrbuch ist für eine 10-ECTS-Einführung in die technische Thermodynamik dimensioniert. 10 ECTS entsprechen einem Netto-Lernaufwand von 300 h. Netto bedeutet einschließlich meiner aktiven Zeiten in der Vorlesung, aber nach Abzug der Wegezeiten und nach Abzug aller ablenkenden Aktivitäten, wie E-Mails checken (OK, ich bin schon etwas älter) oder auch WhatsApp, Insta, Telegram, YouTube, Sportwetten & Bundesliga, Shopping usw.

Schnappatmung

Diesen Aufwand benötigen Sie, um gut auf die Prüfung vorbereitet zu sein und um die hier erworbenen Kompetenzen später schnell wieder aktivieren zu können. Je nach Prüfungsgestaltung und persönlichem Anspruch kann es ggf. auch mit deutlich weniger gehen – dazu wenden Sie sich vertrauensvoll an Ihre Fachschaft.

■ 1.3 Kontext

Ihre Ausbildung soll Sie befähigen, viele relevante und grundlegende Kompetenzen zu erwerben. Auch Ihr Kurs in Thermodynamik hat dieses Ziel. Dabei findet Ihr Studium gerade in Zeiten großer Umbrüche und Veränderungen statt. Eine Hoffnung ist, dass gute technolo-

⁵⁾ Und ertrage dabei gerne den Vorwurf, dies sei ja nicht der wahren Thermodynamik als Disziplin entnommen.

gische Lösungen einen wesentlichen Teil dazu beitragen können, dass wir auch in Zukunft am Ort unserer Wahl ein angemessenes Leben führen können. Dafür wird Thermodynamik – oder vielleicht etwas konkreter „*energy literacy*“ (also die Befähigung, energetische Fragen sinnvoll und konsistent auch innerhalb des Systems Erde zu verstehen und anzugehen) – eine wesentliche Grundlage bleiben. Erst aus dieser Perspektive heraus werden einige Schwerpunkte und Aspekte dieses Lernbuches klar.

Systemisch denken Die thermodynamische Methode und das systemische Denken sind sehr gut geeignet, um für die aktuellen und zukünftigen Fragen von Energiewende und Energienutzung Lösungsansätze zu finden und zu bewerten. Sie werden sich mit diesen Themen vermutlich später indirekt, vielleicht auch ganz konkret auseinandersetzen. Die Thermodynamik ist die Wissenschaft von der Energie und ihrer Verteilung in der Welt – in technischen Systemen genauso wie in natürlichen. Viele Beispiele diskutieren daher heute absehbare Elemente oder Aspekte auf einer technischen Ebene. Wenn Sie sich deutlich tiefer mit diesem Thema auseinandersetzen wollen oder müssen, dann gibt es dazu ein zweites Lernbuch (Linow 2019).

System Erde Unsere Technik – so viel ist inzwischen klar – existiert nicht einfach so, sondern innerhalb unseres Systems Erde. Beide sind intensiv miteinander verflochten und beeinflussen sich gegenseitig⁶. Gleichzeitig stellen viele Prozesse innerhalb des Systems Erde großartige und aufregende Beispiele für thermodynamische Prozesse dar. Aus diesem Grunde finden Sie hier an einigen Stellen Inhalte und Beispiele, die über eine klassische, rein technische Darstellung hinausgehen. Diese Inhalte stellen jeweils relevante thermodynamische Grundlagen für ein zukünftiges menschliches Wirtschaften im System Erde dar und haben daher ihre Berechtigung in einer Einführung in die Thermodynamik. Außerdem sind es einfach wunderbare Möglichkeiten, die Methoden anzuwenden. Gleichzeitig gibt dies die Möglichkeit, ggf. einfacher mit den Geowissenschaften interdisziplinär zu arbeiten.

Gesellschaftliche Erwartungen Hochschulen, Fachbereiche, Disziplinen bekommen gerade deutliche Impulse, ihre Lehre interdisziplinär und transdisziplinär auszurichten, damit zukünftige Absolventinnen und Absolventen so arbeiten können. Interdisziplinäre Arbeit meint, dass verschiedene Disziplinen (Fächer) gemeinsam an Problemen arbeiten und ihre Lösung deutlich erkennbar über eine Summe rein disziplinärer Lösungen hinausgeht⁷. Daher finden Sie hier in den Beispielen immer wieder den Blick aus dem Thermo-Silo hinaus.

⁶⁾ Das zeigt uns gerade unsere aktuelle Pandemie, siehe auch Harper K (2021) *Plagues Upon the Earth. Disease and the Course of Human History*. Princeton University Press. In dieser Darstellung spielt Energie und ihre Verteilung zugleich eine prominente Rolle.

⁷⁾ Wenn unterschiedliche Fächer jeweils nur ihren Teil abarbeiten, damit man dann am Ende alles zusammensteckt, dann ist das polydisziplinär, denn „*inter*“ verlangt echten Austausch.



Thermodynamik dekarbonisieren?!

LÄSST SICH DIE TECHNISCHE THERMODYNAMIK ÜBERHAUPT DEKARBONISIEREN?
UND LOHNT SICH DAS?

Die Frage entwickeln

Rückblick Der historische Auslöser für die Entwicklung der Thermodynamik ist Kohle: Diese wurde schon lange z. B. in China, aber in besonderem Maße im modernen England als Brennstoff verwendet. Dadurch befreite sie die verfügbare Biomasse für andere Nutzungen und erlaubte so große Städte mit mehr Industrie. Im Jahr 1713 nimmt die allererste Dampfmaschine ihre Arbeit auf (Newcomen): Das erste Mal gelingt es, aus Wärme in einer zyklisch arbeitenden Maschine nutzbare Arbeit zu erzeugen. Aus dieser Maschine entwickelt sich innerhalb von 120 Jahren durch die Beiträge vieler begnadeter Handwerker und Erfinder (z. B. James Watt), basierend auf robustem handwerklichem Geschick und technischer Kunstfertigkeit, die erste rein mechanische nutzbare Lokomotive (Stevenson). Damit kann Biomasse, die bisher für Zugtiere benötigt wurde, für andere Zwecke eingesetzt werden.

Mit Öl aus Wälen steht im 19. Jahrhundert eine günstige Lichtquelle zur Verfügung (Moby Dick); die Rolle des Wal-Öls übernimmt mit der raschen Abnahme der Wale⁸⁾ dann Kerosin aus Erdöl. Nebenprodukte der mit Kohle und Eisenbahn stark anwachsenden Eisenverhüttung sind Gase, die als Lichtquelle und Wärmequelle zunehmend genutzt werden. Benz und Diesel gelingt es, Antriebsmaschinen zu bauen, die ganz ohne Dampf auskommen. Dies sind wichtige Startpunkte der Nutzung von Erdöl und Erdgas, siehe Smil (2017).

Theoriebildung Gleichzeitig werden Experimente und ihre Ergebnisse beschrieben (Boyle, Mariotte, Joule und sehr viele andere), die nach Erklärung und Einordnung verlangen. Eine der zentralen Ideen von Wissenschaft ist Konsistenz, also die Forderung, dass sich alle einzelnen Theorien nicht gegenseitig widersprechen. Langsam beginnt um 1800 eine geordnete Theoriebildung. Die Schrift von Carnot (1824) kann noch nicht gleich eingeordnet werden. Aber nur wenige Jahre später ist hier eine kritische Masse erreicht, der es gelingt, die Phänomene, Beobachtungen und die existierenden und funktionierenden Maschinen geordnet zu beschreiben (Clausius, Gibbs, Helmholtz, Kelvin und viele weitere).

Ausgehend von diesen Grundlagen explodieren dann die technischen Möglichkeiten, nutzbare Theorien und Anwendungen, nicht zuletzt mit der Nutzung der Elektrizität. Dieser Zeitraum schneller technologischer Fortschritte reicht bis zum Ende des Zweiten Weltkriegs. Letzte spannende und große Konzepte (Gasturbine, Mondflug) werden noch umgesetzt – danach sehen wir eher eine Evolution des Vorhandenen hin zum technologischen Optimum.

⁸⁾ Das erste Peak-Oil.

Zustand Die technische Thermodynamik wird kanonisiert. Sie beschreibt robust und genau die Nutzung fossiler Energieformen. Es entsteht innerhalb dieser Disziplin der Eindruck der Alternativlosigkeit dieser Verbindung von fossil und Energie.

Ende des fossilen Zeitalters Dieses fossile Zeitalter geht jetzt zu Ende. Entweder freiwillig und mit Vernunft, um das System Erde in einem Zustand zu erhalten, der für unser menschliches Wirtschaften, Leben und Überleben geeignet ist, oder schlicht, weil die fossilen Reserven erschöpft sind. Auch im zweiten Falle eher noch in diesem Jahrhundert (McGlade & Ekins). Daher ist diese Frage berechtigt: Was bleibt dann von der technischen Thermodynamik? Ist Thermodynamik ein Bestandteil der fossilen Welt und wird mit ihr verschwinden?

Und damit verbunden die Frage:

Lohnt es sich noch, Thermodynamik zu lernen? Habe ich dieses Buch umsonst gekauft?

Eine (persönliche) Antwort

Naturgesetze Thermodynamik ist heute eine in sich sehr konsistente Beschreibung von grundlegenden Naturgesetzen der Energie. Diese Beschreibung ist unabhängig vom konkreten Anwendungsfall, also insbesondere einer konkreten Technik oder ihren konkreten Maschinen und Anlagen (ihren Artefakten).

Naturgesetze sind nicht verhandelbar (denn mit wem wollte ich meinen Diskurs führen?).

Der fossile Mindset Die fossilen Energien haben einen seltsamen Mindset erzeugt: Fossile Energie ist (oder war) billige und immer verfügbare Energie. So billig, dass ihr spezieller Wert in Vergessenheit geraten ist. Heutige gesellschaftliche Diskurse ignorieren zumeist Grenzen der Verfügbarkeit von Energie. Manchmal gelangt der Diskurs noch bis zu seltsam anmutenden Forderungen nach billiger Energie (so, als ob dies ein Grundrecht wäre). Oft aber werden die beeindruckenden energetischen Rahmenbedingungen jeder wirtschaftlichen und materiellen Grundlage einfach ausgeblendet (z.B. Hall, Klitgaard 2019 oder bezogen auf Deutschland Holler et al. 2021).

Dies ist jedoch nie Teil der technischen Thermodynamik gewesen – in der Thermodynamik als Theorie ist der besondere Wert und die Begrenztheit von Energie genauso zentral angelegt wie die (unerwünschten) Umweltauswirkungen der Energiewandlung und -bereitstellung. Der fossile Mindset war immer eine Form von magischem Denken, losgelöst von irdischen Realitäten.

Die Zukunft der Thermodynamik Die Thermodynamik als Methode ist hochaktuell. Sie wird sich als Disziplin ein wenig anpassen und neu orientieren müssen. Nicht alle heutigen Inhalte, die ja z.T. spezielle Maschinen beschreiben, deren Zukunft ungewiss ist, werden in Zukunft noch so eine prominente Rolle einnehmen. Dafür werden andere Themen wichtiger werden (mehr Wärmepumpe und weniger Otto-Motor).

Die Thermodynamik bekommt neue Aufgaben. Insbesondere brauchen wir sie als Lotsensystem in eine Zukunft, in der Energie wertvoll ist, variabel und zumeist nur angebotsorientiert zur Verfügung steht. Auch deshalb hat dieses Lehrbuch einen Begleiter, der uns helfen soll, genau diese Fragen für uns zu klären (Linow 2019).

Um es deutlich zu sagen: Wir brauchen mehr Thermodynamik und mehr thermodynamischen Verstand, gerade auch mitten in unserer gesellschaftlichen Diskussion. Daher lernen Sie gerade genau das Richtige!

■ 1.4 Danke!

Dieses Buch startete als Idee im Jahr 2020. Die intensiven Diskussionen im (letzten) Fachprogramm Lehreⁿ dazu, wie wir unsere Hochschulen verändern können und wie nachhaltige Entwicklung ein integraler Teil von Studiengängen sein kann, hat mir sehr geholfen, meine Gedanken zu sortieren. Allen Teilnehmerinnen und Teilnehmern dieses disziplin- und statusgruppenübergreifenden Programms gilt daher mein erster Dank! Den relevanten Anstoß, das Projekt wirklich zu wagen, gab dann Nicole Saenger in mehreren langen Reisen zum Fachprogramm: Ohne ihre (interdisziplinäre) Ermutigung wäre ich nicht losgegangen!

Fachlich zehrt dieses Projekt auch von meiner langen Zeit in der Industrie und meinem Team und Umfeld dort, in dem wir viel und leidenschaftlich viele thermodynamische Probleme diskutiert haben – ihnen allen gilt mein herzlichster Dank für die großartige Zusammenarbeit und die Basis, mit der ich in die Lehre starten durfte.

Die fachlichen und didaktischen Diskussionen mit meinem Kollegen Bernhard Schetter hier an der Hochschule Darmstadt sind für mich wunderbar anregend und haben an sehr vielen Stellen in meiner Lehre und hier Eingang gefunden. Ich danke ihm für seine Begeisterung und seine Perspektiven, z. B. als erfahrener Didaktiker. Lukas Fischer hat aus studentischer Perspektive dieses Buch begleitet: Er hat unklare Stellen und unverständliche Sprünge gefunden, und er hat alle Aufgaben im Detail nachgerechnet. Seinem wachen Blick und seinen Anregungen verdanke ich auch hier viel.

Meinen Studentinnen und Studenten aus allen Thermodynamik-Kursen an der Hochschule Darmstadt gilt ein besonderer Dank; insbesondere allen, die Fragen gestellt haben! Viele ihrer Fragen sind hier eingegangen, und die Darstellung und die Struktur versucht, möglichst viele Antworten auf Ihre Fragen zu geben. Nachdem mich Antonia Wunderlich in einem Seminar zur kompetenzorientierte Lehre völlig neu verortet hatte, nehme ich studentischen Fragen als zentral für meine Lehre auf.

Von großem Wert sind die vielen Diskussionen und gemeinsamen Aktivitäten in der Initiative Nachhaltige Entwicklung an der h_da (i:ne) und innerhalb des Forschungsprojekts Systeminnovation Nachhaltige Entwicklung (s:ne). Silke Kleihauer hält dieses Netz zusammen, und sie ist für mich prägend über unsere vielen guten Diskussionen. Ihr und allen aus diesem Umfeld danke ich sehr herzlich!

Dem Hanser Verlag gilt Dank, dass er dieses Projekt wagt. Dem ganzen Verlagsteam um Volker Herzberg danke ich herzlich für die gute Unterstützung und Umsetzung.

So ein Projekt frisst beeindruckend viel Zeit und braucht Platz. Meine Familie hat mich jetzt viele Monate hinter meinem Rechner ertragen, sie kommt mit abwesendem Gebrumme zurecht, sie übersteht Bücherberge, die durch unser Wohnzimmer wandern, sie erträgt Papierdünen, die den Esstisch unter sich begraben wollen. Ohne euch klappt so etwas nicht, eure Unterstützung ist großartig – Danke!

Literatur

- Biggs J & Tang C (2011) *Teaching for Quality Learning at University*. McGraw-Hill, Maidenhead.
- Hall CAS, Klitgard K (2018) *Energy and the Wealth of Nations*. Springer, Cham.
- Holler C, Gaukel J, Lesch H, Lesch F (2021) *Erneuerbare Energien. Zum Verstehen und Mitreden*. Bertelsmann, München.
- Linow S (2019) *Energie – Klima – Ressourcen*. Hanser, München.
- Linow S (2021) *Understanding Scale in Wicked Problems of Sustainable Development: Who Needs Dedicated Courses in Higher Education?* In Leal Filho W, Salvia AL, Brandli L, Azeiteiro UM, Pretorius R (eds) *Universities, Sustainability and Society: Supporting the Implementation of the Sustainable Development Goals*. Springer, Cham. https://doi.org/10.1007/978-3-030-63399-8_4.
- McGlade C, Ekins P (2015) *The geographical distribution of fossil fuels unused when limiting global warming to 2 °C*. *Nature* 517: 187-190.
- Rittel HWJ, Webber MM (1973) *Dilemmas in a General Theory of Planning*. *Policy Sciences* 4: 155 – 169.
- Smil V (2017) *Energy and Civilization. A History*. MIT Press, Cambridge.
- VDI 2221-1, *Entwicklung technischer Produkte und Systeme – Modell der Produktentwicklung*

Teil I – Grundlagen

In diesem ersten Teil geht es um die Grundlagen der technischen Thermodynamik. Diese Grundlagen sind im Kern der Begriff des Systems, die Beschreibung des Systems durch seinen Zustand, Zustandsänderungen durch das Verrichten von Arbeit und das Übertragen von Wärme sowie der thermodynamische Begriff der Energie einschließlich der Entropie als Maß für die Verstreuung der Energie. Diese Grundlagen sind die Voraussetzung für alle weiteren Teile dieses Buches.

Bereits diese Grundlagen können sehr unterschiedlich eingeführt und dargestellt werden. Hier ergibt sich die Anordnung aus dem Ziel, möglichst schnell ins Anwenden zu kommen. Eine theoretisch rigorose Entwicklung des Stoffes würde eine andere Reihenfolge benötigen.

Wenn man die Thermodynamik theoretisch sauber entwickelt, dann nennt man den Zustand eines Systems, der sich nicht mehr verändert, einen Gleichgewichtszustand. Die Zusammenhänge zwischen den Zustandsgrößen gelten nur im Gleichgewicht. Gestörte Systeme streben diesen Gleichgewichtszustand an. Wenn man ein System sehr langsam verändert, dann kann es sehr nahe am Gleichgewichtszustand bleiben, und man kann dann die Zusammenhänge der Zustandsgrößen weiterverwenden. Hier beschränken wir uns auf diese Gleichgewichts-Thermodynamik und quasistatische Prozesse, bei denen Zustandsgleichungen ihre Gültigkeit behalten.

In der technischen Thermodynamik wird Materie makroskopisch beschrieben, d. h. mikroskopische Begriffe werden nur soweit berücksichtigt, wie wir sie benötigen, um das makroskopische Verhalten der Materie thermodynamisch sicher zu beschreiben.

Die Darstellung hier fokussiert auf die Erklärung und Anwendung der zentralen Begriffe und Methoden. Die Thermodynamik wird als in sich schlüssiges und gültiges System eingeführt, sie wird nicht hergeleitet.



Ich möchte mehr wissen

Wenn Sie dann feststellen, dass Sie tiefer in die theoretischen Grundlagen eintauchen wollen, dann gibt es einige gute und wichtige weiterführende Darstellungen. Gleichzeitig ist dies mein Verweis auf von mir hier verwendete Quellen.

Theorie und Grundlagen Wenn es Ihnen dabei um die Herleitung geht, dann gibt es entweder die etablierten Wege über Carnot-Wirkungsgrade (Baehr 2016) oder aber eine ganz moderne und mathematisch befriedigende (Lieb & Yngvasson 1999). Elegant und ohne Carnot-Wirkungsgrade sind die Darstellungen in benachbarten Disziplinen von Anderson (2016) oder Franses (2014).

Weitergehende Erläuterungen Falls Ihnen das zu viel Mathematik und zu wenig Erklärung ist, dann gibt der Überblick von Barry (2019) eher die weite Sicht, während das Paper von Lieb & Yngvasson bei Thess (2007) verdaulich erklärt wird. Von großem Nutzen ist die speziell auf Entropie und Energie fokussierende Darstellung von Leff (2021).

Mikroskopische Thermodynamik Falls Sie eintauchen wollen in den Übergang zur statistischen Physik, bietet Goodstein (2015) einen einfach zugänglichen Einstieg – damit könnten Sie sogar auf einer Physiker-Party punkten.

Beeindruckend von Umfang und Tiefe ist Jaffe & Taylor (2018), hier geht es von den theoretischen Grundlagen bis hin zur konkreten Anwendung.

2

Das System und sein Zustand

Dieses erste Kapitel wirkt wie ein Vorgeplänkel; es werden einige Definitionen gegeben, die recht offensichtlich wirken und die wir schnell hinter uns lassen wollen. Das ist ein Missverständnis: Viele Anfängerinnen und Anfänger stolpern später gerade dadurch, dass ihnen diese Begriffe dann doch nicht ganz so klar sind, dass wichtige Unterschiede immer wieder durcheinandergeraten oder dass sie bei der Definition von Systemen ungenau bleiben. Es lohnt sich also, hier gründlich zu sein und später immer wieder nachzuschlagen, wenn etwas unklar ist.

Dieser Abschnitt legt die Grundlagen zur Definition der Begriffe System und Zustand des Systems. Das Konzept des Systems ist ausgesprochen wirkungsvoll, wenn es konsequent angewendet wird – dieses Konzept findet sich heute in einer wirklich erstaunlichen Vielfalt von Disziplinen und Problemen, wo es erfolgreich eingesetzt wird. Umgekehrt sind unsaubere Systeme oder Systemgrenzen gerne die Ursache von Problemen oder ein Kennzeichen von Bullshit¹.

Aus einer Ingenieurssicht ist es essenziell, ein System möglichst gut messbar festzulegen oder seinen Zustand mit eindeutig quantifizierbaren Eigenschaften zu beschreiben. Ausgehend von robusten Messdaten oder einer verlässlichen quantitativen Beschreibung kann dann die zeitliche Veränderung von Systemen gut beschrieben und vorhergesagt werden – das eigentliche Ziel der Thermodynamik.

■ 2.1 System und Systemgrenze

Ein System ist durch eine definierte und geschlossene Systemgrenze von der Umgebung abgegrenzt, siehe Bild 2.1. Die Systemgrenze umhüllt das thermodynamische System in einer eindeutigen Weise. Die Systemgrenze ist eine geschlossene Fläche. Die Systemgrenze kann sich mit der Zeit verändern:

- Die Systemgrenze ist eine vollständig geschlossene Fläche, d.h. es gibt keine Hinterausgänge.

¹⁾ Mehr zu Bullshit in Bergstrom C, West J (2021) *Calling Bullshit: The Art of Skepticism in a Data-Driven World*. Random House. <https://www.callingbullshit.org>.

- Oft werden die Oberflächen von Objekten als Systemgrenze gewählt – dabei gehören die Oberflächen zu Flüssigkeiten oder Festkörpern.
- Systeme können aber auch mit rein gedachten Systemgrenzen umgrenzt werden – dann sind die Systemgrenzen von uns festgelegte Flächen im Raum.
- Objekte können durch die Systemgrenze zerschnitten werden, es kann jedoch kein Objekt Teil der Systemgrenze sein: Ein Objekt ist innerhalb der Systemgrenze, es ist außerhalb der Systemgrenze oder es wird durch die Systemgrenze zerteilt in einen Teil, der innerhalb, und einen Teil, der außerhalb liegt.
- Die Systemgrenze ist eine Bilanzgrenze, d. h. wenn etwas über die Systemgrenze tritt (Masse eines Stoffes, Energie usw.), dann müssen wir diesen Fluss zählen – typisch als Massenbilanz, als Stoffbilanz, als Energiebilanz. Es müssen immer alle Flüsse vollständig erfasst werden – ohne Ausnahme.

Die hier verwendete Vorzeichenregel ist, dass jeder Fluss in das System hinein als positiv und jeder Fluss aus dem System heraus als negativ bilanziert wird².

Bei der Festlegung des Systems und der Systemgrenze ist Sorgfalt wichtig. Das System soll so einfach wie möglich sein, damit der Aufwand für seine Beschreibung möglichst gering bleibt und insbesondere die Gleichungen für eine Berechnung noch handhabbar sind. Gleichzeitig muss das System ausreichend umfangreich festgelegt werden, um die eigentliche Fragestellung sicher bearbeiten zu können.

Ein System kann in weitere Untersysteme zerlegt werden, d. h. ein komplexes System, das unangenehm schwierig für die Berechnung ist, lässt sich weiter in einzelne einfachere Untersysteme zerlegen.

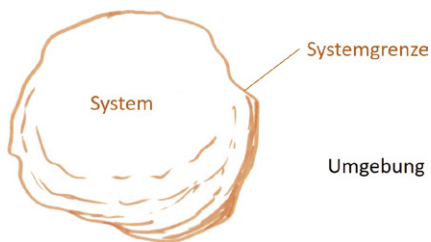


Bild 2.1

Jedes System ist durch eine geschlossene Systemgrenze eindeutig von seiner Umgebung getrennt.

2.1.1 Einfache Systeme klassifizieren

Sehr oft sind die Systeme, mit denen wir uns die Thermodynamik aneignen und mit denen viele zentrale Methoden und Ergebnisse der Thermodynamik dargestellt sind, auf einen homogenen Stoff beschränkt; dies ist verhältnismäßig einfach und genügt zugleich oft.

Die Festlegung des Systems erfolgt immer vom Ziel her (was wollen wir eigentlich beschreiben?) und mit dem Ansatz, das System so einfach wie möglich zu halten.

²⁾ Einige, insbesondere US-amerikanische Lehrbücher verwenden eine andere Konvention: Dort werden dann verrichteter Arbeit und übertragener Wärme jeweils unterschiedliche Vorzeichen zugeordnet.

Homogenes System Der einfachste Fall ist dabei das homogene System. Im homogenen System sind die chemische Zusammensetzung und die physikalischen Eigenschaften im gesamten System überall gleich. Das homogene System ist oft eine Idealisierung. So kann ein Luftvolumen in einem Gebäude als homogen angesehen werden, wenn die leichte Änderung des Druckes mit der Höhe vernachlässigt werden kann. Die Atmosphäre der Erde ist jedoch nicht homogen, da sich der Druck vom Erdboden aus mit der Höhe deutlich verändert.

Sehr oft besteht ein homogenes System aus genau einer Phase. Dabei ist die Phase eines Stoffes durch eine homogene chemische Zusammensetzung und einen festgelegten Aggregatzustand gekennzeichnet. Die Aggregatzustände, mit denen wir uns beschäftigen, sind insbesondere fest, flüssig und gasförmig. Aber auch das Innere einer Wolke, wo offensichtlich gasförmige Luft und Wassertröpfchen als sehr feiner Nebel vorliegen, kann auf einer nächsten Ebene wieder als homogen angesehen werden.

Heterogenes System Demnach ist ein heterogenes System eines, in dem Bereiche mit unterschiedlichen Phasen, chemischen Zusammensetzungen oder anderen relevanten Variationen von Zustandsgrößen vorliegen. Insbesondere ist dies der Fall, wenn mehrere Phasen schlecht gemischt vorliegen wie Eis auf einem See.

2.1.2 Systemgrenzen klassifizieren

SPANNEND UND IM LERNPROZESS SCHWIERIG IST DIE BESCHREIBUNG VON SYSTEMGRENZEN.

Die folgenden Formen von Systemgrenzen werden häufig verwendet:

Offen	Über die Systemgrenze können Stoff und Energie transportiert werden. Beispiele sind der Abschnitt einer Rohrleitung, ein Tank mit Zu- und Abläufen.
Geschlossen	Über die Systemgrenze kann kein Stoff transportiert werden; Energie kann weiter über die Systemgrenze treten. Ein Beispiel ist ein Luftballon über einen kurzen Zeitraum (sodass noch keine Luft durch die Wand des Ballons diffundiert).
Isoliert, abgeschlossen	Über die Systemgrenzen können weder Stoff noch Wärme transportiert werden. Eine Thermoskanne kann für eine kurze Zeitdauer (bevor der Inhalt fühlbar seine Temperatur verändert) hier ein Beispiel sein.
Adiabat	Über die Systemgrenzen wird keine Wärme transportiert, jedoch Arbeit. Über die adiabate Systemgrenze wird keine Wärme transportiert. Oft hat das System dann weitere Systemgrenzen, über die Masse strömen kann.
Isotherm	Die Systemgrenze ist auf eine konstante Temperatur festgelegt, Energie und Stoff können über die Systemgrenze fließen. Durch diese Systemgrenze wird die Temperatur des Systems festgelegt. Ein Beispiel ist ein kleines Lebewesen (Einzeller) im Ozean.
Starr	Die Systemgrenzen sind mechanisch festgelegt und können sich nicht verschieben, Stoff und Energie kann über die Systemgrenze fließen. Beispiele sind ein Treibstofftank oder die Thermoskanne.

Verschiebbar	Ein geschlossenes System, bei dem Systemgrenzen verschiebbar sind. Das Verschieben geht mit dem Austausch von Energie zwischen System und Umgebung einher. Das typische Beispiel ist ein Zylinder: Der Kolben in einer Kolbenmaschine ist verschiebbar, es muss jedoch eine Kraft aufgewendet werden.
Adiabat und verschiebbar	Die Systemgrenze ist verschiebbar, aber es kann keine Wärme über die Grenze strömen.

Diese Definitionen sind ganz oft ideale Grenzfälle. Bringen wir nur genug Kraft auf, so können wir eine starre Systemgrenze doch verformen. Der Wert dieser Begriffe und ihrer Definitionen besteht darin, eine gemeinsame Sprache zu finden; zugleich werden Berechnungen besonders einfach (also für uns handhabbar), wenn wir diese Grenzfälle benutzen. Systeme sollen immer möglichst einfach sein, daher kann ein Objekt je nach Fragestellung ganz unterschiedlich beschrieben werden.

Ein System kann durch mehrere unterschiedliche Systemgrenzen umhüllt sein. Ein Beispiel ist eine isolierte Rohrleitung: Flüssigkeit fließt an den Stirnflächen zu und ab (offen), aber es wird keine Energie über die (adiabaten) Wände zu- oder abgeführt.



Systemgrenzen beschreiben

LERNZIELE SIND, SYSTEME FESTZULEGEN UND DIE SYSTEMGRENZEN ZU BESCHREIBEN.

System und Systemgrenzen einer Rohrleitung

Bild 2.2 zeigt das Rohrleitungsbündel, das in Darmstadt das Müllheizkraftwerk als Wärmequelle mit dem Einspeisepunkt für das Fernwärmenetz verbindet. Alle drei Leitungen sind isoliert, um Verluste gering zu halten; die Blechummantelung verhindert, dass die eigentliche Isolierung nass wird.

Die deutlich unterschiedlichen Durchmesser der Leitungen legen nahe, dass der Vorlauf Heißdampf ist und der Rücklauf flüssiges Wasser, denn Heißdampf hat ein deutlich größeres spezifisches Volumen als flüssiges Wasser.

KURZ NACHDENKEN, WAS BEDEUTET DAS? WAS GENAU BESCHREIBT DAS SPEZIFISCHE VOLUMEN?



Bild 2.2 Fernwärmenetz in Darmstadt

Was ist das System? Diese Frage können wir erst beantworten, wenn wir geklärt haben, was wir bewerten wollen. Mögliche Festlegungen sind:

- Wieviel Wasser ist in der Rohrleitung? Diese Frage ist relevant, wenn wir das System befüllen oder für Wartung entleeren. Da eine der Leitungen mit Dampf gefüllt ist, genügt dafür nicht das Volumen. In diesem Fall ist unser System das Wasser in der Rohrleitung, und die Systemgrenze ist die Innenseite der Rohrleitung. Falls sich aber Luft in der Rohrleitung befindet, wäre unsere Systemgrenze vielleicht besser die Oberfläche des Wassers? Die Systemgrenze ist in diesem Falle geschlossen.
- Welcher Massenstrom und damit Wärmestrom fließt durch die Rohrleitungen? Diese beiden Fragestellungen lassen sich nur gemeinsam bearbeiten. Der Wärmestrom ist durch die Temperaturdifferenz zwischen Vor- und Rücklauf und durch den Massenstrom des Wassers festgelegt. Für diese Berechnung genügt es, jeweils an einer Position der Rohrleitungen den Massenstrom und die Temperatur zu messen. Dort ist das System dann ein offenes System, denn Wasser strömt hindurch. Das System ist das fließende Wasser in einem Rohrabschnitt. Die Systemgrenzen sind offen dort, wo das Wasser in das System Rohrabschnitt einströmt, und dort, wo es wieder herausströmt. Das eigentliche Rohr ist als Systemgrenze nahezu adiabat.
- Was ist der Wärmeverlust der Rohrleitung im Betrieb? Diese Frage ist relevant, wenn wir den Wirkungsgrad des Fernwärmenetzes bewerten oder optimieren wollen. In diesem Fall ist unser System die Isolierung der Rohrleitung; die Temperatur an der Innenwand der Rohrleitung ist durch den Dampf und das Wasser (Vor- und Rücklauf) festgelegt; die Temperatur außen ist durch das Wetter festgelegt. Es ist ein starres und geschlossenes System. Mehr zu Wärmeübertragung in Teil V.

Tank und Zylinder

Bild 2.3 zeigt eine Druckluftlokomotive für die 600-mm-Spur, wie sie für den Einsatz in Bergwerken vorgesehen ist. Druckluft hat im Bergbau den großen Vorteil, dass sie keine Abgase erzeugt und keine Brennstoffe benötigt werden, sie ist also besonders sicher. Die in den vier Drucklufttanks gespeicherte Druckluft treibt über zwei doppelwirkende Zylinder die Lokomotive an. Die gesamte Technik ist extrem einfach gehalten und nahezu vollständig sichtbar.



Bild 2.3 Druckluftlokomotive am Portal des Deutschen Bergbau-Museums in Bochum

Was ist das System Diese Frage können wir erst beantworten, wenn wir die Frage formulieren, die wir untersuchen. Mögliche Fragestellungen und ihre Systeme sind:

- Welche Energie ist maximal in den Druckluftflaschen gespeichert? Diese Frage ist wesentlich, um die Reichweite der Lokomotive zu kennen und ggf. Ladestationen zu planen. Das System ist dann die Luft in den vier Druckflaschen. Die Systemgrenze ist die innere Oberfläche der Druckflaschen. Dies ist ein starres und geschlossenes System.
- Wie schnell kann der Druckluftspeicher gefüllt werden? Wie lange muss die Lokomotive an der Ladestation stehen? Diese Frage hängt eher daran, wie schnell die Druckluft im Leitungssystem nachströmen kann und wie sich die Temperatur in den Tanks entwickelt, also ob Wärme abgeführt werden muss. Der erste Teil fokussiert auf die Zuleitung und die Strömungsgeschwindigkeit dort (offenes System Druckluftleitung mit Reibung), die zweite Frage benötigt das Verhalten der Druckluft im Tank bei zunehmendem Druck (offenes System mit starrer Systemgrenze). Da der Prozess schnell ablaufen soll, können wir die Systemgrenze als adiabat ansetzen, d.h. wir können den Wärmetransport durch die Wände der Tanks erst einmal vernachlässigen.

Soweit haben wir auf die Drucklufttanks geschaut; spannend ist auch der Druckluftmotor. Eingesetzt sind einfache doppeltwirkende Zylinder, wie sie ganz typisch sind für Dampflokomotiven:

- Wie funktioniert der Motor; welche Leistung kann der Motor erbringen? Auch hier ist das System die Druckluft. Im ersten Schritt lässt sich auch hier annehmen, dass die Systemgrenzen adiabat sind. Die Systemgrenzen sind verschiebbar, und je nach aktueller Position des Schiebers ist die im Zylinder befindliche Luft eingeschlossen oder es kann Luft zuströmen oder ausströmen.

Mehr zum Verhalten von Gasen in Kapitel 7.

■ 2.2 Zustand eines Systems

In der Thermodynamik geht es um das Berechnen von Eigenschaften von Systemen und um die quantitative Beschreibung von Veränderungen der betrachteten Systeme. Wesentlich sind daher Größen, die ein System zu einem bestimmten Zeitpunkt eindeutig beschreiben und die im besten Falle auch direkt messbar sind. Bild 2.4 illustriert dies exemplarisch für wichtige Eigenschaften eines Systems: Anders als in Bild 2.1, aus dem wir keine Information über das System entnehmen konnten, ist dieses System bzw. sein Zustand quantifizierbar.

Eine besonders einfache Situation liegt vor, wenn sich das System gerade nicht verändert oder wenn die messbaren physischen Eigenschaften sich so langsam ändern, dass sie gut und sicher zu messen sind. Dazu müssen wir annehmen, dass unsere Messung für das ge-

samte System eine relevante Aussage liefert – also z. B., dass die Temperatur oder der Druck überall im System gleich sind.

Die quantifizierbaren und grundsätzlich messbaren Eigenschaften eines Systems sind die Zustandsgrößen – diese Größen beschreiben den Zustand eines Systems und können sich ändern, wenn sich der Zustand des Systems verändert.

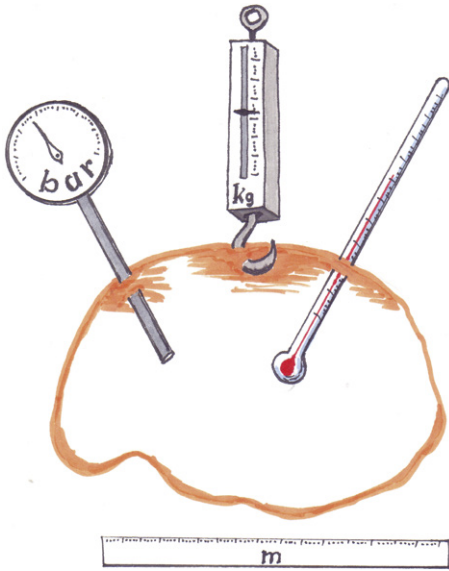


Bild 2.4

Der Zustand eines Systems soll quantifizierbar sein – dafür werden eine ganze Reihe von Zustandswerten benutzt wie z. B. Druck, Masse³, Volumen oder Temperatur.

2.2.1 Mechanische Zustandsgrößen

Eine erste Gruppe von Zustandsgrößen beschreibt mechanische Eigenschaften. Diese Größen stellen die direkte Verbindung in die technische Mechanik her und haben dort wie hier dieselbe Bedeutung, auch wenn sich die Formelzeichen vielleicht unterscheiden. Dazu gelten alle mechanischen Gesetze auch hier.

Die äußeren Zustandsgrößen beschreiben die Lage und die Bewegung des Systems:

Position Die Position unseres Systems kann durch die aktuelle Lage des Schwerpunktes beschrieben werden. Von besonderer Bedeutung ist oft die relative Höhe z im Schwerfeld.

Geschwindigkeit Die Geschwindigkeit c des Systems im Raum gegenüber dem Beobachter oder einem Referenzsystem⁴. Oft ist dies die Geschwindigkeit des Schwerpunktes oder einer Systemgrenze.

Thermodynamisch und oft auch mechanisch relevant sind die inneren Zustandsgrößen. Dies ist die zweite Gruppe der Zustandsgrößen:

³⁾ Nein, die Waage hängt nicht an einem „Siemens-Lufthaken“!

⁴⁾ Die Geschwindigkeit hat aus gutem Grund das Symbol c , denn wir wollen nicht mit dem spezifischen Volumen v , der kinetischen Viskosität ν oder der Frequenz ν durcheinandergeraten.

Druck Der Druck p ist das Verhältnis aus der aus dem System heraus auf eine Fläche A der Systemgrenze wirkende Kraft F bezogen auf die Fläche des Flächenelements

$$p = \frac{F}{A} \quad (2.1)$$

Im Gleichgewicht, wenn sich das System nicht verändert, wirkt von außen eine gleich große Kraft entgegen – dies ist einer der Übergänge in die Mechanik. Der Druck ist in einem homogenen System über die gesamte Systemgrenze konstant.

In sehr großen Systemen muss ggf. die Gravitation berücksichtigt werden: Dann kann sich der Druck innerhalb des Systems mit der Höhe ändern. Wenn zwei Systeme miteinander Masse austauschen können, dann gleicht sich der Druck durch den Transport von Masse zwischen den Systemen aus.

Volumen Dies ist der von einem System eingenommene Raum bzw. der von der Systemgrenze umhüllte Raum. Das Volumen V eines Systems kann sich mit der Zeit ändern.

Masse Die Masse m eines Systems bleibt bei geschlossenen Systemgrenzen erhalten. Auch bei chemischen Reaktionen ändert sich die Masse nicht (Kapitel 13).

Dichte und spezifisches Volumen Die Dichte ist das Verhältnis aus Masse und Volumen

$$\rho(p, T) = \frac{m}{V(p, T)}, \quad (2.2)$$

wobei diese Dichte und auch das Volumen des Systems oft von Druck und Temperatur abhängen. Öfter als die Dichte verwenden wir jedoch das spezifische Volumen, dieses ist

$$v(p, T) = \frac{1}{\rho(p, T)} = \frac{V(p, T)}{m} \quad (2.3)$$

Dichte und spezifisches Volumen können sich auch innerhalb eines Systems von Ort zu Ort ändern, z. B. in heterogenen Systemen. Berücksichtigen wir die Schwerkraft in einem größeren System, kann sich die Dichte zusammen mit dem Druck innerhalb des Systems mit der Höhe ändern.

Stoffmenge Die Stoffmenge n ist die Anzahl der Teilchen in einem System. In einem Gas und einer Flüssigkeit sind diese Teilchen die Moleküle, aus denen sich das Gas oder die Flüssigkeit zusammensetzt. Bei Festkörpern ist dies auch die Zahl der Moleküle, wenn diese den Festkörper bilden (wie bei Eis aus Wasser). Es können jedoch auch die Atome sein wie z. B. in Metallen. Die Anzahl der Teilchen geben wir dabei in mol an. Ein mol sind $N_A = 6,022\,140\,76 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Die Stoffmenge ist über die Molmasse M direkt mit der Masse verbunden

$$m = n \cdot M \quad (2.4)$$

Dabei ist die Molmasse die Masse, die ein mol eines Stoffes wiegt. Die Molmassen reiner Stoffe sind tabelliert und lassen sich auch über die chemische Formel und mit den Molmassen der Atome recht genau ermitteln.

In einer vollständig makroskopischen Darstellung der Thermodynamik ist diese Beschreibung über Mole sinnvoll; auch in der Chemie und Verfahrenstechnik ist die Verwendung von Molen gängig. In der Physik wird die Thermodynamik oft aus der mikroskopischen Welt heraus entwickelt, dann wird für die Stoffmenge die absolute Zahl der Teilchen verwendet.



Zustandsgrößen messen

Masse Die Masse kann bei nicht zu schweren Bauteilen gewogen werden. Allerdings muss das System für das Wiegen angehoben werden. Dies gelingt bei Festkörpern und wenn ggf. ein ausreichender Kran zur Verfügung steht.

Volumen Das Volumen kann bei einfachen geometrischen Formen ausgemessen und dann berechnet werden. Genauere Angaben bei etwas komplexeren Formen ergibt die Berechnung aus CAD-Daten. Diese Daten stellen genaue Volumina bereit, und aus diesen und einer Dichte lässt sich damit auch die Masse berechnen.

Bei Gasen wird die Masse eines Systems nahezu immer über Volumen und spezifisches Volumen mit Formel 2.3 bestimmt.

Flüssigkeiten und Schüttgüter können in Gefäßen mit bekannter Masse ausgewogen werden.

Stoffmenge Stoffmengen werden im technischen Zusammenhang zumeist über die Masse und die Molmasse ermittelt. Bei Gasen lässt sich die Stoffmenge gut aus dem Volumen bestimmen.

Druck In der Thermodynamik verwenden wir den absoluten Druck. Sehr oft wird aber der relative Druck gemessen. Ein relativer Druck beschreibt die Druckdifferenz zwischen einem geschlossenen System und seiner Umgebung; als typisches Beispiel zwischen einem Behälter und der Luft um ihn herum. Der absolute Druck ist die Druckdifferenz zwischen einem geschlossenen System und dem absoluten Vakuum.

In der technischen Anwendung unterscheiden wir zwischen:

- Allgemein sind Manometer alle Messgeräte, die eine Druckdifferenz zwischen einem System und seiner Umgebung messen. Relative Drücke zum Umgebungsdruck sind verhältnismäßig einfach zu messen, da eine wirkende Kraft aufgenommen und in ein Messsignal umgesetzt werden muss. Dies kann z. B. mechanisch über ein Federelement oder elektrisch über einen Piezo-Kristall erfolgen.
- Barometer sind spezielle Messgeräte, die den absoluten Druck messen. Die technische Herausforderung ist hier, ein Vakuum als Referenz bereitzustellen. Dies gelingt klassisch z. B. mit einer Säule aus Quecksilber in einem oben abgeschlossenen Glasrohr; dann sind etwa 760 mm Quecksilbersäule ein bar oder 760 Torr. Grundsätzlich lässt sich auch eine Wassersäule verwenden; dann sind etwa 10 m Wassersäule ein bar.

Gebräuchliche Einheiten des Drucks sind

- Pascal, oder $\text{Pa} = \text{N}/\text{m}^2$. Dies ist die SI-Einheit, die immer dann verwendet wird, wenn der absolute Druck benötigt wird.
- Bar – $1 \text{ bar} = 100\,000 \text{ Pa}$.
- Atmosphäre – Der mittlere Luftdruck auf Meereshöhe, daher $1 \text{ Atm} = 1,013 \text{ bar}$.

2.2.2 Die Temperatur

Die Temperatur T ist eine besondere Zustandsgröße. Die Temperatur steht im engen Zusammenhang mit anderen Konzepten der Thermodynamik wie der Energie eines Systems. Sie ist eine intensive Größe (s. u.).

Wir haben den Eindruck, Temperatur leicht zu verstehen, sie ist jedoch thermodynamisch schwer zu fassen. Dazu kommt, dass wir oft die Temperatur und die übertragene Wärme durcheinanderbringen.

In der Thermodynamik ist die Temperatur eine Zustandsgröße, mit der wir Zustände ordnen können: von niedriger zu hoher Temperatur. Dies zeigt weiter unten das Beispiel Eisen – dort ist die Dichte von Eisen nach der Temperatur geordnet dargestellt.

Temperatur ist die Zustandsgröße, die sich angleicht, wenn zwei geschlossene Systeme in thermischen Kontakt kommen und so Energie übertragen werden kann, jedoch keine Masse. In diesem Fall werden sich die Temperaturen der beiden Systeme mit der Zeit angleichen. Andere Zustandsgrößen (Druck, Volumen, innere Energie) verändern sich durch den thermischen Kontakt auch – das ist keine Frage –, aber sie gleichen sich nicht an. Was Temperatur konkreter ist, das sehen wir uns erst später an, nachdem wir mit ihr schon viel gerechnet haben.

In der Thermodynamik verwenden wir zwei Systeme, um die Temperatur anzugeben: die auch sonst gebräuchliche Celsius-Temperatur [$^{\circ}\text{C}$] und die absolute thermodynamische Temperatur mit der Maßeinheit Kelvin [K]. Diese absolute Temperatur ist festgelegt durch:

1. Es gibt einen absoluten Nullpunkt der Temperatur, dieser ist definiert als 0 K.
2. Die Temperatur des Tripelpunktes von reinem Wasser ist definiert als 273,16 K. Der Tripelpunkt wird mit den Stoffeigenschaften realer Gase in Kapitel 6 eingeführt.

Diese Forderung ist äquivalent zu der Festlegung der Skalierung bei $^{\circ}\text{C}$: Bei einem Druck von 1 bar wird die Temperaturdifferenz zwischen dem Schmelzen und Sieden von reinem Wasser in 100 Teilschritte unterteilt. Temperaturangaben in $^{\circ}\text{C}$ haben ein eigenes Formelzeichen ϑ (kleines griechisches Theta⁵, und es gilt

$$T = \vartheta + 273,15\text{ }^{\circ}\text{C}.$$

Druck, Temperatur und Volumen werden auch thermische Zustandsgrößen genannt. Diese Zustandsgrößen haben die Eigenschaft, dass wir sie – anders als die Masse – grundsätzlich nicht von einem System in das nächste übertragen können.

Die beiden Konzepte, die gerne durcheinandergeraten, sind die Temperatur T und die Wärme Q (die im nächsten Kapitel eingeführt wird. Dieses kleine Video erklärt den Unterschied:

<https://www.youtube.com/watch?v=RD-TE4gnvFg>.



⁵⁾ In einigen Textbüchern finden Sie, dass für die Temperatur in $^{\circ}\text{C}$ als Symbol t statt ϑ verwendet wird. Mir ist das t als Zeit heilig.



Die internationale Temperaturskala

Temperatur messen

Temperaturen ungefähr zu messen, ist keine technisch große Herausforderung – Thermometer für jeden Zweck sind einfach und günstig zu beschaffen.

Die Temperatur genau zu messen, wird schwierig, wenn der Messfehler gering sein soll oder wenn die zu messende Temperatur hoch ist. Auch das Messen in sich schnell verändernden Systemen oder von kleinen Systemen gestaltet sich ausgesprochen schwierig. So ist die nicht besonders gute Note meiner Diplomarbeit auch darauf zurückzuführen, dass mein Prof. bei seinem Diplom in einem 1000 m^3 Kernreaktor die Temperatur auf $1/100 \text{ K}$ genau gemessen haben will (was nicht grundsätzlich unmöglich ist), während ich in einer LED mit einem Volumen von $1 \cdot 10^{-15} \text{ m}^3$ nur auf $1/10 \text{ K}$ genau messen konnte. Aus der statistischen Physik lässt sich mitnehmen, dass die Größe eines Systems einen Einfluss auf die zu erwartende Fluktuation der Temperatur im System hat → in sehr kleinen Systemen fluktuiert die Temperatur erheblich.

Die Richtlinien der VDI 3511 Serie zur technischen Temperaturmessung beschreiben sehr gut den Stand der Technik und geben konkrete Hinweise, welche Methoden für welche Aufgabe geeignet sind und wie sichergestellt werden kann, dass die Messung belastbare Ergebnisse ergibt. Es ist erstaunlich, welche Fehler wir machen können und wie weit weg von der realen Temperatur angezeigte Messwerte liegen, auch wenn professionelle Thermometer verwendet werden.

Übliche Messgeräte für die Temperatur sind:

- Flüssigkeitsthermometer, bei denen der Unterschied der Wärmeausdehnung der Flüssigkeit und des Glaskolbens dafür sorgt, dass der Spiegel der Flüssigkeit die Temperatur anzeigt. Typisch sind dies Quecksilberthermometer, wie in Bild 2.4 angedeutet.
- Widerstandsthermometer, bei denen der temperaturabhängige spezifische Widerstand möglichst genau bestimmt wird. Ganz typisch sind hier Platinelemente, die entsprechend der DIN EN IEC 60751 in Genauigkeitsklassen eingeteilt sind, wobei diese zwischen etwa $\pm 1 \text{ K}$ und $\pm 0,1 \text{ K}$ liegen.
- Thermoelemente, bei denen der Spannungsabfall zwischen zwei unterschiedlichen Leitermaterialien verglichen wird. Hier ist die Messgenauigkeit etwa zwischen $\pm 2,5 \text{ K}$ und $\pm 1 \text{ K}$, je nach Leiterpaar und Genauigkeitsklasse.
- Strahlungsthermometer, bzw. Pyrometer, bei denen die von einer Oberfläche ausgesendete infrarote Strahlung zur Messung der Temperatur verwendet wird. Hier ist die genaue Kenntnis der optischen Oberflächeneigenschaften der gemessenen Oberfläche (die Emissivität, siehe Kapitel 17) entscheidend.

Alle Thermometer werden kalibriert (auf ein Messnormal beim Hersteller zurückgeführt) oder geeicht (auf ein Messnormal bei der Physikalisch-Technischen Bundesanstalt, PTB, zurückgeführt). Die PTB kann in ihren Laboratorien die internationale Temperaturskala darstellen.

Die Internationale Temperaturskala ITS-90

Zur genauen Darstellung von Temperaturen bedienen wir uns sogenannter Fixpunkte. Dies sind festgelegte Phasenübergänge von reinen Stoffen, für die die Temperatur möglichst genau bekannt bzw. festgelegt ist. Die zentrale Festlegung ist der Tripelpunkt von reinem Wasser bei 273,16 K.

Zu niedriger Temperatur als 273 K hin werden Tripelpunkte verwendet. Tripelpunkte werden typisch in Kolben aus Quarzglas dargestellt, die mit dem reinen Stoff gefüllt sind. Liegen gleichzeitig fester und flüssiger Stoff vor und die Temperatur ist homogen im gesamten Kolben, so stellt sich automatisch auch der Druck am Tripelpunkt ein. Ein durchsichtiger Kolben ist vorteilhaft, da dann den Stoff direkt beobachtet werden kann. Eine verbindliche Temperaturskala unterhalb von 13,8 K existiert noch nicht.

Zu hoher Temperatur hin werden Erstarrungspunkte verwendet. Hierzu wird ein reines Metall in ein Gefäß aus Graphit (reinem Kohlenstoff) gefüllt, erst soweit erhitzt, dass das Metall schmilzt, um es dann langsam abkühlen zu lassen. Am Erstarrungspunkt ist der Temperaturabfall der Probe am langsamsten, da für den Phasenübergang viel Enthalpie als Wärme abfließen muss.

Es existiert heute kein verbindlicher Fixpunkt bei einer höheren Temperatur als 1358 K, da es keine Möglichkeit gibt, z. B. Platin bei 2.041 K als reinen Stoff zu verflüssigen; es kommt immer zu einer Lösung des Materials des Behälters im Platin und damit zu einer Beeinflussung des Schmelzpunktes während der Messung. Eine technische Lösung wäre, eutektische Schmelzpunkte als Fixpunkte zu etablieren.

Tabelle 2.1 Fixpunkte der ITS-90

Temperatur	Stoff	Bedingung	Druck	Darstellung
13,8033 K	Wasserstoff, H ₂	Tripelpunkt	7.042 Pa	
24,5561 K	Neon, Ne	Tripelpunkt	43.370 Pa	
54,3584 K	Sauerstoff, O ₂	Tripelpunkt	146 Pa	Zelle, Quarzglas
83,8058 K	Argon, Ar	Tripelpunkt	68.890 Pa	Zelle, Quarzglas
234,3156 K	Quecksilber, Hg	Tripelpunkt	0,164 µPa	Zelle, Quarzglas
273,16 K	Wasser, H ₂ O	Tripelpunkt	611 Pa	Zelle, Quarzglas
302,9146	Gallium, Ga	Schmelzpunkt	1 bar	
429,7485	Indium, In	Erstarrungspunkt	1 bar	
505,078 K	Zinn, Sn	Erstarrungspunkt	1 bar	
692,677 K	Zink, Zn	Erstarrungspunkt	1 bar	
933,473 K	Aluminium, Al	Erstarrungspunkt	1 bar	Grafit-Zelle, Schwarzer Strahler
1234,93 K	Silber, Ag	Erstarrungspunkt	1 bar	Grafit-Zelle, Schwarzer Strahler

Temperatur	Stoff	Bedingung	Druck	Darstellung
1337,33 K	Gold, Au	Erstarrungs- punkt	1 bar	Grafit-Zelle, Schwarzer Strahler
1357,77 K	Kupfer, Cu	Erstarrungs- punkt	1 bar	Grafit-Zelle, Schwarzer Strahler

Informationen zur internationalen Temperaturskala findet sich unter <http://www.its-90.com/index.html>.

Informationen zur Darstellung der ITS-90, der vorläufigen Tieftemperaturskala PLTS-2000 und der Weiterentwicklung der ITS-90 hin zu höherer Temperatur bietet die Physikalisch-Technische Bundesanstalt unter <https://www.ptb.de/cms/ptb/fachabteilungen/abt7/fb-74.html>.

2.2.3 Energetische Zustandsgrößen

Dem Zustand eines Systems wird eine Energie zugeordnet. Diese Energie setzt sich – je nach Betrachtung – aus einer ganzen Reihe von einzelnen Beiträgen zusammen. Nicht alle Beiträge sind für jede Berechnung von Bedeutung.

Die äußeren Zustandsgrößen Masse m , Position z und Geschwindigkeit c legen die äußeren energetischen Zustandsgrößen fest:

Kinetische Energie Die Energie, die ein System aufgrund der Bewegung seiner eine Masse m mit der Geschwindigkeit c gegenüber einem Referenzsystem hat

$$E_{kin} = m \cdot \frac{c^2}{2} \quad (2.5)$$

Die kinetische Energie bezieht sich also immer auf ein Referenzsystem.

Potenzielle Energie Die Energie, die ein System mit der Masse m allein aufgrund des Höhenunterschiedes Δz seines Schwerpunktes gegenüber einem Referenzsystem in einem Schwerfeld hat

$$E_{pot} = m \cdot g \cdot \Delta z \quad (2.6)$$

Das lokale Schwerfeld ist durch seine Beschleunigung g gekennzeichnet. Wir rechnen am Erdboden mit $g = 9,81 \text{ m s}^{-2}$. Tatsächlich variiert g etwas mit dem Ort und nimmt leicht mit der Höhe ab. Auf anderen Planeten hat g deutlich andere Werte.

Beide Energieformen sind aus der Mechanik bekannt und werden auch weiter genauso verwendet. Sie werden hier relevant, wenn sie in andere Formen der Energie umgewandelt werden können.

Unabhängig davon gibt es Energieformen, die mit den inneren Zustandsgrößen Druck, Temperatur oder Zusammensetzung des Systems verbunden sind. Diese inneren energetischen Zustandsgrößen sind also Funktionen von Druck, Temperatur und weiteren anderen Zustandsgrößen, dies machen wir uns später bei der Darstellung zunutze.

Innere Energie Die innere Energie $U(T)$ eines Systems ist eine Funktion der Temperatur des Systems. Sie hängt von der Masse und von der Zusammensetzung des Systems ab;

wenn Masse und Stoff festgelegt sind, dann hängt u nur noch von der Temperatur und dadurch indirekt von der Phase des Systems ab.

Die Temperatur eines Systems ist damit ein leicht messbares Maß für die innere Energie des Systems. Die Zusammensetzung des Systems legt fest, wie viel innere Energie (bei gleicher Masse) im System bei einer bestimmten Temperatur enthalten ist. Unterschiedliche Stoffe können unterschiedlich viel innere Energie aufnehmen.

Enthalpie Die Enthalpie $H(T,p)$ ist eng mit der inneren Energie verbunden. Sie ist immer größer als die innere Energie. Die Enthalpie hat in vielen Anwendungen der Thermodynamik bei der konkreten Berechnung die wichtigere Rolle. Die Enthalpie wird ausführlich im nächsten Kapitel eingeführt.

Chemische Energie Im System vorhandene Energie, die durch chemische Reaktionen abgegeben oder aufgenommen werden kann. Diese Energieform benötigen wir insbesondere für die Beschreibung von Verbrennung. Diese chemische Energie kann entweder bereits vollständig im System vorhanden sein (Sprengstoff, Mischung aus Luft und Brennstoff) oder es muss zusätzlich noch Luft oder ein anderer Stoff zugeführt werden, damit die chemische Reaktion erst möglich ist. Mehr zur chemischen Energie in Kapitel 13 und Kapitel 14.

Nukleare Energie Die Energie eines Systems, die durch Reaktionen in den Atomkernen abgegeben oder aufgenommen werden kann.

Elektrische Energie Die Energie eines Systems, die als elektrisches Feld, als magnetisches Feld oder als Ladung gespeichert ist. Beispiel: Batterien, in denen Ladung als Ionen gespeichert wird.

Entropie Die Entropie S ist ein Maß dafür, wie weit die innere Energie des Systems verstreut ist. Auch die Entropie ist eine temperaturabhängige Zustandsgröße, d.h. eine bestimmte Masse eines Stoffes enthält bei einer bestimmten Temperatur eine bestimmte Entropie. Mehr zur Entropie in Kapitel 5.

Wärmekapazität Die Wärmekapazität ist eine temperaturabhängige Zustandsgröße, sie beschreibt die Änderung der inneren Energie oder der Enthalpie mit der Temperatur.

Die Bedeutung dieser energetischen Zustandsgrößen zu verstehen und sie richtig und ziel führend anwenden zu können, das ist der Gegenstand dieses ersten Teils.

2.2.4 Extensive, intensive, molare Zustandsgrößen

Eine sehr wichtige Unterscheidung, die am Anfang sehr oft Probleme bereitet, ist die zwischen intensiven und extensiven Größen. Diese Unterscheidung zu verstehen, ist jedoch wesentlich, da Experten später fließend zwischen den einzelnen Darstellungen wechseln.

Extensiv Extensive Größen beinhalten die Größe des Systems (*its extent*, seine Ausdehnung). Teile ich das System in zwei Teilsysteme A und B, so verteilt sich der Wert der Zustandsgröße Z auf die Teile

$$Z = Z_A + Z_B \quad (2.7)$$

Mache ich aus zwei Systemen eins, dann addieren sich diese extensiven Zustandsgrößen auf. Extensive Zustandsgrößen beschreiben so die Größe des Systems. Wichtige Beispiele sind die Masse, die Stoffmenge und das Volumen.

Extensive Größen haben als Formelzeichen üblich große Buchstaben (großes System $\rightarrow$ großer Buchstabe); wichtige Ausnahmen von dieser Regel sind die Masse m und Stoffmenge n ; hier hat die molare Masse M den Großbuchstaben.

Intensiv Intensive Zustandsgrößen bleiben gleich, wenn das System unterteilt wird; intensive Zustandsgrößen sind nicht von der Größe des Systems abhängig. Wichtige grundlegende Beispiele sind der Druck und die Temperatur. Viele weitere intensive Zustandsgrößen werden erzeugt, indem eine extensive durch eine zweite extensive Zustandsgröße geteilt wird. Wichtig für die Thermodynamik sind diese Varianten:

Intensiv, spezifisch Die spezifischen (intensiven) Zustandsgrößen sind der Quotient einer extensiven Zustandsgröße mit der Masse des Systems

$$z = \frac{Z}{m} \quad (2.8)$$

Wir kennen bisher das spezifische Volumen

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

und die spezifische Wärmekapazität.

Spezifische Größen haben als Formelzeichen (meist) kleine Buchstaben.

Spezifische Größen können wir uns sehr gut veranschaulichen als das Volumen, das ein Kilogramm des Stoffes einnimmt, oder als die innere Energie, die Enthalpie oder die Entropie, die ein Kilogramm des Stoffes jeweils bei vorgegebener Temperatur und ggf. Druck besitzt.

Intensiv, molar Die molaren (intensiven) Zustandsgrößen sind der Quotient einer extensiven Zustandsgröße mit der Stoffmenge des Systems; also allgemein

$$Z_M = \frac{Z}{n} \text{ und speziell } V_M = \frac{V}{n} \text{ oder } M = \frac{m}{n} \quad (2.10)$$

Molare Größen geben damit an, welches Volumen 1 mol (oft 1 kmol) einnimmt oder welche innere Energie, Enthalpie oder Entropie 1 mol des Stoffes jeweils bei vorgegebener Temperatur und ggf. Druck besitzt.

In vielen Bereichen der technischen Thermodynamik werden selten molare Zustandsgrößen verwendet. Gerade in der Chemie hingegen ist dies die übliche Darstellung. Viele verfügbare Datenbanken zu Stoffwerten benutzen durchgängig molare Zustandsgrößen, die dann ggf. in spezifische Größen umgerechnet werden müssen – oder umgekehrt.

Aus den Definitionen folgt für die Umrechnung einer molaren Zustandsgröße Z_M in eine spezifische

$$z = \frac{Z}{m} = \frac{Z}{n} \cdot \frac{n}{m} = Z_M \cdot \frac{1}{M} \quad (2.11)$$

und für die Umrechnung einer spezifischen in eine molare Zustandsgröße

$$Z_M = \frac{Z}{n} = \frac{Z}{m} \cdot \frac{m}{n} = z \cdot M \tag{2.12}$$

Intensiv, Dichte Eine intensive Zustandsgröße, gebildet als Quotient einer extensiven Zustandsgröße mit dem Volumen des Systems

$$\rho_Z = \frac{Z}{V} \tag{2.13}$$

Es gibt also neben der Massendichte $\rho = \rho_m$ weitere Dichten (auch wenn wir diese hier nicht verwenden). Aus den Definitionen folgt für die Umrechnung einer spezifischen molaren Zustandsgröße in eine Dichte

$$\rho_Z = \frac{Z}{V} = \frac{z \cdot m}{v \cdot m} = \frac{z}{v} \text{ und } \rho_Z = \frac{Z}{V} = \frac{z}{v} = \frac{1}{v} \cdot Z_M \cdot \frac{1}{M} = Z_M \cdot \frac{1}{v \cdot M} \tag{2.14}$$

und für die Umrechnung einer Dichte in eine spezifische oder molare Zustandsgröße

$$z = \frac{Z}{V} \cdot v = \rho_Z \cdot v \text{ und } Z_M = \frac{Z}{V} \cdot v \cdot M = \rho_Z \cdot v \cdot M \tag{2.15}$$

DIESE BEGRIFFE STELLEN AM ANFANG EINE GROSSE HERAUSFORDERUNG DAR. VIELEN STUDIERENDEN BLEIBEN DIE UNTERSCHIEDE LANGE VERBORGEN. DAS IST AUSGESPROCHEN UNGLÜCKLICH, DA ES DAS VERSTEHEN DES WEITEREN STOFFES MASSIV VERHINDERN KANN.

Um das Lernen und Nachschlagen zu vereinfachen, fasst Tabelle 2.2 das Bisherige zusammen.

Tabelle 2.2 Zusammenhang zwischen extensiver, spezifischer und molarer Darstellung von Zustandsgrößen.

Zustandsgröße	Extensiv	Intensiv			
			Spezifisch	Molar	Dichte
Druck		p			
Temperatur		T			
Masse	$m = n \cdot M = V \cdot \rho$	-	$\frac{m}{m} = 1$	$\frac{m}{n} = M$	$\frac{m}{V} = \frac{1}{v} = \rho$
Stoffmenge	$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} = d \cdot V$	-	$\frac{n}{m} = \frac{1}{M}$	$\frac{n}{n} = 1$	$\frac{n}{V} = \frac{\rho}{M} = \frac{1}{V_M} = d$
Volumen	$V = v \cdot m = \frac{m}{\rho} = V_M \cdot m = \frac{n}{d}$	-	$\frac{V}{m} = v = \frac{1}{\rho}$	$\frac{V}{n} = V_M = \frac{1}{d} = \frac{M}{\rho}$	$\frac{V}{V} = 1$
Innere Energie	$U = m \cdot u = U_M \cdot n$	-	$\frac{U}{m} = u$	$\frac{U}{n} = U_M$	$\frac{u}{v} = \rho_U$
Entropie	$S = m \cdot s = S_M \cdot n$	-	$\frac{S}{m} = s$	$\frac{S}{n} = S_M$	$\frac{s}{v} = \rho_S$

2.2.5 Zustandsgleichung eines homogenen Stoffes

Es wäre großartig, wenn diese ganzen Zustandsgrößen miteinander zusammenhängen. Beobachtungen zeigen, dass dies tatsächlich der Fall ist. Für reine Stoffe – also möglichst einfache Systeme – lassen sich Zustandsgleichungen aufstellen, die die Werte der einzelnen Zustandsgrößen miteinander verbinden. Konkret gibt es für jeden homogenen Stoff (in Abwesenheit von Gradienten aufgrund der Wirkung äußerer Felder) eine eindeutige Funktion mit der Eigenschaft

$$f(p, v, T) = 0, \quad (2.16)$$

die wir Zustandsgleichung nennen. Als Folge können wir in homogenen stationären Systemen aus zwei dieser Größen immer die Dritte bestimmen mit

$$p = p(v, T) \text{ oder } v = v(p, T) \text{ oder } T = T(p, v) \quad (2.17)$$

An dieser Stelle führen wir zwei besonders einfache Zustandsgleichungen ein: das ideale Gas und die ideale Flüssigkeit. Beide sind Spezialfälle, die nur in bestimmten Bereichen gültig sind, die aber besonders einfache Berechnungen erlauben und daher oft eingesetzt werden. Später werden wir uns dann ansehen, wie die Zusammenhänge zwischen den Zustandsgrößen von realen Stoffen gut beschrieben werden können. Gleichzeitig wird in den Beispielen diskutiert, wann die Näherung ideales Gas und ideale Flüssigkeit gut verwendet werden können (Kapitel 6).



Zustandsgrößen von reinem Eisen

DAS LERNZIEL DIESES BEISPIELS IST ES, DIE TEMPERATUR ALS WICHTIGE VARIABLE ZU SEHEN UND ZU ERKENNEN, DASS VIELE DER HIER EINGEFÜHRTEN ZUSTANDSGRÖSSEN AUCH TEMPERATURABHÄNGIGE MATERIALEIGENSCHAFTEN SIND.

Im Folgenden werden Luft und Wasser eine große Rolle einnehmen. Viele Beispiele und Daten werden diese beiden Stoffe immer wieder benutzen.

Das erste Beispiel ist hier aber reines Eisen, denn Eisen und Stahl sind wichtige technische Stoffe, und sie werden in der Werkstofftechnik vertieft. Außerdem gibt dies die Möglichkeit, wichtige Missverständnisse gleich auszuräumen.

Reines Eisen weist alle typischen Eigenschaften reiner Stoffe auf wie einen Schmelzpunkt (der beim Druck der Erdatmosphäre bei 1811 K liegt) und einen Siedepunkt (beim Druck der Erdatmosphäre etwa bei 3133 K). D. h. zwischen 1538 °C und 2860 °C ist Eisen flüssig, und oberhalb seines Siedepunktes von 2860 °C liegt es bei 1 bar als Gas vor. Dazu zeigt Eisen als Festkörper mehrere unterschiedliche Kristallstrukturen mit definiertem Phasenübergang. Zusätzlich zeigt Eisen beim Übergang von ferromagnetisch zu paramagnetisch bei seiner Curie-Temperatur um 1042 °C spezielle Eigenschaften, die sich z. B. auf die spezifische Wärmekapazität c_p auswirkt: Die spezifische Wärmekapazität zeigt dort ein ungewöhnliches Maximum.

Bild 2.5 zeigt die Dichte ρ von Eisen bei 1 bar. Diese Dichte nimmt für festes Eisen mit der Temperatur ab, da sich Eisen thermisch ausdehnt. Die unterschiedlichen Kristallstrukturen von Eisen (α , γ und δ) haben leicht unterschiedliche Dichten. Flüssiges Eisen hat wie die meisten Stoffe eine deutlich niedrigere Dichte als die feste Phase, d.h. festes (gefrierendes) Eisen sinkt aufgrund seiner höheren Dichte auf den Grund – anders als bei Wasser.

Das spezifische Volumen v verhält sich gerade umgekehrt wie die Dichte, denn es ist ja das Inverse der Dichte.

Für gasförmiges Eisen kann die Dichte nur geschätzt werden: Hier wurde sie als die Dichte des idealen einatomigen Gases berechnet. Dann beträgt diese Dichte bei der Siedetemperatur von 3133 K etwa $0,2 \text{ kg m}^{-3}$. Für uns wichtig ist, dass Eisen als Gas existieren kann, wenn Druck und Temperatur stimmen und das Modell des idealen Gases dann auch für Eisen und alle anderen Metalle verwendet werden darf (auch wenn dies ausgesprochen selten von technischer Relevanz sein wird).

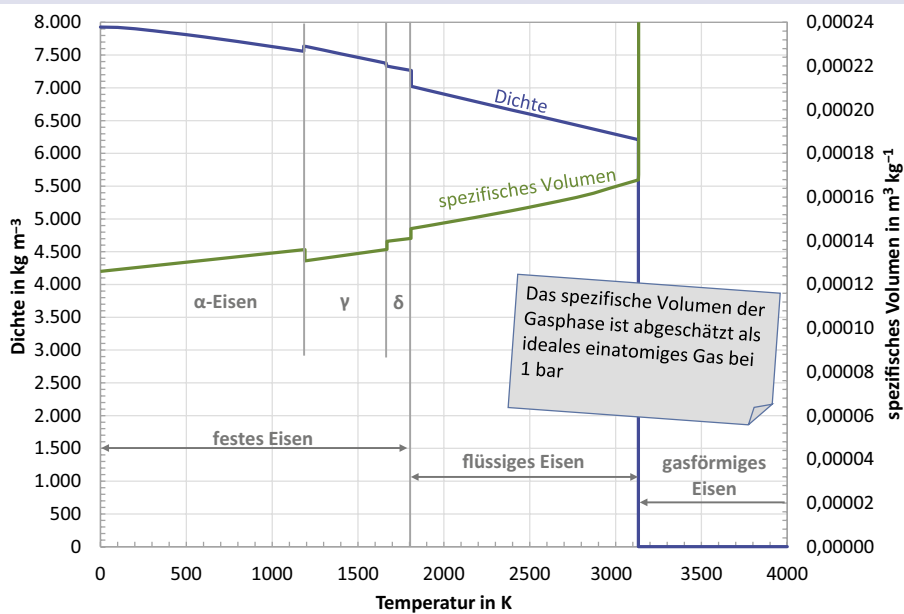


Bild 2.5 Dichte und spezifisches Volumen von reinem Eisen über einen weiten Temperaturbereich

Bild 2.6 stellt den Verlauf der spezifischen inneren Energie u zusammen mit weiteren Zustandsgrößen dar. Die spezifische innere Energie ist die innere Energie $u(T)$, die 1 kg reines Eisen bei der Temperatur T als Zustandsgröße aufweist, es ist also eine temperaturabhängige Eigenschaft. Die spezifische innere Energie steigt innerhalb einzelner Phasen konvex an (d. h. die Steigung der inneren Energie nimmt mit der Temperatur zu). An Phasengrenzen steigt die innere Energie sprunghaft mit der Temperatur an, d. h. es muss jeweils eine gewisse Energie zugeführt werden, um den Phasenübergang zu ermöglichen.

Auch die drei anderen in Bild 2.6 dargestellten Zustandsgrößen spezifische Entropie s , spezifische Wärmekapazität c_p und spezifische Enthalpie h sind temperaturabhängige Stoffgrößen. Diese drei Zustandsgrößen werden in den nächsten Kapiteln tiefer diskutiert. In Vorwegnahme des dritten Hauptsatzes der Thermodynamik sind $u(T)$, $h(T)$ und $s(T)$ am Nullpunkt der Temperatur zu Null gesetzt. Es gibt für diesen Nullpunkt auch andere Konventionen – in den dargestellten Daten aus der NIST-JANAF-Table ist der Nullpunkt eigentlich für Standardbedingung bei 1 bar und 25 °C angegeben.

Anders als für die innere Energie und die Enthalpie ist der Verlauf der Entropie mit der Temperatur konkav, d. h. die Steigung nimmt immer weiter ab.

Eisen ist hier ein spannendes Beispiel, da die spezifische Wärmekapazität bis zur Curie-Temperatur bei 1040 K zunimmt und dort ein scharfes Maximum zeigt.

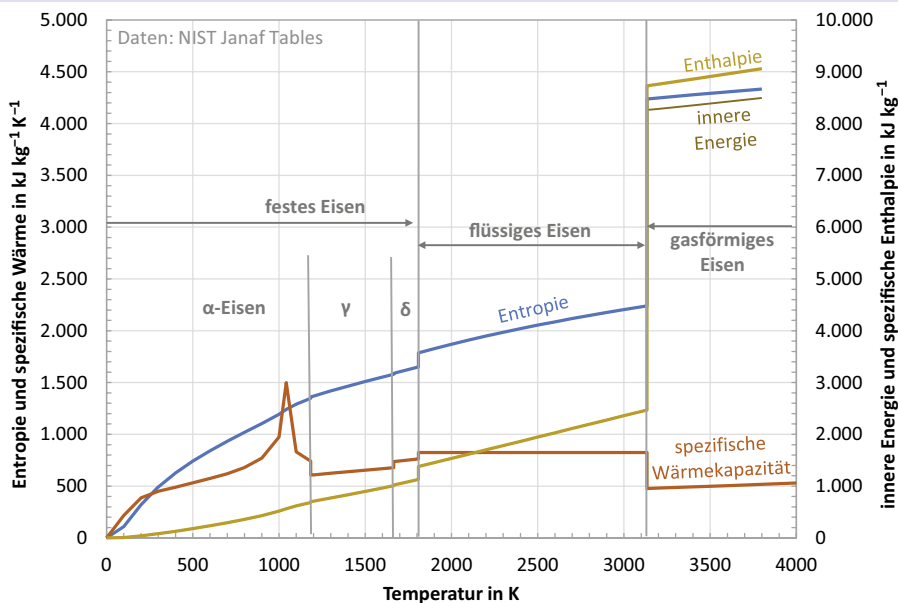


Bild 2.6 Spezifische innere Energie u und Enthalpie h (rechte y-Achse), Entropie s und Wärmekapazität c_p von reinem Eisen (linke Achse)

■ 2.3 Das ideale Gas

2.3.1 Was ist ein ideales Gas?

Für bestimmte Bedingungen wird eine sehr einfache Zustandsgleichung für Gase verwendet. Das sogenannte ideale Gas kann als Modell verwendet werden,

- wenn im System nur die gasförmige Phase vorliegt.
- wenn die Gasteilchen so klein sind, dass sie kein eigenes Volumen einnehmen, also der Abstand zwischen den Gasteilchen sehr viel größer ist als ihr Durchmesser. Da die Teilchen jedes Gases doch eine gewisse Ausdehnung haben, ist diese Forderung am besten bei niedrigem Druck erfüllt.
- wenn die Teilchen keine Wechselwirkung untereinander ausüben, die durch Feldkräfte vermittelt wird. Diesen Fall beschreibt allgemein gut eine hohe Temperatur. Weiter bedeutet es, dass zwischen den Teilchen keine elektrischen oder magnetischen Kräfte wirken, es z. B. kein Plasma ist, und keine Ionen enthält. Damit können wir kein Plasma oder Gasentladung, wie sie z. B. in einer Neonröhre stattfindet, beschreiben.
- wenn die Teilchen nur elastisch miteinander stoßen (etwa wie Billardkugeln) und wenn die Teilchen nur Bewegungsenergie haben können. Damit wären streng genommen nur Edelgase geeignet, so beschrieben zu werden, denn alle anderen Gasteilchen speichern Energie durch Vibration oder Rotation. Tatsächlich lässt sich das Modell jedoch auf alle Gase anwenden.
- Dazu soll das Gas reibungsfrei sein: Gemeint ist, dass es bei Strömungen nicht zu Reibung des Gases mit sich selber kommt.

Für diese Gase gilt die Zustandsgleichung des idealen Gases in spezifischer Schreibweise

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{const} = R_i \quad (2.18)$$

Dabei ist R_i die spezielle Gaskonstante des Gases i ; ihr Wert hängt vom Gas ab. In extensiver Schreibweise lautet die Zustandsgleichung des idealen Gases

$$p \cdot V = m \cdot R_i \cdot T \quad (2.19)$$

oder in molaren Größen

$$p \cdot V = m \cdot R_i \cdot T = n \cdot \underbrace{M_i \cdot R_i}_R \cdot T = n \cdot R \cdot T \quad (2.20)$$

Hierbei benutzen wir die Beobachtung, dass für alle Gase gilt

$$M_i \cdot R_i = \text{const} = R = 8.314,46261815324 \frac{\text{J}}{\text{kmol} \cdot \text{K}} \quad (2.21)$$

Hier ist der exakte Wert der allgemeinen Gaskonstante angegeben; wir rechnen natürlich nur mit etwa vier signifikanten Stellen – dies reicht aus, um bei anwendungsbezogenen Berechnungen eine gute Genauigkeit zu bekommen.

Diese Gleichung bedeutet, dass bei gleichem Druck und gleicher Temperatur jedes beliebige ideale Gas in einem vorgegebenen Volumen die gleiche Anzahl an Teilchen hat. Das spezifische Volumen und die Dichte des idealen Gases sind bei gegebener Temperatur und Druck nur durch die Molmasse des Gases festgelegt

$$v = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{p} \cdot \frac{R}{M_i} \cdot T \quad (2.22)$$

Die allgemeine Gaskonstante R ist das Produkt zweier Naturkonstanten, der Avogadro-Konstante N_A , die die Zahl der Teilchen angibt, die 1 mol ergeben und der Boltzmann-Konstante k_B

$$R = N_A \cdot k_B = 6,022\,140\,76 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} \cdot 1,380\,649 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \quad (2.23)$$

Diese beiden Konstanten verbinden die mikroskopische Beschreibung der Welt mit unserer makroskopischen Sicht. Daraus folgt eine weitere Schreibweise für die Zustandsgleichung des idealen Gases, bei der die absolute Zahl der Teilchen

$$N = n \cdot N_A = n \cdot 6,022\,140\,76 \cdot 10^{23} \cdot \frac{1}{\text{mol}}$$

im System verwendet wird – sie lautet

$$p \cdot V = N \cdot k_B \cdot T$$

Zusammenfassend: Ein ideales Gas ist jedes Gas, das durch die Zustandsgleichung des idealen Gases beschrieben werden kann, ganz unabhängig davon, wie es zusammengesetzt ist. Luft als Mischung vieler Gase wird z.B. sehr gut als ideales Gas beschrieben.

Mehr dazu, wie sich ein ideales Gas verhält, diskutieren wir später bei den Zustandsänderungen in Kapitel 7 und in sehr vielen Beispielen.



Mole und Gaskonstante

DAS WAR GERADE VIEL STOFF – WIE KANN ICH DAS VERSTEHEN?

Ideales Gas Hier soll ein anderer Weg genommen werden, um die Konzepte noch einmal darzustellen: Stellen wir uns ein Volumen mit festen Wänden vor. In dieses Volumen geben wir einige Teilchen (Atome oder Moleküle). Wenn diese Teilchen nur elastische Stöße ausführen, sehr klein sind und sich untereinander nicht zusätzlich beeinflussen, dann ist das ein ideales Gas.

Der Druck p in diesem Volumen V entsteht dadurch, dass diese Teilchen an die Wände stoßen: elastische Stöße, bei denen jeweils eine Kraft auf die Wand wirkt. Der Druck ist der zeitliche Mittelwert dieser einzelnen Ereignisse und bezogen auf die Fläche der Wand.

Je schneller die Teilchen sich bewegen und je öfter diese Teilchen an die Wand stoßen, desto größer ist die wirkende Kraft aller Stöße zusammen. Die Anzahl der Stöße hängt direkt von der Zahl der Teilchen N im Volumen ab. Die Anzahl der Stöße und die Geschwindigkeit der Teilchen hängen eng zusammen; gleichzeitig führt höhere Geschwindigkeit dazu, dass die Kraft der einzelnen

Stöße an der Wand zunimmt. Diesen Effekt beschreiben wir durch eine Eigenschaft des Gases, die wir Temperatur nennen. Dabei nimmt der Druck linear mit dieser Temperatur zu.

Wenn sich das Volumen des Systems vergrößert, dann nimmt die Zahl der Stöße ab, da die Teilchen länger brauchen, bis sie wieder an eine Wand stoßen und weil die Wand deutlich größer wird. Der Druck nimmt reziprok proportional mit zunehmendem Volumen ab.

Zusammengefasst ist für dieses ideale Gas

$$p = k_B \cdot \frac{N \cdot T}{V}$$

Die Proportionalitätskonstante dieser Gleichung nennen wir die Boltzmann-Konstante $k_B = 1,380\,649 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$.

Teilchenzahl In einer makroskopischen Thermodynamik macht es wenig Sinn, die Zahl der Teilchen, also der Moleküle oder Atome zu ermitteln, denn diese Zahl wird sehr schnell sehr groß. Gleichzeitig brauchen wir eine Größe, mit der diese Teilchenzahl sinnvoll beschrieben wird.

Diese Größe ist das Mol: Ein mol ist die Anzahl an Atomen von Kohlenstoff-12-Atomen, die zusammen gerade 12 g schwer sind. Kohlenstoffatome gibt es in mehreren Variationen, die sich in der Zahl der Neutronen unterscheiden; die häufigste ist ^{12}C , bei der 6 Protonen und 6 Neutronen zusammen den Atomkern bilden. Dieses Atom wird benutzt, um die atomare Masseneinheit (AMU) zu definieren: Ein ^{12}C wiegt genau 12 AMU. Damit ist eine AMU = $1,660\,539\,066 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ – eine wirklich unhandliche Zahl.

Aber 1 mol ^{12}C Atome wiegt 12 g, damit ist ein mol = $N_A = 6,022\,14 \cdot 10^{23}$ Teilchen. N_A trägt den Namen Avogadro-Zahl. Die Stoffmenge n ist jetzt die Anzahl an Teilchen, gezählt als Mole. Das Konzept können wir uns vorstellen wie Großpackungen – eine Großpackung Reis enthält ziemlich viele Reiskörner. Ein mol Kohlenstoff enthält ziemlich viele Kohlenstoffatome.

Gaskonstante Mit diesem Wissen können wir uns die Zustandsgleichung des idealen Gases neu ansehen

$$p = k_B \cdot \frac{N \cdot T}{V} = k_B \cdot \frac{N_A \cdot n \cdot T}{V} \quad (2.24)$$

Hier stehen jetzt zwei unhandliche Konstanten in der Gleichung, diese beiden können wir aber ausmultiplizieren und nennen das Ergebnis die allgemeine Gaskonstante

$$R = k_B \cdot N_A = 1,380\,649 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 6,022\,14 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} = 8,314\,462 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Masse Statt der Stoffmenge n interessiert uns aber oft die Masse. Die Masse eines Gases können wir aus der Anzahl der Atome berechnen, wenn wir die Masse der einzelnen Atome kennen

$$m = N \cdot m_i = n \cdot M_i$$

Hier haben wir beherzt die Masse eines einzelnen Teilchens tm genannt und eine Masse für ein Mol eines Stoffes M eingeführt: Die Masse tm ist die Masse eines einzelnen Atoms oder Moleküls, und N war die Zahl aller dieser Teilchen. Diese Molmassen M_i sind für viele Stoffe tabelliert, und wir bekommen für die Zustandsgleichung des idealen Gases

$$p = k_B \cdot \frac{N \cdot T}{V} = k_B \cdot \frac{N_A \cdot n \cdot T}{V} = \frac{R \cdot n \cdot T}{V} = \frac{R \cdot \frac{m}{M_i} \cdot T}{V} = \frac{R_i \cdot m \cdot T}{V}$$

Damit wir nicht so viel schreiben müssen, haben wir nun noch die spezielle Gaskonstante des speziellen Gases eingeführt, für das wir diese Zustandsgleichung nutzen

$$R_i = \frac{R}{M_i}$$

Auch diese speziellen Gaskonstanten sind für viele Stoffe tabelliert; wir wissen jetzt aber, wie wir sie jederzeit selber berechnen können.

2.3.2 Warum wir die Zustandsgleichung des idealen Gases verwenden

WARUM VERWENDEN WIR NICHT EINFACH DIE DICHTEN EINES GASES? SOLCHE DICHTEN FINDEN SICH SCHNELL. WARUM IMMER DIESE ZUSTANDSGLEICHUNG?

Die Dichte eines Gases hängt vom Druck ab und von der Temperatur,

$$\rho = \rho(p, T) = \frac{1}{v(p, T)} \quad (2.25)$$

d. h. wir brauchen immer den Druck und die Temperatur, um die Dichte abzulesen. Diese Zusammenhänge lassen sich für Gase über eine Tabelle abbilden – im VDI-Wärmeatlas, Teil D.2, finden Sie genau solche Tabellen für wenige wichtige Gase, jeweils für einige Temperaturen und Drücke. Aber dann braucht es eine umfangreiche Bibliothek an solchen Tabellen, wobei diese Daten für viele Gase nicht in der benötigten Qualität bereitstehen. Wir machen es uns daher ganz einfach: Gase verhalten sich über weite, insbesondere über weite technisch relevante Bereiche wie ein ideales Gas, d. h. wir verwenden stattdessen

$$\rho(p, T) = \frac{1}{v(p, T)} = \frac{p}{R_i \cdot T} \quad (2.26)$$

Unsere ganze umfangreiche Bibliothek an riesigen Tabellen schrumpft auf eine Liste mit Werten für die speziellen Gaskonstanten R_i zusammen bzw. können wir die speziellen Gaskonstanten auch noch über die allgemeine Gaskonstante aus der Molmasse berechnen mit

$$R_{fluid} = \frac{R}{M_{fluid}} = \frac{8,314 \frac{\text{J}}{\text{kmol} \cdot \text{K}}}{M_{fluid}} \quad (2.27)$$

Damit brauchen wir nur noch das Periodensystem der Elemente.

Wenn wir im nächsten Kapitel Zustandsänderungen beschreiben, dann brauchen wir entweder die in Kapitel 6 eingeführten Stoffwertdiagramme für jedes Gas, mit dem wir arbeiten. Und da gibt es Gase, für die das schnell nahezu unmöglich wird, da schlicht niemand bisher diese Daten ordentlich gemessen hat, oder wir stecken Annahmen hinein. Die Annahme, das Gas sei ein ideales Gas, ist die einfachste und für viele Probleme bereits ausreichend genau.

2.3.3 Normzustand

WENN GASMENGEN ALS VOLUMEN ANGEGEBEN WERDEN, DANN OFT BEI EINEM BESTIMMTEN ZUSTAND.

Die DIN 1343:1990 legt speziell einen Normzustand fest. Dieser wird in vielen technischen Bereichen als Referenzzustand verwendet, an dem weitere Angaben zu treffen sind. Relevant ist für uns die Verwendung im Bundes-Immissionsschutzgesetz (BImSchG), der TA Luft und die BImSchV, wenn wir über Rauchgas reden. Auch im Bereich der Erdgasversorgung ist dies eine übliche Festlegung. Es gilt

$$p_N = 101.325 \text{ Pa und } T_N = 273,15 \text{ K oder } \vartheta_N = 0 \text{ °C} \quad (2.28)$$

Damit ist für einen festgelegten Stoff das spezifische Normvolumen festgelegt. Für ideale Gase lässt sich jedes Volumen auf Normbedingung umrechnen mit

$$V_N = V(p, T) \cdot \frac{T_N}{T} \cdot \frac{p}{p_N} \quad (2.29)$$

oder umgekehrt aus dem Volumen bei Normbedingung das Volumen bei anderem Druck und anderer Temperatur bestimmen

$$V(p, T) = V_N \cdot \frac{T}{T_N} \cdot \frac{p_N}{p} \quad (2.30)$$

Volumen im Normzustand werden hier als Nm^3 bezeichnet⁶.

Aber Achtung: Zusätzlich gibt es den Standardzustand für chemische Eigenschaften von Stoffen, dieser ist mit 1 bar und 25 °C festgelegt; zusätzlich muss dann der Stoff in Reinform vorliegen. Er ist typisch durch den Index ⁰ gekennzeichnet. Diesen Zustand nennen wir Standardzustand.

2.3.4 Realgasfaktor und andere Zustandsgleichungen

KEIN GAS IST IDEAL – WIE BESCHREIBEN WIR DAS?

Die Zustandsgleichung des idealen Gases gilt streng nur für niedrigen Druck und hohe Temperatur. Bei anderen Bedingungen weicht die tatsächliche Zustandsgleichung von der

⁶⁾ Leider ist es in der Literatur nicht immer üblich, Volumen bei Normbedingung klar auszuweisen. Manchmal wird einfach vorausgesetzt, dass alle Beteiligten dies wissen.