

Friedrich Herrmann



Der Karlsruher Physikkurs

Hochschulsripten

Thermodynamik

Der Karlsruher Physikkurs

Hochschulschriften



Mechanik



Thermodynamik



Elektrodynamik

Optik

Der Karlsruher Physikkurs

Auflage 2015

Prof. Dr. *Friedrich Herrmann*

Inhaltsverzeichnis

Seite

1. Mengenartige Größen und der Aufbau der Physik

1.1	Bilanzgleichungen	3
1.2	Energieströme	4

2. Entropie und Temperatur

2.1	Die Entropie als Wärmemaß	6
2.2	Die Festlegung der Entropieskala	7
2.3	Entropie und Energie – die Festlegung der Temperaturskala	8
2.4	Die Einheiten von Temperatur und Entropie	10
2.5	Wärmemotor und Wärmepumpe	11
2.6	Entropieerzeugung – reversible und irreversible Prozesse	12
2.7	Der Wirkungsgrad	15
2.8	Das thermische Gleichgewicht	17
2.9	Die Messung von Temperatur und Entropie	18
2.10	Der erste und der zweite Hauptsatz	20
2.11	Entropieinhalt am absoluten Nullpunkt	21
2.12	Die Entropiekapazität	22
2.13	Die Entropieleitfähigkeit	24
2.14	Zur Geschichte des Wärmebegriffs	27

3. Stoffmenge und chemisches Potenzial

3.1	Stoffe und Grundstoffe	28
3.2	Die Stoffmenge	30
3.3	Das chemische Potenzial	32
3.4	Die Skala des chemischen Potentials	33
3.5	Der Nullpunkt des chemischen Potentials	35
3.6	Die Werte des chemischen Potentials	36
3.7	Beispiele für den Umgang mit dem chemischen Potential	38
3.8	Der Reaktionswiderstand	39
3.9	Reversibel ablaufende Reaktionen – elektrochemische Reaktionen	42
3.10	Irreversibel ablaufende Reaktion – die Entropiebilanz chemischer Reaktionen	44

4. Gibbs'sche Fundamentalform, Gibbsfunktion, Gleichgewicht

4.1	System und Zustand	45
4.2	Die Gibbs'sche Fundamentalform	45
4.3	Gibbsfunktionen	49
4.4	Die Zerlegung von Systemen	50
4.5	Energieformen	52
4.6	Zustandsgleichungen	54
4.7	Maxwellbeziehungen und Stützregel	55

4.8	Lineare Approximation der Gibbsfunktion	59
4.9	Kreisprozesse	60
4.10	Warum die Energieform Wärme nicht in einem System enthalten sein kann	64
4.11	Gleichgewichte	65
4.12	Fließgleichgewichte	68

5. Das ideale Gas

5.1	Die thermische Zustandsgleichung des idealen Gases	71
5.2	Folgerungen aus der Gasgleichung	72
5.3	Gelöste Stoffe als ideale Gase	75
5.4	Gemische idealer Gase	76
5.5	Das Massenwirkungsgesetz	78
5.6	Die zweite Zustandsgleichung: $S = S(T, p, n)$	79
5.7	Isothermen, Isentropen, Isobaren und Isochoren des idealen Gases	81
5.8	Die dritte Zustandsgleichung: $\mu = \mu(T, p, n)$	82
5.9	Einfache Kreisprozesse mit idealen Gasen	83

6. Flüssigkeiten und Feststoffe

6.1	Das chemische Potenzial	87
6.2	Die Entropie von Feststoffen	89

7. Phasenübergänge

7.1	Phasen	91
7.2	Phasenübergänge	91
7.3	ξ -X-Diagramme	94
7.4	Die Clausius-Clapeyron-Gleichung	95
7.5	Verdunsten und Sieden	96
7.6	Lösungen	97

8. Strömungen

8.1	Rohrströmungen	98
8.2	Strömungen ohne Energiefluss durch die Rohrwand	99
8.3	Strömung eines idealen Gases ohne Energiefluss durch die Rohrwand	100
8.4	Isotherme Strömung des idealen Gases	101
8.5	Ideale Strömungen inkompressibler Flüssigkeiten	102
8.6	Flüssigkeitsströmungen im Schwerfeld	103

9. Reale Gase

9.1	Der kritische Punkt	104
9.2	Die Van-der-Waals-Gleichung	105
9.3	Adiabatische Strömung eines realen Gases – der Joule-Thomson-Effekt	105

10. Kombipotenziale

10.1	Noch einmal Gleichgewichte	107
10.2	Stoffe und Teilchen – Kopplung zwischen mengenartigen Größen	108
10.3	Das elektrochemische Potenzial	109
10.4	Elektrochemische Zellen	113
10.5	Das gravitochemische Potenzial	116
10.6	Eine Kombination aus Temperatur, Schwerepotenzial und chemischem Potenzial	117
10.7	Eine Kombination aus Schwere-, Trägheits- und hydrostatischem Potenzial – die Bernoulli-Gleichung	119

11. Das Licht-Gas

11.1	Thermische Strahlung	120
11.2	Die Entropie des Lichts	122
11.3	Die Temperatur des Lichts	122
11.4	Das chemische Potenzial des Lichts	123
11.5	Die Größe Strahldichte	124
11.6	Das Stefan-Boltzmann-Gesetz	126
11.7	Druck und Entropie der schwarzen Strahlung als Funktion der Temperatur	127
11.8	Isotherme, isentrope und isoenergetische Expansion von Licht	129
11.9	Licht, dessen chemisches Potenzial ungleich null ist	130
11.10	Energietransport mit thermischer Strahlung	131
11.11	Das Kirchhoffsche Strahlungsgesetz	132

12. Thermische Maschinen

12.1	Überblick	133
12.2	Warum Wärmekraftmaschinen?	134
12.3	Maschinen mit äußerer Verbrennung	135
12.4	Maschinen mit innerer Verbrennung	139
12.5	Kältemaschinen	140

13. Entropie und Wahrscheinlichkeit

13.1	Die Datenmenge	142
13.2	Die Verallgemeinerung des Zustandsbegriffs – das Gibbs'sche Ensemble	145
13.3	Die Entropie einer Verteilung	147
13.4	Die physikalische Entropie eines Systems	149
13.5	Entropie und Temperatur	151
13.6	Entropie und Datenmenge	156

	Tabelle der chemischen Potenziale und der molaren Entropien	153
--	---	-----

1. Mengenartige Größen und der Aufbau der Physik

1.1 Bilanzgleichungen

Wir beginnen damit, die Thermodynamik in den Rest der Physik einzuordnen. Wir müssen dazu einen kleinen Anlauf nehmen.

Die Werte einer physikalischen Größe beziehen sich gewöhnlich auf ein bestimmtes geometrisches Gebilde. So beziehen sich die elektrische Feldstärke, die Temperatur und die Geschwindigkeit auf einen Punkt. Die Größe elektrische Spannung bezieht sich auf eine Linie. Die Kraft oder Impulsstromstärke, die Leistung oder Energiestromstärke und die elektrische Stromstärke beziehen sich auf Flächen. Die Größen, um die es uns im Augenblick geht, die mengenartigen Größen, beziehen sich auf einen Raumbereich. Zu ihnen gehören die Energie, der Impuls, die elektrische Ladung, die Entropie, die Stoffmenge und noch einige andere.

Die mengenartigen Größen spielen eine besondere Rolle in der Physik. Wir wollen einige ihrer Eigenschaften betrachten.

Für jede mengenartige Größe X kann man eine Gleichung der Form

$$\frac{dX}{dt} = I_X + \Sigma_X \quad (1.1)$$

schreiben. Auch diese Gleichung bezieht sich auf einen Raumbereich. Sie lässt folgende Interpretation zu, Abb. 1.1: X stellt man sich vor als die Menge von irgendetwas: die Energiemenge, die Bewegungsmenge (im Fall des Impulses), die Elektrizitätsmenge, die Wärmemenge (im Fall der Entropie) oder die Stoffmenge.

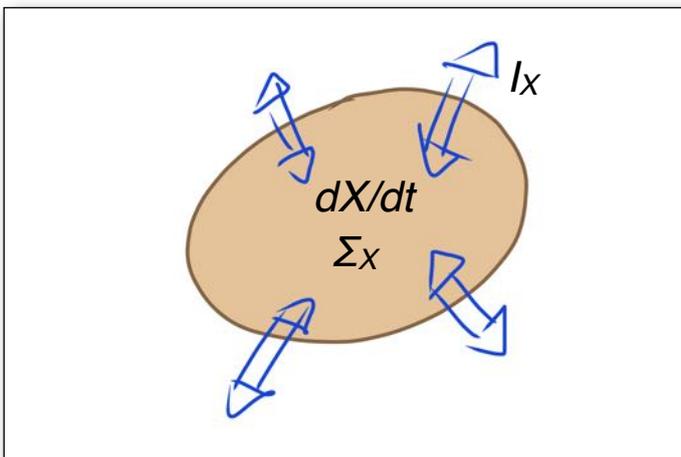


Abb. 1.1

Die Änderung dX/dt kommt auf zweierlei Art zustande: durch Zu- oder Wegfluss und durch Erzeugung oder Vernichtung.

Der Term dX/dt stellt dann die zeitliche Änderung der Menge von X im Innern des Raumbereichs dar. Die Größe I_X bezieht sich auf die Oberfläche des Raumbereichs. Man kann sie daher interpretieren als eine Stromstärke: die Stärke des Stroms der Größe X durch die Oberfläche des betrachteten Raumbereichs. Die Größe Σ_X schließlich bezieht sich wieder auf das Innere des Raumbereichs und kann interpretiert werden als die Erzeugungsrate von X (wobei negative Erzeugung Vernichtung bedeutet).

Bei dieser Interpretation erscheint Gleichung (1.1) als eine Bilanzgleichung. Sie sagt uns, dass sich die Menge X auf zweierlei Arten ändern kann: 1. dadurch, dass ein Strom von X durch die Oberfläche des Gebiets in das Gebiet hinein oder aus ihm heraus fließt, und 2. dadurch, dass im Innern des Gebiets Erzeugung oder Vernichtung von X stattfindet.

Für manche mengenartigen Größen ist der Term Σ_X immer gleich null. Diese Größen können ihren Wert nur durch Zu- oder Wegfluss ändern. Man nennt sie Erhaltungsgrößen. Zu ihnen gehören Energie, Impuls und elektrische Ladung. Beispiele für nicht erhaltene mengenartige Größen sind die Entropie S und die Stoffmenge n . So kann die Entropie zwar erzeugt, aber nicht vernichtet werden, während Stoffmenge sowohl erzeugt als auch vernichtet werden kann.

Die Interpretation, die wir hier vorstellen, wird allein durch die Gestalt von Gleichung (1.1) gerechtfertigt. Tatsächlich ist sie für manche Größen üblich, für andere weniger. So ist jeder daran gewöhnt, sich die Größe Q als Elektrizitätsmenge oder „Ladungsmenge“ vorzustellen und entsprechend die Größe I als die Stärke des elektrischen Stroms. Die Bilanzgleichung für die elektrische Ladung lautet

$$\frac{dQ}{dt} = I_Q$$

Die Bilanzgleichung für die Energie ist

$$\frac{dE}{dt} = P$$

und die für den Impuls

$$\frac{d\vec{p}}{dt} = \vec{F}$$

Bekanntlich ist es üblich, die letzte Gleichung anders zu interpretieren: Man sagt, auf den Raumbereich, oder einen Körper im Raumbereich, wirke eine Kraft, und dadurch ändere sich der Impuls im Innern des Bereichs. Es ist aber zweckmäßig, diese Beziehung so zu lesen wie die anderen Bilanzgleichungen: Die Änderung des Impulses kommt zustande durch einen Impulsstrom der Stärke \vec{F} .

Jedes der großen Teilgebiete der klassischen Physik wird durch eine mengenartige Größe charakterisiert. Die Mechanik ist der Teil der Physik, in dem es um den Impuls und dessen Ströme geht. Die Elektrizitätslehre beschäftigt sich mit der elektrischen Ladung und mit elektrischen Strömen. Entsprechend kann man auch die reine Wärmelehre definieren als den Teil der Physik, in dem es um die Entropie und um Entropieströme geht. Die Stoffmenge und deren Ströme gehören in die Chemie.

Die Energie ist eine Größe, die für keines dieser Gebiete charakteristisch ist. Sie ist in allen Teilgebieten der Physik gleichermaßen wichtig.

1.2 Energieströme

Es ist eine Erfahrung, dass ein Energiestrom stets mit dem Strom einer anderen mengenartigen Größe verknüpft ist. Die Stromstärke der Energie ist dabei zur Stromstärke der anderen Größe proportional. Es gilt also allgemein:

$$P \sim I_X$$

Konkrete Beispiele für diese Beziehung sind

$$P \sim F,$$

die den Energietransport etwa durch eine Fahrradkette beschreibt, oder

$$P \sim I,$$

die für elektrische Energietransporte gilt. Man definiert über diese Proportionalitäten die sogenannten energie-konjugierten intensiven Größen:

So ist die elektrische Potentialdifferenz U definiert über

$$P = U \cdot I \quad (1.2)$$

und die Geschwindigkeit kann man definieren über

$$P = \vec{v} \cdot \vec{F}. \quad (1.3)$$

Wir werden sehen, dass für thermische Energietransporte die Beziehung

$$P \sim I_S$$

gilt, und dass man die Temperatur T definiert über

$$P = T \cdot I_S. \quad (1.4)$$

Entsprechend ist für chemische Energietransporte

$$P \sim I_n,$$

und man definiert das chemische Potential μ über

$$P = \mu \cdot I_n. \quad (1.5)$$

Die einheitliche Form der Gleichungen (1.2) bis (1.5) zeigt, dass wir es mit einer Analogie zu tun haben. Die angesprochenen Teilgebiete der Physik haben eine gemeinsame Struktur. Die Analogie besteht darin, dass man bestimmte physikalische Größen aufeinander abbildet. Aus einer Relation, die in einem der Teilgebiete gilt, erhält man eine Relation in einem anderen Teilgebiet, indem man die einander entsprechenden Größen einfach ersetzt. Energie, Energiestromstärke, Ort und Zeit werden dabei nicht mit übersetzt, oder in anderen Worten, sie gehen in sich selbst über. In der zweiten und dritten Spalte von Tabelle 1.1 sind die mengenartigen bzw. intensiven Größen aufgeführt, die gegeneinander ersetzt werden. Die fünfte Spalte zeigt als Beispiel eine Beziehung in ihren verschiedenen analogen Varianten.

	Extensive Größe	Intensive Größe	Stromstärke	$P = \xi \cdot I_x$
Mechanik	Impuls p	Geschwindigkeit v	Kraft F	$P = v \cdot F$
Elektrizitätslehre	elektrische Ladung Q	elektrisches Potenzial ϕ	elektrische Stromstärke I	$P = U \cdot I$
Wärmelehre	Entropie S	Temperatur T	Entropiestromstärke I_S	$P = T \cdot I_S$
Chemie	Stoffmenge n	chem. Potenzial μ	Stoffstromstärke I_n	$P = \mu \cdot I_n$

Tabelle 1.1

Zuordnung physikalischer Größen zu Teilgebieten der Physik und zur Chemie

Die durch die Gleichungen (1.2) bis (1.5) definierten intensiven Größen spielen eine wichtige Rolle bei Strömungen, die mit „Reibung“ in einem allgemeineren Sinn, oder Dissipation, verbunden sind. Solche Vorgänge sind

- die mechanische Reibung;
- die „elektrische Reibung“, d. h. der Prozess, der abläuft wenn ein elektrischer Strom durch einen Widerstand fließt;
- der Vorgang bei dem Entropie durch einen Wärmewiderstand fließt;
- Diffusion und chemische Reaktionen, die spontan ablaufen.

Für alle diese „Strömungen“ gilt, dass die mengenartige Größe vom hohen zum niedrigen Wert der entsprechenden intensiven Größe fließt. So fließt bei mechanischen Reibungsvorgängen Impuls stets vom Körper mit der höheren zum Körper mit der niedrigeren Geschwindigkeit.

In elektrischen Widerständen fließt die elektrische Ladung vom hohen zum niedrigen elektrischen Potential.

Entropie fließt von Stellen hoher zu Stellen niedriger Temperatur.

Stoffe schließlich diffundieren immer von Stellen hohen zu Stellen niedrigen chemischen Potentials. Außerdem laufen chemische Reaktionen spontan immer in die Richtung abnehmenden chemischen Potentials.

Wenn man irgendeinen dieser Prozesse in die entgegengesetzte Richtung laufen lassen möchte, muss man Energie aufwenden.

Um Impuls von einem Körper niedriger auf einen Körper hoher Geschwindigkeit zu befördern, kann man einen Motor benutzen. Elektrizität bringt man vom niedrigen auf das hohe Potential mit Hilfe einer Batterie oder eines Generators. Entropie pumpt man mit einer Wärmepumpe von der niedrigen zur hohen Temperatur. Und eine chemische Reaktion treibt man in die dem spontanen Antrieb entgegengesetzte Richtung etwa in einer Elektrolysezelle.

Wir sind nun in der Lage zu sagen, um was es in der Thermodynamik geht. Die Thermodynamik ist mehr als nur reine Wärmelehre. Es geht also um mehr als nur die Zusammenhänge zwischen Entropie und Temperatur. Die Thermodynamik befasst sich mit dem Zusammenspiel von thermischen, chemischen und mechanischen Vorgängen. Die Größen, mit denen wir es zu tun haben werden, sind daher neben der allgegenwärtigen Energie die thermischen Größen Entropie und Temperatur und die chemischen Größen Stoffmenge und chemisches Potential. Die Mechanik tritt in der Thermodynamik meist nicht mit ihren Größen Impuls und Geschwindigkeit auf, sondern mit den Stellvertretern Druck und Volumen.

2. Entropie und Temperatur

2.1 Die Entropie als Wärmemaß

Die Entropie S ist eine Größe, für die Nichtphysiker eine sehr gute Anschauung haben und mit der sie intuitiv richtig operieren. Es gibt wahrscheinlich keine andere Größe, bei der der physikalische Begriff mit einem umgangssprachlichen Begriff so gut übereinstimmt: Die meisten umgangssprachlichen Aussagen, in denen das Wort „Wärme“ oder „Wärmemenge“ vorkommt, bleiben physikalisch korrekt, wenn man diese Wörter durch das Wort „Entropie“ ersetzt.

Das Wort „Wärme“ hat allerdings heute in der Physik eine andere Bedeutung, nämlich $Wärme = TdS$, und diese stimmt mit der umgangssprachlichen Bedeutung schlecht überein. Wir werden daher das Wort Wärme nicht in diesem Sinn benutzen.

Im Folgenden sind einige Sätze wiedergegeben, in denen der umgangssprachliche Wärmebegriff vorkommt. Diese Sätze bleiben richtig, wenn man das Wort Wärme durch das Wort Entropie ersetzt. Wir bekommen auf diese Weise ein qualitatives Verständnis für den Entropiebegriff:

Hält man einen Gegenstand, z.B. ein Stück Eisen, über eine Gasflamme, so wird er wärmer, seine Temperatur steigt. In den Gegenstand strömt Wärme (Entropie) hinein. Je mehr Wärme man in das Eisenstück hineinfließen lässt, desto höher wird seine Temperatur. Nimmt man den Gegenstand von der Flamme weg und packt ihn in Styropor ein, so bleibt die Wärme (Entropie) in ihm drin. Teilt man ihn in zwei gleich große Teile, so steckt in jedem Teil die Hälfte der Wärme (Entropie), die im Gegenstand insge-

samt enthalten war. Die Wärme (Entropie) ist also mengenartig. Es gibt eine Wärmedichte (Entropiedichte).

Bringt man einen warmen Gegenstand in Kontakt mit einem kalten, so fließt Wärme (= Entropie) vom warmen zum kalten, d.h. vom Gegenstand höherer zu dem niedrigerer Temperatur. Die Wärme (Entropie) fließt um so besser, je größer die Temperaturdifferenz ist. Ob sie gut von einem warmen zu einem kalten Gegenstand fließt, hängt aber auch noch von der Art des Kontaktes, der Verbindung, ab. Sind die Gegenstände durch Holz verbunden, so fließt die Wärme (Entropie) schlechter als wenn sie durch ein Metall verbunden sind. Es gibt also gute und schlechte Wärmeleiter (Entropieleiter).

Hält man einmal einen Behälter mit Luft und einmal einen gleich großen Behälter mit Wasser über eine Flamme, so stellt man fest, dass sich die Luft schneller erwärmt, d.h. schneller eine bestimmte Temperatur erreicht als das Wasser. Man muss also in das Wasser mehr Wärme (Entropie) hineinstecken, um diese Temperatur zu erreichen. Wasser hat eine größere Wärmekapazität (Entropiekapazität) als Luft.

Man kann einem „System“ auch Wärme (Entropie) zuführen, ohne dass es sich erwärmt. Lässt man kochendes Wasser auf der Flamme stehen, so fließt dauernd Wärme (Entropie) in das Wasser hinein. Seine Temperatur erhöht sich nicht mehr, aber dafür wird ständig Wasser verdampft. Der Dampf muss also die Wärme (Entropie) forttragen. Ein Gramm Dampf enthält also (viel) mehr Wärme (Entropie) als ein Gramm flüssiges Wasser.

Lässt man einen Gegenstand, den man vorher erwärmt hat, eine Weile stehen (ohne weiter zu heizen), so fließt die Wärme (Entropie) aus ihm heraus, sie verteilt sich in der Umgebung. Dabei verdünnt sie sich so stark, dass man nicht mehr erkennt, wo sie sich genau befindet. Trotzdem ist sie irgendwo, sie ist nicht verschwunden im Sinn von „vernichtet“, sondern nur verschwunden im Sinn von „versteckt“ oder „verstreut“.

Man kann Wärme (Entropie) nicht vernichten, aber man kann sie erzeugen, z.B. in einer Flamme, in einem elektrischen Widerstand oder durch „Reibung“.

Um Wärme (Entropie) zu erzeugen, braucht man Energie. Da wir an die Erhaltung der Energie glauben, schließen wir, dass mit der Wärme (Entropie), die von einem elektrischen Widerstand wegfließt, auch Energie wegfließt.

2.2 Die Festlegung der Entropieskala

Um eine physikalische Größe zu definieren, muss die Skala der Größe festgelegt werden. Eine solche Festlegung soll es gestatten, Werte der Größe zu bestimmen. Zur Festlegung einer Skala gehört 1. die Angabe der Einheit und 2. ein Vorschrift für die Konstruktion der Vielfachen der Einheit.

Die Definition der Einheit ist im Wesentlichen ein technisches Problem.

Die Festlegung der Vielfachen dagegen berührt die Substanz der Größe. Tatsächlich ist für viele Größen die Definition der Vielfachen ein delikates Problem. Es gibt Fälle, bei denen diese Definition im Laufe der Geschichte der Physik geändert wurde. Die Skala wurde im Laufe der Zeit also verzerrt, oder besser: entzerrt. Ein Beispiel hierfür ist die Temperaturskala.

Wir wollen uns überlegen, wie man Einheit und Skala der Entropie festlegen könnte. Wir beginnen mit der Einheit.

Die Maßeinheit der Entropie ist das Carnot, abgekürzt Ct. Wir wissen, dass man Entropie braucht, um Eis zu schmelzen. Mit 1 Ct schmilzt man bei Normaldruck gerade $0,893 \text{ cm}^3$ Eis. Man hätte also gesetzlich festlegen können:

„1 Carnot ist diejenige Entropiemenge, mit der man bei Normaldruck $0,893 \text{ cm}^3$ Eis schmilzt.“

Tatsächlich hat man als gesetzliche Definition ein anderes Verfahren vorgezogen. Dieses Verfahren ist begrifflich etwas komplizierter, gestattet aber eine genauere Festlegung der Einheit. Wir kommen später darauf zurück.

Nun zur Bildung von Vielfachen von Entropiewerten. Für mengenartige Größen ist die Bildung von Vielfachen trivial. Wenn ein System eine Einheit einer mengenartigen Größe enthält, so erhält man zwei Einheiten, indem man einfach ein gleiches System neben das erste setzt.

Zu unterscheiden vom Verfahren zur Festlegung von Einheit und Vielfachen der Werte einer physikalischen Größe sind die praktischen Messverfahren. Um die Werte einer Größe praktisch zu bestimmen, braucht man ein Verfahren, das nicht zu umständlich ist. So könnte man Entropiemengen zwar im Prinzip dadurch messen, dass man Eis schmilzt und dessen Volumen misst. Nur ist dieses Verfahren sehr unpraktisch. Warum? Die zu messende Entropie befindet sich in irgendeinem System: einem Behälter oder einem Körper. Von diesem muss man sie in das zu schmelzende Eis übertragen. Es ist aber technisch sehr schwierig, Entropie von einem Körper auf einen anderen zu bringen, ohne dabei zusätzlich neue Entropie zu erzeugen. Es ist besonders schwierig, wenn sich der Körper, von dem die Entropie entnommen wird, auf einer anderen Temperatur befindet als das Eis. Man muss dann die Entropie behutsam (mit Hilfe einer Wärmekraftmaschine oder einer Wärmepumpe) hinaufpumpen oder herunterlassen. Es gibt ein viel praktischeres Messverfahren für die Entropie. Dieses macht sich die Erzeugbarkeit der Entropie gerade zu nutze. Wir werden dieses Verfahren später kennen lernen.

2.3 Entropie und Energie - die Festlegung der Temperaturskala

Bevor wir uns der Definition der Temperaturskala zuwenden, müssen wir die Energie- und die Entropiebilanz einiger einfacher Geräte untersuchen.

Abb. 2.1 zeigt einen Tauchsieder. Zunächst die Entropiebilanz: Aus dem Tauchsieder kommt Entropie heraus, es fließt aber keine Entropie hinein. Die Entropie wird im Tauchsieder erzeugt.

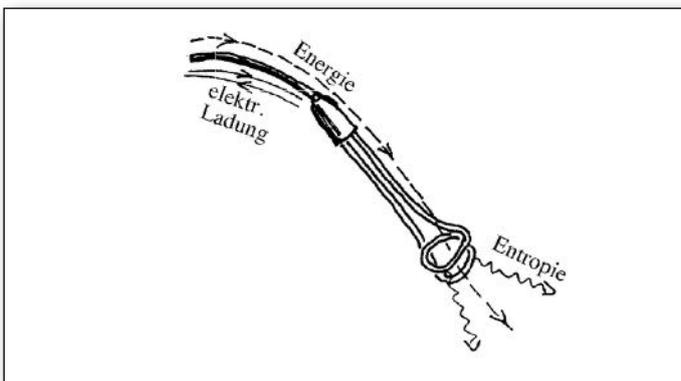


Abb. 2.1

Zur Energie- und Entropiebilanz eines Tauchsieders

Und die Energiebilanz: In den Tauchsieder fließt über das Kabel Energie hinein, und diese muss wieder herauskommen. Die einzige Möglichkeit hierfür ist, dass sie über die äußere Oberfläche zusammen mit der Entropie herauskommt. Man sagt auch, die Energie kommt mit dem *Energieträger* „elektrische Ladung“ in den Tauchsieder hinein, und sie kommt mit dem Energieträger „Entropie“ heraus. Wir schließen daraus, dass ein Entropiestrom von einem Energiestrom begleitet ist.

Wir suchen nun den Zusammenhang zwischen Entropiestromstärke I_S und Energiestromstärke P . Da beide Größen Stromstärken mengenartiger Größen sind, muss der Zusammenhang lauten:

$$P \sim I_S \quad (2.1)$$

(Man kann sich etwa vorstellen, man betreibt zwei Tauchsieder nebeneinander. Dann sind sowohl der Energie- als auch der Entropiestrom für beide zusammen doppelt so groß wie für einen allein.)

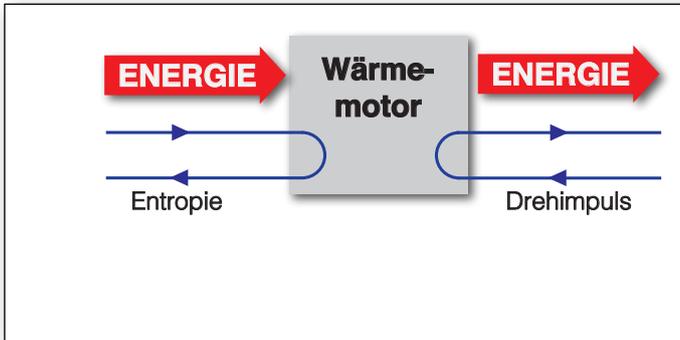


Abb. 2.2

Flussbild eines Wärmemotors

Wir betrachten als nächstes Entropie- und Energiebilanz eines Wärmemotors, oder einer „Wärme­kraftmaschine“. Abb. 2.2 zeigt das Flussbild eines Wärmemotors, Abb. 2.3 zeigt den Wärmemotor etwas realistischer.

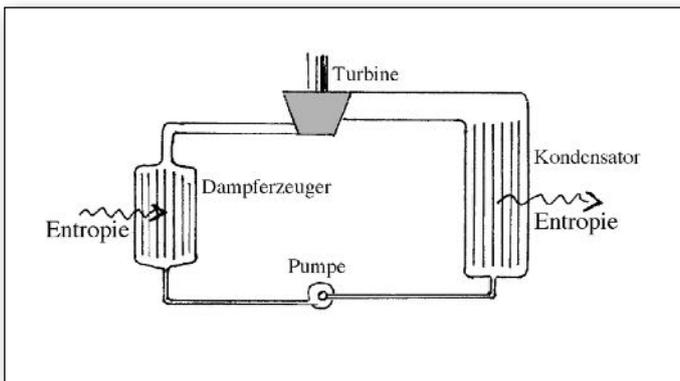


Abb. 2.3

Der Wärmemotor eines Kraftwerks besteht aus Dampferzeuger, Turbine, Kondensator und Pumpe.

Wärmemotoren werden unter anderem in Kohle- und Kernkraftwerken eingesetzt. In die Maschine fließt Entropie auf hoher Temperatur hinein. Man beschafft sich diese Entropie durch Erzeugung: durch Verbrennung von Kohle oder durch Spaltung von Uran und Plutonium. Die Entropie wird von der Maschine im Dampferzeuger aufgenommen. Der Dampf entspannt sich in einer Turbine. Dabei wird er kälter. Im Kondensator kondensiert der Dampf, wobei er die ganze vorher aufgenommene Entropie auf niedriger Temperatur wieder abgibt. Diese Entropie wird gewöhnlich an das Wasser eines Flusses abgegeben; manchmal auch – in einem Kühlturm – an die Luft.

Die Entropiestromstärke ist also am Eingang des Wärmemotors so groß wie am Ausgang. Wenn bei realen Maschinen, der Entropiestrom am Ausgang etwas stärker ist als am Eingang, so liegt das an Unvollkommenheiten der Maschine, die man aber im Prinzip beliebig klein machen kann.

Während die Entropie durch die Maschine fließt, gibt die Maschine über die Welle Energie ab. Diese Energie muss in die Maschine hineingekommen sein. Die einzige Möglichkeit hierfür ist, dass die herausfließende Entropie weniger Energie trägt als die hineinfließende. Die Differenz zwischen dem Energiestrom, der mit der Entropie hineinfließt und dem, der mit der Entropie wieder herauskommt, verlässt die Maschine über die Welle. Hinein- und herausfließender Entropiestrom müssen sich also unterscheiden. Genauer: Der Proportionalitätsfaktor, der die Beziehung (2.1) zu einer Gleichung macht, muss für Ein- und Aus-

gang verschiedene Werte haben. Er muss von einer Größe abhängen, die an Eingang und Ausgang verschiedene Werte hat. Nun wissen wir, dass der Ausgang der Maschine kälter ist als der Eingang, dass die Temperatur des Ausgangs niedriger ist, als die des Eingangs, welches auch immer die Temperaturskala ist, die man zugrunde legt.

Da wir die Temperaturskala bisher noch nicht definiert haben, legen wir fest: Der Proportionalitätsfaktor, der (2.1) zu einer Gleichung macht, heißt Temperatur. Die Temperatur T wird also definiert als:

$$T := \frac{P}{I_S} \quad (2.2)$$

Um T von der in °C gemessenen Temperatur zu unterscheiden, nennt man diese Größe auch *absolute Temperatur*.

Die Definition (2.2) ist analog zu der der elektrischen Spannung. Tatsächlich wird die elektrische Spannung definiert als Quotient aus Energiestromstärke und elektrischer Stromstärke. (Diese Tatsache wird oft anders formuliert, etwa: Spannung gleich Energie pro Ladung. Solche Formulierungen sind aber zu unserer Version äquivalent.)

Wir wollen Gleichung (2.2) noch in der Form schreiben, in der man sie sich gewöhnlich merkt:

$$P = T \cdot I_S. \quad (2.3)$$

2.4 Die Einheiten von Temperatur und Entropie

Da die Skalen, und damit die Vielfachen, von Energie und Entropie festliegen, sind mit Gleichung (2.2) auch die Vielfachen der Temperatur festgelegt. Wir hatten aber die Festlegung der Entropieeinheit zunächst noch aufgeschoben. Wir können nun das Versäumte nachholen. Würde man die Entropieeinheit festlegen, so läge mit Gleichung (2.2) auch die Temperatureinheit fest (denn über die Energieeinheit ist schon in der Mechanik verfügt worden). Tatsächlich verfährt man nun aber umgekehrt: Man legt gesetzlich die Temperatureinheit fest und definiert die Entropieeinheit, das *Carnot*, über Gleichung (2.2). Die Temperatureinheit ist folgendermaßen definiert:

Die Temperatur von Wasser am „Tripelpunkt“ beträgt 273,16 Kelvin.

Der Tripelpunkt ist diejenige Temperatur, bei der festes, flüssiges und gasförmiges Wasser koexistieren. Er ist zur Festlegung der Einheit besonders geeignet, weil keine zusätzlichen Angaben über die Werte anderer Größen gemacht werden müssen. Es muss also nicht etwa gesagt werden: „bei dem und dem Druck“. Wenn Wasser sich am Tripelpunkt befindet, liegt der Druck zwangsläufig fest.

Wir fassen noch einmal das etwas komplizierte Verfahren der Festlegung der Skalen von Entropie und Temperatur zusammen:

Die Vielfachen der Entropie ergeben sich einfach aus der Mengenartigkeit der Größe, die Vielfachen von Temperaturwerten sind über Gleichung (2.2) definiert. Die Einheit der Temperatur ist über den Tripelpunkt des Wassers definiert. Daraus folgt die Entropieeinheit über Gleichung (2.2). Es ist nämlich

$$1 \text{ Ct} = 1 \text{ J/K}.$$

Noch eine Bemerkung zu dem „krummen“ Wert bei der Definition der Temperatureinheit. Man hat diesen Wert gewählt, weil so eine Temperaturdifferenz von 1 Kelvin mit dem früher gültigen °C (Grad Celsius) übereinstimmt.

Für die Temperatur des Phasenübergangs zwischen festem und flüssigen Wasser bei Normaldruck (die Temperatur von schmelzendem Eis) ergibt sich 273,15 K. Für den Zusammenhang zwischen Celsius-temperatur ϑ und absoluter Temperatur T gilt demnach

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

2.5 Wärmemotor und Wärmepumpe

Wir können nun die Energiebilanz des Wärmemotors aufstellen. (Die Entropiebilanz ist trivial: Es fließt genauso viel hinein wie heraus.)

Mit der auf der hohen Temperatur T_2 hineinfließenden Entropie (Stromstärke I_S) fließt in die Maschine ein Energiestrom der Stärke

$$P_2 = T_2 \cdot I_S$$

hinein, und mit dem auf der niedrigen Temperatur T_1 herausfließenden Entropie fließt aus der Maschine ein Energiestrom der Stärke

$$P_1 = T_1 \cdot I_S$$

heraus. Netto fließt damit in die Maschine ein Energiestrom der Stärke

$$P = P_2 - P_1 = T_2 \cdot I_S - T_1 \cdot I_S$$

also

$$P = (T_2 - T_1) I_S \quad (2.4)$$

hinein.

Man sieht, dass die Funktionsweise des Wärmemotors der eines Wasserrades ähnlich ist, vergleiche Abb. 2.4 mit Abb. 2.2.

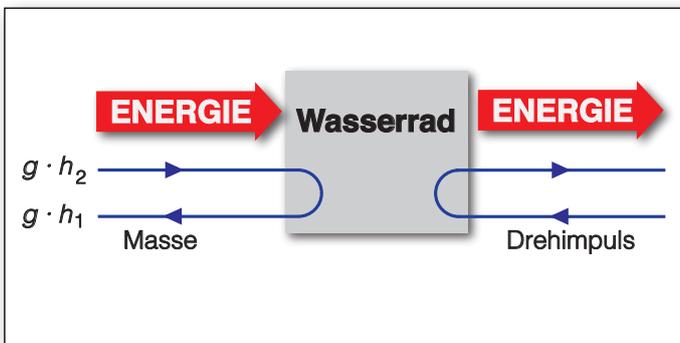


Abb. 2.4

Flussbild eines Wasserrades

Der Entropie entspricht beim Wasserrad das Wasser, oder genauer, die Masse m des Wassers, und was beim Wärmemotor die Temperatur ist, ist beim Wasserrad das Gravitationspotential $g \cdot h$ (g = Gravitationsfeldstärke, h = Höhe). Zum Wasserrad hin fließt ein Massenstrom auf großer Höhe, vom Wasserrad weg fließt ein Massenstrom derselben Stärke auf geringerer Höhe. Am Wasserrad geht die Masse von der großen auf die geringe Höhe herunter und gibt dabei Energie ab. Der Energiestrom hat die Stärke:

$$P = P_2 - P_1 = g \cdot h_2 \cdot I_m - g \cdot h_1 \cdot I_m = g (h_2 - h_1) I_m$$

Nun zur Wärmepumpe. Die Wärmepumpe tut gerade das Umgekehrte von dem, was ein Wärmemotor macht: Sie befördert Entropie von niedriger Temperatur auf hohe Temperatur. Da die wegfließende Entropie auf der hohen Temperatur mehr Energie trägt als die auf der niedrigen Temperatur hinfließende, braucht die Wärmepumpe eine Energieversorgung. Die Energie, die sie zum Pumpen braucht, ist wieder durch die Gleichung

$$P = (T_2 - T_1) I_S$$

gegeben.

In Analogie hierzu existiert auch zum Wasserrad eine Umkehrung: die Wasserpumpe. Und deren Energiebedarf wird durch die Gleichung

$$P = g (h_2 - h_1) I_m$$

beschrieben. Abb. 2.5 zeigt die Flussbilder einer elektrischen Wärmepumpe und einer elektrischen Wasserpumpe.

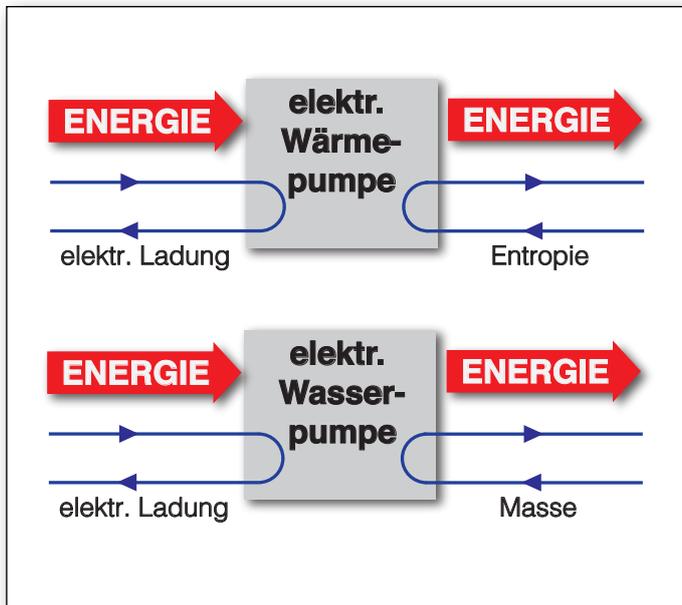


Abb. 2.5

Flussbilder einer elektrischen Wärmepumpe und einer elektrischen Wasserpumpe

2.6 Entropieerzeugung – reversible und irreversible Prozesse

Fließt Elektrizität durch einen elektrischen Widerstand –vom hohen zum niedrigen elektrischen Potential–, so wird der Widerstand warm, es wird Entropie erzeugt, Abb. 2.6. (Siehe auch Abb. 2.1.)

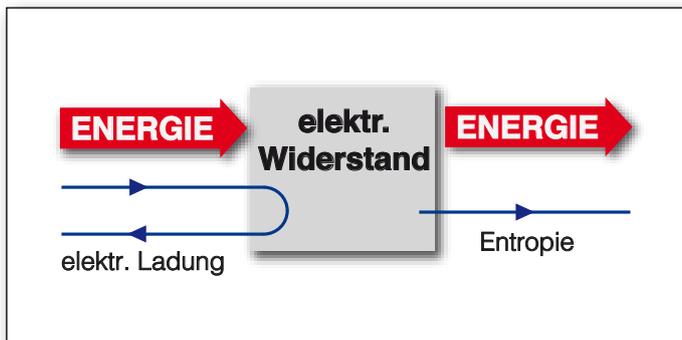


Abb. 2.6

Flussbild des elektrischen Widerstandes

Die zum Widerstand hinfließende Energie muss gleich sein der wegfließenden. Es muss also gelten:

$$(\phi_2 - \phi_1) \cdot I = T \cdot I_{S_{\text{erz}}} \quad (2.5)$$

Hier ist ϕ das elektrische Potential, I die elektrische Stromstärke und $I_{S_{\text{erz}}}$ die pro Zeit erzeugte Entropie. Wir lesen die Gleichung folgendermaßen: Zum Widerstand hin fließt Energie mit dem Energieträger elektrische Ladung und vom Widerstand weg mit dem Energieträger Entropie. Die Entropie, mit der die Energie den Widerstand verlässt, wurde im Widerstand erzeugt. Wenn $U = \phi_2 - \phi_1$, I und T bekannt sind, lässt sich die erzeugte Entropie leicht berechnen:

$$I_{S_{\text{erz}}} = U \cdot I/T$$

Es ist eine wichtige Erfahrung, dass Entropie nicht vernichtet werden kann. Daraus folgt, dass Prozesse, bei denen Entropie erzeugt wird, nicht rückwärts ablaufen können, sie sind irreversibel.

Gleichung (2.3) sagt uns, dass zur Entropieerzeugung Energie gebraucht wird. Man sagt, die zur Entropieerzeugung verbrauchte Energie werde *dissipiert*. Vorgänge, bei denen Entropie erzeugt wird, heißen dissipative Prozesse.

Es gibt einige dissipative Standardprozesse, die bestimmte Gemeinsamkeiten haben. Einer davon ist der gerade diskutierte Prozess, bei dem ein elektrischer Strom durch einen elektrischen Widerstand fließt.

Ein anderer solcher Standardprozess ist die mechanische Reibung, Abb. 2.7: Es wird Entropie erzeugt, während Impuls von einem Körper auf einen anderen durch einen „Impuls-widerstand“ fließt, d.h. durch die Berührungsfläche zwischen den beiden Körpern.

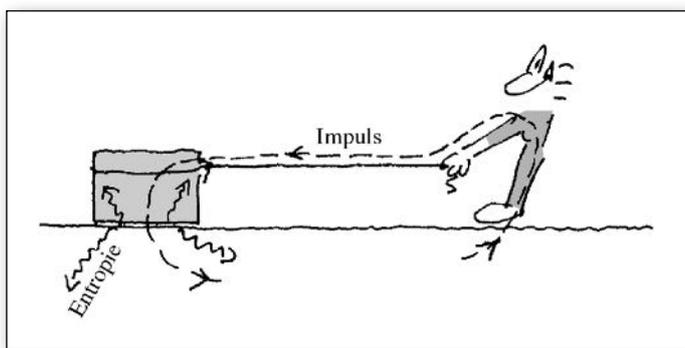


Abb. 2.7

Zur Impuls- und Entropiebilanz bei einem Reibungsvorgang

Der Impuls fließt von dem Körper mit der höheren Geschwindigkeit v_2 zum Körper mit der niedrigeren Geschwindigkeit v_1 . Der Energiestrom, der zur Aufrechterhaltung des Vorgangs nötig ist, hat die Stärke

$$P = (v_2 - v_1) \cdot F,$$

die Energiebilanz lautet also:

$$\Delta v \cdot F = T \cdot I_{S \text{ erz.}}$$

In Abb. 2.8 ist das Flussbild des Reibungsvorgangs dargestellt.

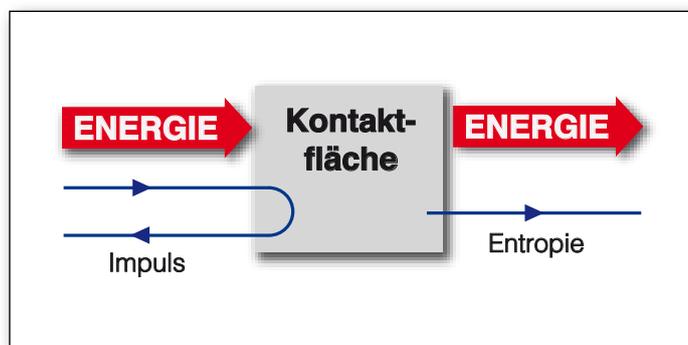
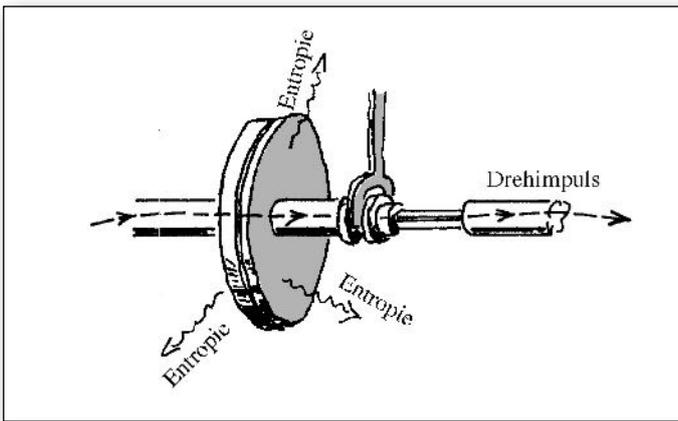


Abb. 2.8

Flussbild eines Reibungsvorgangs

Abb. 2.9 zeigt einen dritten dissipativen Prozess. Hier fließt in einer Rutschkupplung Drehimpuls von der Welle mit der höheren zur Welle mit der niedrigeren Winkelgeschwindigkeit.

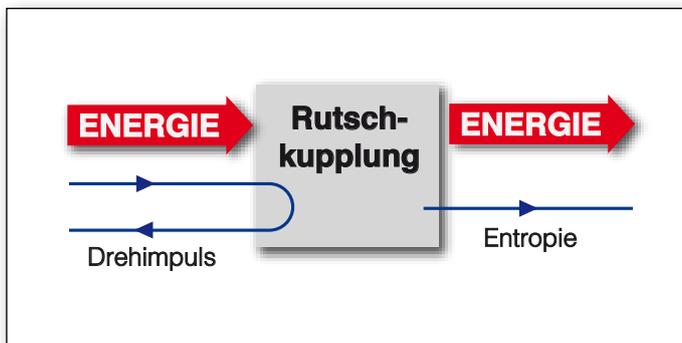
**Abb. 2.9**

Zur Drehimpuls- und Entropiebilanz bei einer Rutschkupplung

Die Energiebilanz lautet:

$$\Delta\omega \cdot M = T \cdot I_{S\text{erz}} .$$

(ω ist die Winkelgeschwindigkeit und M das Drehmoment oder die Drehimpulsstromstärke). Das Flussbild zeigt Abb. 2.10.

**Abb. 2.10**

Flussbild der Rutschkupplung

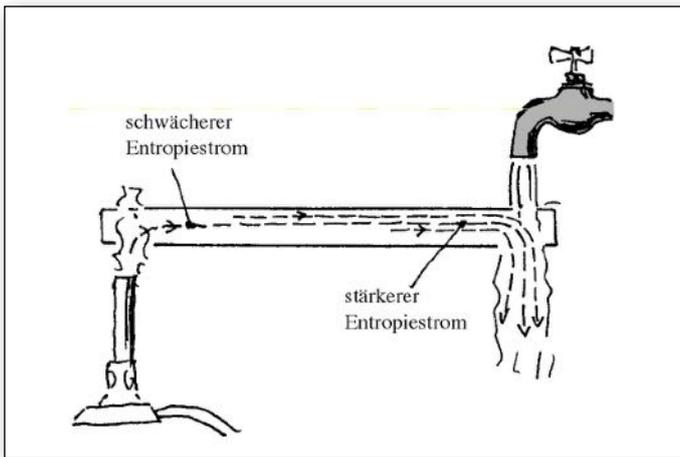
Einen Prozesstyp, den wir erst im nächsten Kapitel betrachten, stellen frei ablaufende chemische Reaktionen dar. Auch hier wird Entropie erzeugt, und auch hierfür lässt sich eine Energiebilanzgleichung formulieren, die dieselbe Form hat, wie die des elektrischen Widerstandes:

$$\Delta\mu \cdot I_n = T \cdot I_{S\text{erz}} .$$

Hier ist μ das chemische Potential und I_n der Stoffumsatz (gemessen in mol/s). $\Delta\mu$ ist die Differenz der chemischen Potentiale von Edukten und Produkten.

Alle Prozesse, die wir hier diskutiert haben, haben gemeinsam, dass eine mengenartige Größe über eine Art Widerstand von einer Stelle zu einer anderen fließt, bzw. aus einem Zustand in einen anderen geht. Die entsprechende intensive Größe –elektrisches Potential, Geschwindigkeit, Winkelgeschwindigkeit, chemisches Potential– hat an der ersten Stelle, bzw. im ersten Zustand, einen höheren Wert als an der zweiten Stelle, bzw. im zweiten Zustand. Die mengenartige Größe fließt also „vom hohen Wert der intensiven Größe zum niedrigen“.

Wir betrachten schließlich noch einen dissipativen Prozess, der eine Besonderheit hat. Durch einen Wärmewiderstand, dessen Enden sich auf den unterschiedlichen Temperaturen T_2 und T_1 befinden, fließt ein Entropiestrom vom Ende mit der hohen Temperatur T_2 zum Ende mit der niedrigen Temperatur T_1 , Abb. 2.11.

**Abb. 2.11**

Entropiebilanz eines Wärmeleiters

Auch hierbei wird Entropie erzeugt. Das bedeutet, dass am kalten Ende mehr Entropie ankommt, als am warmen Ende in den Wärmewiderstand hineingeflossen ist. Man kann die Energiebilanz zunächst so formulieren:

$$T_2 \cdot I_{S2} = T_1 \cdot I_{S1}, \quad (2.6)$$

denn die Stromstärken des hinein- und des herausfließenden Energiestroms müssen gleich sein.

Man sieht an dieser Gleichung sofort, dass die Entropiestromstärke I_{S1} größer sein muss als I_{S2} . Da sich der herausfließende Entropiestrom aus dem hineinfließenden Strom und der im Widerstand pro Zeit erzeugten Entropie zusammensetzt, lässt sich I_{S1} schreiben

$$I_{S1} = I_{S2} + I_{S_{\text{erz}}},$$

Dies in (2.6) eingesetzt ergibt

$$(T_2 - T_1) \cdot I_{S2} = T_1 \cdot I_{S_{\text{erz}}}.$$

Lassen wir nun bei der Stärke des hineinfließenden Entropiestroms den Index 2 weg, so erhalten wir

$$(T_2 - T_1) \cdot I_S = T_1 \cdot I_{S_{\text{erz}}}, \quad (2.7)$$

d.h. wieder eine Gleichung des Typs von Gleichung (2.5).

Der Vorgang, den Gleichung (2.7) beschreibt, könnte man *thermische Reibung* nennen. Die Besonderheit des Prozesses besteht darin, dass hier die strömende Größe von derselben Natur ist wie die erzeugte.

2.7 Der Wirkungsgrad

Viele Geräte und Maschinen dienen dem Zweck, Energie von einem Energieträger auf einen anderen „umzuladen“. Der Elektromotor bekommt Energie mit dem Energieträger elektrische Ladung und gibt sie ab mit dem Energieträger Drehimpuls. In eine elektrische Wärmepumpe fließt die Energie mit der elektrischen Ladung hinein, und sie verlässt die Maschine mit der Entropie. Man nennt diese Geräte, etwas unzutreffend, Energiewandler. Tatsächlich wird in ihnen gar nichts verwandelt. Die Energie wechselt lediglich ihren Begleiter. Wir ziehen daher den Namen „Energieumlader“ vor. Wir sagen, die Energie werde von einem auf einen anderen Träger umgeladen.

Jeder Energieumlader hat Verluste. Die Ursache von Energieverlusten ist stets Entropieerzeugung. Ein Teil der ankommenden Energie wird dazu gebraucht, oder verbraucht, Entropie zu erzeugen. Nach Gleichung (2.3) wird zur Entropieerzeugung Energie gebraucht.

Auch der Transport einer mengenartigen Größe ist im Allgemeinen mit Entropieerzeugung verbunden. Auch hierfür wird Energie gebraucht, und auch diese ist als Verlust zu verbuchen.

Energie geht also immer verloren, wenn Entropie erzeugt wird. Die Devise „Spare Energie“ kann man also ersetzen durch „Vermeide Entropieerzeugung“.

Tatsächlich lässt sich jede Aufgabe, bei deren Erledigung Entropie erzeugt wird, auch durch einen Prozess lösen, der ohne Entropieerzeugung abläuft. Das bedeutet, dass es keinen physikalischen Grund dafür gibt, dass wir überhaupt Energie verbrauchen. Im Prinzip könnten alle Produktions- und Transportleistungen ohne Energieaufwand bewältigt werden. Es ist technisch wichtig, ein Gerät, eine Maschine, eine Transportvorrichtung daraufhin zu beurteilen, ob viel Energie verschwendet wird. Wir definieren daher einen Wirkungsgrad η der entsprechenden Vorrichtung.

Zur Definition des Wirkungsgrades vergleicht man die zu beurteilende Maschine mit einer anderen Maschine, die dasselbe leistet, dabei aber keine Entropie erzeugt, also mit einer perfekten, idealen Maschine. Bei gleicher Leistung, worin diese auch bestehen mag, sei der Energieverbrauch der realen Maschine P_{real} und der der idealen Maschine P_{ideal} . Als Wirkungsgrad definieren wir

$$\eta = \frac{P_{\text{ideal}}}{P_{\text{real}}} \quad (2.8)$$

Die Definition ist so beschaffen, dass sich für jedes Gerät, in dem keine Entropie erzeugt wird, der Wirkungsgrad $\eta = 1$ ergibt.

Wir wollen den Wirkungsgrad eines notorischen Energieverschwenders, der Elektroheizung, berechnen. Die Leistung, die die Heizung erbringen soll, ist ein bestimmter Entropiestrom I_S auf einer bestimmten Temperatur T_2 . Falls die Heizung zum Heizen eines Hauses verwendet wird, ist I_S die Stärke des Entropiestroms, der das Haus durch die Wärmelecks verlässt. T_2 ist die Temperatur im Innern des Hauses.

Die reale Elektroheizung braucht hierfür einen Energiestrom von

$$P_{\text{real}} = T_2 \cdot I_S$$

Eine reversibel arbeitende Maschine zur Heizung des Hauses wäre eine Wärmepumpe, die die benötigte Entropie von außerhalb des Hauses ins Haus hineinpumpt. Wir nennen die Außentemperatur T_1 . Der Energieverbrauch der Wärmepumpe ist (siehe Abschnitt 2.5)

$$P_{\text{ideal}} = (T_2 - T_1) I_S.$$

Für den Wirkungsgrad (2.8) der Elektroheizung ergibt sich damit:

$$\eta = \frac{P_{\text{ideal}}}{P_{\text{real}}} = \frac{(T_2 - T_1) I_S}{T_2 I_S} = \frac{T_2 - T_1}{T_2}$$

Es ist interessant, dass sich der Wirkungsgrad allein durch zwei Temperaturen ausdrücken lässt. Die Tatsache, dass es sich um eine Widerstandsheizung bzw. eine Wärmepumpe handelt, kommt in der Beziehung gar nicht mehr zum Ausdruck. Tatsächlich ergibt sich dieselbe Gleichung für jede andere Heizung, bei der die ganze benötigte Entropie durch Erzeugung gewonnen wird. Wegen seiner universellen Bedeutung hat dieser Ausdruck einen eigenen Namen bekommen. Man nennt den Ausdruck

$$\eta = \frac{T_2 - T_1}{T_2} \quad (2.9)$$

den *Carnot-Faktor*.

2.8 Das thermische Gleichgewicht

Wenn Entropie über einen Wärmeleiter von einem Körper A höherer Temperatur in einen Körper B niedrigerer Temperatur fließt, so nimmt die Temperatur T_A ab und die Temperatur T_B zu, Abb. 2.12: Die beiden Temperaturen gleichen sich an. Schließlich wird

$$T_A = T_B.$$

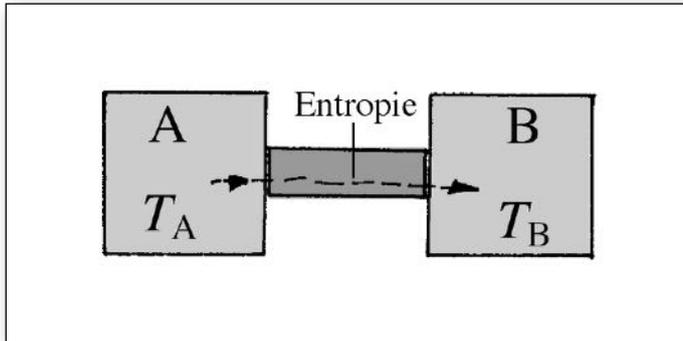


Abb. 2.12

Zwischen den beiden Körpern stellt sich thermisches Gleichgewicht ein.

Wenn dieser Zustand erreicht ist, ist kein Antrieb für den Entropiestrom mehr vorhanden, die Entropie hört auf zu fließen. Man nennt diesen Zustand *thermisches Gleichgewicht*.

Er ist analog zu anderen Gleichgewichtszuständen. Impulsgleichgewicht stellt sich ein, wenn zwei aneinander reibende Körper A und B dieselbe Geschwindigkeit erreichen, Abb. 2.13, d.h. wenn

$$v_A = v_B.$$

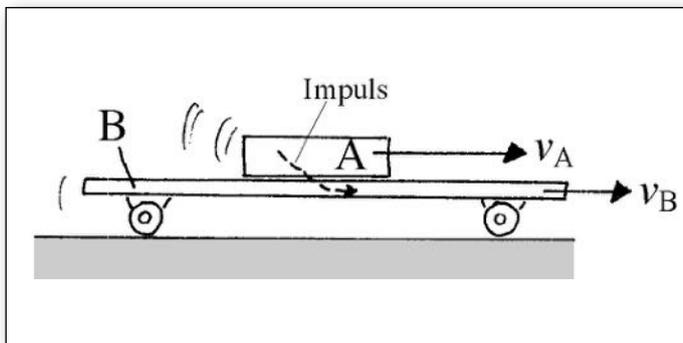


Abb. 2.13

Zwischen den beiden Körpern stellt sich Impulsgleichgewicht ein.

Elektrisches Gleichgewicht stellt sich ein zwischen zwei Kondensatoren, die über einen Widerstand miteinander verbunden sind, Abb. 2.14. Im elektrischen Gleichgewicht ist

$$U_A = U_B.$$

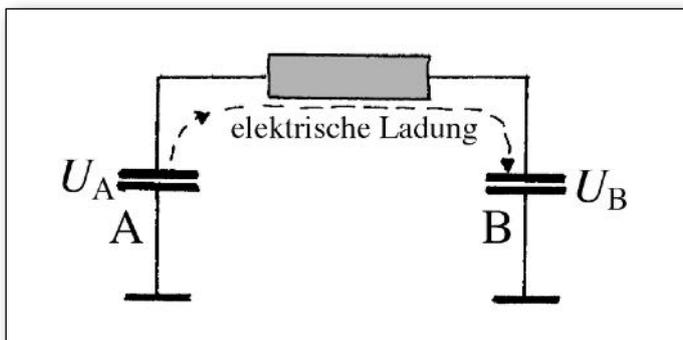


Abb. 2.14

Zwischen den beiden Kondensatoren stellt sich elektrisches Gleichgewicht ein.

2.9 Die Messung von Temperatur und Entropie

Die Messung der Temperatur

Zur Messung der Temperatur eignen sich diejenigen Effekte, bei denen mechanische, elektrische oder optische Größen von der Temperatur abhängen, z.B.

- die thermische Ausdehnung eines Festkörpers: Bimetallstreifen (Verwendung in Thermostaten);
- die thermische Ausdehnung einer Flüssigkeit: Quecksilberthermometer;
- die thermische Ausdehnung von Gasen: Gasthermometer;
- der thermoelektrische Effekt: ein Entropiestrom ist an einen Strom geladener Teilchen gekoppelt; bei offenem Stromkreis kann der Teilchenstrom nicht fließen, und eine Temperaturdifferenz verursacht eine Differenz des elektrochemischen Potentials (siehe S. 30 im Skriptum zur Physik II);
- der elektrische Widerstand eines Materials ist temperaturabhängig: bei Metallen nimmt der Widerstand mit T zu, bei Halbleitern ab;
- jeder Körper gibt elektromagnetische Strahlung ab; das Spektrum der Strahlung ist von der Temperatur abhängig: Strahlungspyrometer;
- manche Stoffe ändern beim Überschreiten einer bestimmten Temperatur ihre Farbe.

Bei den meisten Temperaturmessverfahren wird das Messinstrument mit dem System Y, dessen Temperatur bestimmt werden soll, ins thermische Gleichgewicht gebracht: Durch eine entropieleitende Verbindung ermöglicht man einen Entropiefluss von Y zum Messgerät. Die Entropie fließt solange, bis Messinstrument und System Y dieselbe Temperatur haben. Die Entropiekapazität des Messinstruments muss klein sein gegen die von Y. Außerdem soll das Messinstrument kein thermisches Leck haben, sonst kommt der Entropiefluss zwischen Y und Messinstrument nie zum Stillstand. Analoge Bemerkungen gelten für die Messung anderer intensiver Größen.

Die Messung der Entropie

Dass Entropie erzeugt werden kann, erschwert ihre Messung, wenn man Verfahren anwendet, die analog sind zu Verfahren, die man zur Messung von Erhaltungsgrößen, etwa der elektrischen Ladung, einsetzt. Im Grunde erleichtert es aber die Messung, da man Methoden verwenden kann, die bei Erhaltungsgrößen nicht möglich sind.

Wir nehmen im Folgenden an, dass wir nicht die gesamte in einem System enthaltene Entropie messen wollen, sondern nur den Betrag, um den sich der Entropieinhalt des Systems in zwei gegebenen Zuständen unterscheidet. Die Messaufgabe laute also z.B.: Wie viel mehr Entropie enthält eine bestimmte Flüssigkeitsmenge X bei 80 °C als bei 20 °C , Abb. 2.15?

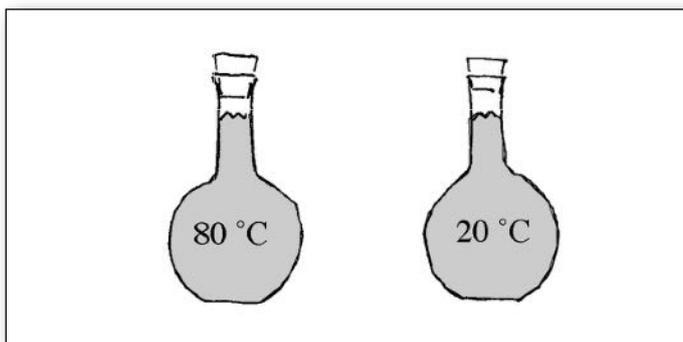


Abb. 2.15

Um wieviel Carnot unterscheidet sich der Entropieinhalt?

Verfahren ohne Entropieerzeugung

Wir orientieren uns an der Messung von elektrischer Ladung. Man bringt die zu messende Ladungsmenge auf ein Elektrometer, Abb. 2.16a. Das Elektrometer ist geeicht, d.h. der Zusammenhang zwischen Ausschlag und Ladung ist bekannt.

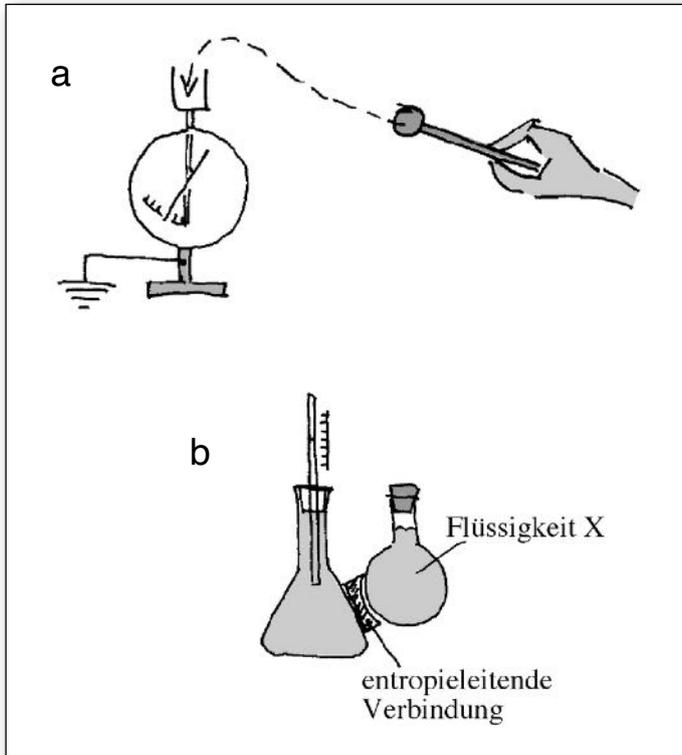


Abb. 2.16

(a) Messung von elektrischer Ladung. Die zu messende Ladung wird auf das geeichte Elektrometer übertragen.

(b) Messung von Entropie. Die zu messende Entropie wird auf das geeichte Entropiemessgerät übertragen.

Entsprechend kann man eine zu messende Entropiemenge in einen mit Wasser gefüllten Behälter leiten, Abb. 2.16b. Das Wasser dehnt sich aus. Das Steigrohr ist geeicht, d.h. der Zusammenhang zwischen Steighöhe und Entropieinhalt des Wassers ist bekannt. Das Verfahren ist aber sehr unpraktisch, denn im Allgemeinen befindet sich die Entropie, die man messen möchte, in einem System, dessen Temperatur einen anderen Wert hat als die des geeichten Wasserbehälters. Befindet sich das System auf einer höheren Temperatur als das Messgerät, so kann man zwar die zu messende Entropiemenge mit einem Wärmeleiter übertragen. Dabei wird aber zusätzliche Entropie erzeugt, und das Messgerät zeigt zu viel an. Befindet sich das System auf niedrigerer Temperatur als das Messgerät, so fließt die Entropie gar nicht in das Messgerät hinein. Man muss also in jedem Fall zwischen System und Messgerät eine Wärmepumpe oder einen Wärmemotor einbauen, so dass die Entropie auf die Temperatur des Messgeräts gebracht wird. Dieses Verfahren ist so unpraktisch und ungenau, dass man es nicht anwendet.

Verfahren mit Entropieerzeugung

Mit diesem Verfahren kann man nicht die Menge von bereits vorhandener Entropie bestimmen. Stattdessen transportiert man die Entropie, deren Wert man bestimmen will, in die Umgebung und erzeugt dann den gleichen Betrag neu.

In unserem konkreten Fall werden wir aus unserer Flüssigkeit X, die sich auf 80 °C befindet, zunächst die ganze zu messende Entropie wegfließen lassen: Wir kühlen die Flüssigkeit auf 20 °C ab, Abb. 2.17a. Dann erzeugen wir die Entropie neu und messen dabei den zufließenden Energiestrom und die Temperatur, Abb. 2.17b. Die Stärke P des Energie-

stroms und die Stärke I_S des Entropiestroms, die aus dem Heizwiderstand herausfließen, sind verknüpft über

$$P = T \cdot I_S .$$

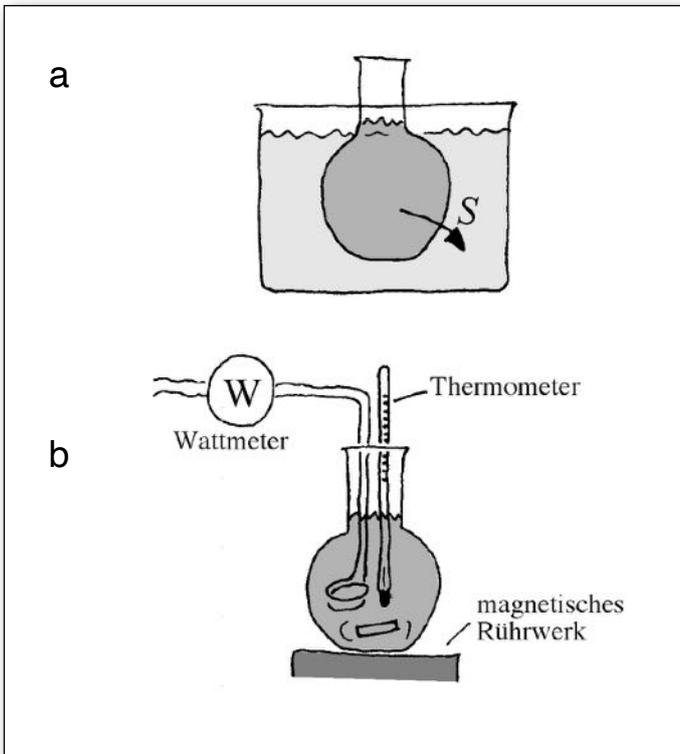


Abb. 2.17

Man lässt die zu messende Entropie aus dem System herausfließen (a) und erzeugt dann denselben Betrag neu (b).

Die Temperatur ist (dank dem Rührwerk) überall in der Flüssigkeit dieselbe. Es wird solange Energie zugeführt, bis die Temperatur von $(273,15 + 20)$ K auf $(273,15 + 80)$ K angestiegen ist. Die dabei zugeführte, im Heizwiderstand erzeugte Entropie ist

$$S = \int_{t(20^\circ\text{C})}^{t(80^\circ\text{C})} I_S(t) dt = \int_{t(20^\circ\text{C})}^{t(80^\circ\text{C})} \frac{P(t)}{T(t)} dt$$

2.10 Der erste und der zweite Hauptsatz

Aussagen darüber, ob eine mengenartige physikalische Größe erhalten ist oder nicht, wurden historisch häufig als wichtige physikalische Gesetze, wenn nicht sogar als die wichtigsten, aufgefasst. Das äußert sich darin, dass diese Sätze oft einen eigenen, manchmal recht präntiösen Namen haben.

Newtonsche Axiome:

Impuls kann weder erzeugt noch vernichtet werden.

Erster Hauptsatz:

Energie kann weder erzeugt noch vernichtet werden.

Zweiter Hauptsatz:

Entropie kann zwar erzeugt, aber nicht vernichtet werden.

Diese Namen deuten darauf hin, dass die Entdeckung des jeweiligen Satzes mühsam war. Der Grund für diese Schwierigkeit ist wahrscheinlich, dass die Mengenartigkeit dieser Größen zunächst nicht erkannt wurde. So trägt der Satz von der Erhaltung der elektrischen Ladung keinen eigenen Namen, da man zuerst die Mengenartigkeit der Ladung (=

Elektrizität) erkannte, und kurz darauf die Erhaltung entdeckte (Franklin 1747). Ähnlich steht es mit der Stoffmenge. Ihre Mengenartigkeit war von Anfang an klar, und ihre Nichterhaltung war so offensichtlich, dass man kein Bedürfnis verspürte, sie in einem gesonderten Lehrsatz zum Ausdruck zu bringen.

2.11 Entropieinhalt am absoluten Nullpunkt

Versucht man, mit einer sehr guten Wärmepumpe einem Körper immer mehr Entropie zu entziehen, so stellt man zweierlei fest:

- Man kommt der Temperatur 0 K beliebig nahe, kann sie aber nicht unterschreiten.
- Bei dieser Temperatur fördert die Pumpe keine Entropie mehr.

Man schließt daraus, dass, in dem Maße wie man sich der Temperatur 0 K nähert, der Entropieinhalt gegen Null geht. Es gilt also:

$$T \rightarrow 0 \text{ genau dann, wenn } S \rightarrow 0.$$

In Worten: Absolut kalte Körper enthalten keine Entropie.

Es gibt aber Fälle, in denen dieser Satz scheinbar verletzt ist. Kühlt man flüssige Gläser schnell ab, so geben sie weniger Entropie ab, als wenn man sie langsam abkühlt. Beim schnellen Abkühlen scheint Entropie eingefroren oder eingeschlossen zu werden.

Wir werden diesen Vorgang später so erklären: das Glas lässt sich in Teilsysteme zerlegen, und eins dieser Teilsysteme kommt bei zu schnellem Abkühlen nicht ins thermische Gleichgewicht mit dem Rest. Obwohl ein Thermometer anzeigt, dass $T \rightarrow 0$ geht, nehmen sowohl S als auch T dieses Teilsystems nicht mehr ab. Das Gesamtsystem hat also zwei voneinander verschiedene Temperaturen.

Man kann die Erscheinung auch so beschreiben: Die Entropie ist unbeweglich geworden, ähnlich wie es auch unbewegliche elektrische Ladung gibt.

2.12 Die Entropiekapazität

Ob ein System viel oder wenig Entropie enthält, erkennt man an verschiedenen Eigenschaften, genauer, an den Werten verschiedener anderer physikalischer Größen. Insbesondere wächst der Entropieinhalt mit zunehmender Temperatur. Wir nennen die Entropiezunahme pro Temperaturzunahme die Entropiekapazität C_S eines Systems:

$$C_S = \frac{\Delta S}{\Delta T}$$

Diese Größe ist gebildet in Analogie zur elektrischen Kapazität

$$C_Q = \frac{Q}{U}$$

und zur Masse, die man auch als Impulskapazität interpretieren kann

$$C_p \equiv m = \frac{p}{v}$$

Im Unterschied zu C_Q und C_p definiert man allerdings C_S nicht als Quotienten, sondern als Differentialquotienten aus extensiver und intensiver Größe.

Wir wenden uns nun einem Problem zu, das einem normalerweise nur bei der Entropiekapazität begegnet. Die Entropie eines Systems hängt nämlich nicht nur von T ab, sondern auch noch von anderen Variablen, z.B. vom Volumen V und der Stoffmenge n . Es ist also:

$$S = S(T, V, n).$$

Man kann aber bei demselben System auch andere unabhängige Variablen wählen, z.B. T , p und n . S ist eine andere Funktion dieser Variablen T , p und n . Will man nun –rechnerisch oder experimentell– die Entropiekapazität bestimmen, das heißt, fragt man nach der Änderung des Entropieinhalts bei einer gegebenen Temperaturerhöhung, so muss man entscheiden, was mit den anderen Variablen bei diesem Prozess geschehen soll. Es wird einem am natürlichsten erscheinen, während der Temperaturerhöhung Volumen und Stoffmenge unverändert zu lassen.

Die Entropiekapazität, die man so bestimmt, ist

$$\frac{\partial S(T, V, n)}{\partial T}.$$

Um zu betonen, dass das Volumen konstant ist, bezeichnen wir diese Größe mit C_S^V . Dass auch n konstant gehalten wird, ist eine stillschweigende Vereinbarung und wird in dem Symbol nicht zum Ausdruck gebracht.

Es ist also

$$C_S^V = \frac{\partial S(T, V, n)}{\partial T}.$$

Manchmal ist auch eine Entropiekapazität nützlich, die man durch Temperaturänderung bei konstantem Druck bestimmt:

$$C_S^p = \frac{\partial S(T, p, n)}{\partial T}.$$

Wir betonen, dass es sich bei $S(T, V, n)$ und $S(T, p, n)$ um unterschiedliche Funktionen handelt.

Bei der elektrischen Kapazität könnte man ganz analoge Unterscheidungen treffen. Abb. 2.18 zeigt einen „Kondensator“ der aus zwei Kugeln besteht. Wir können die Ladung Q wahlweise schreiben als Funktion der Variablen U und x (Abstand Kugeln): $Q = Q(U, x)$ oder als Funktion von U und F (Impulsstrom von einer zur anderen Kugel): $Q = Q(U, F)$.

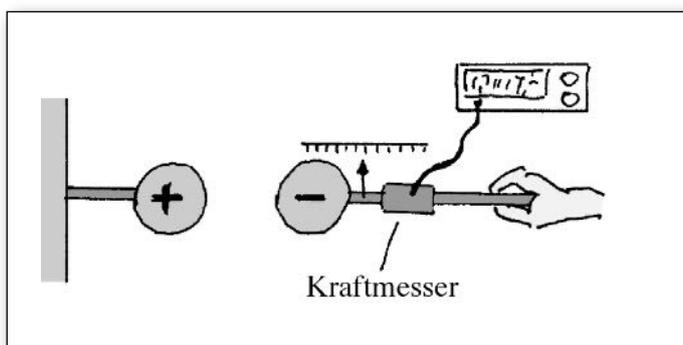


Abb. 2.18

Man kann beim Laden des Kondensators entweder den Abstand oder die Kraft konstant halten.

Entsprechend kann man zwei Kapazitäten bilden

$$C_Q^x = \frac{\partial Q(U, x)}{\partial U} \quad \text{und} \quad C_Q^F = \frac{\partial Q(U, F)}{\partial U}$$

Um C_Q^F zu messen, muss man beim Laden des Kondensators den Abstand x so vergrößern, dass F konstant bleibt. Dieser Fall hat aber kein praktisches Interesse. Wenn man von der (elektrischen) Kapazität einer Anordnung spricht, meint man immer, dass die Geometrie der Anordnung beim Ändern der Spannung erhalten bleibt.

In der Thermodynamik verwendet man gern stoffmengenbezogene Größen. Wir kennzeichnen sie durch ein „Dach“ über dem Größensymbol. Für homogene Systeme hängt eine mengenbezogene Größe nur von intensiven und anderen mengenbezogenen Größen ab. Daher ist die Entropie pro Menge:

$$\hat{S} = \hat{S}(T, \hat{V}) \quad \text{oder} \quad \hat{S} = \hat{S}(T, p)$$

Eine dritte Variable taucht nicht mehr auf, denn die Menge pro Menge ist gleich 1.

Wir definieren also Entropiekapazitäten pro Stoffmenge

$$c_s^V = \frac{C_s^V}{n} = \frac{1}{n} \frac{\partial S(T, V, n)}{\partial T} = \frac{\partial \hat{S}(T, \hat{V})}{\partial T} \quad (2.10)$$

$$c_s^p = \frac{C_s^p}{n} = \frac{1}{n} \frac{\partial S(T, p, n)}{\partial T} = \frac{\partial \hat{S}(T, p)}{\partial T} \quad (2.11)$$

Die Werte von c_s^p und c_s^V sind für einige Stoffe in Tabelle 2.1 wiedergegeben. Diese molaren Entropiekapazitäten hängen nicht von der Größe des Ausschnitts aus einem System ab, den man betrachtet, sondern nur noch von lokalen Größen: intensiven Größen und stoffmengenbezogenen (= molaren) Größen. Auf ihre Temperaturabhängigkeit kommen wir später zu sprechen.

Stoff	c_s^p (Ct · mol ⁻¹ · K ⁻¹)	c_s^V (Ct · mol ⁻¹ · K ⁻¹)	
Kalium	0,099		} bei 20 °C
Eisen	0,087		
Silber	0,086		
Blei	0,091		
Wasser	0,256		
Benzol	0,450		
Helium	0,077	0,046	} bei 0 °C
Luft	0,107	0,076	
Wasserstoff	0,104	0,074	
CO ₂	0,101	0,092	

Tabelle 2.1

Molare Entropiekapazitäten

Statt der Entropiekapazitäten wird in Tabellen gewöhnlich das Produkt $c_s \cdot T$ angegeben, das von der Dimension her eine Energiekapazität darstellt. Man nennt diesen Ausdruck molare Wärmekapazität und bezeichnet ihn mit c_V bzw. c_p , also

$$c_V = c_s^V \cdot T \quad \text{und} \quad c_p = c_s^p \cdot T$$

Achtung: Es ist falsch zu sagen, ein System *enthalt*e Wärme, wenn man das Wort Wärme im traditionellen Sinn benutzt, denn TdS ist keine mengenartige Größe. Daher ist die Bezeichnung Wärmekapazität etwas irreführend.

Abb. 2.19 zeigt den Verlauf der Temperatur über der Entropie für Kupfer. Er ist typisch für alle Stoffe, solange kein Phasenübergang stattfindet.

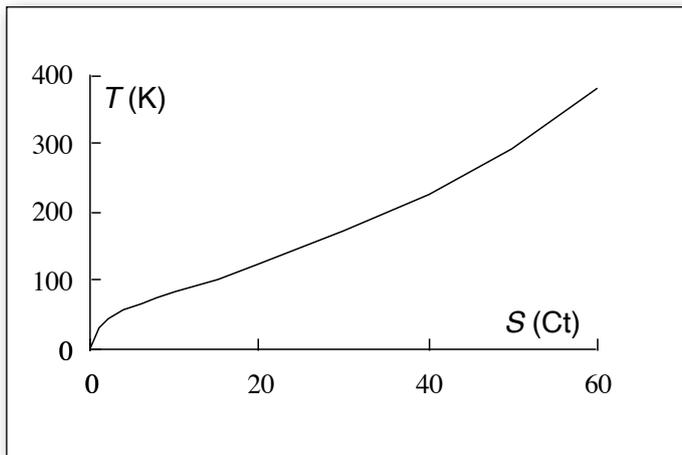


Abb. 2.19

Temperatur über der Entropie für 100 g Kupfer

2.13 Die Entropieleitfähigkeit

Fließt Entropie durch ein materielles Medium, so wird Energie dissipiert, es wird (zusätzliche) Entropie erzeugt, Abb. 2.11. Damit die Entropie überhaupt fließt, ist ein Temperaturgefälle notwendig.

Das Temperaturgefälle kann als *Antrieb* des Entropiestroms interpretiert werden. Wir betrachten einen Abschnitt eines Wärmeleiters, der so kurz ist, dass die in diesem Abschnitt erzeugte Entropie hinreichend klein ist gegen die durch ihn hindurchfließende.

Die Erfahrung zeigt, dass

$$I_S \sim \frac{T_2 - T_1}{\Delta x}$$

Differentiell geschrieben lautet die Beziehung

$$I_S \sim \text{grad } T.$$

I_S hängt von der Querschnittsfläche A des Wärmeleiters und vom Material ab. Wir schreiben daher

$$I_S = \sigma_S \cdot A \cdot |\text{grad } T|$$

und nennen σ_S die *Entropieleitfähigkeit*. Die Entropiestromdichte wird hiermit

$$\vec{j}_S = -\sigma_S \cdot \text{grad } T \quad (2.12)$$

In Tabellen wird gewöhnlich die „Wärmeleitfähigkeit“

$$\lambda = \sigma_S \cdot T$$

angegeben.

Multipliziert man Gleichung (2.12) mit T , so erhält man

$$T \cdot \vec{j}_S = -T \sigma_S \cdot \text{grad } T = -\lambda \cdot \text{grad } T$$

Mit

$$T \cdot \vec{j}_S = \vec{j}_E$$

erhält man die Energiestromdichte

$$\vec{j}_E = -\lambda \cdot \text{grad } T \quad (2.13)$$

σ_S ist (wie auch λ , aber auch wie die elektrische Leitfähigkeit und die Impulsleitfähigkeit) von der Temperatur abhängig.

In Tabelle 2.2 sind die Werte von σ_S und λ für einige Stoffe wiedergegeben.

Stoff	$\sigma_S (\text{Ct} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{m}^{-1})$	$\lambda (\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{m}^{-1})$
Silber	1,54	420
Kupfer	1,43	390
Eisen	0,29	79
Blei	0,132	36
Glas	0,003 7	1,0
Wasser	0,000 9	0,25
Ethylalkohol	0,000 66	0,18
Styropor	0,000 13	0,035
Luft	0,000 088	0,025

Tabelle 2.2

Entropie- und Wärmeleitfähigkeit

Wir wollen uns nun noch eine Differentialgleichung beschaffen, die es gestattet, Temperaturverteilungen zu berechnen. Zur Herleitung betrachten wir ein eindimensionales Problem: einen Wärmeleiter, dessen Temperatur sich nur in der x -Richtung ändert, Abb. 2.20.

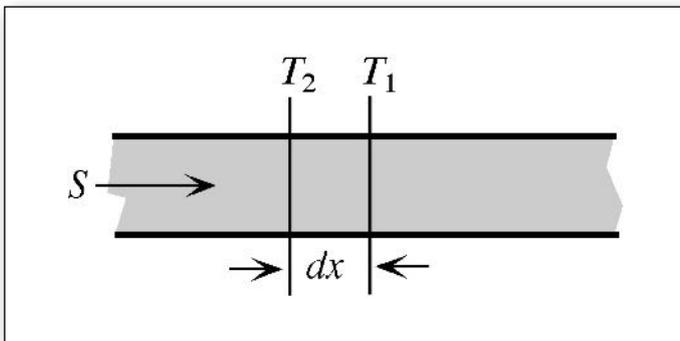


Abb. 2.20

Die Entropie fließt von links nach rechts.

Wir schneiden in Gedanken eine Scheibe quer zur x -Richtung aus dem Wärmeleiter heraus und machen für diese Scheibe die Energiebilanz. Die zeitliche Änderung dE/dt im Innern der Scheibe ist gleich der Differenz der Stromstärken des links hinein- und des rechts herausfließenden Energiestroms:

$$\frac{dE}{dt} = -[P(x + dx) - P(x)] \quad (2.14)$$

Mit Hilfe von $dE = c \cdot n \cdot dT$ drücken wir die linke Seite durch die zeitliche Temperaturänderung aus:

$$\frac{dE}{dt} = c \cdot n \cdot \frac{\partial T}{\partial t} = c \cdot \rho_n \cdot A dx \cdot \frac{\partial T}{\partial t}$$

Hier ist c die molare Wärmekapazität, n die Stoffmenge und ρ_n die Stoffmengendichte. Die rechte Seite von Gleichung (2.14) lässt sich schreiben

$$-\frac{dP}{dx} dx = -Adx \cdot \frac{dj_E}{dx} = Adx \cdot \lambda \cdot \frac{\partial}{\partial x} \left(\frac{\partial T}{\partial x} \right) = Adx \cdot \lambda \cdot \frac{\partial^2 T}{\partial x^2}$$

Hier wurde zuerst $P = j_E \cdot A$ und dann $j_E = -\lambda \cdot \partial T / \partial x$ ersetzt. Damit ergibt sich aus Gleichung (2.14):

$$c \cdot \rho_n \cdot Adx \cdot \frac{\partial T}{\partial t} = Adx \cdot \lambda \cdot \frac{\partial^2 T}{\partial x^2}$$

oder

$$\frac{\partial^2 T}{\partial x^2} - \frac{c \cdot \rho_n}{\lambda} \cdot \frac{\partial T}{\partial t} = 0$$

Die dreidimensionale Rechnung hätte ergeben:

$$\Delta T - \frac{c \cdot \rho_n}{\lambda} \cdot \dot{T} = 0$$

Mit $c = T \cdot c_S$ und $\lambda = T \cdot \sigma_S$ kann man auch schreiben:

$$\Delta T - \frac{c_S \cdot \rho_n}{\sigma_S} \cdot \dot{T} = 0$$

Die Gestalt dieser Differentialgleichung ist dieselbe wie die der Schrödingergleichung für ein freies Teilchen

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \Delta \psi = i\hbar \frac{\partial \psi}{\partial t}$$

Im stationären Zustand ist $\partial T / \partial t = 0$, also

$$\Delta T = 0.$$

Beispiel: Die Temperaturen T_1 und T_2 der Enden eines Metallstabes werden zeitlich konstant gehalten. Da $\partial T / \partial t = 0$ und die Anordnung eindimensional ist, ergibt sich

$$\frac{\partial^2 T}{\partial x^2} = 0$$

Daraus folgt

$$\frac{\partial T}{\partial x} = \text{const.}$$

Der Temperaturverlauf ist also linear.

Die bisher untersuchten Entropieströme wurden durch einen Temperaturgradienten angetrieben. Wir nennen sie *konduktive* Ströme.

Es gibt auch Strömungen, bei denen ein Strom I_X durch einen Strom I_Y mitgenommen wird. Die gesamte Strömung wird allein durch den Gradienten der zu Y gehörenden intensiven Variable angetrieben. Den mitgenommenen Strom I_X nennen wir einen *konvektiven* Strom. Der Entropiestrom im Rohr einer Zentralheizung z.B. ist ein konvektiver Entropiestrom. Zur Übertragung großer Entropiemengen sind konduktive Entropieströme ungeeignet. Wie dick müssten die Leitungen einer Zentralheizung sein, wenn man die Entropie konduktiv durch Kupferstäbe schicken wollte? Auch der Wärmehaushalt der Erde wird im Wesentlichen mit konvektiven Strömen bewältigt. Auf einen anderen Stromtyp, eine Art Suprastrom, kommen wir später noch zu sprechen: die Entropieübertragung mit elektromagnetischer Strahlung.

2.14 Zur Geschichte des Wärmebegriffs

Bis etwa 1840 nannte man das Wärme, was die Physiker heute Entropie, und was Nicht-physiker auch heute noch Wärme nennen. Dieser Wärmebegriff etablierte sich in der Physik im Laufe des 18. Jahrhunderts. Die ersten wichtigen Beiträge verdanken wir dem Chemiker und Arzt Joseph Black (1728-1799). Er erkannte die Wärme als mengenartig und unterschied sie von der damals bereits bekannten Temperatur. Black führte auch die Größe Wärmekapazität ein, nämlich die Größe dS/dT , die heute Entropiekapazität heißt.

Der nächste entscheidende Schritt wurde von Sadi Carnot (1796-1832) getan. In seiner Schrift *Réflexions sur la puissance motrice du feu* (1824) vergleicht er einen Wärmemotor mit einem Wasserrad. Wie Wasser Arbeit leistet, wenn es aus größerer Höhe über ein Wasserrad auf ein niedrigeres Niveau hinunterfließt, so leistet Wärme („calorique“ oder „chaleur“) Arbeit, wenn sie in einer Wärmekraftmaschine von höherer zu niedrigerer Temperatur gelangt. Carnot verknüpft also, in moderner Sprache ausgedrückt, Entropie und Energie. Von der Entropie hatte er, wie Black, eine mengenartige Vorstellung, von der Energie wohl noch nicht. Tatsächlich wurde die Energie als eigene Größe, und als Erhaltungsgröße, erst 20 Jahre später eingeführt.

Als um die Mitte des 19. Jahrhunderts die Erhaltungsgröße Energie entdeckt wurde, schloss man, Carnots Arbeiten seien falsch und man bezeichnete als Wärme eine so genannte „Form“ der Energie. Damit war „Wärme“ nicht mehr der Name einer physikalischen Größe, sondern eines Gebildes der Form ξdX , also einer so genannten Differentialform, genauso übrigens wie „Arbeit“. Kurze Zeit später wurde die Entropie durch Rudolf Clausius (1822-1888) neu erfunden. Clausius' Konstruktion der Entropie ist zwar geistreich, leider aber auch sehr unanschaulich. Diese Konstruktion, zusammen mit der Vertauschung der Namen, sind der Grund dafür, dass noch heute die Entropie als eine der abstraktesten physikalischen Größen gilt.

Es bleiben noch zwei wichtige Namen zu erwähnen. Gibbs (1839-1903) hat der Thermodynamik eine Form gegeben, in der sie weit mehr zu beschreiben gestattet, als was man einfach Wärmelehre nennt. Die Analogien, die uns hier immer wieder begegnen, beruhen auf den Gibbs'schen Arbeiten.

Boltzmann (1844-1906) versuchte, die Thermodynamik auf die Mechanik zurückzuführen, indem er thermische Erscheinungen durch die Bewegung kleiner Teilchen erklärte. Temperatur und Entropie bekamen eine mechanische Deutung. Dazu musste er die statistische Physik erfinden. Deren Bedeutung geht weit über die zu ihrer Herleitung benutzten mechanischen Modelle hinaus.

3. Stoffmenge und chemisches Potenzial

3.1 Stoffe und Grundstoffe

Wie man den Ort eines Punktes im Raum durch drei Koordinatenwerte in einem räumlichen Bezugssystem beschreibt, so charakterisiert man einen Stoff durch seine Koordinaten in einem stofflichen Bezugssystem. Den Koordinatenachsen sind Grundstoffe zugeordnet. Der Wert einer Koordinate X_i des Stoffes S gibt die Menge des Grundstoffs i an, die in S enthalten ist. In Abb. 3.1 ist eine bestimmte Kochsalzlösung durch einen Punkt in einem $m_{\text{Wasser}} - m_{\text{Kochsalz}}$ -Koordinatensystem dargestellt. (Wir benutzen hier die Masse als Mengenmaß.) Die Werte aller anderen Koordinaten, z.B. m_{Eisen} oder m_{Alkohol} sind Null. In diesem Koordinatensystem lassen sich alle Mischungen aus Wasser und Kochsalz darstellen, vom reinen Wasser bis zum reinen Kochsalz.

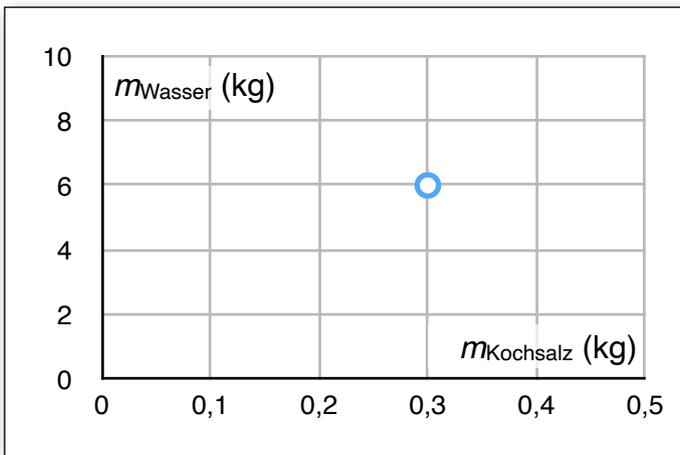


Abb. 3.1

Eine bestimmte Kochsalzlösung als Punkt in einem $m_{\text{Wasser}} - m_{\text{Kochsalz}}$ -Koordinatensystem

Man kann dieselbe Stoffmannigfaltigkeit „Kochsalzlösung“ auch in einem anderen Koordinatensystem beschreiben, das man aus dem ersten durch Linearkombination erhält, Abb. 3.2. In diesem muss man allerdings auch negative Stoffmengen zulassen. Reines Wasser z.B. „besteht“ dann aus einmolarer Kochsalzlösung und einer negativen Menge Kochsalz.

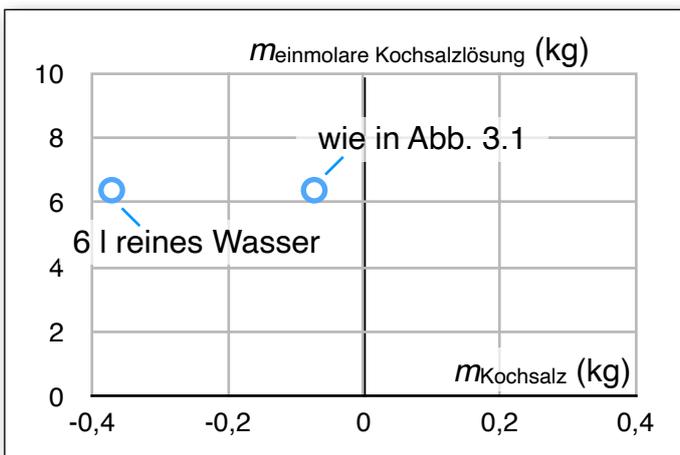


Abb. 3.2

Dieselbe Kochsalzlösung wie in Abb. 3.1 in einem anderen Koordinatensystem

Welche und wie viele Stoffe man als Grundstoffe wählt, ist weitgehend eine Frage der Zweckmäßigkeit. Es dürfen nicht zu viele sein – sonst sind die Koordinaten eines Stoffes nicht mehr eindeutig. Bei unserer Kochsalzlösung z.B. dürfen wir nicht Wasser, Kochsalz und einmolare Kochsalzlösung nehmen. Sind es zu wenig, so kann zweierlei passieren.

- Ein Stoff lässt sich gar nicht in den Koordinaten darstellen. Eine Menge Benzin lässt sich z.B. nicht durch die Koordinaten Kochsalzmenge und Wassermenge beschreiben.
- Verschiedene Stoffe haben dieselben Koordinatenwerte. Nimmt man als Grundstoffe z.B. „Elektronen“, „Protonen“ und „Neutronen“, so haben viele Stoffe, die der Chemiker unterscheiden möchte, dieselben Koordinaten.

Wenn man von einem Stoff spricht, abstrahiert man gewöhnlich von der Gesamtmenge. Statt die Mengen der Grundstoffe, ist es daher üblich, Gehaltszahlen anzugeben. Sind A, B, C... die Grundstoffe, so wird ein Stoff durch die Gehaltsformel



charakterisiert, wobei für die Stoffmengen n_A, n_B, n_C, \dots gilt

$$n_A : n_B : n_C : \dots = v1 : v2 : v3 : \dots$$

Die Grundstoffe des Chemikers sind die rund 100 chemischen Elemente. Sie haben die Besonderheit, dass sich ihre Mengen in reinen Stoffen wie kleine ganze Zahlen verhalten.

Oft reicht auch hier die Angabe der Koordinaten in einem stofflichen Koordinatensystem nicht aus, einen Stoff zu charakterisieren. Zwei verschiedene Stoffe können dieselbe Gehaltsformel haben, z.B. Ammoniumcyanat und Harnstoff: CH_4ON_2 . Das beweist, dass die Stoffe mikroskopisch nicht homogen sind. Um sie zu unterscheiden, gibt der Chemiker die räumliche Verknüpfung der Grundstoffatome an, Abb. 3.3.

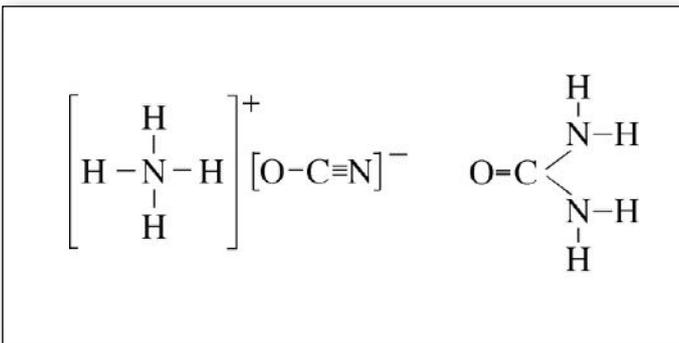


Abb. 3.3

Ammoniumcyanat und Harnstoff haben dieselbe Gehaltsformel, aber die Moleküle der beiden Stoffe haben eine verschiedene Struktur.

Manche „reinen“ Stoffe kommen rein gar nicht vor, z.B. Kohlensäure H_2CO_3 existiert nur in wässriger CO_2 -Lösung, oder FeO gibt es nur zusammen mit Fe_2O_3 .

Was für den Chemiker als einheitlicher Stoff erscheint, erweist sich bei genauerer Betrachtung als Gemisch noch „reinerer“ Stoffe: Von jedem chemischen Grundstoff gibt es verschiedene Isotope. Will man die verschiedenen Isotope bei der Charakterisierung eines Stoffes berücksichtigen, so hat man es statt mit 100 chemischen Elementen mit etwa 2000 Nukliden dieser Elemente zu tun.

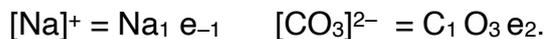
Die Nuklide wiederum kann man durch nur drei Grundstoffe e, p und n beschreiben, die allerdings keine Stoffnamen haben. Ihre Elementarportionen heißen *Elektron*, *Proton* und *Neutron*. Um die Nuklide in diese Grundstoffe zu zerlegen, muss man höhere Energien aufwenden als die, die der Chemiker aufwendet, um seine Stoffe in Grundstoffe zu zerlegen. Die Stoffe e, p und n kommen auf der Erde zwar nicht in größeren Mengen rein vor, geringe Mengen dagegen kann man recht leicht darstellen. Der Glühdraht einer Glühlampe ist von einer dünnen Schicht aus reinem e umgeben. p-Gas gewinnt man mit einer elektrischen Gasentladung in Wasserstoff. Reines n gibt es zwar auch auf der Erde, aber in viel größeren Mengen in bestimmten Himmelskörpern, den Neutronensternen.

Unter Aufwendung sehr hoher Energien kann man nun aber Stoffe erzeugen, die außerhalb des e, p und n-Koordinatensystems liegen. Man muss neue Grundstoffe hinzunehmen: Antiprotonen, Antineutronen und viele verschiedene Mesonen... Aber auch diese Stoffe kann man wieder durch weniger, noch elementarere Grundstoffe beschreiben:

Quarks und Leptonen, und auch auf dieser Stufe der Hierarchie passiert dasselbe wie vorher: Durch Aufwendung höherer Energien wird die Zahl der neuen Grundstoffe wieder größer und... man sucht natürlich nach noch elementarerer Grundstoffen.

Man benutzt ein stoffliches Koordinatensystem, um Ordnung in die Vielfalt der Stoffe zu bringen. Man wählt sein Koordinatensystem so, dass bei den Stoffumwandlungen, die man hervorruft oder untersucht, die Menge jedes Grundstoffs erhalten bleibt. So beschränkt sich der Chemiker auf solche Reaktionen, bei denen die Menge jedes chemischen Elements erhalten bleibt. Durch die Wahl seines Koordinatensystems wird die Beschreibung der chemischen Reaktionen sehr einfach: Die Mengen der Grundstoffe sind bei allen chemischen Prozessen Erhaltungsgrößen.

Wir werden im Folgenden meist das Koordinatensystem des Chemikers verwenden. Tatsächlich enthält dieses Koordinatensystem noch eine Koordinate mehr als nur die chemischen Grundstoffe. Der Chemiker operiert nämlich auch noch mit den Stoffen, die man Ionen nennt. So spricht er von der Menge an $[\text{Na}]^+$ -Ionen oder $[\text{CO}_3]^{2-}$ -Ionen. Um diese Stoffe zu beschreiben, genügt es, neben den chemischen Elementen einen weiteren Grundstoff einzuführen. Welchen man nimmt, ist wieder weitgehend eine Frage der Zweckmäßigkeit. Eine Möglichkeit wären die Elektronen e . Damit lauten die Gehaltsformeln



Man könnte aber genauso gut die Protonen $p = [\text{H}]^+$ als neuen Grundstoff nehmen, dann wäre



In beiden Fällen kommen negative Gehaltszahlen vor.

3.2 Die Stoffmenge

Ein Mengenmaß soll Auskunft darüber geben, wie viel von einem Stoff zu einer gegebenen Menge eines anderen äquivalent ist. Da verschiedene Stoffe verglichen werden sollen, kann sich die Äquivalenz nur auf bestimmte Eigenschaften beziehen, und zwar je nach Wahl des Mengenmaßes auf andere. Benutzt man die Masse als Mengenmaß, so sind gleiche Mengen äquivalent in Bezug auf ihre Trägheit und ihr Gewicht. Bestimmte physikalische Gesetze sind bei Verwendung der Masse als Mengenmaß stoffunabhängig, etwa

$$\vec{F} = m \cdot \vec{g}$$

oder

$$\vec{p} = m \cdot \vec{v}$$

Es gibt eine andere mengenartige Größe, die Stoffmenge n , die in bestimmten Fällen ein geeigneteres Mengenmaß darstellt als die Masse. Es gibt Beziehungen, die stoffunabhängig werden, wenn man sie mit n , und nicht mit m formuliert. Ein Beispiel hierfür ist die Gasgleichung

$$pV = nRT.$$

Ersetzt man in ihr n durch m , so tritt an die Stelle der universellen Gaskonstante R eine stoffabhängige Konstante.

Eine andere stoffunabhängige Aussage ist

$$\text{Zwei Portionen verschiedener Stoffe mit gleichem } n \text{ enthalten gleich viele Teilchen.} \quad (3.1)$$

Die Aussage, dass eine Beziehung stoffunabhängig ist, ist aber nur dann eine interessant, d.h. an der Erfahrung prüfbar, wenn die Größe n nicht durch die Beziehung selbst definiert wurde. Wenn wir die Gasgleichung zur Definition von n benutzen, so ist Satz (3.1) eine Aussage, die man an der Erfahrung prüfen muss, sie ist ein Naturgesetz. Definiert man die Größe n dagegen als eine bestimmte Zahl von Teilchen, so ist die Tatsache, dass die Gasgleichung stoff-unabhängig ist, ein interessanter, nachprüfbarer Sachverhalt.

Der Satz (3.1) lehrt, dass man sich von n eine einfache Anschauung bilden kann: n ist ein Maß für eine Stückzahl. n beschreibt das, was zehn Moleküle, zehn Photonen, zehn Äpfel, zehn Autos und zehn Sterne gemeinsam haben.

Die Maßeinheit der Menge ist das Mol. Es ist folgendermaßen definiert:

1 mol ist die Menge einer Portion des Kohlenstoffisotops $^{12}_6\text{C}$, deren Masse 12,000 g ist.

Da man weiß, wie viele Atome in 12 g Kohlenstoff etwa enthalten sind, kann man Satz (3.1) so formulieren:

Eine Stoffportion hat die Menge $n = 1$ mol, wenn sie aus $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen besteht. (3.2)

Man nennt $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ die *Avogadro-Konstante*.

Die Sätze (3.1) und (3.2) bringen eine wichtige Eigenschaft der Größe n zum Ausdruck: n ist, genauso wie die elektrische Ladung Q und der Drehimpuls L , ganzzahlig quantisiert, das heißt, es gibt eine natürliche Einheit. Das Elementarquantum der Menge, oder kurz die Elementarmenge ist:

$$\tau = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ mol}$$

Sie entspricht der Elementarladung e , dem elementaren Drehimpulsquantum \hbar und dem elementaren Entropiequantum k :

$$e = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$\hbar = 1,0546 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

$$k = 1,380 \cdot 10^{-23} \text{ Ct}$$

Produkte oder Quotienten dieser Elementarquanten sind wieder Naturkonstanten. So ist

$$\Phi_0 = \pi \cdot \hbar / e = 2,06 \cdot 10^{-15} \text{ Vs}$$

das Elementarquantum des magnetischen Flusses, oder gleich der Hälfte des Elementarquantums der magnetischen Ladung.

$$F = e / \tau = 0,965 \cdot 10^5 \text{ C/mol}$$

ist die *Faradaykonstante*, und

$$R = k / \tau = 8,324 \text{ Ct/mol}$$

die *Gaskonstante*.

Da Stoffe erzeugt und vernichtet werden können, ist n keine Erhaltungsgröße. In 3.1 wurde aber schon gesagt, dass man Grundstoffe so wählt, dass deren Mengen bei den jeweils interessierenden Prozessen Erhaltungsgrößen sind.

Wenn verschiedene Stoffe A, B,... gleichzeitig vorliegen, benutzt man mehrere MengenvARIABLEN $n_A, n_B...$ Man sollte daraus aber nicht schließen, dass n_A und n_B verschiedene physikalische Größen sind. Sie sind es genauso wenig, wie die Massen m_A und m_B oder die Entropien S_A und S_B der Stoffe.

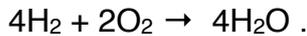
Bei einer chemischen Reaktion stehen die Mengen der Reaktionspartner in bestimmten, ganzzahligen Verhältnissen. Wenn sich etwa Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser verbindet, so verhalten sich die drei auftretenden Stoffmengen $n[\text{H}_2]$, $n[\text{O}_2]$ und $n[\text{H}_2\text{O}]$ so:

$$n[\text{H}_2] : n[\text{O}_2] : n[\text{H}_2\text{O}] = 2 : 1 : 2$$

Dies kommt auch in der Reaktionsgleichung zum Ausdruck:



Man kann dieselbe Reaktion auch anders beschreiben, etwa so



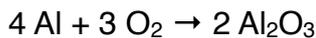
Ist die Reaktionsgleichung mit den kleinsten ganzen Zahlen geschrieben, also so wie Gleichung (3.3), so befindet sie sich in der *Normalform*.

Um zu beschreiben, wie weit eine Reaktion fortgeschritten ist, braucht man nicht die umgesetzten Mengen aller beteiligten Stoffe anzugeben. Es genügt die Angabe einer einzigen Molzahl, des Reaktionsumsatzes $n(\text{R})$. Der Reaktionsumsatz ist folgendermaßen definiert:

Multipliziert man die Normalform der Reaktionsgleichung mit x mol, so erhält man eine Reaktionsgleichung, die den Umsatz von $n(\text{R}) = x$ mol beschreibt.

Beispiel:

Die Reaktion



soll mit einem Umsatz von 200 mol ablaufen. Wir multiplizieren die Normalform mit 200 mol:



Es müssen also 800 mol Aluminium mit 600 mol Sauerstoff zu 400 mol Aluminiumoxid reagieren.

3.3 Das chemische Potenzial

Genauso wie es zu der mengenartigen Größe Q eine zugehörige intensive Größe Φ gibt, und zur mengenartigen Größe S eine intensive Größe T , so gibt es auch zu der mengenartigen Größe n eine intensive Größe: das chemische Potential oder Stoffpotential μ .

Bevor wir die Konstruktion der μ -Skala diskutieren, wollen wir uns eine qualitative Vorstellung von der Größe bilden. (Bei der Temperatur war das nicht nötig, da jeder von der Temperatur eine solche Vorstellung bereits hat.)

So wie eine Temperaturdifferenz aufgefasst werden kann als Antrieb für einen Entropiestrom, so stellt eine Differenz des chemischen Potentials einen Antrieb für eine n -Strom dar. Entropie fließt vom hohen zum niedrigen „thermischen Potential“ T , Stoffmenge fließt vom hohen zum niedrigen Stoffpotential μ . Wenn ein Stoff gegen einen Widerstand von einem Ort A zu einem Ort B strömt und kein anderer Antrieb vorhanden ist, also keine elektrische Spannung $\Delta\Phi$ und keine thermische Spannung ΔT , können wir schließen, dass das chemische Potential des Stoffs bei A höher ist als bei B; zwischen A und B herrscht eine chemische Spannung $\Delta\mu$.

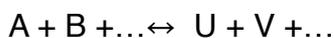
Gießt man an einer Stelle des Zimmers ein paar Tropfen Äther aus, so verdampft dieser und breitet sich gleichmäßig im ganzen Zimmer aus. Man nennt diesen Ausbreitungsvorgang Diffusion. Den Antrieb hierfür bilden Differenzen des chemischen Potentials.

Der Wert des chemischen Potentials bezieht sich normalerweise auf einen bestimmten Stoff, in unserem Fall auf Äther. Das chemische Potential der Luft im Zimmer hat einen anderen Wert. Daraus darf aber nicht geschlossen werden, dass $\mu[\text{Äther}]$ und $\mu[\text{Luft}]$ verschiedene physikalische Größen sind: Es sind die Werte derselben Größe an zwei verschiedenen Systemen. (Vergleiche die entsprechenden Bemerkungen über n).

Da Stoffe erzeugt und vernichtet werden können, spielt $\Delta\mu$ noch eine andere Rolle als die des Antriebs für einen Strom von einer Stelle A zu einer Stelle B. Wenn sich ein Stoff A in einen Stoff B verwandeln kann, und umgekehrt, wenn also die Reaktion $A \leftrightarrow B$ stattfinden kann, so sagen uns die chemischen Potentiale der beiden Stoffe μ_A und μ_B , in welche Richtung die Reaktion läuft. Ist $\mu_A > \mu_B$, so verwandelt sich A in B, ist $\mu_B > \mu_A$, so verwandelt sich B in A. Falls $\mu_A = \mu_B$ ist, läuft keine Reaktion ab. Man sagt, es herrsche *chemisches Gleichgewicht*. Ist z.B. die relative Luftfeuchtigkeit kleiner als 100%, so ist das chemische Potential von flüssigem Wasser größer als das von gasförmigem. Das flüssige Wasser verdunstet.

Tatsächlich sind diese beiden Beispiele –die Diffusion und die Verdunstung– gar nicht so verschieden wie es zunächst aussieht. Man kann nämlich den Fall der Diffusion auch als Reaktion auffassen: „Äther am Ort A verwandelt sich in Äther am Ort B“. Man kann damit μ_A allgemein auffassen als den Trieb eines Stoffes A zu verschwinden. Da aber immer bestimmte Erhaltungssätze befriedigt werden müssen, kann der Stoff A nicht spurlos verschwinden: Sein Verschwinden ist begleitet vom Entstehen von Stoff B mit niedrigerem chemischen Potential. Stoff B kann entweder „derselbe“ Stoff sein wie A, nur mit geringere Druck, in niedrigerer Konzentration, in einem anderen Aggregatzustand, in einer sonstigen anderen Phase, oder er kann das sein, was man einen anderen Stoff nennt.

Das sind aber noch längst nicht alle Möglichkeiten dafür, wie ein Stoff verschwinden kann: Ein Stoff kann auch zerfallen in zwei oder noch mehr andere Stoffe, oder er kann mit anderen Stoffen reagieren, allgemein:



Ob eine solche Reaktion von links nach rechts oder umgekehrt abläuft, hängt von den Werten der chemischen Potentiale aller beteiligten Stoffe ab. Ist

$$\mu_A + \mu_B + \dots > \mu_U + \mu_V + \dots,$$

so läuft die Reaktion von links nach rechts: Die Stoffe A, B, ... verschwinden, und es entstehen die Stoffe U, V, ... Ist dagegen

$$\mu_A + \mu_B + \dots < \mu_U + \mu_V + \dots,$$

so läuft die Reaktion von rechts nach links. Falls

$$\mu_A + \mu_B + \dots = \mu_U + \mu_V + \dots$$

ist, hat die Reaktion keinen Antrieb mehr. Sie läuft dann gar nicht mehr. Es liegt chemisches Gleichgewicht vor..

Es ist bemerkenswert, dass so viele verschiedene Vorgänge durch die Werte einer einzigen physikalischen Größe beschrieben werden. Das chemische Potential ist also eine sehr nützliche Größe.

3.4 Die Skala des chemischen Potentials

Wir definieren die μ -Skala auf ähnliche Art wie die T -Skala. Wie ein Entropiestrom ist ein Mengenstrom von einem Energiestrom begleitet, und es muss gelten

$$P \sim I_n$$

Wir legen die μ -Skala fest durch

$$P = \mu \cdot I_n$$

Die Maßeinheit des chemischen Potentials ist hiernach J/mol, und wir kürzen ab

$$1 \text{ J/mol} = 1 \text{ Gibbs (G)}.$$

Wenn man einen Stoffstrom realisiert, so fließt nicht nur die Größe n , sondern auch andere mengenartige Größen, also auch S , Q ,... Der Energiestrom ist demnach

$$P = \mu \cdot I_n + T \cdot I_S + \dots$$

Will man μ über P/I_n bestimmen, so müssen die Terme $T \cdot I_S$ etc. vorher vom gesamten Energiestrom abgezogen werden. Um diese Schwierigkeit zu umgehen, geben wir zunächst wieder ein Verfahren an, das nur μ -Differenzen festlegt: Wir betrachten einen Energieumlader, in den Energie zusammen mit Stoffmenge hinein- und aus dem die Energie mit einem anderen Träger herausfließt, z.B. mit Drehimpuls $P = \omega \cdot M$ oder mit elektrischer Ladung: $P = U \cdot I$. Die Maschine soll gut gebaut sein, d.h. in ihr soll keine Entropie erzeugt werden.

Wir beschränken uns außerdem zunächst auf solche Energieumlader, in denen Reaktionen vom Typ $A \rightarrow B$ stattfinden, also nicht etwa $A \rightarrow B + C$ oder $A + B \rightarrow C + D$ Solche Geräte haben zwar keine große praktische Bedeutung, aber darauf kommt es hier nicht an. Ein Beispiel für einen solchen Energieumlader ist die Pressluftmaschine, Abb. 3.4: Die Luft fließt auf hohem chemischem Potential μ_2 (und damit auf hohem Druck) hinein und auf niedrigem Potential μ_1 (und auf niedrigem Druck) heraus.

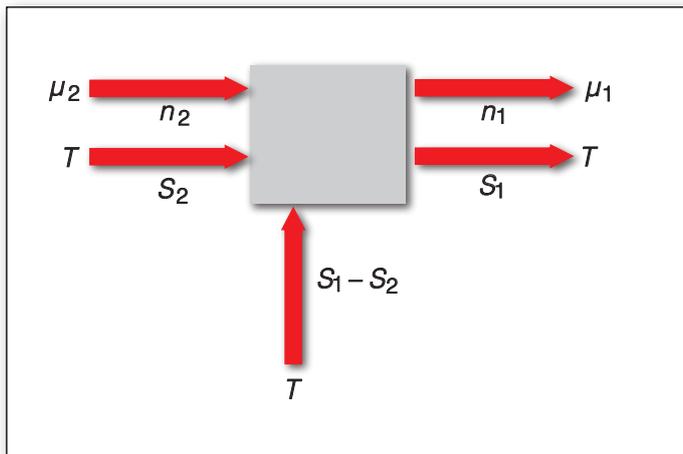


Abb. 3.4

Pressluftmaschine, schematisch

Damit fließt netto in die Maschine der Energiestrom

$$P_2 - P_1 = (\mu_2 - \mu_1) \cdot I_n$$

hinein. Dieser Energiestrom kann gemessen werden, da er die Maschine mechanisch durch die Welle verlässt. Es ist also

$$P_{\text{mech}} = \omega \cdot M = (\mu_2 - \mu_1) \cdot I_n$$

Diese Bilanzgleichung ist allerdings nur dann richtig, wenn keine weiteren Energieströme beteiligt sind. Da ein Stoffstrom stets mit einem Entropiestrom verknüpft ist, ist es wichtig, dass der hereinfließende Stoff dieselbe Temperatur hat, wie der herausfließende, die Maschine muss isotherm arbeiten. Man muss außerdem damit rechnen, dass die Entropiekapazität von hinein- und herausfließendem Stoff verschieden ist. Eine solche Maschine muss also im Allgemeinen noch einen weiteren Eingang oder Ausgang für Entropie haben.

Ein anderes Beispiel für einen solchen Energieumlader stellt die an anderer Stelle beschriebene galvanische Zelle dar. Wasserstoff fließt auf hohem chemischem Potential in

die Zelle hinein und auf niedrigem Potential aus ihr heraus. Dafür gibt die Zelle Energie elektrisch ab. Es gilt also

$$U \cdot I = (\mu_2 - \mu_1) \cdot I_n$$

Selbstverständlich kann man auch eine Maschine oder galvanische Zelle betrachten, in der eine kompliziertere Reaktion abläuft, z.B. eine Verbrennung. Sie gestattet, die chemische Spannung der Verbrennungsreaktion zu bestimmen.

3.5 Der Nullpunkt des chemischen Potentials

Wie die Temperatur, so hat auch das chemische Potential einen absoluten Nullpunkt. Der Wert folgt aus der Gleichung $P = \mu \cdot I_n$. Wir betrachten einen Stoffstrom. Für ihn ist

$$P_{\text{gesamt}} = \mu \cdot I_n + v \cdot F + T \cdot I_S + \dots$$

Falls der betrachtete Stoff eine von Null verschiedene Ruhmasse hat, falls es sich also nicht um Licht handelt, so ist P , außer in Extremfällen, sehr groß gegen die Terme $v \cdot F$, $T \cdot I_S$ etc., d.h. $\mu \cdot I_n$ ist in diesen Fällen mit P_{gesamt} nahezu identisch, und es ist

$$\mu = \frac{P}{I_n} = \frac{E}{n} = \frac{m}{n} c^2 = \hat{m} c^2$$

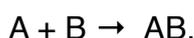
Der Absolutwert von μ ist damit für Stoffe mit von Null verschiedener Ruhmasse sehr groß, Tabelle 3.1.

Stoff	μ (kG)
Wasserstoff H ¹	$90,5791 \cdot 10^9$
Helium He ⁴	$359,737 \cdot 10^9$
Sauerstoff O ¹⁶	$1437,555 \cdot 10^9$

Tabelle 3.1

Absolutwert von μ für drei Stoffe

Nun sind chemische Spannungen $\Delta\mu$ bei chemischen Reaktionen, also bei den uns interessierenden Prozessen, von der Größenordnung 100 kG, d.h. viel kleiner als die Unsicherheit, mit der die Absolutwerte von μ bekannt sind. Man operiert daher in der gewöhnlichen Chemie (nicht aber in der Kernchemie) und in der Physik niedriger Energien nur mit Differenzen chemischer Potentiale. Solange man nämlich nur solche Vorgänge betrachtet, bei denen die Atomzahlen aller chemischen Elemente erhalten bleiben, solange also keine Kernreaktionen ablaufen, kann man für jedes der chemischen Elemente einen Nullpunkt des chemischen Potentials einzeln festlegen. Man sieht das am Beispiel der einfachen Reaktion



Wir zerlegen die chemischen Potentiale

$$\mu_A = \mu_{A0} + \mu_{A'}$$

$$\mu_B = \mu_{B0} + \mu_{B'}$$

$$\mu_{AB} = \mu_{A0} + \mu_{B0} + \mu_{AB'}$$

Die chemische Spannung der Reaktion

$$\mu_A + \mu_B - \mu_{AB} = \mu_{A'} + \mu_{B'} - \mu_{AB'}$$

ergibt sich also sowohl aus den Absolutwerten μ_A , μ_B und μ_{AB} der chemischen Potentiale, als auch aus den gestrichenen Werten μ_A' , μ_B' und μ_{AB}' . Wir haben dabei die Freiheit, den Wert μ_{X0} für jedes chemische Element beliebig zu wählen. Man wählt nun die μ_{X0} so, dass μ_X' für einen leicht reproduzierbaren Normzustand Null wird. Gewöhnlich setzt man das chemische Potential μ_X' des Stoffes X gleich Null, wenn der Stoff in seiner stabilsten Modifikation bei 298 K und 1,01 bar vorliegt. Für gelöste Stoffe (auch Ionen) wählt man als Bezugszustand eine einmolare Lösung (1 mol Gelöstes in 1 l Lösung). Wir lassen den Strich von jetzt ab weg.

3.6 Die Werte des chemischen Potentials

Das chemische Potential hat für einen gegebenen Stoff nicht einen festen, in allen Zuständen des Stoffs gleichbleibenden Wert, es hängt vielmehr ab

- von der Zustandsform, d.h. davon, ob der Stoff fest, flüssig oder gasförmig ist, in welcher Kristallmodifikation er vorliegt oder ob er in einem anderen Stoff gelöst ist;
- von der Temperatur T ;
- vom Druck p ;
- von seiner Stoffmengen-dichte ρ_n .

Wir werden uns in Kapitel 5 mit diesen Abhängigkeiten genauer befassen. In der Umgebung des Normzustandes p_0 , T_0 kann aber die T - und die p -Abhängigkeit durch einen linearen Verlauf angenähert werden:

$$\mu(T, p_0) = \mu(T_0, p_0) + \alpha \cdot (T - T_0)$$

$$\mu(T_0, p) = \mu(T_0, p_0) + \beta \cdot (p - p_0)$$

Für die Lösung vieler Probleme ist es daher nützlich, wenn man neben dem Wert des chemischen Potentials im Normzustand $\mu(T_0, p_0)$ noch den Temperaturkoeffizienten α und den Druckkoeffizienten β kennt.

Die Druckkoeffizienten β sind immer positiv. Das sieht man leicht ein, wenn man daran denkt, dass eine chemische Spannung einen „Antrieb“ für einen Stoffstrom darstellt. Bekanntlich strömen Stoffe von selbst von Stellen hohen zu Stellen niedrigen Drucks.

Nicht so leicht ist es dagegen einzusehen, dass der Temperaturkoeffizient negativ ist. Das scheint der Erfahrung zu widersprechen, dass Wasserdampf in einem geheizten Raum von warmen Stellen zu kalten diffundiert, etwa zu den kalten Fensterscheiben. Der Antrieb für diesen Stoffstrom ist aber hier nicht die chemische, sondern die thermische Spannung: Die Temperaturdifferenz „zieht“ an der Entropie des Wasserdampfes.

In Tabelle 3.2 sind für einige Stoffe die Werte des chemischen Potentials, sowie die Druck- und Temperaturkoeffizienten aufgeführt.

Die chemischen Elemente haben definitionsgemäß im Normzustand in ihrer stabilsten Form das chemische Potential Null. So wird festgelegt $\mu[\text{H}_2] = 0$ und nicht $\mu[\text{H}] = 0$. Außerdem wurde $\mu[\text{H}^+] = 0$ festgelegt.

Die Stoffe, deren chemisches Potential negativ ist, zerfallen nicht von selbst in die Grundstoffe, aus denen sie bestehen.

Stoff	μ (kJ/mol)	α (kG/K)	β (G/bar)	Stoff	μ (kJ/mol)	α (kG/K)	β (G/bar)
Eisen	0	-0,027	0,71	HCl gelöst	-131	-0,056	1,82
Kalkstein	-1129	-0,093	3,69	NH ₃ Gas	-16	-0,193	2446
Zucker	-1544	-0,360	21,70	NH ₃ gelöst	-27	-0,111	2,41
Wasser	-237	-0,070	1,81	Ca ⁺⁺	-553	0,055	
Ethin	209	-0,201	2446	Pb ⁺⁺	-24	-0,010	-1,78
CO ₂	-394	-0,214	2446	Zn ⁺⁺	-147	0,11	-2,6
NO ₂	51	-0,240	2446	Ba ⁺⁺	-561	-0,013	-1,24
ClO ₂	122	-0,257	2446	CO ₃ ⁻⁻	-528	-0,057	0,35
Al ₂ O ₃	-1582	-0,051	2,56	S ⁻⁻	86	-0,015	
Fe ₂ O ₃	-744	-0,087	3,04	J ⁻	-52	-0,111	3,66
Au ₂ O ₃	164			PbCO ₃	-626	-0,131	4,05
H ₂	0	-0,131	2446	ZnCO ₃	-732	-0,082	2,82
H	203	-0,115	2446	CaCO ₃	-1129	-0,093	
Graphit	0	-0,0057	0,541	BaCO ₃	-1139	-0,112	4,46
Diamant	2,9	-0,0024	0,342	CaC ₂	-68	-0,07	
Ca(OH) ₂	-897	-0,076	3,32	PbS	-99	-0,091	3,19
CaO	-604	-0,040	1,65	ZnS	-201	-0,058	2,39
H ⁺	0	0	0,02	BaS	-461		3,99
NaCl	-384	-0,072	2,70	PbJ ₂	-173	-0,175	7,61
Na ⁺	-262	-0,059	-0,16	ZnJ ₂	-209	-0,161	6,74
Cl ⁻	-131	-0,056	1,80	BaJ ₂	-598		7,60
AgCl fest	-110	-0,096	2,58	H ₂ O, fest	-236,59	-0,0448	1,973
AgCl gelöst	-73	-0,154		H ₂ O, flüssig	-237,18	-0,0699	1,807
Ag ⁺	77	-0,073	0,17	H ₂ O, gasig	-228,59	-0,1887	2446
HCl Gas	-95	-0,187	2446				

Tabelle 3.2

Chemisches Potential μ , Temperaturkoeffizient α und Druckkoeffizient β für einige Stoffe

3.7 Beispiele für den Umgang mit dem chemischen Potential

1. Stabilität von Oxiden:

Man entnimmt der Tabelle direkt, dass unter Normalbedingungen die Oxide CO_2 , Al_2O_3 und Fe_2O_3 stabil sind, ClO_2 , Au_2O_3 und NO_2 dagegen nicht. (ClO_2 -Gas zerfällt sogar explosionsartig, NO_2 dagegen zerfällt nur sehr langsam; man sagt, es ist *metastabil*.)

2. Abbinden von Mörtel: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

	$\mu(\text{kG})$	
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	-897	} -1291
CO_2	-394	
CaCO_3	-1129	} -1366
H_2O	-237	

Das chemische Potential der Ausgangsstoffe (-1291 kG) ist höher als das der Endstoffe (-1366 kG).

3. Herstellung von Ethin: $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$

Bei der Berechnung der chemischen Spannung dieser Reaktion muss man beachten, dass das Wasser in doppelter Menge auftritt. Die chemische Spannung ist also

$$(\mu[\text{CaC}_2] + 2\mu[\text{H}_2\text{O}]) - (\mu[\text{Ca}(\text{OH})_2] + \mu[\text{C}_2\text{H}_2])$$

	$\mu(\text{kG})$	
CaC_2	-68	} -542
H_2O	$-237 \cdot 2$	
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	-897	} -688
C_2H_2	+209	

Die chemische Spannung ergibt sich damit zu 146 kG. Man beachte, dass die Reaktion abläuft, obwohl das chemische Potential des Ethins > 0 ist. Dass die Reaktion abläuft, liegt daran, dass $\mu[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ stark negativ ist.

4. Herstellung von Diamant: $\text{C}_{\text{Graphit}} \rightarrow \text{C}_{\text{Diamant}}$

Das chemische Potential von Diamant ist unter Normalbedingungen größer als das von Graphit, Diamant ist also metastabil. Da

$$\beta_{\text{Graphit}} > \beta_{\text{Diamant}}$$

ist, kann man aber durch Erhöhen des Drucks erreichen, dass das chemische Potential des Graphits größer als das des Diamants wird. Wir berechnen den Druck, bei dem die chemischen Potentiale gleich sind (G = Graphit, D = Diamant):

$$\mu_{0G} + \beta_G \cdot \Delta p = \mu_{0D} + \beta_D \cdot \Delta p$$

$$\Rightarrow \Delta p = \frac{\mu_{0G} - \mu_{0D}}{\beta_D - \beta_G}$$

Mit

$$\mu_{0G} = 0$$

$$\mu_{0D} = 2,9 \text{ kG}$$

$$\beta_G = 0,541 \text{ kG/kbar}$$

$$\beta_D = 0,342 \text{ kG/kbar}$$

wird

$$\Delta p = \frac{0 - 2,9}{0,342 - 0,541} \text{ kbar} \approx 15 \text{ kbar}$$

5. Schmelzen von Eis: Eis (E) \rightarrow flüssiges Wasser (W)

Wir entnehmen der Tabelle, dass bei Normalbedingungen, d.h. bei 25 °C und 1 bar das chemische Potential von flüssigem Wasser μ_W kleiner als das von Eis μ_E ist – in Übereinstimmung mit der Tatsache, dass unter diesen Bedingungen Eis nicht existiert. Da $\alpha_E > \alpha_W$ ist, muss es aber eine niedrigere Temperatur geben, bei der Eis die stabile und flüssiges Wasser die instabile Zustandsform ist. Wir berechnen die Temperatur, bei der $\mu_E = \mu_W$ ist, bei der also chemisches Gleichgewicht zwischen fester und flüssiger Phase herrscht. Dies ist die Schmelztemperatur.

$$\mu_{0E} + \alpha_E \cdot \Delta T = \mu_{0W} + \alpha_W \cdot \Delta T$$

$$\Rightarrow \Delta T = -\frac{\mu_{0E} - \mu_{0W}}{\alpha_E - \alpha_W} = -\frac{236,59 - 237,18}{0,0448 - 0,0699} \text{ K} = -23,5 \text{ K}$$

Die Schmelztemperatur sollte also bei 25 °C – 23,5 °C = 1,5 °C liegen. Trotz der linearen Näherung haben wir ein recht gutes Ergebnis erhalten.

6. Gefrierpunktsänderung von Wasser durch Ändern des Drucks

Bei Erhöhung des Drucks sinkt der Gefrierpunkt von Wasser. Wir berechnen $\Delta p/\Delta T$. (W = flüssiges Wasser, E = Eis). Beim Gefrierpunkt ist stets $\mu_E = \mu_W$. Daher gilt:

$$\mu_{0E} + \beta_E \cdot \Delta p + \alpha_E \cdot \Delta T = \mu_{0W} + \beta_W \cdot \Delta p + \alpha_W \cdot \Delta T$$

Da auch $\mu_{0E} = \mu_{0W}$ ist, wird

$$\Delta T = -\frac{\beta_W - \beta_E}{\alpha_W - \alpha_E} \Delta p$$

Mit den Werten der Tabelle ergibt sich

$$\Delta T/\Delta p = -0,0066 \text{ K/bar.}$$

7. Gefrierpunktserniedrigung durch Lösen eines Fremdstoffs

Am Gefrierpunkt des Wassers sind die chemischen Potentiale von Eis und flüssigem Wasser gleich. Gibt man zu einer Eis-Wasser-Mischung etwas Salz, so löst sich das Salz, und das chemische Potential des flüssigen Wassers sinkt. Daher schmilzt Eis, und die Temperatur nimmt ab. Schließlich wird eine Temperatur erreicht, bei der das chemische Potential des Eises mit dem der Salzlösung übereinstimmt.

3.8 Der Reaktionswiderstand

Wir haben im vorigen Abschnitt nach den Werten des chemischen Potentials der Ausgangs- und der Endprodukte von Reaktionen gefragt, d.h. nach der chemischen Spannung. Ist die Spannung von null verschieden, so kann die Reaktion ablaufen, ist sie gleich null, so kann sie nicht ablaufen. Nun ist aber eine von null verschiedene chemische Spannung eine notwendige, aber noch keine hinreichende Bedingung dafür, dass eine Reakti-

on abläuft, dass ein Phasenübergang stattfindet oder dass ein Stoff von einem Ort zu einem anderen strömt oder *diffundiert*, – genauso wie eine von null verschiedene elektrische Spannung notwendig für das Fließen eines elektrischen Stromes, aber nicht hinreichend ist.

Wenn ein elektrischer Strom fließen soll, darf außerdem der Widerstand nicht zu groß sein, Abb. 3.5. Ist der Widerstand unendlich groß, so sagen wir der elektrische Strom ist gehemmt. („Die Elektrizität möchte fließen, aber sie kann nicht.“) Auch beim Ablauf chemischer Reaktionen gibt es einen Widerstand, und auch chemische Reaktionen können ganz und gar gehemmt sein, d.h. sie laufen trotz von null verschiedener chemischer Spannung nicht ab. Die verbale Beschreibung dieser Hemmungen ist je nach Reaktionstyp verschieden.

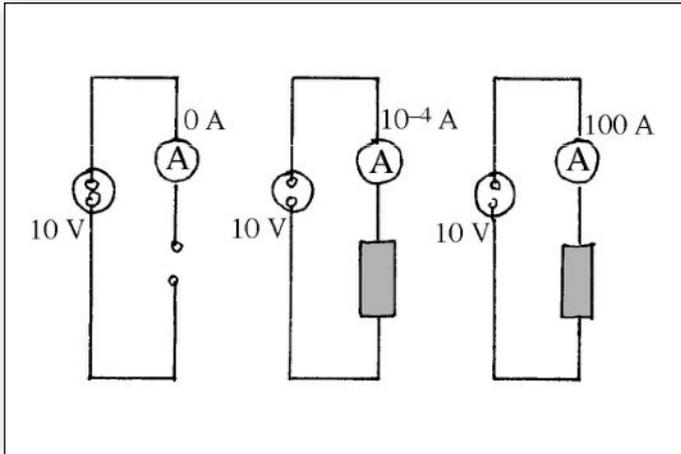


Abb. 3.5

Eine von null verschiedene elektrische Spannung ist notwendig, aber nicht hinreichend für das Fließen eines elektrischen Stroms.

Leiter und Nichtleiter

Wie man zur Realisierung elektrischer Stromkreise als wichtigste Bauelemente Leiter und Nichtleiter braucht, so braucht man zur Realisierung von Stofftransporten Stoffleiter und -nichtleiter. Da es aber viele verschiedene Stoffe gibt, ist es wünschenswert über selektive Leiter und Nichtleiter zu verfügen: Ein Bauelement soll Stoff A hindurchlassen, Stoff B aber nicht.

Ein einfacher, aber nicht sehr selektiver Stoffleiter ist ein Rohr: Es „leitet“ ungeladene Flüssigkeiten und Gase.

Wasser ist ein Leiter für viele Ionen, aber auch für andere Substanzen, die sich in Wasser lösen, z.B. Zucker. Es ist dagegen ein Nichtleiter für Elektronen.

Metalle leiten Elektronen gut, fast alle anderen Stoffe aber schlecht. (Aber Platin leitet H^+ -Ionen recht gut.)

Glas lässt sichtbares Licht durch, aber keine Luft (oder andere Gase und Flüssigkeiten).

Gase sind für andere Gase durchlässig, wenn auch nicht sehr gut.

Eine Flüssigkeit A ist durchlässig für eine Flüssigkeit B, falls A und B „mischbar“ sind. Z.B. ist Wasser für Alkohol durchlässig.

Eine feste Wand, die für bestimmte Ionensorten durchlässig ist, für andere aber nicht, nennt man ein Diaphragma.

Diffusion

Man nennt einen Stofftransport *Diffusion*, wenn

- ein Stoff A durch einen Stoff B hindurchströmt, wobei A ein Gas ist, B dagegen gasförmig, flüssig oder fest sein kann;
- der Antrieb für den Strom ein Gradient des chemischen Potentials ist.

Die Diffusion ist ein dissipativer Vorgang, es wird Entropie erzeugt.

Ein Stoff liege an einer Stelle in höherer Konzentration vor als an einer anderen, z.B. in Wasser gelöste Manganat-Ionen, Abb. 3.6. Der Stoff diffundiert solange von der einen Stelle zur anderen, bis die Konzentration, und damit sein chemisches Potential überall gleich ist: Es herrscht chemisches Gleichgewicht.

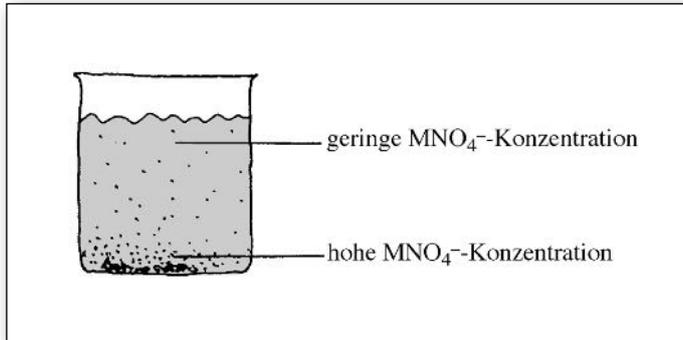


Abb. 3.6

Die Manganat-Ionen strömen von Stellen hoher Konzentration zu Stellen niedriger Konzentration.

Die Stoffmengenstromdichte ist proportional zum Gradienten des chemischen Potentials:

$$\vec{j}_n = -\sigma_n \cdot \text{grad } \mu$$

Die „Stoffleitfähigkeit“ σ_n hängt mit der Diffusionskonstante D zusammen über

$$\sigma_n = \frac{D \cdot \rho_n}{R \cdot T}$$

Die Stoffstromstärke hängt damit ab

- von der Fläche des Strömungskanals
- von seiner Länge (je länger er ist, desto kleiner wird bei gegebener chemischer Spannung $\text{grad } \mu$)
- von σ_n .

Man kann die Diffusion z.B. dadurch hemmen, dass man die Entfernung zwischen den beiden Stellen verschiedenen chemischen Potentials sehr groß macht.

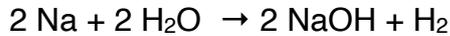
Phasenübergänge fest \leftrightarrow flüssig \leftrightarrow gasförmig

Die Phasenübergänge fest \leftrightarrow flüssig und flüssig \leftrightarrow gasförmig laufen gewöhnlich völlig ungehemmt ab, d.h. es baut sich keine chemische Spannung zwischen den Phasen auf. Die Phasen stehen nahezu im Gleichgewicht. Nur mit Mühe erreicht man, dass sich Spannungen aufbauen. Doppelt destilliertes Wasser kann man bis 140 °C erhitzen, ohne dass es verdampft (*Siedeverzug*). Das chemische Potential des flüssigen Wassers ist dann größer als das des gasförmigen. Umgekehrt kann man auch Dämpfe unterkühlen (*übersättigter Dampf*), das chemische Potential des Dampfes ist dann größer als das der Flüssigkeit. Entsprechend kann man Flüssigkeiten unterkühlen. Eine kleine Menge staubfreies Wasser kann man, ohne dass das Wasser erstarrt, bis – 30 °C abkühlen.

Chemische Reaktionen

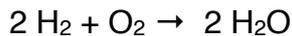
Man kann den Reaktionswiderstand dadurch groß machen, dass man die Reaktionspartner räumlich trennt. Bringt man sie zusammen, so muss der Widerstand allerdings noch nicht klein sein. Für manche Reaktionen wird er klein, für andere bleibt er aber immer noch sehr groß.

Eine Reaktionen, die spontan sehr schnell abläuft, ist



$$\begin{aligned} \mu[\text{Na}] &= 0 \text{ kG}, \quad \mu[\text{H}_2\text{O}] = -237 \text{ kG}, \quad \mu[\text{NaOH}] = -380 \text{ kG}, \\ \mu[\text{H}_2] &= 0 \text{ kG}, \quad \Delta\mu = 143 \text{ kG} \end{aligned}$$

Bei den meisten Reaktionen ist der Widerstand sehr hoch: Die Reaktionen sind gehemmt. So läuft die Reaktion



trotz großer chemischer Spannung nicht von selbst ab.

Der Reaktionswiderstand lässt sich auf verschiedene Arten vermindern

- durch Erhöhung der Temperatur
- durch *Katalysatoren*.

Katalysatoren wirken wie „chemische Schalter“. Ist ein geeigneter Katalysator vorhanden, so kann eine sonst gehemmte Reaktion ablaufen. Der Katalysator verändert sich dabei nicht.

In biologischen Systemen laufen Tausende von Reaktionen ab. Die meisten davon sind normalerweise gehemmt. Ihr Ablauf wird durch Katalysatoren, die *Enzyme*, gesteuert.

Für die Synthese eines Stoffes nach einer gegebenen Reaktionsgleichung sind also zwei Bedingungen zu erfüllen:

- Die chemische Spannung muss die Reaktion in die gewünschte Richtung treiben. Das erreicht man durch geeignete Wahl von Temperaturen und Drücken.
- Der Reaktionswiderstand der gewünschten Reaktion muss klein, der von konkurrierenden Reaktionen groß sein. Das erreicht man durch Katalysatoren.

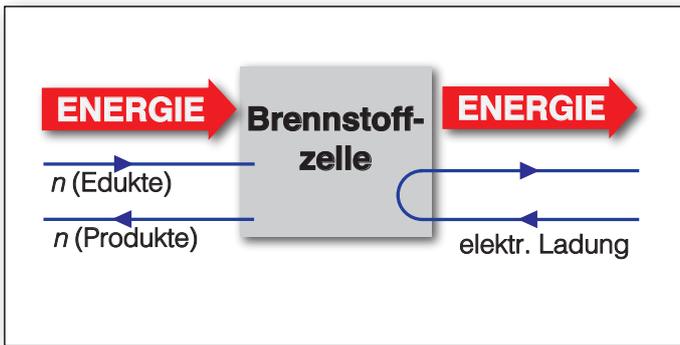
Kernreaktionen

Wenn man Kernreaktionen betrachtet, darf man den Nullpunkt des chemischen Potentials nicht mehr für jedes chemische Element frei wählen. Die μ -Werte der chemischen Elemente sind durch die Kernreaktionen aneinander gekoppelt. Die meisten chemischen Elemente –genauer: die mit großer und die mit kleiner Ordnungszahl– sind metastabil. Die Reaktion, d.h. der Zerfall der schweren und die Fusion der leichten, ist stark gehemmt. Kernreaktor und Fusionsreaktor dienen dazu, den Reaktionswiderstand zu vermindern.

3.9 Reversibel ablaufende Reaktionen – elektrochemische Reaktionen

Brennstoffzellen, Akkumulatoren, Monozellen und die verschiedensten Arten von Batterien sind Energieumloader. Die Energie wird mit dem Träger Stoffmenge angeliefert und verlässt die Zelle mit dem Energieträger Elektrizität. Bei den meisten dieser Zellen befinden sich die Reaktionspartner von vornherein im Innern der Zelle, sie werden beim Herstellungsprozess in die Zelle eingebracht. Nur bei der Brennstoffzelle werden die Reaktionspartner ständig von außen zugeführt.

Abb. 3.7 zeigt das Flussbild einer Brennstoffzelle.

**Abb. 3.7**

Flussbild einer Brennstoffzelle

Die Energiebilanzgleichung ist

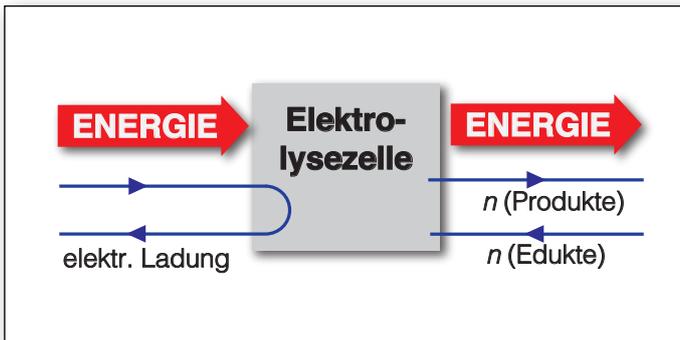
$$\Delta\mu \cdot I_{n(R)} = U \cdot I. \quad (3.4)$$

Hier ist

$$I_{n(R)} = \frac{n(R)}{t}$$

die Umsatzrate der Reaktion.

Es gibt auch das Gegenstück zur Brennstoffzelle: eine Zelle, die Energie mit dem Träger Elektrizität bekommt und mit dem Träger Stoffmenge abgibt, Abb. 3.8. Beispiele hierfür sind Elektrolysezellen und der Akkumulator während er geladen wird.

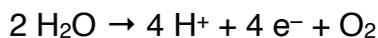
**Abb. 3.8**

Flussbild einer Elektrolysezelle

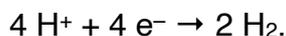
Die Reaktionen, die in solchen Zellen ablaufen, egal ob vorwärts oder rückwärts, heißen *elektrochemische Reaktionen*.

Bei einer elektrochemischen Reaktion ist die Umsatzrate $I_{n(R)}$ fest an die elektrische Stromstärke I gekoppelt. Wir betrachten als Beispiel die Elektrolyse von Wasser.

An der Anode der Elektrolysezelle läuft die Reaktion



ab, an der Kathode



Mit jedem umgesetzten Mol fließen durch den äußeren Stromkreis 4 mol Elektronen. Nun ist für Elektronen die Ladung pro Stoffmenge gleich der negativen Faraday-Konstante:

$$\frac{Q_{\text{Elektron}}}{n_{\text{Elektron}}} = \frac{-e}{\tau} = -F = -9,6 \cdot 10^4 \text{ C/mol}$$

Pro mol Reaktionsumsatz fließen also $4 \cdot 9,6 \cdot 10^4 \text{ C}$ durch den Stromkreis, d.h.

$$I = 4 \cdot F \cdot I_{n(R)}$$

Für andere Reaktionen steht statt der 4 eine andere kleine ganze Zahl z :

$$I = z \cdot F \cdot I_{n(R)} \quad (3.5)$$

Wir setzen (3.5) in die Energiebilanzgleichung (3.4) ein und erhalten:

$$\Delta\mu = z \cdot F \cdot U. \quad (3.6)$$

Diese Gleichung sagt uns, dass sich die *chemische* Spannung bestimmen lässt, indem man eine *elektrische* Spannung misst. Falls die chemische Spannung bekannt ist, kann man mit Hilfe von Gleichung (3.6) die elektrische Spannung der entsprechenden elektrochemischen Zelle berechnen. So ergibt sich für die Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle:

$$U = \frac{\Delta\mu}{4F} = \frac{474,36 \cdot 10^3 \text{G}}{4 \cdot 9,6 \cdot 10^4 \text{C/mol}} = 1,24 \text{V}$$

3.10 Irreversibel ablaufende Reaktion – die Entropiebilanz chemischer Reaktionen

Die meisten chemischen Reaktionen laufen frei ab: Die ganze Energie, die beim Reaktionsablauf abgegeben wird, wird zur Entropieproduktion verwendet. Dies ist zum Beispiel der Fall, wenn Kohle, Heizöl, Benzin oder Erdgas in Kraftwerken oder Hausheizungen verbrannt wird.

Die Energiebilanzgleichung lautet:

$$\Delta\mu \cdot I_{n(R)} = T \cdot I_{S \text{ erz}} .$$

Die erzeugte Entropie lässt sich also berechnen nach

$$I_{S \text{ erz}} = \frac{\Delta\mu \cdot I_{n(R)}}{T}$$

Man könnte nun erwarten, dass es bei jeder frei ablaufenden Reaktion „warm wird“, d.h. dass von den Reaktionsprodukten Entropie abgegeben wird. Das ist aber durchaus nicht immer der Fall.

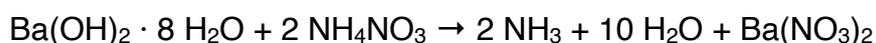
Wir nehmen noch einmal an, es werde bei einer bestimmten Reaktion keine Entropie erzeugt (so wie es in einer idealen elektrochemischen Zelle der Fall ist). Bei der Reaktion verschwinden die Ausgangsstoffe, und die Endstoffe entstehen.

Die Ausgangsstoffe enthalten eine bestimmte Menge Entropie, und diese muss von den Endstoffen übernommen werden. Zu dieser Entropiemenge gehört nun aber im Allgemeinen bei den Ausgangsstoffen eine andere Temperatur als bei den Endstoffen. Bei manchen Reaktionen ist die Temperatur der Endstoffe niedriger, bei anderen ist sie höher als die der Ausgangsstoffe. Läuft nun die Reaktion frei, d.h. völlig irreversibel, so entsteht neue Entropie. Diese erhöht die Temperatur der Reaktionsprodukte. Es gibt nun aber Reaktionen, deren Reaktionsprodukte bei reversibler Prozessführung eine so tiefe Temperatur haben, dass die bei irreversibler Prozessführung erzeugte Entropie nicht ausreicht, um die Reaktionsprodukte auf die Ausgangstemperatur zurückzubringen.

Wenn man eine solche Reaktion bei konstanter Temperatur führen will, muss man also Entropie zuführen. Man nennt diese Reaktionen *endotherm*. Reaktionen, bei denen Entropie abgegeben wird, heißen *exotherm*.

Also: Auch bei endothermen Reaktionen wird Entropie erzeugt. Nur haben die Reaktionsprodukte ein so großes Fassungsvermögen für Entropie, dass der großen Entropiemenge nur eine relativ niedrige Temperatur entspricht.

Ein Beispiel für eine endotherme Reaktion ist



$\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ und NH_4NO_3 sind kristalline Feststoffe. Die Reaktionsprodukte bilden eine wässrige Lösung. Die niedrige Temperatur der Produkte lässt sich leicht verstehen: Das Kristallwasser des Bariumhydroxids verwandelt sich in gewöhnliches, flüssiges Wasser. Dies ist eine Art Schmelzprozess, und zum Schmelzen wird bekanntlich Entropie gebraucht.

4. Gibbs'sche Fundamentalform, Gibbsfunktion, Gleichgewicht

4.1 System und Zustand

Die Physik beschreibt die realen Objekte auf abstrakte Art: durch die Beziehung zwischen den physikalischen Größen des Objekts. Um eine gewünschte Klasse von Vorgängen zu beschreiben, muss man daher als erstes die Variablen wählen, die das Gewünschte leisten. Zur Beschreibung eines Kondensators z.B. wählt man die Variablen Q , U , E (Energie), (elektrische Feldstärke), etc. Man wählt normalerweise nicht S , T , p oder (magnetische Feldstärke), denn man kommt ohne sie aus. Dass man bestimmte Variablen nicht braucht, kann verschiedene Gründe haben: entweder weil diese Variablen während der interessierenden Prozesse konstant sind, oder weil ihre Werte keinen Einfluss auf die Werte der interessierenden Variablen haben. Wenn wir in Zukunft von „den“ Variablen eines Systems sprechen, meinen wir nur die uns interessierenden Variablen.

Wir sagen, ein System befinde sich in einem bestimmten Zustand, wenn alle Variablen einen bestimmten Wert haben. Unter System im strengeren Sinne verstehen wir nicht mehr das Objekt, sondern die Menge aller Zustände. Bereits die Wahl der Variablen enthielt Willkür. Was wir als System bezeichnen, enthält nun noch mehr Willkür, denn wir können die Menge der betrachteten Zustände beliebig einschränken. Man tut zwar oft so, als meine man mit dem System „Kondensator“ alle die Zustände, die durch die Beziehung

$$Q = C \cdot U$$

festgelegt sind. Bei realistischer Betrachtung wird man sich aber auf einen winzigen Ausschnitt dieser Zustandsmannigfaltigkeit beschränken, denn auch der beste Kondensator verträgt keine beliebig hohen Spannungen.

4.2 Die Gibbs'sche Fundamentalform

Wir hatten gesehen, dass sich ein Energiestrom stets beschreiben lässt durch einen Ausdruck der Form

$$P = \xi I_X$$

Im Allgemeinen sind mehrere mengenartige Größen an einem Energiestrom beteiligt. Wir betrachten zunächst nur Energieströme mit einem einzigen „Energieträger“.

Wir lassen Energie in ein System hineinfließen, so dass sich die Energie im System anhäuft. Wir wollen die Energieänderung des Systems beschreiben.

Mit der Größe X kann dabei zweierlei passieren. Entweder sie häuft sich im System an (so wie die Energie), oder sie fließt durch das System hindurch und lädt im System die Energie ab. Wir betrachten nacheinander verschiedene Realisierungen der Beziehung $P = \xi I_X$, d.h. Energietransporte mit verschiedenen Energieträgern X .

1. Energiezufuhr mit dem Träger Entropie

Ein Körper wird erwärmt, Abb. 4.1. In den Körper fließt ein Energiestrom der Stärke

$$P = T \cdot I_S$$

hinein. Mit den Bilanzgleichungen $P = dE/dt$ und $I_S = dS/dt$ folgt

$$\frac{dE}{dt} = T \frac{dS}{dt}$$

und daraus

$$dE = T dS. \quad (4.1)$$

Diese „Differentialform“ sagt uns, um wie viel sich die Energie eines Körpers ändert, wenn ihm die Entropiemenge dS zugeführt wird.

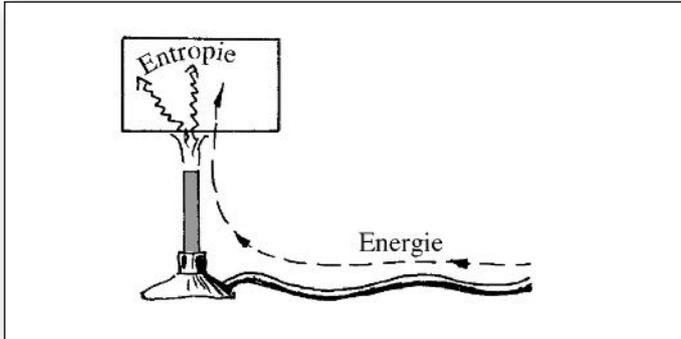


Abb. 4.1

Energie- und Entropieinhalt des Körpers nehmen zu.

2. Energiezufuhr mit dem Träger Impuls

a) Mit Impulsanhäufung

Ein Fahrzeug wird beschleunigt, Abb. 4.2. In das Fahrzeug fließt ein Energiestrom der Stärke

$$P = \vec{v} \cdot \vec{F}$$

hinein. Mit den Bilanzgleichungen $P = dE/dt$ und $\vec{F} = d\vec{p}/dt$ folgt

$$\frac{dE}{dt} = \vec{v} \frac{d\vec{p}}{dt}$$

und daraus

$$dE = \vec{v} d\vec{p} \quad (4.2)$$

Die Beziehung sagt uns, um wie viel sich die Energie eines Körpers ändert, wenn ihm die Impulsmenge $d\vec{p}$ zugeführt wird.

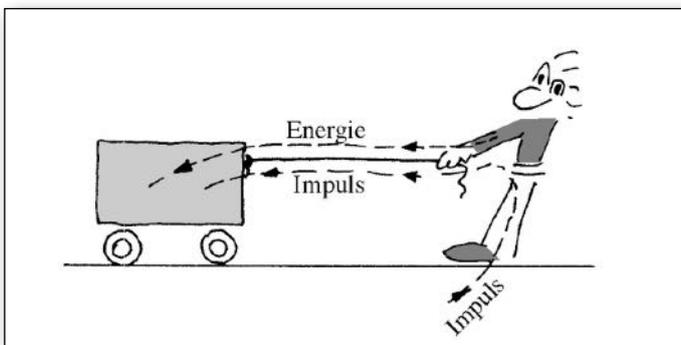


Abb. 4.2

Energie- und Impulsinhalt des Fahrzeugs nehmen zu.

b) Ohne Impulsanhäufung

Eine Feder wird gespannt, Abb. 4.3. In die Feder fließt ein Energiestrom der Stärke

$$P = \vec{v} \cdot \vec{F}$$

hinein. Der Impuls häuft sich in der Feder nicht an, er fließt nur hindurch. Mit $P = dE/dt$ und $\vec{v} = d\vec{s}/dt$ wird

$$\frac{dE}{dt} = \vec{F} \frac{d\vec{s}}{dt}$$

und daraus

$$dE = \vec{F} d\vec{s} \quad (4.3)$$

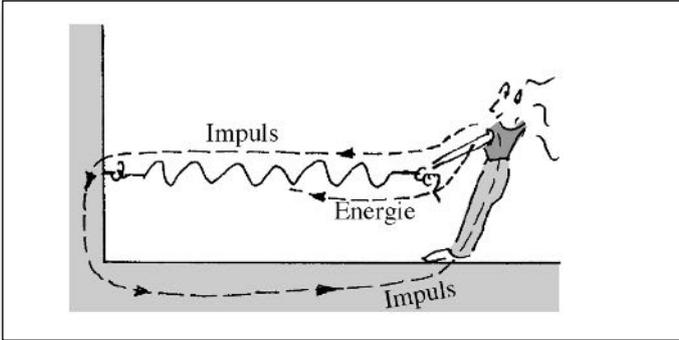


Abb. 4.3

Der Energieinhalt der Feder nimmt zu, und die Feder verlängert sich.

Eine Variante hiervon zeigt Abb. 4.4. Hier wird die Energie in dem Gas in einem Zylinder gespeichert. Wir drücken die Kraft \vec{F} und die Verschiebung $d\vec{s}$ durch den Druck p und die Volumenänderung dV aus:

$$F = -A \cdot p \text{ und } ds = (1/A) \cdot dV,$$

und erhalten

$$dE = -p dV. \quad (4.4)$$

Das Minuszeichen drückt aus, dass die Energie mit abnehmendem Volumen zunimmt.

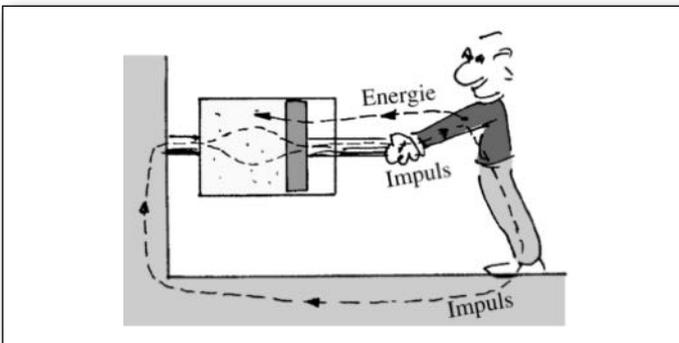


Abb. 4.4

Der Energieinhalt des Gases nimmt zu, und das Volumen nimmt ab.

3. Energiezufuhr mit dem Träger Stoffmenge

In einen Behälter fließt Energie mit einem Stoffstrom hinein, Abb. 4.5. Da jeder Stoff auch Entropie trägt, ist die Energiestromstärke

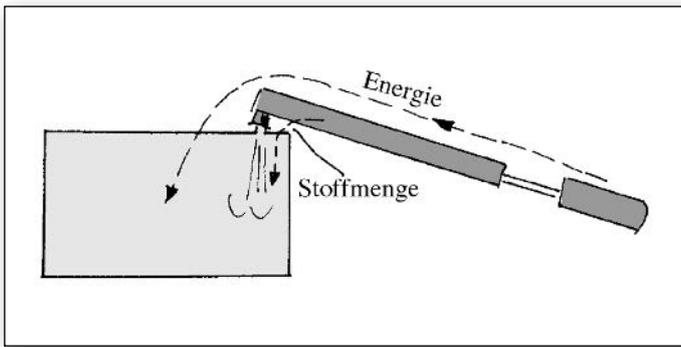
$$P = \mu \cdot I_n + T \cdot I_s.$$

Sorgt man dafür, dass die Entropie gleich wieder abfließt, so erhält man Hilfe der Bilanzgleichungen $P = dE/dt$ und $I_n = dn/dt$ für Energie bzw. Stoffmenge

$$\frac{dE}{dt} = \mu \frac{dn}{dt}$$

und daraus

$$dE = \mu dn. \quad (4.5)$$

**Abb. 4.5**

Die Energie- und die Stoffmenge im Behälter nehmen zu.

4. Energiezufuhr mit dem Träger Elektrizität

Ein Kondensator wird geladen, Abb. 4.6. Zum Kondensator fließt eine Energiestrom der Stärke

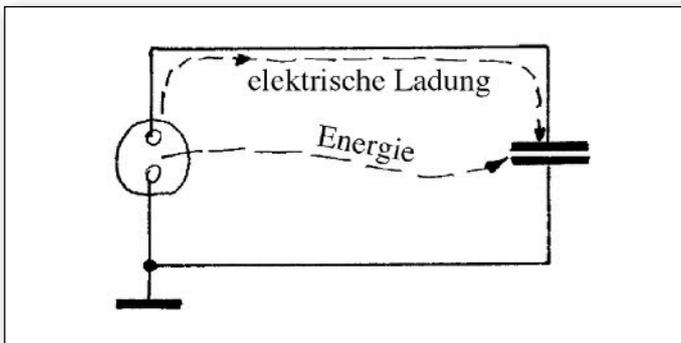
$$P = U \cdot I.$$

Die elektrische Ladung Q häuft sich zwar netto im Kondensator nicht an. Für die Ladung einer einzigen Platte gilt aber $I = dQ/dt$. Zusammen mit der Bilanzgleichung für die Energie folgt

$$\frac{dE}{dt} = U \frac{dQ}{dt}$$

und daraus

$$dE = U dQ. \quad (4.6)$$

**Abb. 4.6**

Die Energie im Kondensator und die elektrische Ladung auf einer seiner Platten nehmen zu.

Die Beziehungen (4.1) bis (4.6) haben alle dieselbe Gestalt

$$dE = \xi dX.$$

Wir nennen die Größen X *extensive* Größen und die Größen ξ *intensive*. Zu einer bestimmten extensiven gehört immer eine bestimmte intensive Größe. Man sagt, die beiden Größen sind zueinander *konjugiert*, genauer: energiekonjugiert.

Bei den betrachteten Prozessen änderte sich jeweils nur eine einzige extensive Größe. Im Allgemeinen muss man damit rechnen, dass mehrere extensive Größen ihren Wert gleichzeitig ändern:

$$dE = TdS - pdV + \mu dn + \vec{v}d\vec{p} + \vec{F}d\vec{s} \dots$$

Das System kann natürlich auch mehrere unabhängige Variablen S_1, S_2, \dots oder V_1, V_2, \dots etc. haben. Dann hat der Ausdruck noch mehr Terme. Diese Beziehung zwischen den Differentialen dE und dS, dV, dn, \dots heißt die *Gibbs'sche Fundamentalform* des betrachteten Systems. Sie hat so viele Terme wie das System unabhängige Variablen hat.

4.3 Gibbsfunktionen

Die Gibbs'sche Fundamentalform für ein System laute

$$dE = TdS - pdV + \mu dn + \dots$$

Gibt man jeder der extensiven Variablen S, V, n, \dots einen festen Wert, so hat auch E einen festen Wert. E ist also eine Funktion der extensiven Variablen

$$E = E(S, V, n, \dots)$$

Diese Funktion charakterisiert das System vollständig. Zwei Systeme, bei denen diese Funktionen gleich sind, sind im Sinne der Physik gleiche Systeme. Man nennt eine solche Funktion eine *Gibbsfunktion*. In Tabelle 4.1 sind die Gibbsfunktionen einiger einfacher physikalischer Systeme aufgelistet.

System	extensive variable	Gibbs'sche Fundamentalform	Gibbsfunktion
Kondensator	Q	$dE = UdQ$	$E(Q) = \frac{Q^2}{2C} + E_0$
Kondensator mit variablem Plattenabstand	Q, x	$dE = UdQ - Fdx$	$E(Q, x) = \frac{Q^2 x}{2\epsilon\epsilon_0 A} + E_0$
Feder	x	$dE = -Fdx$	$E(x) = \frac{D}{2}x^2 + E_0$
Massenpunkt	\vec{p}	$dE = \vec{v} d\vec{p}$	$E(\vec{p}) = \frac{\vec{p}^2}{2m} + E_0$

Tabelle 4.1

Einige Gibbsfunktionen

Nur für sehr wenige Systeme ist die Gibbsfunktion als analytischer Ausdruck bekannt.

Es gibt für jedes System noch andere Gibbsfunktionen als

$$E = E(S, V, n, \dots).$$

Sie sind zu dieser Funktion äquivalent und können daraus (durch *Legendretransformation*) gewonnen werden.

Es sind andere, meist recht unanschaulicht physikalische Größen, als Funktion von anderen unabhängigen Variable.

Die Gibbsfunktionen der Thermodynamik heißen thermodynamische Potentiale. Gibbsfunktionen der Mechanik sind die *Hamiltonfunktion* und die dazu äquivalente *Lagrange-funktion*. Tabelle 4.2 gibt die Definitionen der wichtigsten Gibbsfunktionen wieder.

Name	Definition der Größe	Gibbsfunktion
Energie	E	$E = E(S, V, n)$
Enthalpie	$H = E + p \cdot V$	$H = H(S, p, n)$
freie Energie	$F = E - T \cdot S$	$F = F(T, V, n)$
freie Enthalpie	$G = E + p \cdot V - T \cdot S$	$G = G(T, p, n)$
Hamiltonfunktion	E	$E = E(\vec{p} \cdot \vec{q})$
Lagrangefunktion	$L = -E + \vec{p} \cdot \vec{v}$	$E = E(\vec{v} \cdot \vec{q})$

Tabelle 4.2

Verschiedene Typen von Gibbsfunktionen

4.4 Die Zerlegung von Systemen

Die Gibbsfunktion $E = E(X_1, X_2, \dots, X_n)$ ist im Allgemeinen eine sehr komplizierte Funktion der Variablen X_1, X_2, \dots, X_n des Systems. Es kommt aber vor, dass die Funktion, wenigstens in gewissen Wertebereichen der Variablen, eine einfache Struktur annimmt: Manche Gibbsfunktionen zerfallen in „variablenfremde“ Terme:

$$E = E_A(X_1, X_2, \dots, X_k) + E_B(X_{k+1}, \dots, X_n)$$

In diesem Fall ist nicht nur dE ein vollständiges Differential, sondern auch dE_A und dE_B einzeln. Das durch $E = E(X_1, X_2, \dots, X_n)$ beschriebene System verhält sich wie zwei voneinander unabhängige Systeme. Wir sagen, es ist *zerlegbar*. Die einzelnen variablenfremden Terme haben oft eigene Namen.

Wir betrachten als Beispiel einen Kondensator, der bewegt und erhitzt, und natürlich auch geladen werden darf. Seine Variablen sind \vec{p} , S und Q , seine Gibbsche Fundamentalform ist also

$$dE = \vec{v} d\vec{p} + T dS + U dQ$$

Die Gibbsfunktion des Kondensators ist

$$\begin{aligned} E(\vec{p}, S, Q) &= \frac{\vec{p}^2}{2m} + \frac{Q^2}{2C} + E_0(S) \\ &= E_1(\vec{p}) + E_2(Q) + E_0(S) \end{aligned}$$

Jeder der drei Terme hängt nur von einer einzigen Variable ab.

Man nennt die Terme

$$E_1 = \text{kinetische Energie}$$

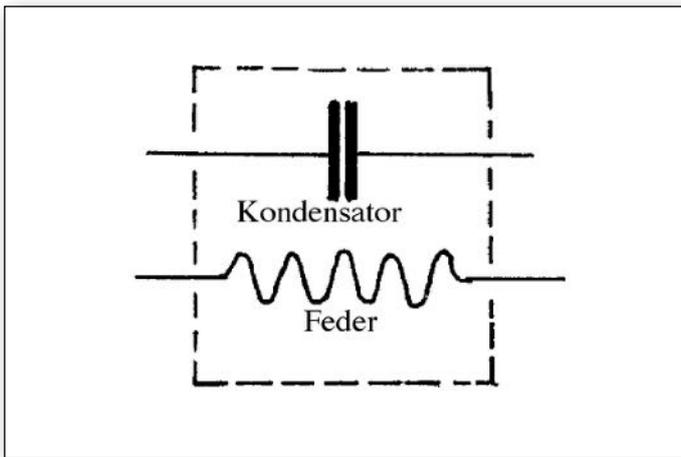
$$E_2 = \text{elektrische Feldenergie}$$

$$E_0 = \text{innere Energie}$$

Manchmal kommt die Zerlegbarkeit eines Systems einfach dadurch zustande, dass es aus räumlich getrennten Teilsystemen besteht, Abb. 4.7.

Die Gibbsfunktion des Systems im gestrichelten Kasten ist

$$E(Q, x) = \frac{Q^2}{2C} + \frac{D}{2} x^2 + E_0$$

**Abb. 4.7**

Das System im gestrichelten Kasten ist trivialerweise zerlegbar: Es besteht aus zwei räumlich voneinander getrennten Teilsystemen.

in

Oft stellt die Zerlegbarkeit nur eine Näherung dar. So ist die Zerlegung in kinetische und -nere Energie nur in nichtrelativistischer Näherung möglich. Die relativistische Gibbsfunktion eines Körpers lautet:

$$E(|\vec{p}|, S) = \sqrt{c^2 \vec{p}^2 + E_0^2(S)}$$

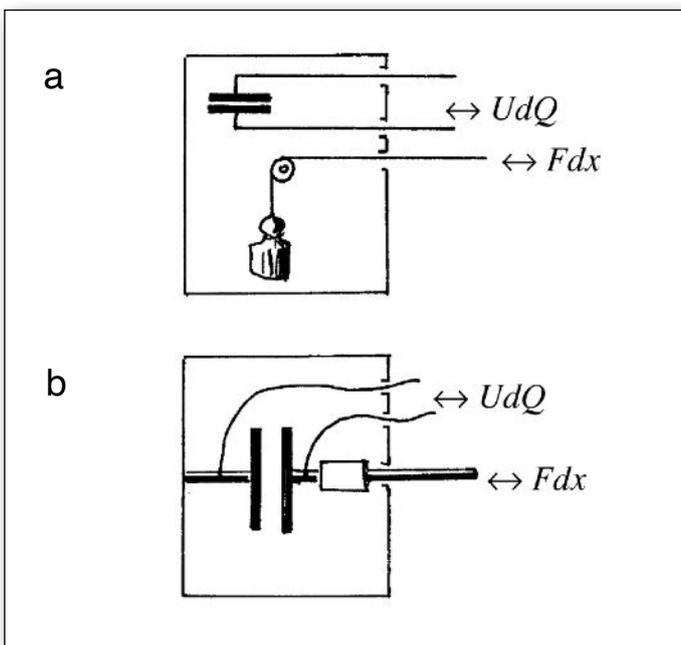
Nur für $c|\vec{p}| \ll E$ zerfällt sie in

$$E(|\vec{p}|, S) = \frac{\vec{p}^2}{2m} + E_0(S)$$

Wir wollen noch zwei Systeme miteinander vergleichen, Abb. 4.8, die dieselben Variablen, und damit dieselbe Gibbsche Fundamentalform haben, nämlich

$$dE = U dQ - F dx,$$

von denen aber das eine zerlegbar ist (Abb. 4.8a) und das andere nicht (Abb. 4.8b).

**Abb. 4.8**

Zwei Systeme mit derselben Gibbschen Fundamentalform. Das eine (a) ist zerlegbar, das andere (b) nicht.

Wir beginnen mit dem ungekoppelten System. Die Gibbsfunktion ist

$$E(Q, x) = \frac{Q^2}{2C} + m \cdot g \cdot x + E_0$$

Wir berechnen das Differenzial dE :

$$dE = \frac{Q}{C} dQ + m \cdot g \cdot dx$$

Vergleich mit der Gibbsschen Fundamentalform liefert

$$U = \frac{Q}{C} \quad \text{und} \quad F = -m \cdot g.$$

Und nun das gekoppelte System. Seine Gibbsfunktion ist

$$E(Q, x) = \frac{Q^2 x}{2\epsilon_0 A} + E_0$$

Daraus folgt

$$dE = \frac{Qx}{\epsilon_0 A} dQ + \frac{Q^2}{2\epsilon_0 A} dx$$

und durch Vergleich mit der Gibbsschen Fundamentalform:

$$U = \frac{Qx}{\epsilon_0 A} \quad \text{und} \quad F = -\frac{Q^2}{2\epsilon_0 A}$$

Während im ersten Fall jede intensive Variable nur von der zu ihr konjugierten extensiven abhängt,

$$U = U(Q) \quad F = \text{sogar konstant}$$

haben wir im zweiten eine Kopplung zwischen den Variablen der beiden Terme der Gibbsschen Fundamentalform:

$$U = U(Q, x) \quad F = F(Q)$$

4.5 Energieformen

Der Name der physikalischen Größe Energie wird oft mit Adjektiven oder Bestimmungswörtern versehen. So spricht man von kinetischer, potentieller, elektrischer, chemischer und freier Energie oder von Kern-, Wärme-, Ruh- und Strahlungsenergie. Dieser Einteilung der Energie in verschiedene „Energieformen“ liegt aber kein einheitliches Prinzip zu Grunde, sondern sie erfolgt nach unterschiedlichen Gesichtspunkten. Manche der Attribute sollen einfach das System oder den Gegenstand kennzeichnen, in dem die Energie enthalten ist. So meint man mit Strahlungsenergie nichts anderes als die (gesamte) Energie einer ins Auge gefassten Strahlung – genauso, wie man unter der Elektronenladung die Ladung eines Elektrons und unter der Sonnenmasse die Masse der Sonne versteht. In den meisten Fällen hat man aber beim Benennen der Energieform eine weitergehende Absicht.

Das Bedürfnis danach, die Energie in Formen einzuteilen, ergab sich um die Mitte des vorigen Jahrhunderts, unmittelbar nach der Einführung des Energiebegriffs selbst. Man schloss damals auf die Existenz einer neuen physikalischen Größe, obwohl man kein allgemeines Kennzeichen der Größe, keine allgemeine Messvorschrift für ihre Werte kannte. Die Energie manifestierte sich in den verschiedensten Systemen und Prozessen auf ganz unterschiedliche Art. Dass man es in den verschiedenen Fällen überhaupt mit derselben Größe zu tun hatte, schloss man daraus, dass sich bei Prozessen bestimmte Kombinationen anderer physikalischer Größen in einem ganz bestimmten Verhältnis änderten. Es existierten sozusagen feste Wechselkurse zwischen diesen Größenkombinationen, die so

genannten Äquivalente. Der bekannteste dieser Wechselkurse war das „mechanische Wärmeäquivalent“. Es war eine große wissenschaftliche Leistung, diese Größenkombinationen als Manifestationen einer einzigen, neuen physikalischen Größe zu erkennen.

Die neue Größe hatte einerseits die schöne Eigenschaft, dass sie sehr allgemeiner Natur war. Sie spielte in den verschiedensten Gebieten der Physik eine Rolle. Sie schaffte eine Verbindung zwischen den verschiedenen physikalischen Teildisziplinen. Andererseits hatte sie aber einen Makel: Sie gab sich nicht immer auf dieselbe Art zu erkennen, so wie man es von einer ordentlichen physikalischen Größe erwartet hätte. Sie hatte keine Eigenschaft, an der man sie immer erkennen, über die man ihren Wert in jedem Fall bestimmen konnte. Aus diesem Grunde sahen auch manche Physiker in ihr nicht mehr als eine mathematische Hilfsgröße. Auf jeden Fall erschien es aber vernünftig, die verschiedenen Größenkombinationen, die die verschiedenen Gewänder der Energie darstellten, als *Energieformen* zu bezeichnen. Die Energie offenbarte sich nicht immer auf dieselbe Art, sondern immer nur in der einen oder anderen „Form“.

Dies war jedenfalls der Stand der Dinge bis etwa zur Wende vom 19. zum 20. Jahrhundert. Wir werden später sehen, dass der Begriff der Energieform im Lichte der Physik des 20. Jahrhunderts überflüssig ist, genauso überflüssig, wie es etwa der Begriff der Impuls- oder Entropieform wäre. Da sich aber der Begriff der Energieform bis heute erhalten hat, wollen wir zunächst noch einige Bemerkungen zu den physikalischen Grundlagen der Einteilung der Energie in Formen machen.

Man muss dabei beachten, dass zwischen zwei Einteilungsverfahren zu unterscheiden ist.

- Nach dem einen Verfahren werden Energieänderungen und Energieströme klassifiziert. Wir haben gesehen, dass jeder Energiestrom begleitet ist vom Strom einer anderen mengenartigen Größe. Je nach dem, um welche Größe es sich handelt, spricht man von einem Energietransport in der einen oder anderen Form, Tabelle 4.3.
- Nach dem anderen Verfahren ordnet man gespeicherter Energie, d.h. der in einem System oder Teilsystem enthaltenen Energie, einen Namen zu. Wir hatten das Verfahren im vorigen Abschnitt schon kurz angesprochen. Wenn die Gibbsfunktion eines Systems in variablenfremde Summanden zerfällt, so gibt man den Summanden oft eigene Namen wie kinetische Energie, potentielle Energie, Spannenergie (einer Feder) oder innere Energie.

	Name der Austauschform
$P = \vec{v} \cdot \vec{F}$	Arbeit
$P = T \cdot I_S$	Wärme
$P = U \cdot I$	elektrische Energie
$P = \mu \cdot I_n$	chemische Energie

Tabelle 4.3

Austauschformen der Energie

Es ist ungeschickt, die Produkte beider Einteilungsverfahren mit demselben Namen, nämlich Energieform, zu bezeichnen. Tatsächlich werden auch die beiden Typen von Energieformen in der Literatur oft durcheinander gebracht..

Der klarste Umgang mit dem Problem besteht wohl darin, dass man die einzelnen Namen ganz vermeidet. Tatsächlich ist der Begriff der Energieform aus heutiger Sicht nicht nur überflüssig, sondern auch irreführend. Von Formen der Energie zu sprechen legt nahe, dass es sich dabei um verschiedene physikalische Größen handelt, mit der merkwürdigen Eigenschaft, dass man eine in die andere umwandeln kann. Es legt auch nahe, dass die

Energie in verschiedenen Formen verschiedene Eigenschaften hat. Das ist natürlich nicht der Fall.

Seitdem wir die spezielle Relativitätstheorie kennen, wissen wir, dass die Energie eine eigenständige physikalische Größe ist, und nicht nur eine abgeleitete Rechengröße. Über Formen der Energie zu sprechen ist deshalb heute genauso unbegründet, wie wenn man über verschiedene Formen der elektrischen Ladung spräche, je nachdem, ob die Ladung von Elektronen, Protonen oder Myonen getragen wird. Die Relativitätstheorie sagt uns, welche allgemeinen Kennzeichen die Energie hat. Aus der Energie-Masse-Äquivalenz folgt nämlich, dass die Energie genau diejenigen Eigenschaften hat, die wir von der Masse kennen: Schwere und Trägheit.

Um die verschiedenen Energietransporte in Tabelle 4.3 voneinander zu unterscheiden, braucht man nicht von verschiedenen Formen der Energie zu sprechen; es genügt anzugeben, welche mengenartige Größe neben der Energie noch übertragen wird. Statt z.B. von Energie in Form von Wärme zu sprechen, sagt man einfach, dass neben dem Energiestrom noch ein Entropiestrom fließt. Oder man bezeichnet, wie wir es hier schon oft getan haben, die begleitende Größe als den Energieträger.

Auch für die Summanden der Gibbsfunktion ist der Name Energieform eher irreführend. Es handelt sich schließlich bei diesen Summanden immer um Teilsysteme. Wenn man sich auf einen solchen Summanden beziehen will, ist es fast immer klarer, das Teilsystem zu nennen, auf den sich der Summand bezieht, statt die Energie mit einem Adjektiv zu versehen. So ist es richtiger, von der Energie des Feldes eines Kondensators zu sprechen als von der potentiellen Energie der einen Kondensatorplatte im Feld der anderen.

4.6 Zustandsgleichungen

Wir bilden das Differential der Gibbsfunktion $E(S, V, n, \dots)$:

$$dE = \frac{\partial E(S, V, n)}{\partial S} dS + \frac{\partial E(S, V, n)}{\partial V} dV + \frac{\partial E(S, V, n)}{\partial n} dn$$

Der Vergleich mit

$$dE = TdS - pdV + \mu dn$$

liefert

$$\frac{\partial E(S, V, n)}{\partial S} = T(S, V, n) \quad (4.7)$$

$$\frac{\partial E(S, V, n)}{\partial V} = -p(S, V, n) \quad (4.8)$$

$$\frac{\partial E(S, V, n)}{\partial n} = \mu(S, V, n)$$

Die Kenntnis der drei Funktionen $T = T(S, V, n)$, $p = p(S, V, n)$ und $\mu(S, V, n)$ ist (von einem konstanten Term abgesehen) äquivalent zur Kenntnis der Gibbsfunktion. Man nennt diese drei Funktionen *Zustandsgleichungen*. Sie spielen in der Thermodynamik eine wichtige Rolle, denn oft kennt man von einem System nicht alle Zustandsgleichungen, also auch nicht die Gibbsfunktion. Für viele Zwecke ist aber die Kenntnis einer einzigen Zustandsgleichung ausreichend.

Beispiel: Feststoffe und Gase

Abbildung 4.9 zeigt für festgehaltenes n die Zustandsfunktionen $S(p,T)$ und $V(p,T)$ für Feststoffe und Gase.

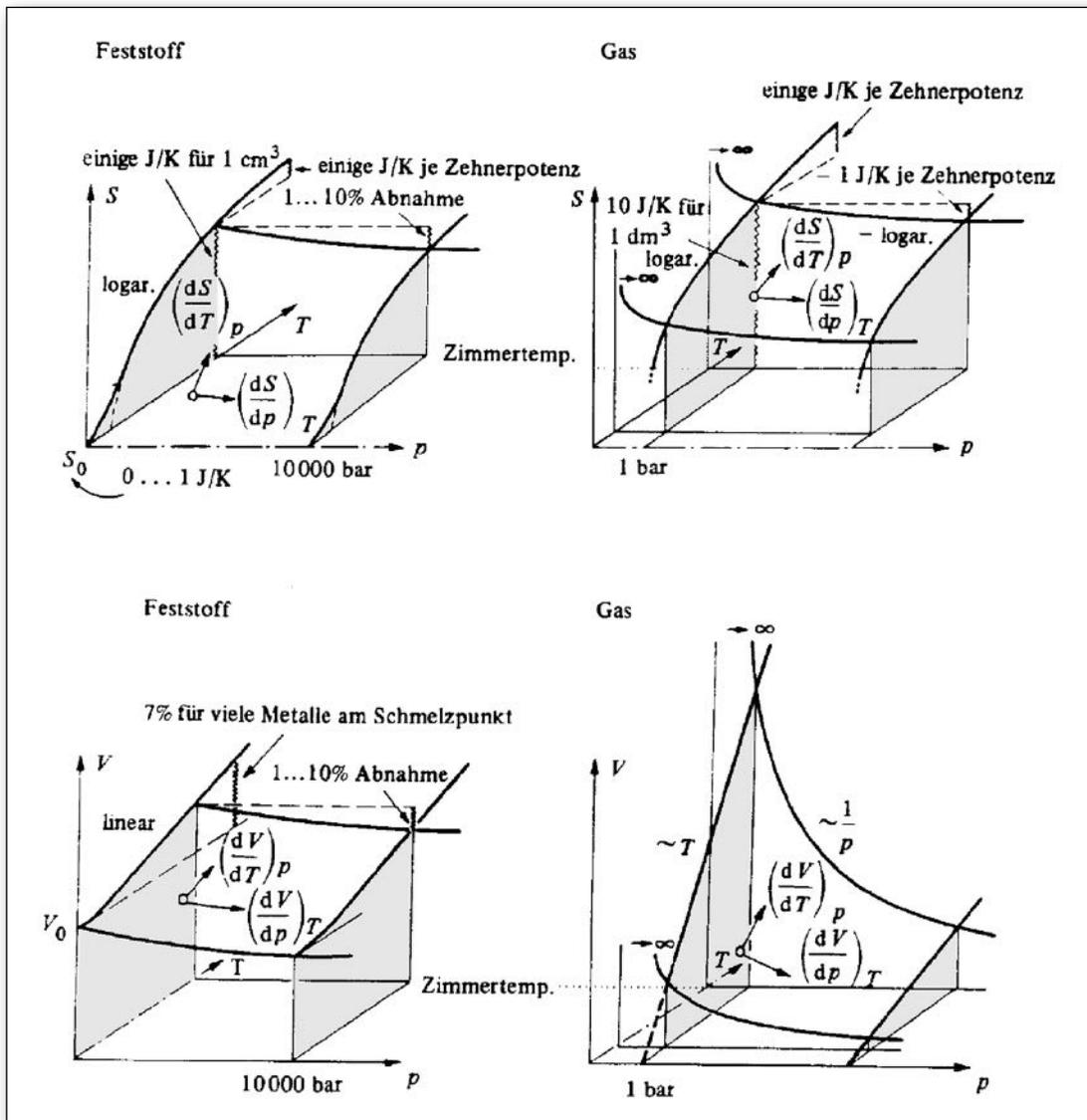


Abb. 4.9

Die Zustandsfunktionen $S(p,T)$ (oben) und $V(p,T)$ (unten) für einen Feststoff (links) und ein Gas (rechts)

4.7 Maxwellbeziehungen und Stützregel

Die Zustandsgleichungen sind nicht unabhängig voneinander. Das sieht man folgendermaßen. Mit den Gleichungen (4.7) und (4.8) bilden wir

$$\frac{\partial}{\partial V} \left(\frac{\partial E(S,V,n)}{\partial S} \right) = \frac{\partial T(S,V,n)}{\partial V}$$

und

$$\frac{\partial}{\partial S} \left(\frac{\partial E(S,V,n)}{\partial V} \right) = - \frac{\partial p(S,V,n)}{\partial S}$$

Da die linken Seiten gleich sind, muss auch gelten:

$$\frac{\partial T(S, V, n)}{\partial V} = - \frac{\partial p(S, V, n)}{\partial S} \quad (4.9a)$$

Dies ist eine Bedingung, die die beiden Zustandsgleichungen $T(S, V, n)$ und $p(S, V, n)$ erfüllen müssen.

Auf analoge Art erhält man die beiden folgenden Beziehungen:

$$\frac{\partial T(S, V, n)}{\partial n} = \frac{\partial \mu(S, V, n)}{\partial S} \quad (4.9b)$$

$$\frac{\partial p(S, V, n)}{\partial n} = - \frac{\partial \mu(S, V, n)}{\partial V} \quad (4.9c)$$

Gleichungen dieses Typs nennt man *Maxwellbeziehungen*. Es gibt davon noch mehr. Wir wollen uns drei weitere beschaffen. Wir verfahren ähnlich wie oben, bilden aber nicht das Differential der Energie, sondern von

$$G = E + pV - TS$$

Es ist

$$dG = \frac{\partial G(T, p, n)}{\partial T} dT + \frac{\partial G(T, p, n)}{\partial p} dp + \frac{\partial G(T, p, n)}{\partial n} dn \quad (4.10)$$

Außerdem ist

$$\begin{aligned} dG &= d(E + pV - TS) \\ &= TdS - pdV + \mu dn + pdV + Vdp - TdS - SdT \\ &= Vdp - SdT + \mu dn \end{aligned}$$

Der Vergleich mit Gleichung (4.10) liefert:

$$\frac{\partial G(T, p, n)}{\partial T} = -S(T, p, n)$$

$$\frac{\partial G(T, p, n)}{\partial p} = V(T, p, n)$$

$$\frac{\partial G(T, p, n)}{\partial n} = \mu(T, p, n)$$

Wir haben hier die Zustandsfunktionen

$$S = S(T, p, n)$$

$$V = V(T, p, n)$$

$$\mu = \mu(T, p, n)$$

erhalten. Auch diese sind zur Kenntnis einer beliebigen Gibbsfunktion äquivalent. Diese drei Funktionen sind deshalb besonders beliebt, weil sie als Argumente Variablen enthalten, deren Werte im Experiment leicht vorgegeben werden können.

$S = S(T, p, n)$ erhält man direkt aus der Entropiekapazität bei konstantem Druck C_S^p , die man leicht messen kann. Den Zusammenhang $V = V(T, p, n)$, die so genannte thermische Zustandsgleichung, kann man auch leicht durch Messung bestimmen. Diese Funktion hat außerdem die Besonderheit, dass sie für verdünnte Systeme eine sehr einfache, universelle Form annimmt, nämlich:

$$V(T, p, n) = R \frac{n \cdot T}{p}$$

Hier ist R die Gaskonstante (siehe auch Abschnitt 3.2):

$$R = 8,31441 \text{ Ct/mol.}$$

Auch diese Zustandsfunktionen sind nicht unabhängig voneinander. Es gelten die Maxwellbeziehungen:

$$-\frac{\partial S(T,p,n)}{\partial p} = \frac{\partial V(T,p,n)}{\partial T} \quad (4.11a)$$

$$-\frac{\partial S(T,p,n)}{\partial n} = \frac{\partial \mu(T,p,n)}{\partial T} \quad (4.11b)$$

$$\frac{\partial V(T,p,n)}{\partial n} = \frac{\partial \mu(T,p,n)}{\partial p} \quad (4.11c)$$

Die Hilfsgröße G , die wir zur Herleitung benutzt haben, ist in diesen Beziehungen nicht mehr enthalten. Die Aussagen der Maxwellbeziehungen sind sehr einfach, aber manchmal überraschend. So sagt Gleichung (4.11b), dass die Änderung des chemischen Potentials mit der Temperatur, für die man zunächst sicher keine ausgeprägte Anschauung hat, bis auf das Vorzeichen gleich der Änderung der Entropie mit der Menge, d.h. gleich der molaren Entropie ist.

Wenn man die Struktur der Gleichungen 4.9 und 4.11 genauer betrachtet, fällt auf, dass sie nach einem einfachen Muster „gestrickt“ sind; es gibt ein einfaches Verfahren, das es einem gestattet, einen beliebig vorgegebenen Differenzialquotienten durch einen anderen auszudrücken. Wir wollen die Regeln hier angeben, ohne sie zu beweisen, wollen ihre Gültigkeit aber an den oben berechneten Beziehungen 4.9 und 4.11 prüfen.

Wir gehen aus von der Gibbs'schen Fundamentalform des betrachteten Systems. Da wir uns hier nicht auf ein bestimmtes System festlegen wollen, schreiben wir sie in der allgemeinen Form

$$dE = \xi_1 dX_1 + \xi_2 dX_2 + \xi_3 dX_3 + \dots$$

Wir nehmen an, wir seien interessiert an einem Differenzialquotienten, der sich aus zwei beliebigen der auf der rechten Seite stehenden Variablen bilden lässt, also etwa

$$d\xi_1/dX_3$$

oder

$$d\xi_1/d\xi_3$$

oder

$$dX_1/dX_3 .$$

Wir nehmen nur solche Quotienten aus, bei denen beide Variablen aus demselben Term in Gleichung stammen, also etwa $d\xi_1/dX_1$.

Man bekommt nun aus dem vorgegebenen Differenzialquotienten den neuen auf folgende Art:

1. Man vertauscht Zähler und Nenner, und vertauscht gleichzeitig jede der beiden Variablen durch ihre konjugierte, also intensiv durch extensiv, und extensiv durch intensiv. Hier für unsere drei Beispiele:

$$\frac{d\xi_1}{dX_3} \Rightarrow \frac{d\xi_3}{dX_1}$$

$$\frac{d\xi_1}{d\xi_3} \Rightarrow \frac{dX_3}{dX_1}$$

$$\frac{dX_1}{dX_3} \Rightarrow \frac{d\xi_3}{d\xi_1}$$

2. Wenn die Größen in Zähler und Nenner beide intensiv oder beide extensiv sind, fügt man ein Minuszeichen hinzu:

$$\frac{d\xi_1}{dX_3} = + \frac{d\xi_3}{dX_1}$$

$$\frac{d\xi_1}{d\xi_3} \Rightarrow - \frac{dX_3}{dX_1}$$

$$\frac{dX_1}{dX_3} \Rightarrow - \frac{d\xi_3}{d\xi_1}$$

Es ist also

$$\frac{d\xi_1}{dX_3} = \frac{d\xi_3}{dX_1}, \quad \frac{d\xi_1}{d\xi_3} = - \frac{dX_3}{dX_1}, \quad \frac{dX_1}{dX_3} = - \frac{d\xi_3}{d\xi_1}$$

Dabei ist noch darauf zu achten, dass der Term pdV von vornherein ein Minuszeichen enthält, welcher berücksichtigt werden muss. Man kann sich vorstellen, dass dieses Minuszeichen zur Variablen „Volumen“ dazugehört.

Man nennt diese Regel die *Stützregel*.

Überzeuge dich davon, dass die 6 Gleichungen 4.9 und 4.11 die Stützregel befolgen.

Beispiel: Kondensator mit variablem Plattenabstand

Das System ist nicht zerlegbar. Wir nennen den Plattenabstand x .

Eine Gibbsfunktion ist:

$$E(x, Q) = \frac{Q^2 x}{2\epsilon\epsilon_0 A} + E_0$$

$$dE = \frac{\partial E(Q, x)}{\partial Q} dQ + \frac{\partial E(Q, x)}{\partial x} dx$$

Der Vergleich mit der Gibbsschen Fundamentalform

$$dE = UdQ - Fdx$$

liefert

$$U(Q, x) = \frac{\partial E(Q, x)}{\partial Q} = \frac{Q \cdot x}{\epsilon\epsilon_0 A} \quad F(Q, x) = - \frac{\partial E(Q, x)}{\partial x} = - \frac{Q^2}{2\epsilon\epsilon_0 A}$$

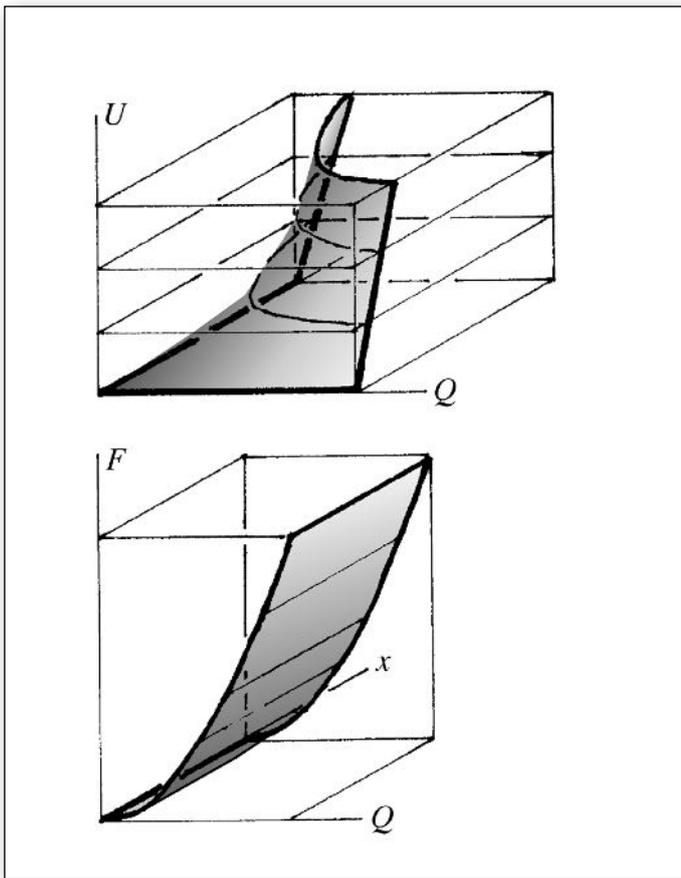
Die Zustandsfunktionen $U(Q, x)$ und $F(Q, x)$ sind nicht unabhängig voneinander, es gilt die Maxwellbeziehung:

$$\frac{\partial U(Q, x)}{\partial x} = - \frac{\partial F(Q, x)}{\partial Q}$$

$$\frac{\partial}{\partial x} \left(\frac{Q \cdot x}{\epsilon\epsilon_0 A} \right) = \frac{\partial}{\partial Q} \left(- \frac{Q^2}{2\epsilon\epsilon_0 A} \right)$$

$$\frac{Q}{\epsilon\epsilon_0 A} = \frac{Q}{\epsilon\epsilon_0 A}$$

Die beiden Seiten sind gleich, aber ungleich null. Die Variablen Q und x sind aneinander gekoppelt. Abb. 4.10 zeigt $U(Q, x)$ und $F(Q, x)$.

**Abb. 4.10**

Die Zustandsfunktionen $U(Q, x)$ und $F(Q, x)$ eines Kondensators mit variablem Plattenabstand.

4.8 Lineare Approximation der Gibbsfunktion

Der Kenntnis der Gibbsfunktion $Y(X_1, X_2, \dots, X_n)$ ist die Kenntnis von n Zustandsgleichungen äquivalent. Dabei ist mit Kenntnis nicht unbedingt gemeint, dass ein analytischer Ausdruck bekannt sein muss. Die Kenntnis kann auch in Wertetabellen oder Diagrammen bestehen.

Selbstverständlich kennt man eine Gibbsfunktion oder die entsprechenden Zustandsfunktionen eines Objekts nur in einem begrenzten Wertebereich der Variablen.

Für viele Zwecke ist es ausreichend, die Zustandsfunktionen in einem sehr kleinen Wertebereich zu kennen, so dass alle Beziehungen zwischen den Variablen der Zustandsfunktionen durch lineare Abhängigkeiten approximiert werden können.

Die Zustandsgleichungen seien $V(T, p)$ und $S(T, p)$. Wenn S und V für ein Wertepaar $\{T_0, p_0\}$ gegeben sind, also $V(T_0, p_0)$ und $S(T_0, p_0)$, so kann man Volumen und Entropie in der Nachbarschaft dieses unabhängigen Koordinatenpunktes berechnen, wenn man die Ableitungen

$$\frac{\partial V(T, p)}{\partial T}, \quad \frac{\partial V(T, p)}{\partial p}, \quad \frac{\partial S(T, p)}{\partial T} \quad \text{und} \quad \frac{\partial S(T, p)}{\partial p}$$

an der Stelle $\{T_0, p_0\}$ kennt.

Nun sind der erste und der letzte dieser Differentialquotienten wegen der Maxwellbeziehung (4.11a) (bis auf das Vorzeichen) gleich.

In einer kleinen Umgebung der Stelle $\{T_0, p_0\}$ ist daher die Kenntnis von zwei Funktionswerten ($V(T_0, p_0)$ und $S(T_0, p_0)$) und drei Ableitungen, d.h. fünf Zahlen, der Kenntnis der Gibbsfunktion äquivalent. Es ist zweckmäßig, die Ableitungen auf die „Größe“ des Sys-

tems zu beziehen, d.h. durch extensive Größen zu dividieren. Die so erhaltenen Koeffizienten tragen besondere Namen und sind in Tabellen aufgeführt:

$$\kappa = -\frac{1}{V} \frac{\partial V(T,p)}{\partial p} = \text{Kompressibilität}$$

$$\alpha = \frac{1}{V} \frac{\partial V(T,p)}{\partial T} = \text{thermischer Volumenausdehnungskoeffizient}$$

$$c_s^p = \frac{1}{n} \frac{\partial S(T,p)}{\partial T} = \text{molare Entropiekapazität}$$

Statt der letzten dieser drei Beziehungen benutzt man häufiger

$$c_p = \frac{T}{n} \frac{\partial S(T,p)}{\partial T} = \text{molare Wärmekapazität}$$

Natürlich lassen sich noch andere Ableitungen bilden. Insgesamt sind aber nur drei voneinander unabhängig (solange wir bei zwei unabhängigen Variablen bleiben). So lässt sich z.B. der Druckkoeffizient

$$\beta = \frac{\partial p(T,V)}{\partial T} = \text{Druckkoeffizient}$$

durch die Kompressibilität und den thermischen Volumenausdehnungskoeffizienten ausdrücken:

$$\beta = \frac{\alpha}{\kappa}$$

Außerdem lässt sich zeigen, dass

$$C_s^p - C_s^v = V \frac{\alpha^2}{\kappa}$$

ist. Von der linearen Näherung der Zustandsfunktion $\mu(T,p)$ haben wir schon in Abschnitt (3.6) Gebrauch gemacht.

4.9 Kreisprozesse

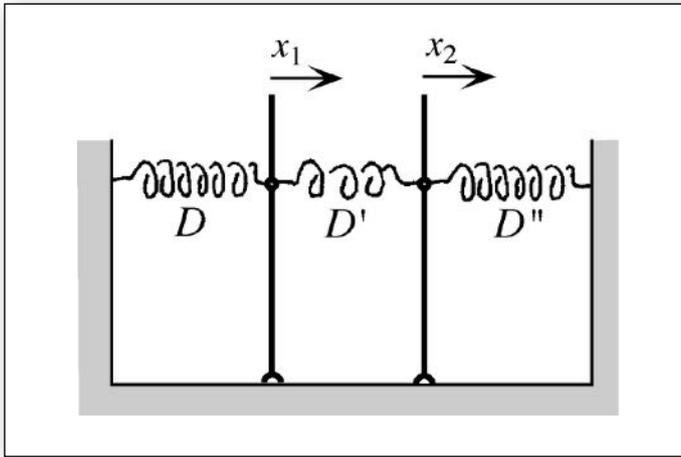
Wir stellen uns die Aufgabe, Energie, die mit einem Träger ankommt, auf einen anderen Träger „umzuladen“. Wir brauchen dazu ein System, dessen Gibbssche Fundamentalform zwei Terme hat:

$$dE = \xi_1 dX_1 + \xi_2 dX_2$$

Diese Bedingung ist aber noch nicht hinreichend dafür, dass das System ein Energieumwandler ist. Die Variablen 1 müssen nämlich außerdem an die Variablen 2 gekoppelt sein.

Wir betrachten zunächst ein sehr einfaches Beispiel aus der Mechanik. Das System besteht aus 2 Hebeln und 3 Federn, Abb. 4.11. Es hat die Gibbssche Fundamentalform:

$$dE = F_1 dx_1 + F_2 dx_2$$

**Abb. 4.11**

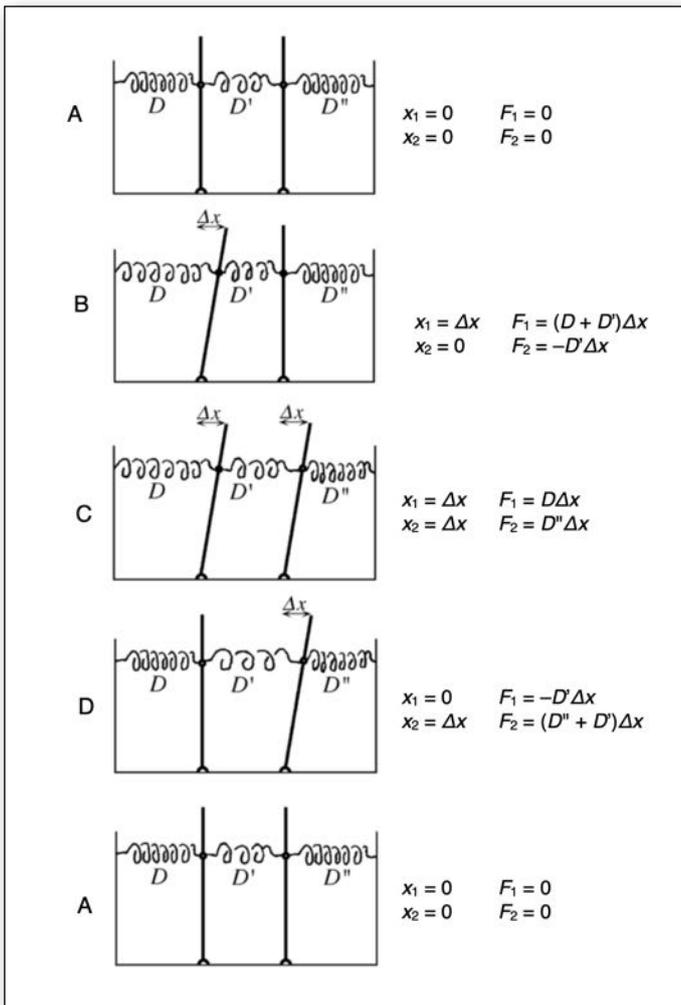
Einfacher mechanischer „Energiewandler“. Eingang 1 und Ausgang 2 sind über die Feder D' aneinander gekoppelt.

Seine Gibbsfunktion lautet:

$$E(x_1, x_2) = \frac{D}{2} x_1^2 + \frac{D'}{2} (x_1 - x_2)^2 + \frac{D''}{2} x_2^2$$

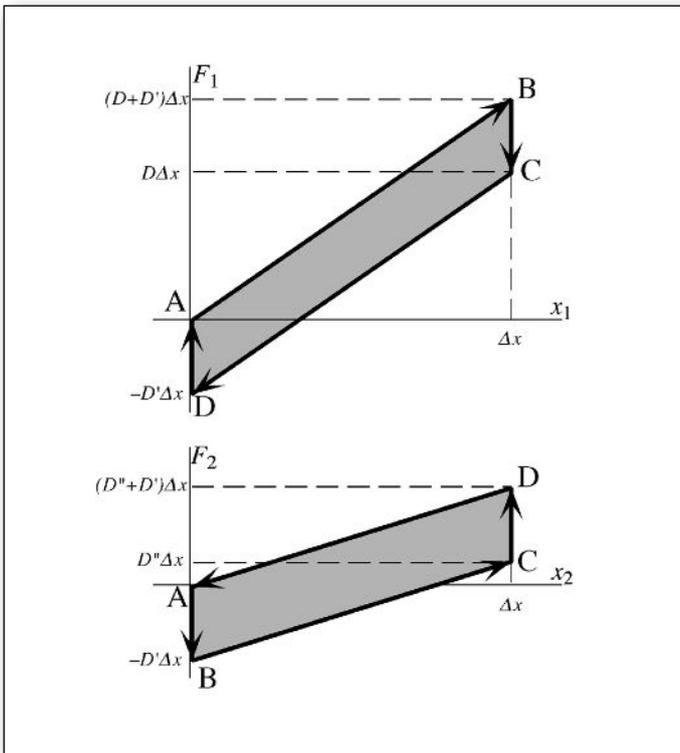
Man sieht, dass das System nicht zerlegbar ist.

Wir wollen ihm nun Energie über den Hebel 1 („in der Form 1“) zuführen und über Hebel 2 entnehmen. Dies kann man übersichtlich in einem Kreisprozess machen, einer Folge von 4 Teilprozessen, die das System in seinen Ausgangszustand zurückbringen. Die 4 Zustände seien A, B, C und D, Abb. 4.12.

**Abb. 4.12**

Kreisprozess. Nach vier Schritten kehrt das System in seinen Ausgangszustand zurück. Dabei nimmt es über den Hebel 1 Energie auf und gibt über den Hebel 2 Energie ab.

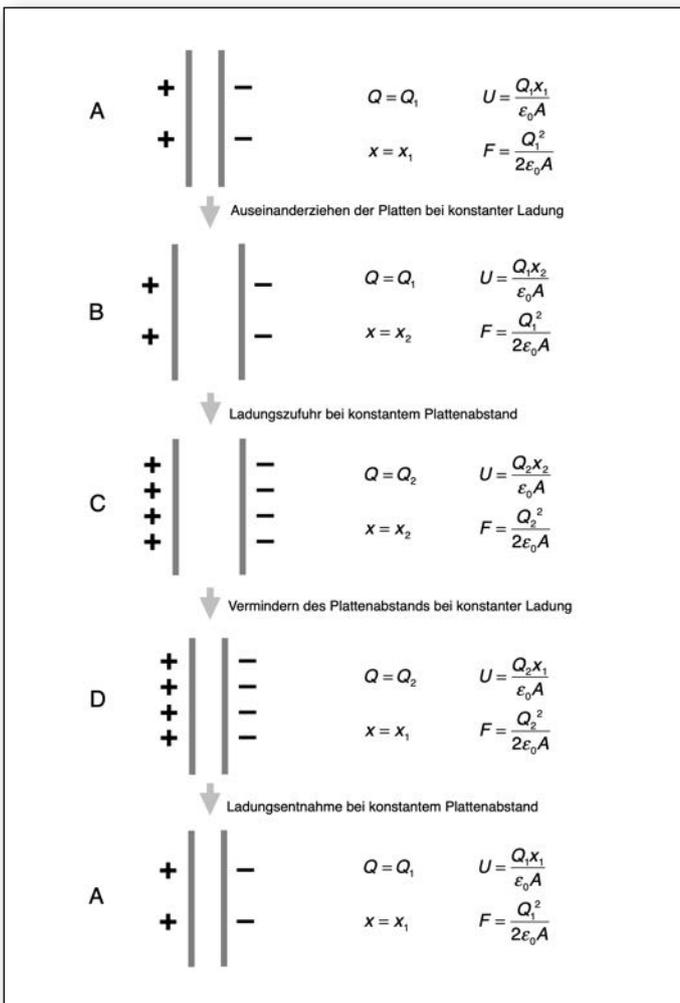
Es ist zweckmäßig, Kreisprozesse in zwei ξ - X -Diagrammen darzustellen, Abb. 4.13.



Der Flächeninhalt jeder der beiden geschlossenen Kurven stellt die Energie dar, die bei einmaligem Durchlaufen des Kreisprozesses zu Eingang 1 hinein- und aus Eingang 2 herausfließt. In diesem mechanischen Gebilde ist die mittlere Feder D' für die Kopplung verantwortlich. Ohne sie wäre die Gibbsfunktion zerlegbar, und das System könnte nicht als „Energiewandler“ arbeiten. Die Energie, die man bei Eingang 1 hineinsteckt, könnte man nur bei Eingang 1 wieder herausholen. Das Gerät stellt zwei voneinander unabhängige Energiespeicher dar.

Abb. 4.13

Der Kreisprozess von Abb. 4.12 im F_1 - x_1 - und im F_2 - x_2 -Diagramm

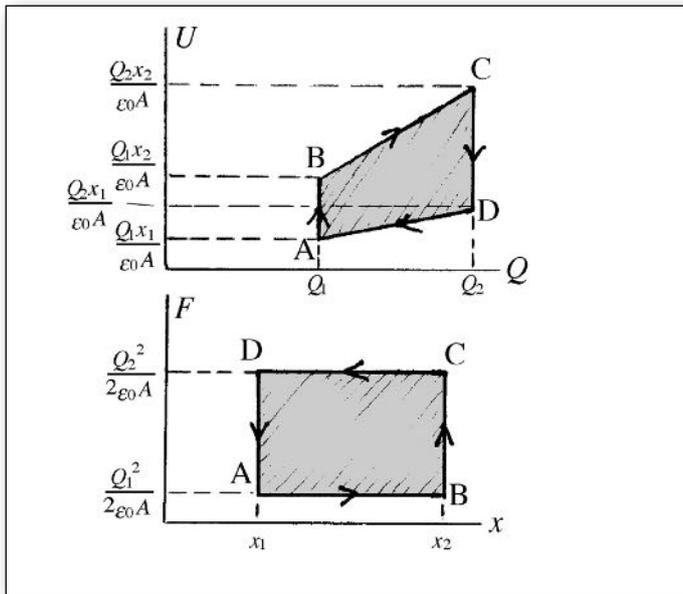


Als zweites Beispiel für einen Kreisprozess betrachten wir einen Kondensator mit variablem Plattenabstand. Er stellt einen elektromechanischen Energiewandler dar, Abb. 4.14.

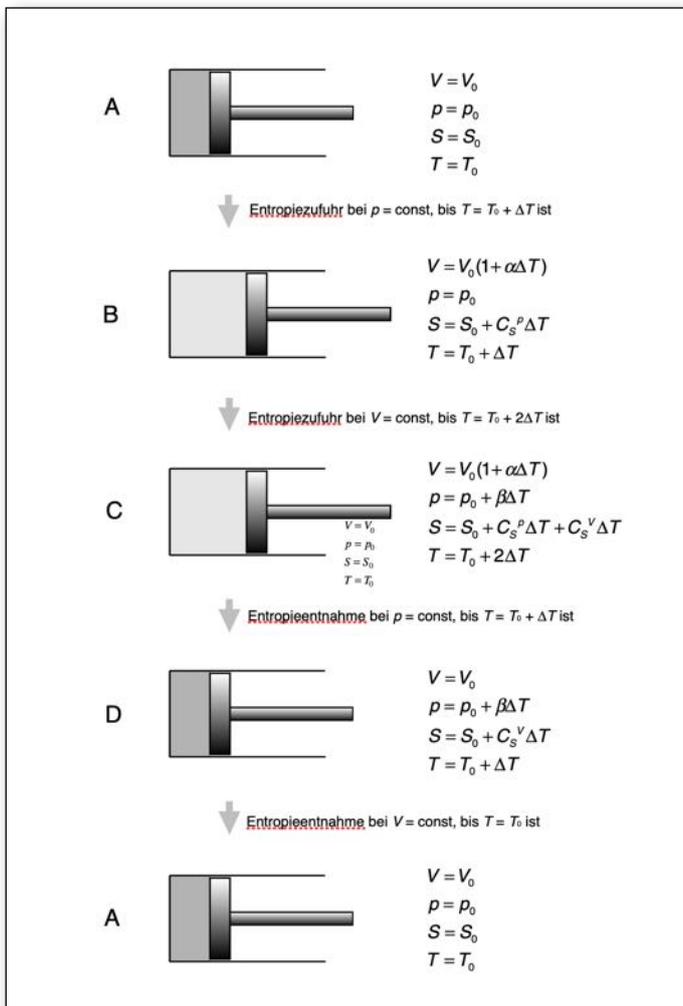
Abb. 4.14

Kreisprozess mit einem Kondensator mit variablem Plattenabstand

In Abb. 4.15 ist der Prozess im U - Q - und im F - x -Diagramm dargestellt.

**Abb. 4.15**

Der Kreisprozess von Abb. 4.14 im U - Q - und im F - x -Diagramm



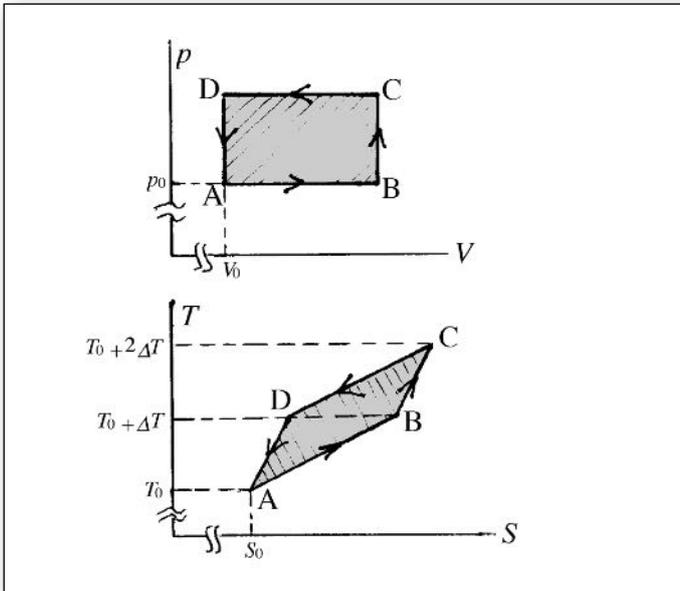
Schließlich betrachten wir als drittes Beispiel eine Wärmepumpe. Arbeitssystem ist ein Gas fester Stoffmenge, Abb. 4.16. Wir nehmen an, dass wir die Gibbsfunktion nicht kennen und verwenden statt dessen die vier empirischen Koeffizienten C_S^p , C_S^V , a und β (wobei einer von den drei anderen abhängt).

Abb. 4.16

Kreisprozess mit einem Gas

Abb. 4.17 zeigt den Kreisprozess im p - V - und im T - S -Diagramm.

Die Kopplung zwischen den Variablen äußert sich darin, dass die Steigungen der T - S -Kurven für $p = \text{const}$ und $V = \text{const}$ verschieden sind, dass also C_S^p und C_S^V verschieden sind. Ein Feststoff eignet sich nicht als Arbeitssubstanz für eine Wärmekraftmaschine oder eine Wärmepumpe, denn sein Volumen lässt sich praktisch nicht verändern, seine Gibbsche Fundamentalform ist also $dE = TdS$.

**Abb. 4.17**

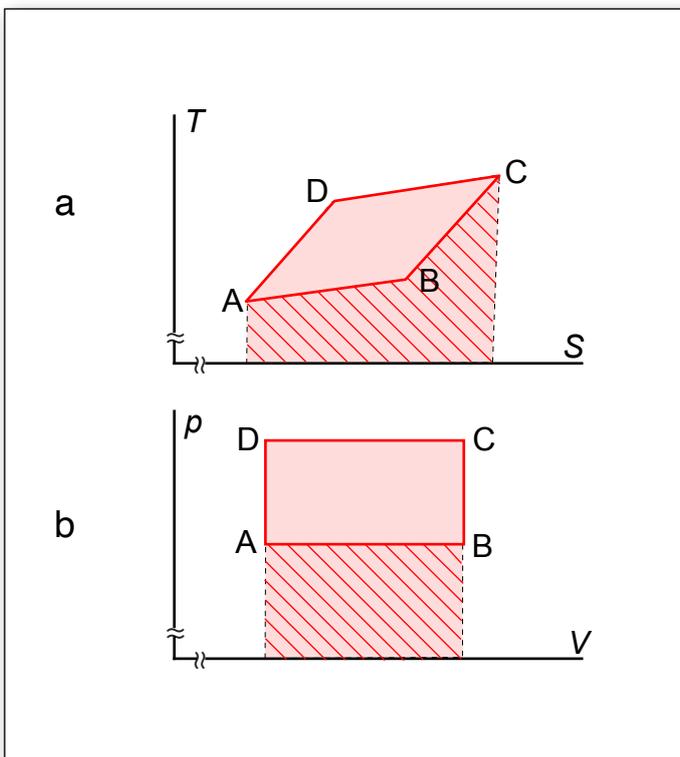
Der Kreisprozess von Abb. 4.16 im p - V - und im T - S -Diagramm

4.10 Warum die Energieform Wärme nicht in einem System enthalten sein kann

Wir hatten bereits betont, dass es ein unglücklicher Griff war, dem Ausdruck TdS einen eigenen Namen zu geben. Er heißt aber nun aber einmal Wärme, und das hat erfahrungsgemäß zur Folge, dass man bestimmte Erwartungen an ihn knüpft, die er allerdings nicht erfüllen kann – besonders diese:

„Wenn ein System Wärme aufnimmt, so muss diese, nachdem es sie aufgenommen hat, drinstecken.“

Um uns davon zu überzeugen, dass dieser Satz falsch ist, betrachten wir ein Gas und bringen es auf zwei verschiedene Arten in je zwei Schritten aus einem Anfangszustand in einen Endzustand: Wir gehen von Zustand A (siehe voriger Abschnitt) einmal über B, und einmal über D in Zustand C und fragen beide Male nach der aufgenommenen Energie, Abb. 4.18.

**Abb. 4.18**

Auf dem Weg A-B-C wird dem Gas weniger Wärme zugeführt als auf dem Weg A-D-C.

Auf dem Weg A-B-C nimmt das Gas den der schraffierten Fläche in Abb. 4.18a entsprechenden Betrag an Wärme auf, denn diese Fläche stellt gerade $\int TdS$ dar. Außerdem gibt es den in Abb. 4.18b schraffierten Betrag an Arbeit ab.

Auf dem Weg A-D-C nimmt das Gas den der rosa Fläche (Abb. 4.18a) entsprechenden Betrag an Wärme auf und gibt den der rosa Fläche in Abb. 4.18b entsprechenden Betrag an Arbeit ab.

Anfangs- und Endzustand sind auf beiden Wegen gleich, die aufgenommene Wärme ist aber verschieden. Um wie viel hat die Wärme des Gases zugenommen? Offenbar eine sinnlose Frage. Das Entsprechende gilt auch für die Arbeit.

Sinnvoll dagegen sind alle Fragen nach den Werten physikalischer Größen:

Um wie viel hat die Entropie oder das Volumen zugenommen?

Um wie viel haben sich die Werte von Temperatur und Druck geändert?

Bei mengenartigen Größen darf und soll man die Frage sogar so formulieren: „Wie viel davon steckt in dem System, wie viel ist darin enthalten?“

4.11 Gleichgewichte

Wir betrachten zwei Systeme A und B, deren Gibbs'sche Fundamentalformen einen Term ηdY gemeinsam haben, d.h. es ist

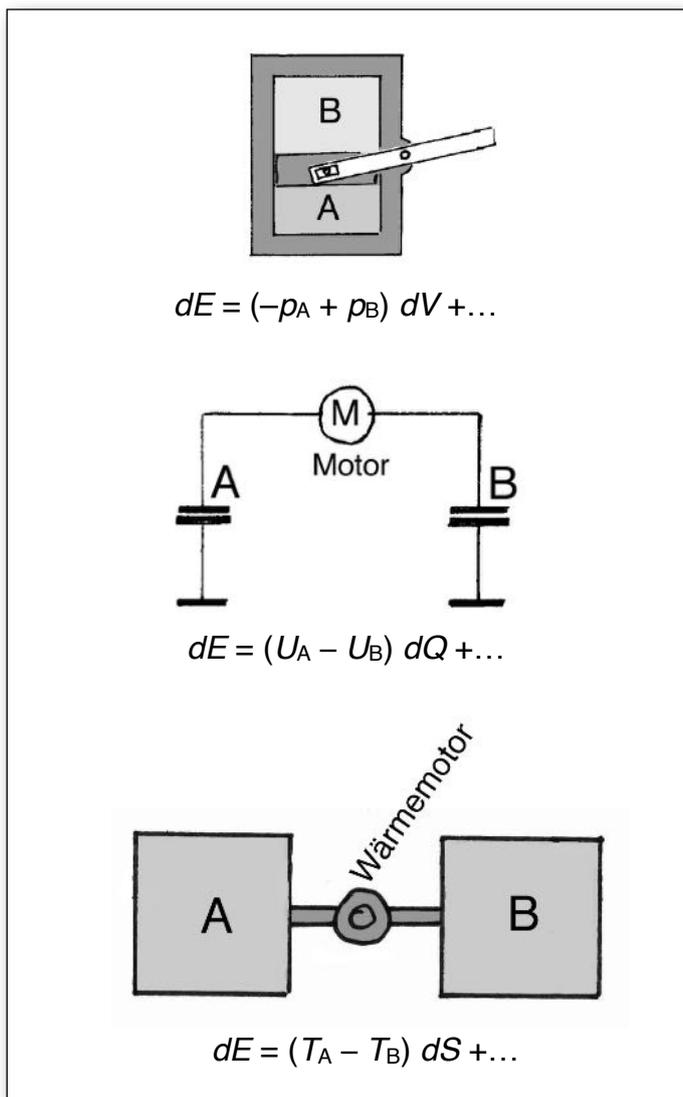


Abb. 4.19

Drei Systeme, die aus aneinander gekoppelten Teilsystemen bestehen.

$$dE_A = \eta_A dY_A + \dots$$

$$dE_B = \eta_B dY_B + \dots$$

Die beiden Systeme seien nun so aneinander gekoppelt, dass die Summe der extensiven Variablen konstant ist:

$$Y_A + Y_B = \text{const} \Rightarrow dY_A = -dY_B = dY$$

Die Gibbs'sche Fundamentalform des Gesamtsystems ist daher:

$$dE = (\eta_A - \eta_B) dY + \dots$$

Abb. 4.19 zeigt drei Beispiele.

Wir wollen nun Prozesse betrachten, bei denen $dE < 0$ ist, und bei denen die abgegebene Energie zur Entropieerzeugung benutzt wird, Abb. 4.20.

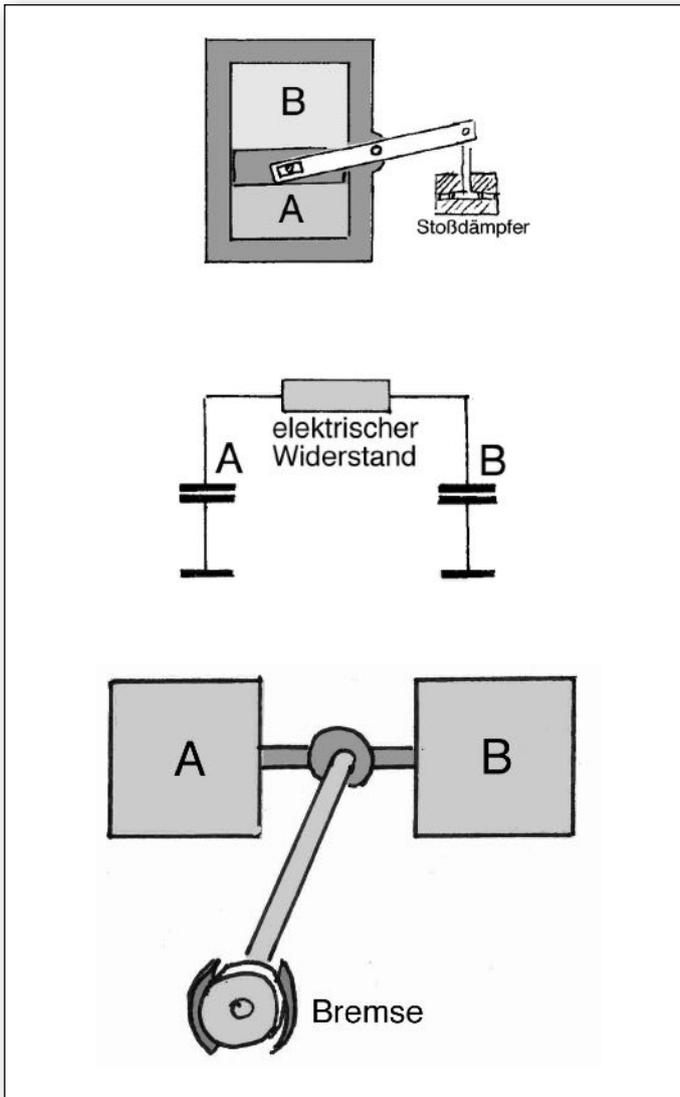


Abb. 4.20

Die Systeme von Abb. 4.19 jeweils mit einem Dissipator.

Praktisch kann man die in den drei Abbildungen dargestellten „Dissipatoren“ (Stoßdämpfer, elektrischer Widerstand und Bremse) auch weglassen, denn Möglichkeiten für Entropieerzeugung sind ohnehin fast immer vorhanden.

Beziehen wir den Dissipator in unser System mit ein, so wird $dE = 0$ und die Gibbsschen Fundamentalformen für die drei betrachteten Systeme lauten:

$$(-p_A + p_B)dV + TdS_{\text{erz}} = 0$$

$$(U_A - U_B)dQ + TdS_{\text{erz}} = 0$$

$$(T_A - T_B)dS + TdS_{\text{erz}} = 0$$

oder allgemein:

$$(\eta_A - \eta_B)dY + TdS_{\text{erz}} = 0$$

Da diese Prozesse mit Entropieerzeugung verbunden sind, laufen sie von selbst ab, allerdings nur dann, wenn $(\eta_A - \eta_B)dY$ nicht gleich null ist.

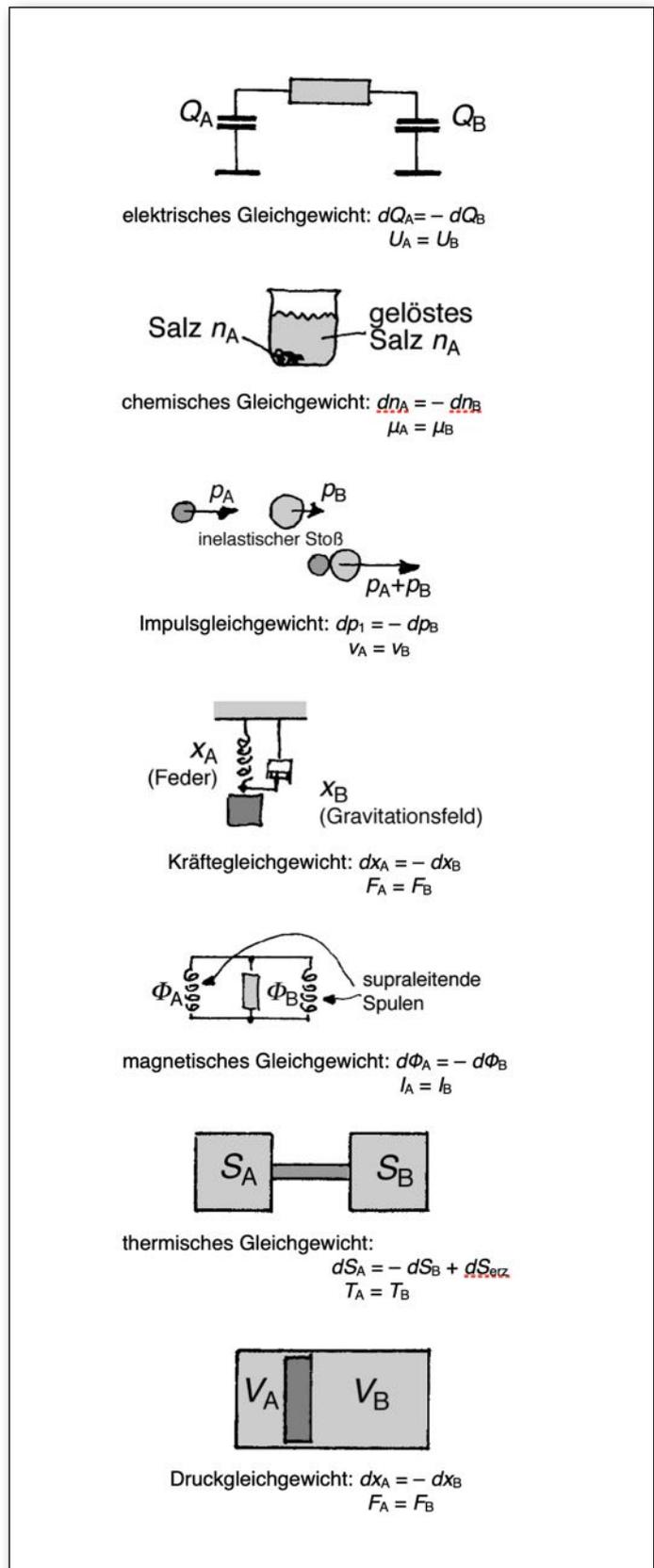
In diesem Produkt könnte der zweite Faktor, nämlich dY , gleich null sein. Das würde einfach bedeuten, dass der Prozess gehemmt ist. Wir setzen voraus, dass das nicht der Fall ist. Irgendwann wird nun aber der erste Faktor $(\eta_A - \eta_B)$ gleich null, und der Prozess kommt zum Stillstand: Es herrscht *Gleichgewicht* zwischen den Teilsystemen bezüglich der Variable Y .

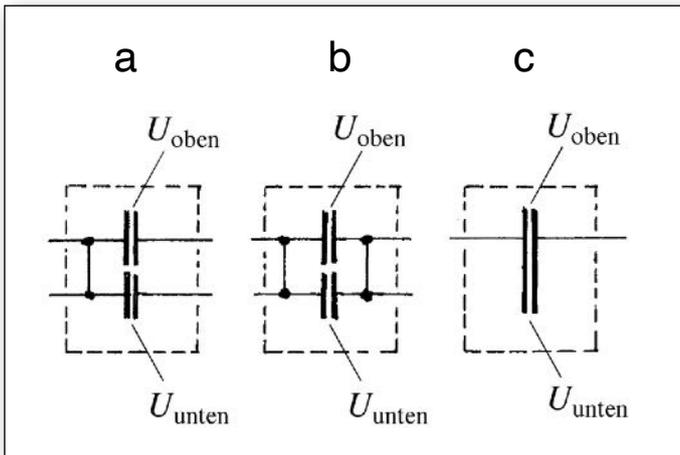
Gleichgewicht besteht also zwischen zwei Teilsystemen immer nur in Bezug auf den Austausch einer bestimmten extensiven Variable. Es gibt kein Gleichgewicht an sich. Man muss also zwischen verschiedenen Arten von Gleichgewichten unterscheiden, Abb. 4.21.

Die Gesamtenergie der beiden Teilsysteme, ohne Dissipator, nimmt während des Einstellvorgangs des Gleichgewichts ab. Der Gleichgewichtszustand ist also ein Zustand minimaler Energie. Oft findet die Dissipation innerhalb der Systeme A und B statt. Dann kann der Dissipator nicht mehr abgetrennt werden, die erzeugte Entropie bleibt im Gesamtsystem stecken. In diesem Fall ist $dE = 0$ und $dS > 0$. Der Gleichgewichtszustand ist jetzt der Zustand maximaler Entropie.

Gleichgewichte haben eine besondere Bedeutung für die Zahl der unabhängigen Variablen eines Systems.

Das System in Abb. 4.22a hat zwei unabhängige Variablen: U_{oben} und U_{unten} . In Abb. 4.22b sind die beiden Kondensatoren immer im elektrischen Gleichgewicht, das System hat nur noch eine unabhängige Variable: $U_{\text{oben}} = U_{\text{unten}}$. Von dieser Eigenschaft machen wir ständig Gebrauch, etwa wenn wir für einen Kondensator nur eine einzige Spannung angeben und nicht 2 oder 100, Abb. 4.22c.



**Abb. 4.22**

(a) System mit zwei unabhängigen Variablen.

(b) Die beiden Kondensatoren sind immer im elektrischen Gleichgewicht.

(c) Die Teile des Kondensators sind miteinander im Gleichgewicht

Auch wenn wir sagen, das Gas in einem Behälter habe die Temperatur T , machen wir davon Gebrauch, dass alle räumlichen Bereiche des Gases miteinander im thermischen und im Druckgleichgewicht stehen. Manchmal befinden sich mehrere Teilsysteme am selben Ort, und sie sind entweder im Gleichgewicht, oder sie sind es nicht: So befinden sich Elektronen und Phononen (Gitterschwingungen) eines Festkörpers normalerweise im thermischen Gleichgewicht, der Festkörper hat eine einzige Temperatur. Man kann aber die Teilsysteme aus dem Gleichgewicht bringen, sodass sie verschiedene Temperaturen haben.

Die Existenz von Gleichgewichten ist der Grund dafür, dass man den Zustand eines Gases, das aus 10^{23} Molekülen besteht, und entsprechend viele Variablen hat, mit nur 3 unabhängigen Variablen, nämlich S , V und n beschreiben kann.

4.12 Fließgleichgewichte

Beim Einstellen eines gewöhnlichen Gleichgewichts wird Entropie erzeugt, und zwar insgesamt so viel, wie es das System zulässt: Ist das Gleichgewicht erreicht, so ist keine weitere Entropieerzeugung möglich, und die Entropieproduktionsrate Σ_S wird null.

Es passiert nun aber auch häufig, dass ein System Zustände durchläuft, und schließlich in einem Zustand zum Stillstand kommt, in dem Σ_S nicht gleich null ist. Mit „zum Stillstand kommen“ ist gemeint, dass alle Variablen des Systems zeitlich konstante Werte annehmen. Einen solchen Zustand nennt man einen *stationären Zustand* oder ein *Fließgleichgewicht*.

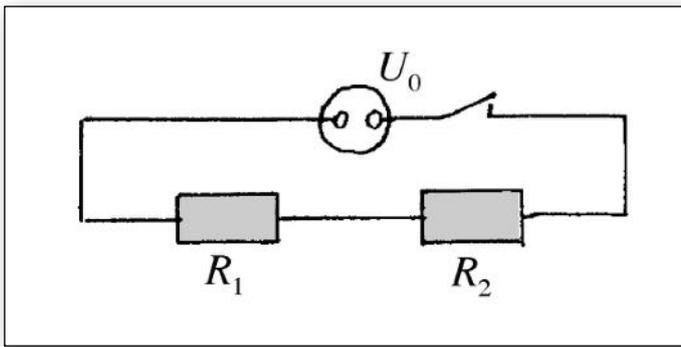
Fließgleichgewicht:

Variablenwerte sind zeitlich konstant, aber $\Sigma_S \neq 0$

Da die Entropieproduktionsrate ungleich null ist, muss dem System ständig Energie zugeführt werden:

$$P = T \cdot \Sigma_S$$

Ein Gleichgewicht stellt sich immer zwischen Teilsystemen ein. Wir betrachten wieder den einfachsten Fall, nämlich den, dass nur zwei Teilsysteme vorliegen, Abb. 4.23: Zwei Widerstände sind hinter-einander an ein Netzgerät angeschlossen, das eine konstante Spannung U_0 liefert.

**Abb. 4.23**

Wenn der Schalter geschlossen wird, verteilt sich die Spannung U_0 so auf die Widerstände, dass $U_1/R_1 = U_2/R_2$ gilt.

Wenn der Schalter geschlossen wird, verteilt sich die Spannung auf die Widerstände:

$$U_0 + U_1 + U_2 = 0 \quad (4.12)$$

Sie verteilt sich bekanntlich so, dass gilt

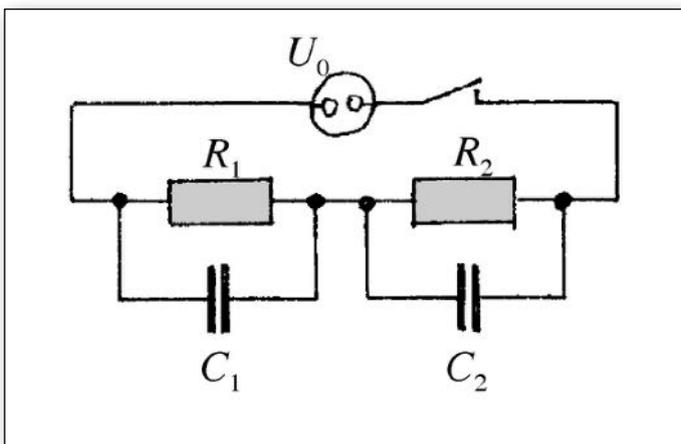
$$\frac{U_1}{R_1} = \frac{U_2}{R_2} \quad (4.13)$$

Aus den Gleichungen (4.12) und (4.13) zusammen folgen die Werte von U_1 und U_2 :

$$U_1 = -\frac{R_1}{R_1 + R_2} U_0 \quad (4.14)$$

$$U_2 = -\frac{R_2}{R_1 + R_2} U_0$$

Nun kann die Aufteilung der Spannung U_0 auf die beiden Widerstände als ein Prozess betrachtet werden. In einem realen Stromkreis sind nämlich die Kapazitäten zwischen den verschiedenen Teilen des Stromkreises nicht null, und wir können ein genaueres Bild des Stromkreises zeichnen, indem wir zwei dieser Kapazitäten berücksichtigen, Abb. 4.24.

**Abb. 4.24**

Realistischere Darstellung des Stromkreises von Abb. 4.23. Zwei der auftretenden Kapazitäten sind eingezeichnet. Man sieht hier, dass die Werte der Spannungen an den beiden Widerständen das Ergebnis eines Gleichgewichtseinstellvorgangs sind.

Die Verteilung von U_0 über R_1 und R_2 ist jetzt zeitabhängig:

$$U_0 + U_1(t) + U_2(t) = 0$$

Die stationären Spannungen stellen sich mit der Zeitkonstante

$$\frac{C_1 + C_2}{\frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2}}$$

ein. Es gilt also

$$\frac{U_1(t = \infty)}{R_1} = \frac{U_2(t = \infty)}{R_2}$$

Der Zustand, der für $t \rightarrow \infty$ erreicht wird, ist ein Fließgleichgewicht, denn alle physikalischen Größen haben zeitlich konstante Werte, und in den Widerständen wird Entropie produziert.

Man stellt nun fest, dass die in den beiden Widerständen zusammen dissipierte Energie, und damit die insgesamt erzeugte Entropie, im Fließgleichgewichtszustand einen Minimalwert erreicht, und zwar im Vergleich zu den Zuständen, die beim Einstellen des Gleichgewichts durchlaufen werden können. Wir wollen diese Behauptung beweisen.

Die in den beiden Widerständen zusammen dissipierte Energie pro Zeit ist

$$P = \frac{U_1^2}{R_1} + \frac{U_2^2}{R_2}$$

Mit Gleichung (4.6) erhält man

$$P = \frac{U_1^2}{R_1} + \frac{(U_0 + U_1)^2}{R_2}$$

Um den speziellen Wert U_1^{\min} zu erhalten, für den P einen Minimalwert annimmt, setzen wir

$$dP/dU_1 = 0: \frac{2U_1^{\min}}{R_1} + \frac{2(U_0 + U_1^{\min})}{R_2} = 0$$

und erhalten

$$U_1^{\min} = -\frac{R_2}{R_1 + R_2} U_0$$

Boyle-Mariottesches Gesetz (Robert Boyle 1627 - 1691; Edmé Mariotte 1620 - 1684)

und mit (4.6)

$$U_2^{\min} = -\frac{R_1}{R_1 + R_2} U_0$$

Gay - Lussacsches Gesetz, wurde aber nicht von Gay - Lussac (1778 - 1850) entdeckt, sondern von Amontons (1663 - 1705)

also dieselben Ausdrücke wie (4.14). Gesetz von Avogadro (Graf Amedeo di Quaregna e di Cerreto 1776 - 1856)

Das Ergebnis lässt sich verallgemeinern auf mehr als zwei hinter-einander geschaltete Widerstände:

Eine gegebene elektrische Spannung verteilt sich so auf hintereinander geschaltete Widerstände, dass die gesamte Entropieproduktion minimal wird.

Analoge Sätze gelten auch für andere „Antriebsgrößen“.

Außerdem findet man durch eine ganz ähnliche Überlegung

Ein elektrischer Strom gegebener Stärke verteilt sich so auf parallel geschaltete Widerstände, dass die gesamte Entropieproduktion minimal wird.

Auch hier liegt ein Fließgleichgewicht vor. Und auch diese Aussage lässt sich auf andere Ströme übertragen.

5. Das ideale Gas

5.1 Die thermische Zustandsgleichung des idealen Gases

Für ein verdünntes Gas findet man experimentell den Zusammenhang zwischen p , V , n und T :

$$p \cdot V = R \cdot n \cdot T$$

mit $R = 8,31441 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$

Dieser Zusammenhang heißt die thermische Zustandsgleichung des idealen Gases. Wegen ihres universellen Charakters nennt man sie auch kurz die *Gasgleichung*. Jeder Stoff kann in Zustände gebracht werden, in denen er die Gasgleichung erfüllt, und zwar auf zwei Arten:

- durch hinreichende Verdünnung;
- durch hinreichend hohe Temperatur.

Auf beide Arten erreicht man, dass die mittlere Wechselwirkungs-energie der Teilchen klein wird gegen ihre mittlere kinetische Energie. Erhöhen der Temperatur kann allerdings zur Folge haben, dass der Stoff zerfällt (z.B. werden Atome ionisiert), und dass damit n zunimmt. Das ändert zwar nichts daran, dass der Stoff die Gasgleichung erfüllt – nur hat man dann bei höherer Temperatur nicht mehr denselben Stoff vor sich wie bei tiefer.

Die verschiedenen in der Gasgleichung enthaltenen Abhängigkeiten wurden von verschiedenen Forschern entdeckt und tragen verschiedene Namen:

$$p \sim \frac{1}{V} \quad \begin{array}{l} \text{Boyle-Mariottesches Gesetz (Robert Boyle 1627 - 1691} \\ \text{Edmé Mariotte 1620 - 1684)} \end{array}$$

$$V \sim T \quad \begin{array}{l} \text{Gay - Lussacsches Gesetz, wurde aber nicht von Gay - Lussac} \\ \text{(1778 - 1850) entdeckt, sondern von Amontons (1663 - 1705)} \end{array}$$

$$V \sim n \quad \begin{array}{l} \text{Gesetz von Avogadro (Graf Amedeo di Quaregna e di Cerreto 1776 -} \\ \text{1856)} \end{array}$$

Avogadros Entdeckung bestand nicht einfach darin, dass für einen Stoff das Volumen proportional zur Menge ist –das ist wegen der Homogenität der Gase trivial–, sie bestand in der Erkenntnis, dass der Proportionalitätsfaktor nur von p und T , nicht aber von der Natur des Gases abhängt. Wir finden für das Volumen eines idealen Gases der Menge 1 mol unter Normalbedingungen, d.h. bei

$$p = 101\,325 \text{ Pa}, \quad T = 273,15 \text{ K}$$

$$V = R \frac{n \cdot T}{p} = \frac{8,31441 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}}{101\,325 \text{ Pa}} = 0,022414 \text{ m}^3$$

Mit $\rho_n = n/V$ kann man die Gasgleichung auch so schreiben, dass sie keine mengenartigen Größen, sondern nur noch lokale Größen enthält:

$$p = \rho_n \cdot R \cdot T$$

Einige der in Abschnitt 4.8 eingeführten Koeffizienten können aus der Gasgleichung berechnet werden:

$$\kappa = -\frac{1}{V} \frac{\partial V(T,p)}{\partial p} = \frac{1}{V} \frac{RnT}{p^2} = \frac{1}{p}$$

$$\alpha = \frac{1}{V} \frac{\partial V(T,p)}{\partial T} = \frac{1}{V} \frac{Rn}{p} = \frac{1}{T}$$

$$\beta = \frac{\partial p(T,V)}{\partial T} = \frac{Rn}{V} = \frac{p}{T}$$

Für ideale Gase ist also $\beta = \alpha \cdot p$. Man verifiziert leicht, dass die allgemeine Beziehung $\beta = \alpha/\kappa$ erfüllt ist.

Aus

$$C_S^p - C_S^V = \frac{V\alpha^2}{\kappa}$$

folgt

$$C_S^p - C_S^V = R \frac{n}{T}$$

5.2 Folgerungen aus der Gasgleichung

Wir untersuchen die Größen E , S und μ als Funktion von p und von V bei fester Temperatur und bei fester Stoffmenge. Als unabhängige Variablen benutzen wir daher V , T und n oder p , T und n . Der Übersichtlichkeit wegen lassen wir in Ausdrücken wie $E(T, V, n)$ manchmal die Variable n weg; wir schreiben also einfach $E(T, V)$.

Die Energie als Funktion des Volumens und des Drucks bei konstanter Temperatur

Wir fragen zunächst nach der V -Abhängigkeit der Energie. Mit den Regeln der Differentialrechnung (Falk-Ruppel S. 401, Job S. 51) erhalten wir:

$$\frac{\partial E(T,V)}{\partial V} = \frac{\partial E(S,V)}{\partial V} + \frac{\partial E(S,V)}{\partial S} \cdot \frac{\partial S(T,V)}{\partial V}$$

Mit Hilfe der Gleichungen (4.1) und (4.2) (Abschnitt 4.6) können wir ersetzen:

$$\frac{\partial E(S,V)}{\partial V} = -p(S,V)$$

$$\frac{\partial E(S,V)}{\partial S} = T(S,V)$$

Außerdem ersetzen wir unter Zuhilfenahme der Stützregel (Abschnitt 4.7)

$$\frac{\partial S(T,V)}{\partial V} = \frac{\partial p(T,V)}{\partial T}$$

und erhalten:

$$\frac{\partial E(T,V)}{\partial V} = -p + T \cdot \frac{\partial p(T,V)}{\partial T} \quad (5.1)$$

Mit der Gasgleichung wird der zweite Summand auf der rechten Seite

$$T \cdot \frac{\partial p(T,V)}{\partial T} = T \cdot \frac{Rn}{V} = p$$

Damit wird aus Gleichung (5.1)

$$\frac{\partial E(T,V)}{\partial V} = 0 \quad (5.2)$$

oder

$$E(V, T) - E(V_0, T) = 0$$

Wir bilden nun (mit den Regeln der Differentialrechnung)

$$\frac{\partial E(T,V)}{\partial V} = - \frac{\partial E(T,V)}{\partial T} \cdot \frac{\partial T(E,V)}{\partial V}$$

Da $\partial E(T,V)/\partial T \neq 0$ ist, folgt mit (5.2):

$$\frac{\partial T(E,V)}{\partial V} = 0$$

Die Temperatur eines idealen Gases ist also bei $E = \text{const}$ unabhängig vom Volumen, oder in anderen Worten: Bei der isoenergetischen Expansion oder Kompression eines idealen Gases bleibt die Temperatur konstant. Ein Prozess ist *isoenergetisch* bedeutet: Die Energie hat im Anfangs- und Endzustand denselben Wert, gleichgültig wie der Prozess realisiert wird:

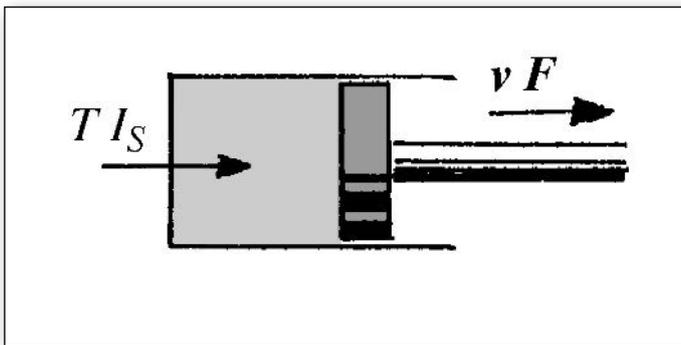


Abb. 5.1

Das Gas gibt über den Kolben Energie mit dem Energieträger Impuls ab und nimmt über die Wände Energie mit dem Träger Entropie auf.

- Man lässt das Gas einen Kolben verschieben, Abb. 5.1. Dabei gibt es die Energie $dE = vdp$ ab. Diese wird ihm mit Entropie wieder zugeführt: $dE = TdS$.
- Eine historisch wichtige Realisierung der isoenergetischen Expansion stellt die von Gay-Lussac durchgeführte freie Expansion dar, Abb. 5.2: Das Gas im linken Behälter entspannt sich in den leeren rechten. Die Temperatur ist am Ende dieselbe wie am Anfang.

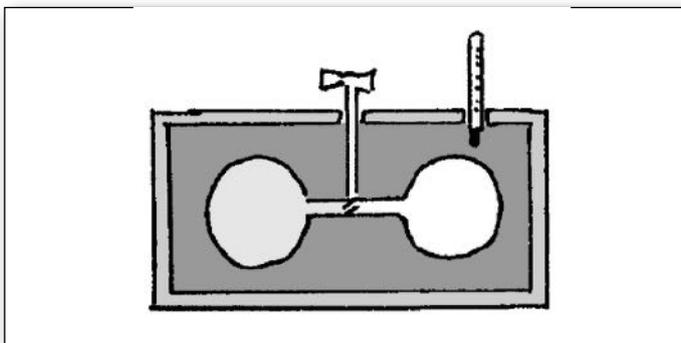


Abb. 5.2

Gay-Lussac-Experiment: Das Gas entspannt sich ins Vakuum.

Wir beschaffen uns schließlich noch die Abhängigkeit der Energie vom Druck bei konstanter Temperatur. Mit der Kettenregel und mit (5.2) wird

$$\frac{\partial E(p,T)}{\partial p} = \frac{\partial E(T,V(p,T))}{\partial p} = \frac{\partial E(T,V)}{\partial V} \cdot \frac{\partial V(p,T)}{\partial p} = 0$$

oder

$$E(p,T) - E(p_0,T) = 0$$

Die Entropie als Funktion des Volumens und des Drucks bei konstanter Temperatur

Zur Berechnung der V-Abhängigkeit der Entropie betrachten wir wieder die isoenergetische Expansion, und zwar reversibel realisiert (Abb. 5.1). Die ins Gas mit der Entropie hineinfließende Energie ist gleich der mit dem Impuls herausfließenden. Es ist also

$$dE = TdS - pdV = 0$$

oder

$$TdS = pdV$$

Mit der Gasgleichung wird

$$dS = n \cdot R \cdot \frac{dV}{V}$$

und daraus folgt

$$S(V,T) - S(V_0,T) = n \cdot R \cdot \ln \frac{V}{V_0} \quad (5.3)$$

Bei $T = \text{const}$ wächst also die Entropie logarithmisch mit dem Volumen. Mit Hilfe der Gasgleichung folgt daraus auch:

$$S(p,T) - S(p_0,T) = n \cdot R \cdot \ln \frac{p_0}{p}$$

Das chemische Potential als Funktion des Volumens und des Drucks bei konstanter Temperatur

Mit Hilfe der Gasgleichung berechnen wir:

$$\frac{\partial V(T,p,n)}{\partial n} = \frac{RT}{p}$$

und erhalten mit Hilfe der Maxwellbeziehung (4.5c) (Abschnitt 4.7):

$$\frac{\partial \mu(T,p,n)}{\partial p} = \frac{RT}{p}$$

Die Integration liefert

$$\mu(T,p) - \mu(T,p_0) = RT \ln \frac{p}{p_0}$$

Bei $T = \text{const}$ wächst also das chemische Potential logarithmisch mit dem Druck. Mit der Gasgleichung folgt auch

$$\mu(T,V) - \mu(T,V_0) = RT \ln \frac{V_0}{V}$$

5.3 Gelöste Stoffe als ideale Gase

Die Gasgleichung gilt immer wenn ein Stoff hinreichend verdünnt ist. Dabei ist es gleichgültig, wie man die Verdünnung erreicht. Wir hatten bisher angenommen, dass der Stoff als reines, verdünntes Gas vorlag. Der Stoff wurde sozusagen mit Vakuum verdünnt. Es ändert sich aber nichts an der Gültigkeit der Gasgleichung, wenn ein Stoff durch auflösen in einem materiellen Lösungsmittel verdünnt wird. Auch Zucker in einer verdünnten wässrigen Zuckerlösung, Na^+ -Ionen in einer wässrigen Kochsalzlösung, in Wasser gelöster Alkohol oder in Alkohol gelöstes Wasser befolgen die Gasgleichung

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T.$$

Bei solchen Lösungen bezeichnet man die Stoffmengenichte

$$\rho_n = \frac{n}{V} = c$$

als Konzentration.

Der experimentelle Nachweis der Gültigkeit der Gasgleichung ist für diese Gase allerdings etwas schwieriger als für Gase im Vakuum: Um den Druck des gelösten Stoffes allein, den so genannten *osmotischen Druck*, zu messen, braucht man eine Wand, die für das Lösungsmittel durchlässig, für das Gelöste aber undurchlässig ist. Ein solches *Diaphragma* hat die unangenehme Eigenschaft, dass es auch für den Stoff, den es durchlässt, einen hohen Strömungswiderstand hat. Daher stellen sich die Drücke nur langsam ein. In dem in Abbildung 5.3 dargestellten Versuch ist der Druck des Gases „Zucker“ durch die Differenz Δp der Anzeigen der Manometer gegeben.

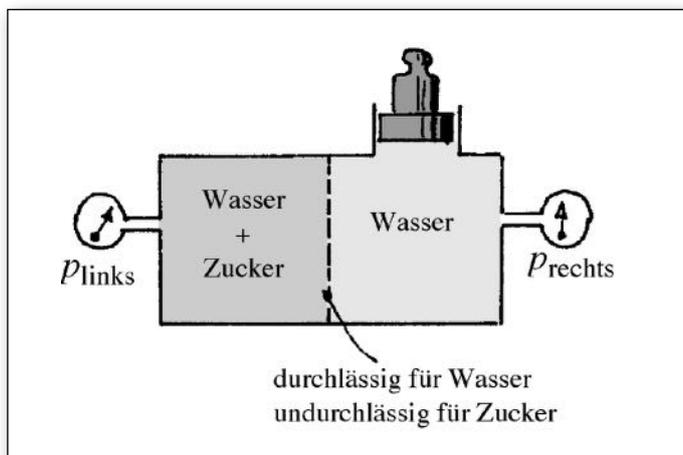


Abb. 5.3

Das linke Manometer zeigt einen um den osmotischen Druck höheren Wert an als das rechte.

Es ist

$$p_{\text{links}} = p_{\text{Wasser links}} + p_{\text{Zucker links}}$$

$$p_{\text{rechts}} = p_{\text{Wasser rechts}}$$

Da die Wand für Wasser durchlässig ist, ist

$$p_{\text{Wasser links}} = p_{\text{Wasser rechts}}$$

also

$$\Delta p = p_{\text{links}} - p_{\text{rechts}} = p_{\text{Zucker links}}$$

Die im vorigen Abschnitt hergeleitete Gleichung für das chemische Potential gilt hier ebenfalls. Das chemische Potential des gelösten Stoffes als Funktion des (osmotischen) Drucks des gelösten Stoffes ist:

$$\mu(T, p) - \mu(T, p_0) = RT \ln \frac{p}{p_0}$$

Mit $c = n/V$ und $p = (n/V) \cdot R \cdot T$ erhält man

$$\mu(T, c) - \mu(T, c_0) = RT \ln \frac{c}{c_0}$$

5.4 Gemische idealer Gase

In einem Behälter befinde sich ein Gemisch mehrerer idealer Gase. In der Gasgleichung $p \cdot V = R \cdot n \cdot T$ ist

$$n = \sum_i n_i$$

d.h. die Stoffmenge n ist die Summe der Mengen n_i der Gase i . Man nennt

$$p_i = p \frac{n_i}{n}$$

den *Partialdruck* des Gases i . Damit wird

$$p_i \cdot V = R \cdot n_i \cdot T$$

Für jedes Gas i allein gilt also eine Gasgleichung, wenn man als Druck den Partialdruck des Gases einsetzt. Jedes Gas i verhält sich so, als wäre es allein im Behälter. Die beiden in Abb. 5.4 gezeigten Situationen 1 und 2 sind physikalisch identisch, es handelt sich um dasselbe System.

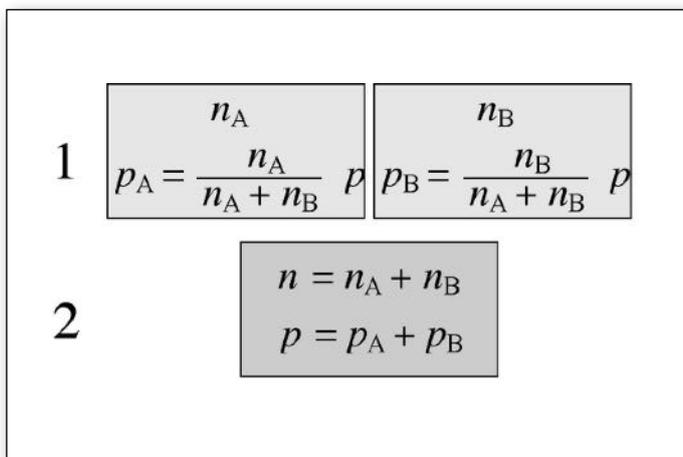


Abb. 5.4

Die beiden Situationen sind physikalisch identisch.

Außer der Stoffmenge sind damit auch Energie und Entropie einfach durch die Summe der Teilenergien bzw. -entropien gegeben, es ist also:

$$n = \sum_i n_i \quad E = \sum_i E_i \quad S = \sum_i S_i$$

Ein Gemisch aus zwei Gasen kann auch so beschrieben werden: Es stellt zwei Gase mit gleichem Raumbereich dar, die sich im thermischen Gleichgewicht befinden. Sie befinden sich im thermischen Gleichgewicht, weil Entropie vom einen zum anderen übergehen kann. Sie befinden sich nicht im Druckgleichgewicht, denn das Volumen jedes der Gase wird festgehalten, und sie befinden sich nicht im chemischen Gleichgewicht, denn das eine kann sich nicht ins andere verwandeln.

Das chemische Potential jedes einzelnen Gases hängt nur vom Partialdruck dieses Gases ab:

$$\mu_i(T, p_i) - \mu_i(T, p_{0i}) = RT \ln \frac{p_i}{p_{0i}}$$

Wir betrachten den in Abb. 5.5 dargestellten Mischungsvorgang: Die Gase A und B liegen im Anfangszustand (a) getrennt vor, und zwar bei gleichem Druck $p_{Aa} = p_{Ba}$.

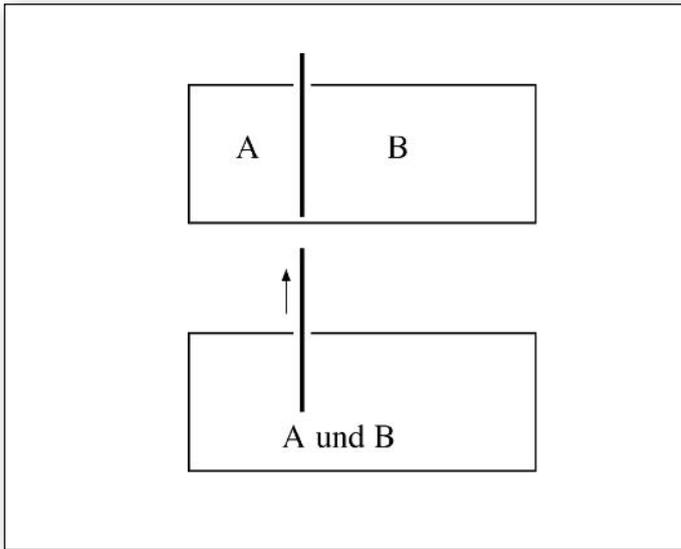


Abb. 5.5

Der Mischungsvorgang ist eine isoenergetische Expansion der beiden Gase.

Dann wird die Trennwand herausgezogen (b), es ist also

$$V_e = V_{Aa} + V_{Ba}.$$

Der Mischungsvorgang ist eine isoenergetische Expansion beider Gase auf das Endvolumen V_e , also nichts Neues. Beim Mischen bleibt daher T konstant, und die Entropie nimmt zu (siehe Gleichung (5.3), Abschnitt 5.2):

$$\Delta S = R \sum_i n_i \ln \frac{V_e}{V_{ia}}$$

Da vor dem Vermischen die Drucke der Gase gleich sind, ist

$$\frac{p}{RT} = \frac{n_i}{V_{ia}} = \frac{n}{V_e}$$

und es wird

$$\Delta S = R \sum_i n_i \ln \frac{n}{n_i}$$

Den Quotienten $x_i = n_i/n$ bezeichnet man als *Molenbruch*. Damit wird die Mischungsentropie

$$\Delta S = -nR \sum_i x_i \ln x_i$$

Diese Beziehung wird uns in der statistischen Physik und der Informationstheorie wieder begegnen.

Obwohl der Zusammenhang zwischen den Variablen eines Teilgases so ist, als wäre kein anderes Gas vorhanden, kann man sehr wohl zwischen einer freien Expansion ins Vakuum und einer freien Expansion in ein anderes Gas hinein unterscheiden: Der zweite Vorgang ist ein Diffusionsvorgang, er hat einen viel größeren Reaktionswiderstand als der erste.

Die letzte Gleichung macht eine Aussage, die man als paradox empfinden kann (Gibbsches Paradoxon): Sind die beiden Gase A und B (Abb. 5.5) identisch, so hat das Herausziehen der Wand gar keinen Prozess zur Folge. Unterscheiden sich die Gase dagegen im kleinsten nur denkbaren Merkmal, so nimmt ΔS einen von diesem Merkmal unabhängigen Wert an. Kann denn aber eine Gassorte nicht durch kontinuierliches Verändern eines

Merkmals in eine andere überführt werden? Die Thermodynamik lehrt uns also, dass die Antwort „nein“ heißt. Sie fordert damit die Quantisierung physikalischer Größen. Das eine Gas könnte z.B. Ortho-, das andere Parawasserstoff sein. Es darf also zwischen Ortho- und Parawasserstoff keinen kontinuierlichen Übergang geben, d.h. keine Wasserstoffsorte, deren Kernspin einen scharfen Wert zwischen 0 und \hbar (aber $\neq 0$ und $\neq \hbar$) hat.

5.5 Das Massenwirkungsgesetz

Der Übersichtlichkeit halber beschränken wir uns auf vier Reaktionspartner A, B, C und D. Die Verallgemeinerung der folgenden Rechnungen liegt aber auf der Hand.

Alle Partner der Reaktion



sollen als ideale Gase oder in verdünnter Lösung vorliegen.

Die chemische Spannung

$$\begin{aligned} \Delta\mu(T, p_A, p_B, p_C, p_D) \\ = a\mu_A(T, p_A) + b\mu_B(T, p_B) - c\mu_C(T, p_C) - d\mu_D(T, p_D) \end{aligned}$$

ist im Gleichgewicht gleich Null. Hier sind p_A , p_B , p_C und p_D die Partialdrücke der Gase A, B, C, und D. Wir drücken jedes chemische Potential auf der rechten Seite aus durch

$$\mu_i(T, p_i) = \mu_i(T, p_0) + RT \ln \frac{p_i}{p_0}$$

und erhalten für das chemische Gleichgewicht:

$$\begin{aligned} \overbrace{a\mu_A(T, p_0) + b\mu_B(T, p_0) - c\mu_C(T, p_0) - d\mu_D(T, p_0)}^{\Delta\mu'(T, p_0)} \\ + RT \left(a \ln \frac{p_A}{p_0} + b \ln \frac{p_B}{p_0} - c \ln \frac{p_C}{p_0} - d \ln \frac{p_D}{p_0} \right) = 0 \end{aligned}$$

Wir nennen die chemische Spannung in dem Fall, dass jeder Reaktionspartner mit dem Partialdruck p_0 vorliegt $\Delta\mu'(T, p_0)$ und erhalten

$$\exp\left(-\frac{\Delta\mu'(T, p_0)}{RT}\right) = \frac{\left(\frac{p_A}{p_0}\right)^a \cdot \left(\frac{p_B}{p_0}\right)^b}{\left(\frac{p_C}{p_0}\right)^c \cdot \left(\frac{p_D}{p_0}\right)^d}$$

Der Ausdruck auf der linken Seite ist nur von der Temperatur, nicht aber von den Partialdrücken p_A , p_B , p_C und p_D abhängig. Wir nennen ihn $K(T)$ und erhalten das *Massenwirkungsgesetz*:

$$\frac{\left(\frac{p_A}{p_0}\right)^a \cdot \left(\frac{p_B}{p_0}\right)^b}{\left(\frac{p_C}{p_0}\right)^c \cdot \left(\frac{p_D}{p_0}\right)^d} = K(T)$$

Gibt man drei (bei n beteiligten Stoffen $n - 1$) Partialdrücke vor, so legt das Massenwirkungsgesetz den vierten (n -ten) fest.

5.6 Die zweite Zustandsgleichung: $S = S(T, p, n)$

Ein System mit der Gibbsschen Fundamentalform

$$dE = TdS - pdV + \mu dn$$

ist durch drei Zustandsfunktionen charakterisiert, z.B. $V = V(T, p, n)$, $S = S(T, p, n)$ und $\mu = \mu(T, p, n)$. Wir haben uns mit der ersten davon beschäftigt und wenden uns nun der zweiten Funktion, nämlich $S = S(T, p, n)$ zu. Ihr Verlauf ist durch weitere Erfahrungen bestimmt. Allerdings liegt die p -Abhängigkeit von $S(T, p, n)$ bereits fest wegen der Maxwell-Beziehung (4.5a)

$$-\frac{\partial S(T, p, n)}{\partial p} = \frac{\partial V(T, p, n)}{\partial T}$$

Mit Hilfe der thermischen Zustandsgleichung wird

$$\frac{\partial S(T, p, n)}{\partial p} = -\frac{Rn}{p}$$

und integriert:

$$S(T, p, n) = n \cdot R \cdot \ln \frac{p_0}{p} + S(T, p_0, n) \quad (5.4)$$

Unbekannt sind nur noch die n - und die T -Abhängigkeit von S . Beide folgen aus der experimentellen Erfahrung.

Die n -Abhängigkeit folgt aus der Homogenität des Gases: Vergrößert man die Menge des Gases um den Faktor k und lässt dabei T und p konstant, so vergrößert sich die Entropie um denselben Faktor k . Man hat einfach neben das alte System ein neues System gesetzt, Abb. 5.6.

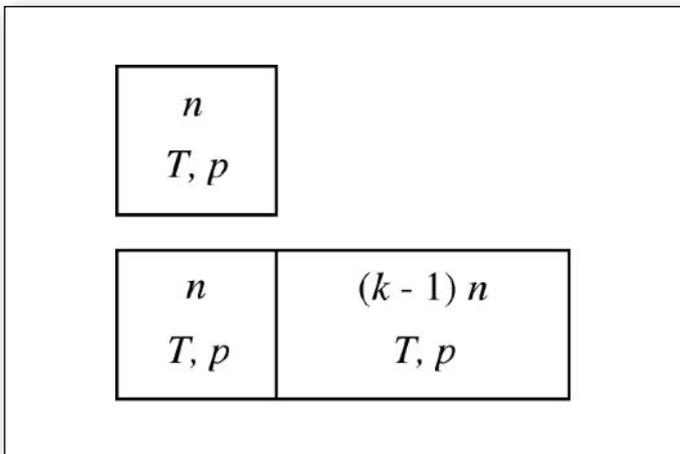


Abb. 5.6

Bei fester Temperatur und festem Druck ist die Entropie proportional zur Menge.

Die Erfahrung lehrt, dass sich das neue und das alte System nicht gegenseitig beeinflussen. In mathematischen Symbolen:

$$S(T, p, n) = n \cdot \hat{S}(T, p) \quad (5.5)$$

Die T -Abhängigkeit von S schließlich enthält die Individualität des Gases, sie ist kompliziert. Unter gewissen Voraussetzungen lässt sich aber auch für sie ein einfacher analytischer Ausdruck angeben. Wir betrachten neben

$$C_s^p = \frac{\partial S(T, p, n)}{\partial T}$$

gleich noch

$$C_S^V = \frac{\partial S(T, V, n)}{\partial T}$$

Beim idealen Gas ist die Kenntnis von C_S^p der von C_S^V äquivalent, denn es gilt (siehe Abschnitt 5.1)

$$C_S^p - C_S^V = R \frac{n}{T}$$

Die Erfahrung lehrt nun, dass

$$\begin{array}{ll} C_S^V \geq \frac{3}{2} R \frac{n}{T} & C_S^p \geq \frac{5}{2} R \frac{n}{T} \quad \text{allgemein} \\ C_S^V = \frac{3}{2} R \frac{n}{T} & C_S^p = \frac{5}{2} R \frac{n}{T} \quad \text{für einatomige Gase (Edelgase, Hg-Dampf)} \\ C_S^V \approx \frac{5}{2} R \frac{n}{T} & C_S^p \approx \frac{7}{2} R \frac{n}{T} \quad \text{für zweiatomige Gase, aber nur in begrenztem Temperaturbereich} \end{array}$$

Für die Größen c_V und c_p gilt damit (siehe Abschnitt 2.12):

$$\begin{array}{ll} c_V = \frac{3}{2} R & c_p = \frac{5}{2} R \quad \text{für einatomige Gase} \\ c_V \approx \frac{5}{2} R & c_p \approx \frac{7}{2} R \quad \text{für zweiatomige Gase} \end{array}$$

und für alle Gase gilt

$$c_V - c_p = R \tag{5.6}$$

Unter den gemachten Voraussetzungen sind also c_p und c_V temperaturunabhängig, und wir können schreiben

$$\frac{\partial S(T, p, n)}{\partial T} = c_p \frac{n}{T}$$

und integrieren:

$$S(T, p, n) = c_p \cdot n \cdot \ln \frac{T}{T_0} + S(T_0, p, n) \tag{5.7}$$

Aus (5.4) und (5.7) ergibt sich

$$S(T, p, n) - S(T_0, p_0, n) = n \cdot \left(R \ln \frac{p_0}{p} + c_p \ln \frac{T}{T_0} \right) \tag{5.8}$$

und mit (5.5)

$$S(T, p, n) = n \cdot \left(R \ln \frac{p_0}{p} + c_p \ln \frac{T}{T_0} + \hat{S}(T_0, p_0) \right)$$

Auf analoge Art erhält man

$$S(T, V, n) - S(T_0, V_0, n) = n \cdot \left(R \ln \frac{V}{V_0} + c_V \ln \frac{T}{T_0} \right) \tag{5.9}$$

beziehungsweise

$$S(T, V, n) = n \cdot \left(R \ln \frac{V}{V_0} + c_V \ln \frac{T}{T_0} + \hat{S}(T_0, V_0) \right)$$

5.7 Isothermen, Isentropen, Isobaren und Isochoren des idealen Gases

Wir suchen den p - V -Zusammenhang für konstante Temperatur und den für konstante Entropie: die *Isothermen* und die *Isentropen*. Wir betrachten hier stets Prozesse mit $n = \text{const.}$ Um die Isothermen zu erhalten, schreiben wir die thermische Zustandsgleichung in der Form

$$p(V, T) = p_0 V_0 \frac{T}{T_0} \cdot \frac{1}{V}$$

oder

$$p(V, T) = f(T) \cdot \frac{1}{V} \quad \text{Isothermen}$$

Um die Isentropen zu berechnen, führen wir eine Abkürzung ein:

$$\frac{c_p}{c_v} = \gamma$$

und formen Gleichung (5.9) mit Hilfe von (5.6) um

$$\begin{aligned} S(T, V) - S(T_0, V_0) &= n \cdot \left((c_p - c_v) \cdot \ln \frac{V}{V_0} + c_v \ln \frac{T}{T_0} \right) \\ &= n c_v \cdot \left[(\gamma - 1) \cdot \ln \frac{V}{V_0} + \ln \frac{T}{T_0} \right] \\ &= n c_v \cdot \ln \left[\left(\frac{V}{V_0} \right)^{\gamma-1} \cdot \frac{T}{T_0} \right] \end{aligned} \quad (5.10)$$

Hieraus folgt mit der thermischen Zustandsgleichung:

$$S(p, V) - S(p_0, V_0) = n \cdot c_v \cdot \ln \left(\left(\frac{V}{V_0} \right)^{\gamma} \cdot \frac{p}{p_0} \right)$$

und schließlich

$$p(V, S) = p_0 \cdot \left(\frac{V_0}{V} \right)^{\gamma} \cdot \exp \left(\frac{S - S_0}{n c_v} \right)$$

oder

$$p(V, S) = f(S) \cdot \frac{1}{V^{\gamma}} \quad \text{Isentropen}$$

Da $\gamma > 1$ ist, ist in jedem Punkt des p - V -Diagramms die Isentrope steiler als die Isotherme.

Um die Isochoren ($V = \text{const}$) des idealen Gases zu berechnen, eliminieren wir in (5.10) die Temperatur:

$$T(S, V) = T_0 \cdot \left(\frac{V_0}{V} \right)^{\gamma-1} \cdot \exp \left(\frac{S - S_0}{n c_v} \right)$$

oder

$$T(S, V) = f(V) \cdot \exp \left(\frac{S}{n c_v} \right) \quad \text{Isochoren}$$

Auf entsprechende Art erhält man aus (5.8)

$$T(S,p) = T_0 \cdot \left(\frac{p}{p_0}\right)^{\frac{1}{\gamma}} \cdot \exp\left(\frac{S-S_0}{nc_p}\right)$$

oder

$$T(S,p) = f(p) \cdot \exp\left(\frac{S}{nc_p}\right) \quad \text{Isobaren}$$

Abb. 5.7a zeigt im p - V -Diagramm eine Isotherme und eine Isentrope, Abb. 5.7b im T - S -Diagramm eine Isobare und eine Isochore.

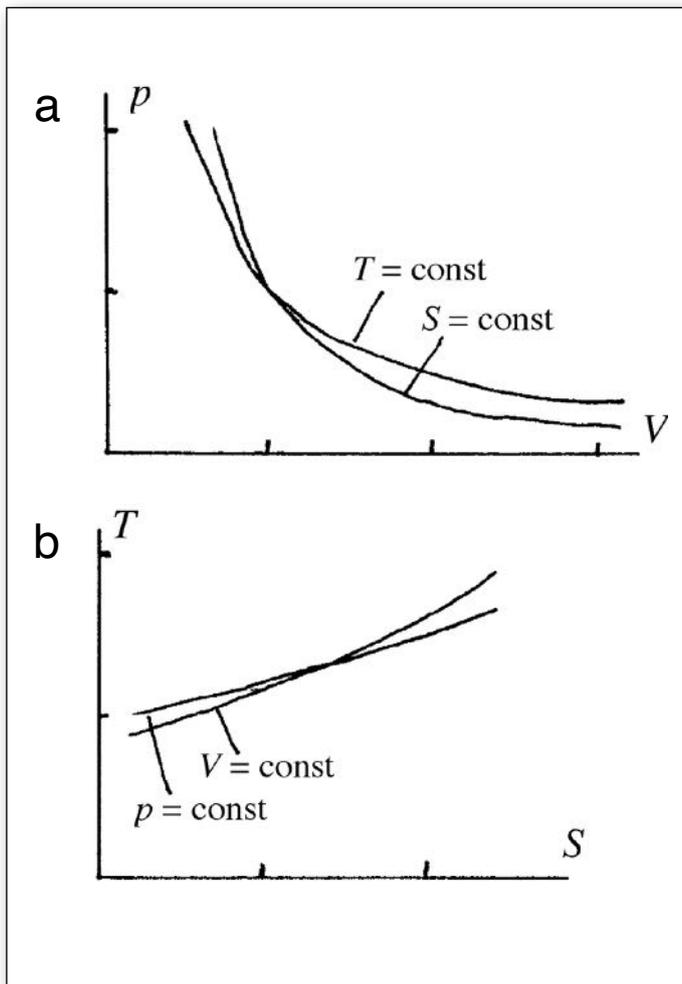


Abb. 5.7

(a) Isotherme und Isentrope im p - V -Diagramm.
(b) Isobare und Isochore im T - S -Diagramm

5.8 Die dritte Zustandsgleichung: $\mu = \mu(T, p, n)$

Zwei Ableitungen dieser Funktion liegen bereits durch die Maxwellbeziehungen (4.5b) und (4.5c), sowie die bisher diskutierten Zustandsgleichungen fest:

$$-\frac{\partial \mu(T,p,n)}{\partial T} = \frac{\partial S(T,p,n)}{\partial n} = R \ln \frac{p_0}{p} + c_p \ln \frac{T}{T_0} + \hat{S}(T_0, p_0)$$

$$\frac{\partial \mu(T,p,n)}{\partial p} = \frac{\partial V(T,p,n)}{\partial n} = \frac{RT}{p}$$

Die dritte Ableitung müssen wir den experimentellen Erfahrungen entnehmen. Nun darf wegen der Homogenität des Systems μ bei festgehaltenem T und p nicht mehr von n abhängen.

$$\frac{\partial \mu(T, p, n)}{\partial n} = 0$$

Integration ergibt schließlich:

$$\mu(T, p, n) = RT \ln \frac{p}{p_0} - c_p T \ln \frac{T}{T_0} + (c_p - \hat{S}(T_0, p_0))(T - T_0) + \mu(T_0, p_0) \quad (5.11)$$

Wir haben damit endlich auch die T -Abhängigkeit des chemischen Potentials – allerdings sieht diese so kompliziert aus, dass man auf den ersten Blick nicht einmal erkennen kann, ob μ mit T wächst oder abnimmt. Wie der Verlauf von μ mit T ist, erkennt man besser an der Maxwellbeziehung

$$-\frac{\partial \mu(T, p, n)}{\partial T} = \frac{\partial S(T, p, n)}{\partial n}$$

Die rechte Seite stellt einfach die Entropie pro Menge dar, und die ist immer positiv. Also ist die Ableitung $\partial \mu(T, p, n) / \partial T$ negativ, das chemische Potential nimmt bei $p = \text{const}$ und $n = \text{const}$ mit wachsender Temperatur ab.

5.9 Einfache Kreisprozesse mit idealen Gasen

Technisch besonders wichtig sind solche Kreisprozesse, bei denen der Energieträger X_1 , mit dem die Energie ankommt, auf konstantem Potential ξ_{1e} in die Maschine hinein, und auf konstantem Potential ξ_{1a} aus der Maschine herausfließt, Abb. 5.8. Das ξ_1 - X_1 -Diagramm ist ein Rechteck.

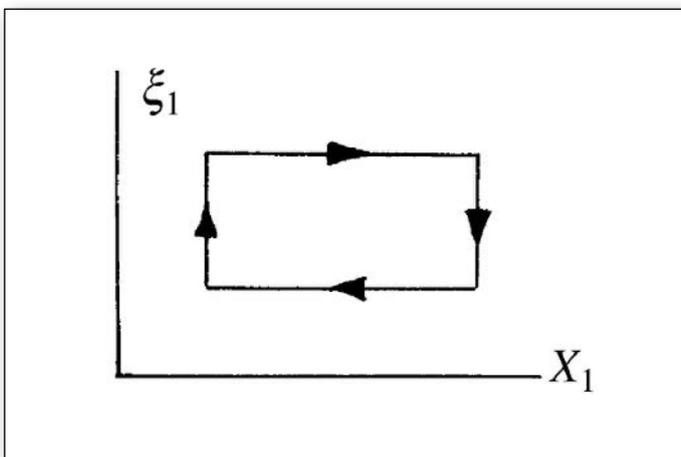


Abb. 5.8

ξ_1 - X_1 -Diagramm eines typischen Kreisprozesses

Wir untersuchen drei Beispiele. Im ersten ist X_1 die Entropie, der entsprechende Kreisprozess heißt *Carnotprozess*. Im zweiten ist X_1 die Stoffmenge. Der dritte schließlich ist eine Kombination aus dem ersten und dem zweiten.

Wir führen die drei Kreisprozesse mit einem idealen Gas aus. Die zweite extensive Variable X_2 ist in allen Fällen das Volumen (der entsprechende Energieträger ist der Impuls).

Der Carnotprozess beim idealen Gas

Abb. 5.9 zeigt die Maschine schematisch, in Abb. 5.10 ist der Prozessablauf im T - S - und im p - V -Diagramm dargestellt. Der Prozesszyklus besteht aus zwei Isothermen und zwei Isentropen.

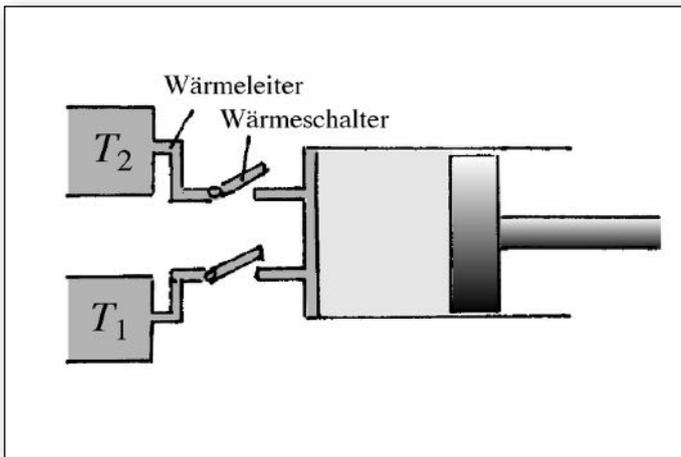


Abb. 5.9
Carnotmaschine

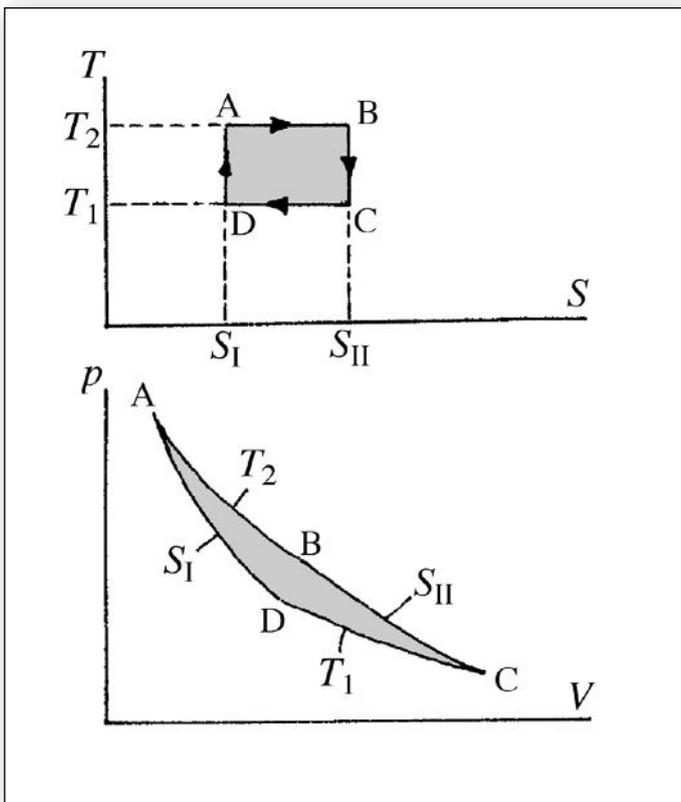


Abb. 5.10
 T - S -Diagramm und p - V -Diagramm
des Carnotprozesses

Die isotherme Pressluftmaschine

Abb. 5.11 zeigt die Maschine schematisch, in Abb. 5.12 ist der Prozessablauf im μ - n -, im p - V - und im T - S -Diagramm dargestellt.

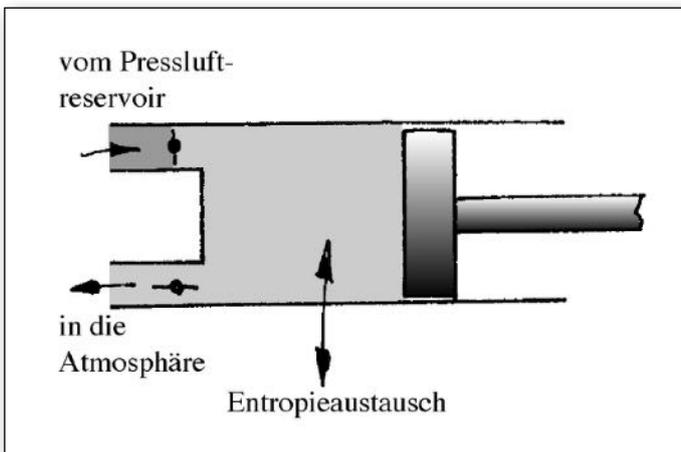
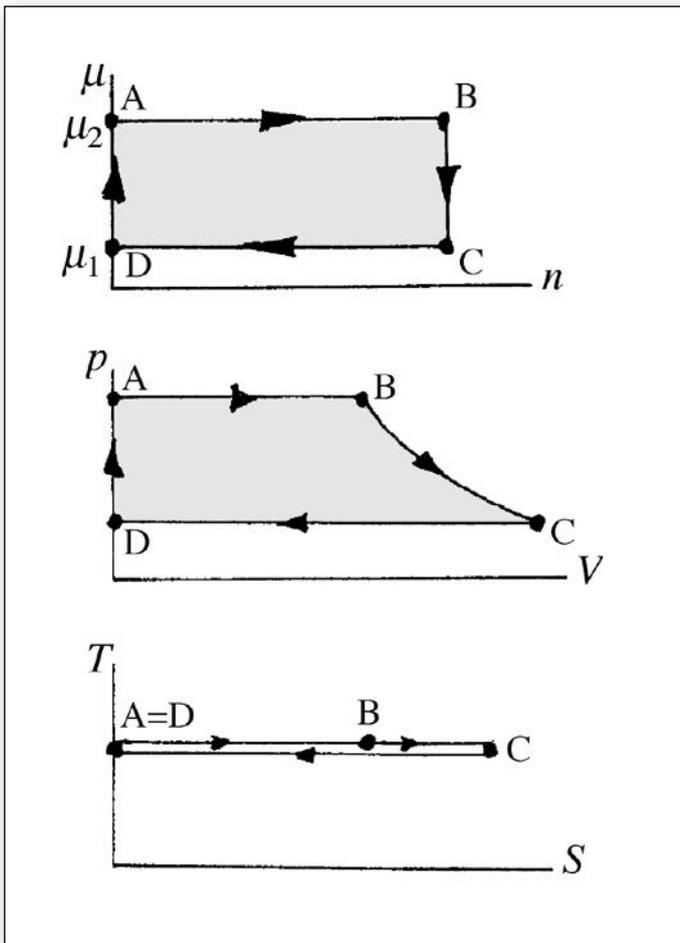


Abb. 5.11
Isotherme Pressluftmaschine

**Abb. 5.12**

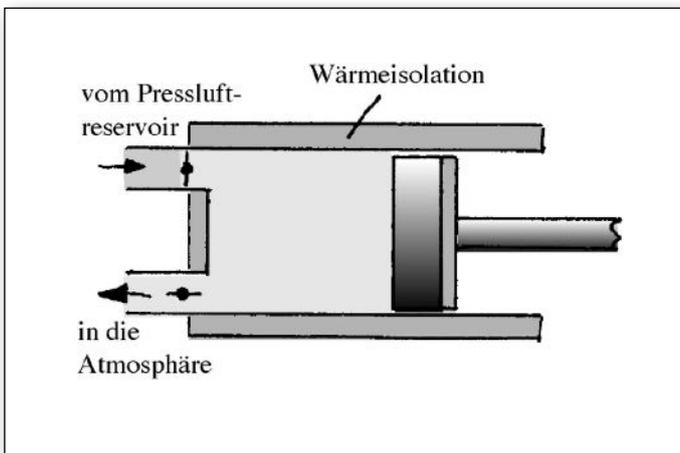
μ - n -, p - V - und T - S -Diagramm der isothermen Pressluftmaschine

Außer den extensiven Größen n und V ändert sich noch die Entropie des Gases. Wie man im T - S -Diagramm erkennt, bleibt aber die Entropie immer auf demselben thermischen Potential T , sie behält also die von ihr getragene Energie.

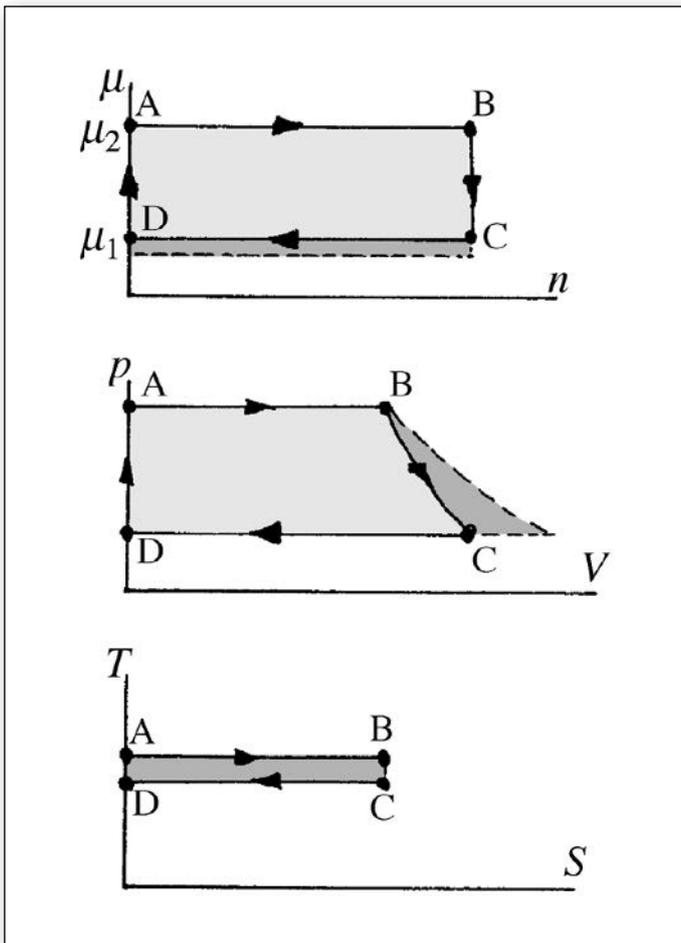
Für Prozesse mit konstantem μ und konstantem n hat der Fachjargon kein eigenes "Iso-Wort" reserviert. Im Prozessschritt AB wird mit dem einströmenden Gas Entropie konvektiv in den Zylinder hinein-getragen, im Schritt BC dagegen fließt Entropie durch die Zylinderwand in den Zylinder hinein. Im Schritt CD wird sie wieder konvektiv hinaus transportiert.

Die isentrope Pressluftmaschine (Dampfmaschine)

Der gerade beschriebene Kreisprozess ist schwer zu realisieren, da Entropieleitung langsam geht. Reale Maschinen (Pressluftmaschinen oder Dampfmaschinen) arbeiten weitgehend isentrop, Abb. 5.13 und 5.14.

**Abb. 5.13**

Isentrope Pressluftmaschine

**Abb. 5.14**

μ - n -, p - V - und T - S -Diagramm der isentropen Pressluftmaschine

Die Temperatur nimmt beim Expansionsschritt BC ab. Daher ist bei C das chemische Potential μ_1 höher als bei der isothermen Maschine. Die die Maschine verlassende Luft (bzw. der Dampf) wäre noch zu gebrauchen: Man könnte zwischen Atmosphärenluft und der aus der Pressluftmaschine kommenden Luft eine Wärmekraftmaschine betreiben. Diese lieferte pro Zyklus gerade den in Abb. 5.14 dunkelgrau gezeichneten Energiebetrag.

6. Flüssigkeiten und Feststoffe

6.1 Das chemische Potenzial

Flüssigkeiten und Feststoffe haben die Eigenschaft, dass sich ihre Dichte nur schwer verändern lässt, und zwar weder durch Druckänderung, noch durch Temperaturänderung. Die folgenden Überlegungen sind nur dann auf Feststoffe anwendbar, wenn das ganze Problem isotrop ist, d.h. sowohl die den Feststoff charakterisierenden Koeffizienten als auch die mechanischen Spannungen müssen richtungsunabhängig sein. Aus der Erfahrung folgt

$$\kappa = -\frac{1}{V} \frac{\partial V(T, p, n)}{\partial p} \approx 0$$

$$\alpha = \frac{1}{V} \frac{\partial V(T, p, n)}{\partial T} \approx 0$$

Mit der Maxwellbeziehung (4.5a)

$$\frac{\partial V(T, p, n)}{\partial T} = -\frac{\partial S(T, p, n)}{\partial p}$$

folgt, dass auch

$$\frac{\partial S(T, p, n)}{\partial p} \approx 0$$

ist. Die Entropie ist also nahezu druckunabhängig. Das bedeutet keineswegs, dass S auch volumenunabhängig wäre. Eine andere Maxwellbeziehung lautet nämlich

$$\frac{\partial S(T, V, n)}{\partial V} = \frac{\partial p(T, V, n)}{\partial T}$$

und $\partial p(T, V, n)/\partial T$ ist erfahrungsgemäß sehr groß. Dass man S durch Volumenänderung nicht ändern kann, liegt einfach daran, dass die betrachteten Stoffe so schwer komprimierbar sind.

Für Flüssigkeiten und Feststoffe gilt außerdem $c_p \approx c_v$, und je tiefer die Temperatur ist, desto besser. Wir schreiben deshalb für c_p und c_v einfach c .

Mit Hilfe der Maxwellbeziehung (4.5c)

$$\frac{\partial V(T, p, n)}{\partial n} = \frac{\partial \mu(T, p, n)}{\partial p}$$

berechnen wir noch die Druckabhängigkeit des chemischen Potentials. Wegen $\alpha \approx 0$ und $\kappa \approx 0$ ist

$$\frac{\partial V(T, p, n)}{\partial n} = \hat{V}(T, p)$$

nahezu temperatur- und druckunabhängig, und man erhält

$$\mu(p) - \mu(p_0) = \hat{V} \cdot (p - p_0) \quad (6.1)$$

Wir wenden Gleichung (6.1) auf ein Beispiel an.

Erniedrigung des chemischen Potentials einer Flüssigkeit durch Zugabe einer kleinen Menge eines fremden Stoffes

Löst man in einer Flüssigkeit eine kleine Menge eines fremden Stoffes (Index G, Gelöstes), so nimmt das chemische Potential des Lösungsmittels ab. Wir betrachten das Experiment von Abb. 6.1.

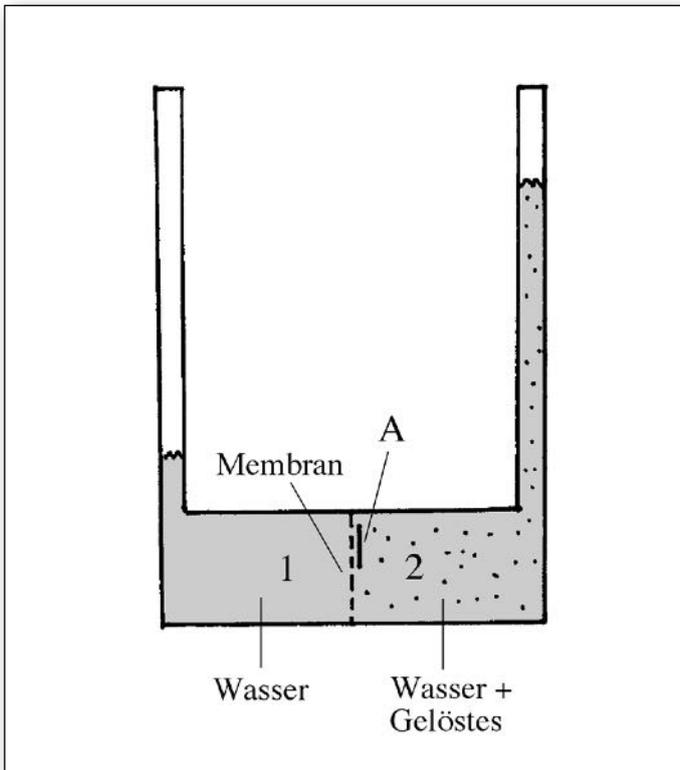


Abb. 6.1

Links (1) von der wasserdurchlässigen Membran befindet sich reines Wasser, in dem Wasser rechts (2) ist ein Fremdstoff gelöst. Das chemische Potential des Wasser ist links und rechts gleich.

Wir nehmen an, das Lösungsmittel sei Wasser. Das Wasser links von der Membran befindet sich im chemischen Gleichgewicht mit dem Lösungsmittel Wasser rechts.

$$\mu_{\text{H}_2\text{O}, 1} = \mu_{\text{H}_2\text{O}, 2}$$

Durch die Membran strömt daher kein Wasser mehr hindurch, und die Flüssigkeitssäulen links und rechts verändern ihre Höhe nicht mehr. Der Druck rechts von der Membran muss nun gleich der Summe aus dem Druck links und dem Druck des Gelöstes sein.

$$p_2 = p_1 + p_G$$

(Auf das Oberflächenstück A der Flüssigkeit rechts wirken zwei Kräfte: die Kraft $p_1 \cdot A$, die die Flüssigkeit 1 durch die Membran hindurch auf die Flüssigkeit 2 ausübt und die Kraft $p_G \cdot A$, die die Membran selbst auf die Flüssigkeit 2 ausübt.)

Nun unterscheidet sich das Wasser rechts von der Membran in zweierlei Hinsicht vom Wasser links: erstens ist sein Druck höher und zweitens ist ein Fremdstoff in ihm gelöst. Sein chemisches Potential ist also

$$\mu_{\text{H}_2\text{O}, 2} = \mu_{\text{H}_2\text{O}, 1} + \frac{V}{n}(p_2 - p_1) + \Delta\mu(n_G)$$

Der zweite Summand auf der rechten Seite der Gleichung beschreibt die Änderung des chemischen Potentials durch den erhöhten Druck, der dritte Summand $\Delta\mu(n_G)$ ist die Änderung des chemischen Potentials durch den Fremdstoff. Damit die chemischen Potentiale links und rechts gleich sind, müssen beide Korrekturen zusammen null ergeben, d.h. es muss sein

$$\Delta\mu(n_G) = -\frac{V}{n}(p_2 - p_1)$$

Mit der Gasgleichung $p_G V = R n_G T$ und mit $p_2 = p_1 + p_G$ wird daher

$$\Delta\mu(n_G) = -\frac{V R n_G T}{n V}$$

Nun ist n_G/n gleich dem Molenbruch x , und wir erhalten

$$\Delta\mu(n_G) = -xRT$$

Die Formel sagt uns, dass das chemische Potential des Wassers im Rhein höher ist als das des Wassers in der Nordsee. Man könnte also an der Rheinmündung ein Kraftwerk betreiben, in dem das Rheinwasser auf das niedrige Nordseepotential heruntergelassen, und dafür elektrische Ladung auf hohes elektrisches Potential hinaufgepumpt wird.

6.2 Die Entropie von Feststoffen

Es ist zweckmäßig, einen Festkörper in Gedanken in Teilsysteme zu zerlegen: Gittersystem, Elektronensystem, Spinsystem... Jedes dieser Teilsysteme trägt im Allgemeinen zur Entropie bei. Für viele Zwecke kann man diese Systeme einzeln betrachten. Manchmal ist eines dieser Systeme „gar nicht vorhanden“: Seine StoffmengenvARIABLE hat den Wert null. Mit Elektronensystem sind die so genannten freien Elektronen gemeint. Ein elektrischer Nichtleiter hat also in diesem Sinn kein Elektronensystem.

Wir betrachten zunächst das Gittersystem (das Wort kommt daher, dass die Atome oder Ionen von Feststoffen ein Kristallgitter bilden). Die Erfahrung zeigt, dass die molare Wärmekapazität für aller *Feststoffe* bei niedrigen Temperaturen dem Debyeschen Gesetz folgt, Abb. 6.2:

$$c = \frac{12}{5} \pi^4 R \left(\frac{T}{T_D} \right)^3 \quad \text{für } T \ll T_D$$

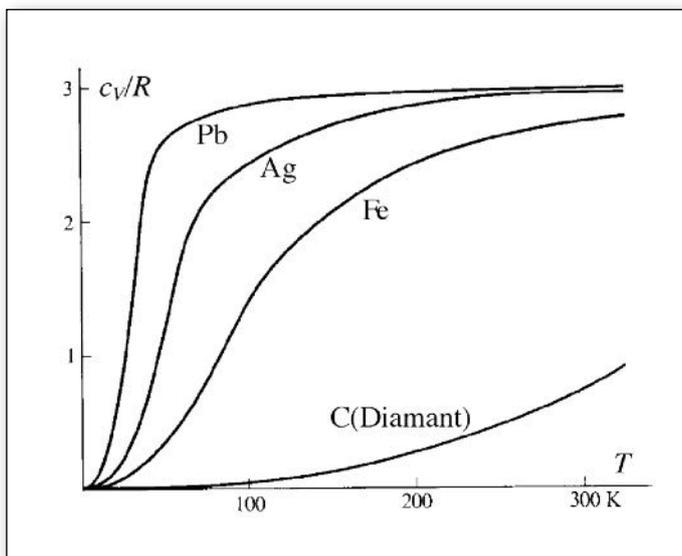


Abb. 6.2

Spezifische Wärmekapazität als Funktion der Temperatur für einige feste Stoffe

Mit

$$c = \frac{d\hat{E}}{dT} = T \frac{d\hat{S}}{dT}$$

ist

$$\hat{S} = \int_0^T \frac{c}{T} dT = \frac{12}{5} \pi^4 \frac{R}{T_D^3} \int_0^T T^2 dT = \frac{12}{5} \pi^4 \frac{R}{3} \left(\frac{T}{T_D} \right)^3 = \frac{c}{3}$$

Auch die molare Entropie geht also mit der 3. Potenz von T , Abb. 6.3.

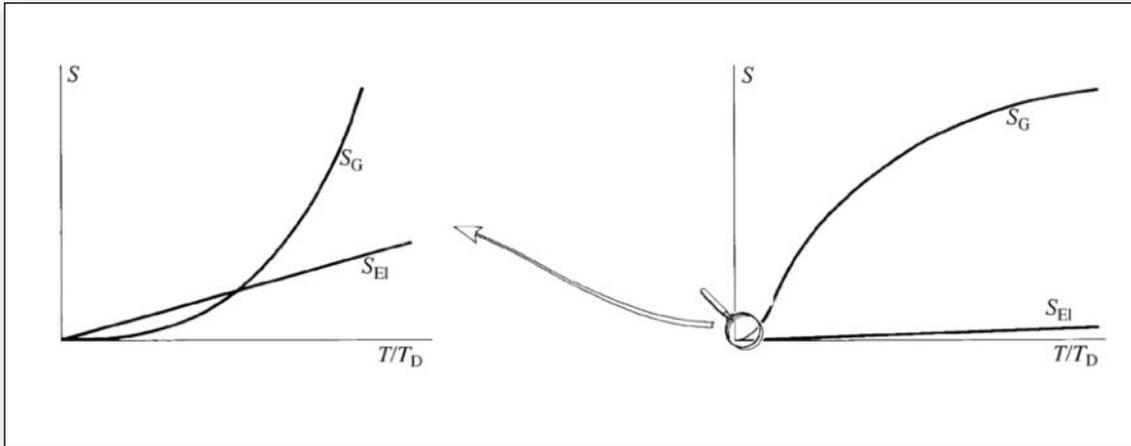


Abb. 6.3

Entropie des Elektronen- und des Gittersystems als Funktion der Temperatur für Feststoffe

Der spezielle Stoff wird also allein durch T_D , die *Debye-Temperatur*, charakterisiert. In Tabelle 6.1 sind einige TD-Werte aufgelistet.

Stoff	T_D (K)
Pb	88
Ag	215
Cu	315
Fe	453
KBr	177
NaCl	287
Ge	360
Diamant	1860

Tabelle 6.1

Debye-Temperaturen

Die Erfahrung zeigt außerdem, dass c auch für hohe Temperaturen ein einfaches Verhalten zeigt: Für Kristalle, die aus einer einzigen Atomsorte bestehen, geht c asymptotisch gegen $3R$, Abb. 6.2:

$$c = 3R \quad \text{für} \quad T \gg T_D.$$

Dies ist das *Dulong-Petitsche Gesetz*.

Von der Entropie des Elektronensystems merkt man nur etwas bei sehr tiefen Temperaturen (falls der Stoff überhaupt freie Elektronen hat, also falls er ein Metall ist). Sie verläuft proportional zu T , und die molare Entropie ist daher mit c identisch:

$$\hat{S} = c \propto T$$

7. Phasenübergänge

7.1 Phasen

Das Wort Phase hat eine ähnliche Bedeutung wie das Wort Stoff. Da man aber nicht gern sagt, Eis und flüssiges Wasser seien verschiedene Stoffe, spricht man hier lieber von verschiedenen Phasen. Von zwei verschiedenen Phasen spricht man nicht, wenn man z. B. einmal flüssiges Wasser bei 10 °C und daneben flüssiges Wasser von 20 °C vorliegen hat.

Um von einer Phase zu einer anderen zu gelangen, müssen die Werte irgendwelcher Variablen unetwige Veränderungen erfahren: beim Übergang flüssiges Wasser → gasförmiges Wasser z.B. machen die Größen molare Entropie und molares Volumen einen Sprung. Man nehme aber diese Definition nicht zu ernst: Man kann den Sprung in dem zitierten Beispiel dadurch vermeiden, dass man außen um den so genannten *kritischen Punkt* herumläuft.

Die bekanntesten Phasen sind die feste, die flüssige und die gasförmige Phase, in denen viele Stoffe auftreten können. Daneben treten aber besonders Feststoffe noch in unzähligen anderen Phasen auf: verschiedene Kristallmodifikationen; Phasen, in denen ein Teil des Kristallgitters (eine Ionensorte) fest, eine andere flüssig ist; Phasen, die durch verschiedene Ordnungszustände der atomaren magnetischen oder elektrischen Momente charakterisiert sind; Phasen des Elektronensystems (Normal- und Supraleitung) und noch viele andere.

7.2 Phasenübergänge

Phasenübergänge sind Reaktionen. Kann die Reaktion ungehemmt ablaufen, so herrscht während des Phasenübergangs von Phase I in Phase II chemisches Gleichgewicht, es ist

$$\mu_I(p, T) = \mu_{II}(p, T)$$

Diese Gleichung definiert einen Zusammenhang zwischen Druck und Temperatur $p = p(T)$. Stellt man die Funktion in einem p - T -Koordinatensystem dar, so spricht man von einem Zustands- oder Phasendiagramm. Für p - T -Wertepaare, die auf der *Koexistenzkurve* $p(T)$ liegen, existieren beide Phasen nebeneinander. Außerhalb der Kurve ist nur eine einzige Phase stabil. Die $p(T)$ -Kurve, die die gasförmige von der flüssigen Phase trennt, heißt die *Dampfdruckkurve* des Stoffes. Der Druck $p(T)$ heißt der *Dampfdruck* der Flüssigkeit bei der Temperatur T . Die Dampfdruckkurve endet im *kritischen Punkt* (bei $T = T_{kr}$ und $p = p_{kr}$). Die Abbildungen 7.1 und 7.2 zeigen das Phasendiagramm von Wasser in zwei verschiedenen Maßstäben.

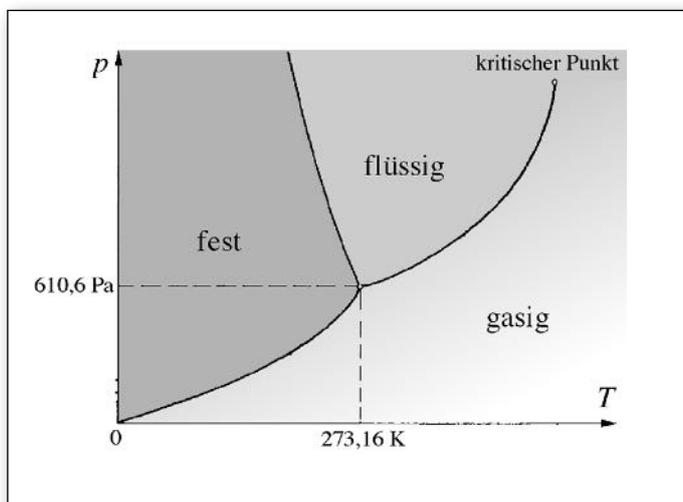


Abb. 7.1

Phasendiagramm von Wasser

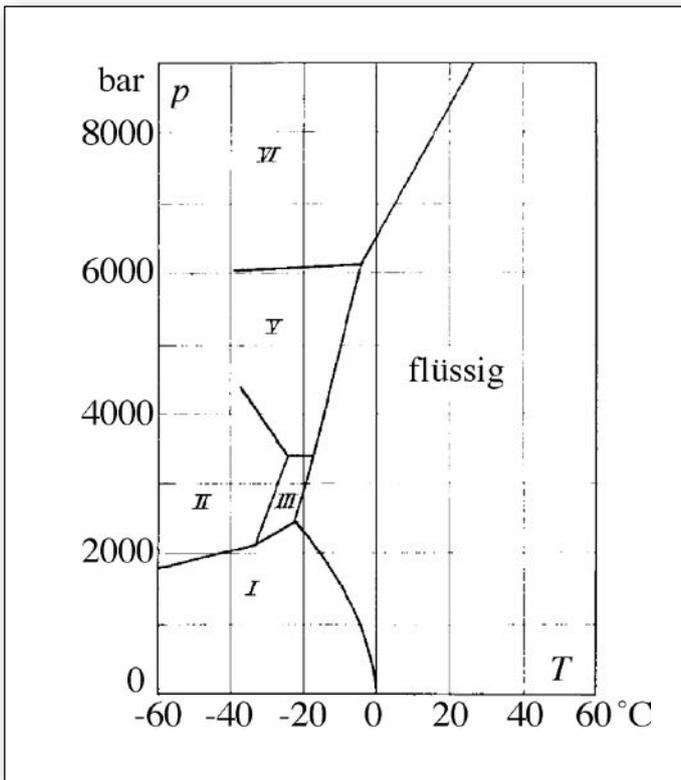


Abb. 7.2
Phasendiagramm von Wasser

In Abb. 7.3 ist das Phasendiagramm von Schwefel dargestellt.

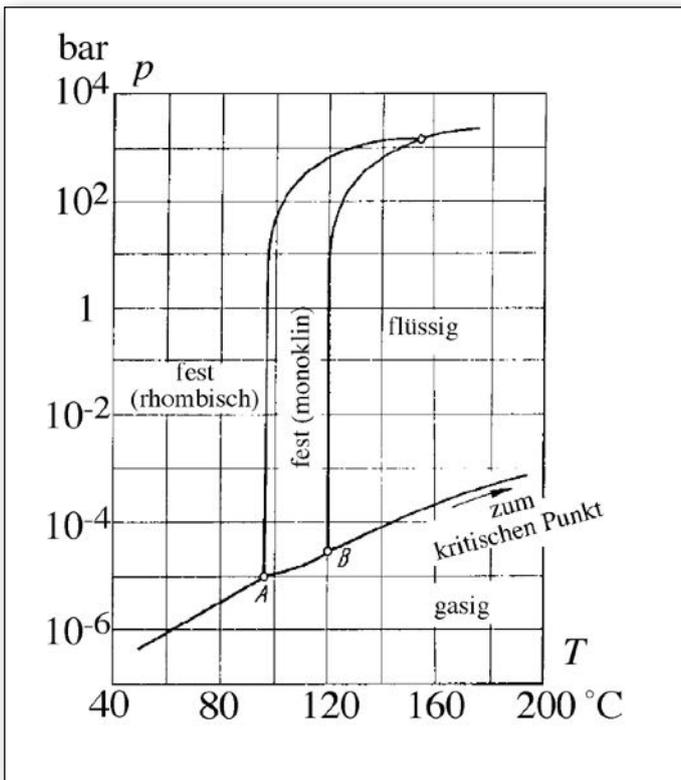


Abb. 7.3
Phasendiagramm von Schwefel

In *Tripelpunkten* haben die chemischen Potentiale von drei Phasen denselben Wert. Dies ist eine Bedingung, die p und T festlegt. Man kann also, wenn man einen Stoff in den Zustand bringt, in dem drei Phasen koexistieren, eine bestimmte Temperatur einstellen: einen Fixpunkt der Temperatur. Die Einheit der Temperatur hat man über den Tripelpunkt des Wassers definiert (siehe Abschnitt 2.4).

ϑ (°C)	p_D (Pa)
0	613
20	2333
40	7373
60	$19,92 \cdot 10^3$
80	$47,3 \cdot 10^3$
100	$101,3 \cdot 10^3$
150	$4,76 \cdot 10^5$
300	$8,59 \cdot 10^6$
350	$1,65 \cdot 10^7$

Tabelle 7.1
Dampfdruck von Wasser

Tabelle 7.1 gibt Dampfdruckwerte des Wassers bei verschiedenen Temperaturen wieder. In Tabelle 7.2 sind die Dampfdruckwerte einiger Stoffe bei 20 °C aufgeführt.

Stoff	p_D (Pa)
Ethanol	$5,88 \cdot 10^3$
Methanol	$1,25 \cdot 10^4$
Benzol	$1,00 \cdot 10^4$
Quecksilber	0,16

Tabelle 7.2
Dampfdruck einiger Stoffe bei 20 °C

Ob ein Stoff bei einer bestimmten Temperatur normal- oder supraleitend ist, hängt vom Magnetfeld ab. Abb. 7.4 zeigt das H - T -Phasendiagramm von Blei.

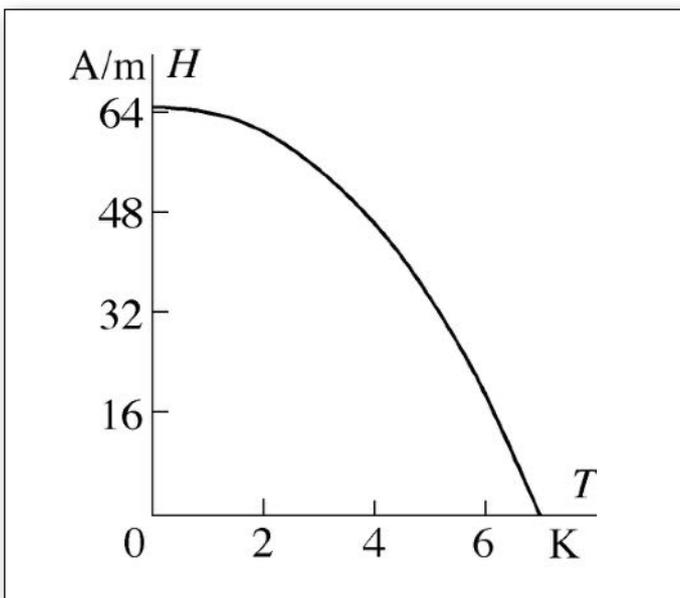


Abb. 7.4
 H - T -Phasendiagramm von Blei

7.3 ξ - X -Diagramme

Um besser zu durchschauen, wie sich bei einem Phasenübergang die verschiedenen Variablen ändern, betrachten wir Phasenübergänge gasförmig-flüssig in verschiedenen Darstellungen.

Zunächst vermindern wir das Volumen des Gases bei fester Temperatur, Abb. 7.5.

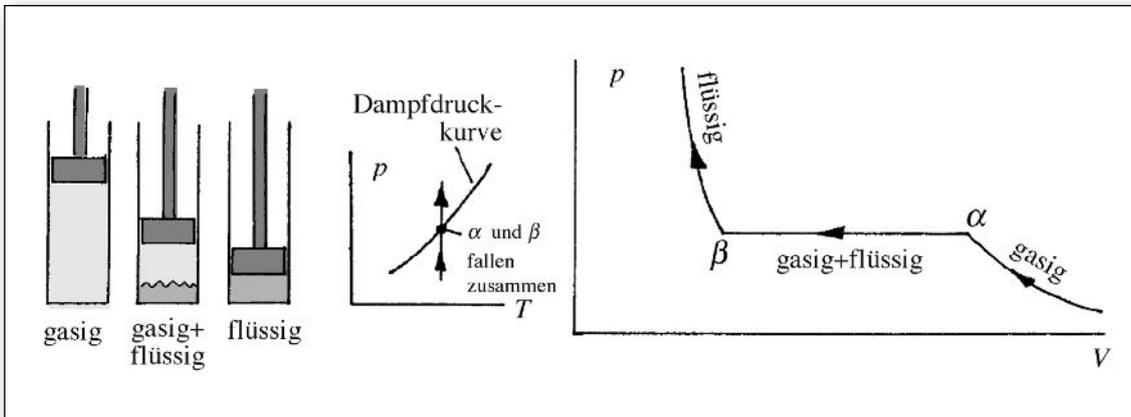


Abb. 7.5

Phasenübergang bei konstanter Temperatur

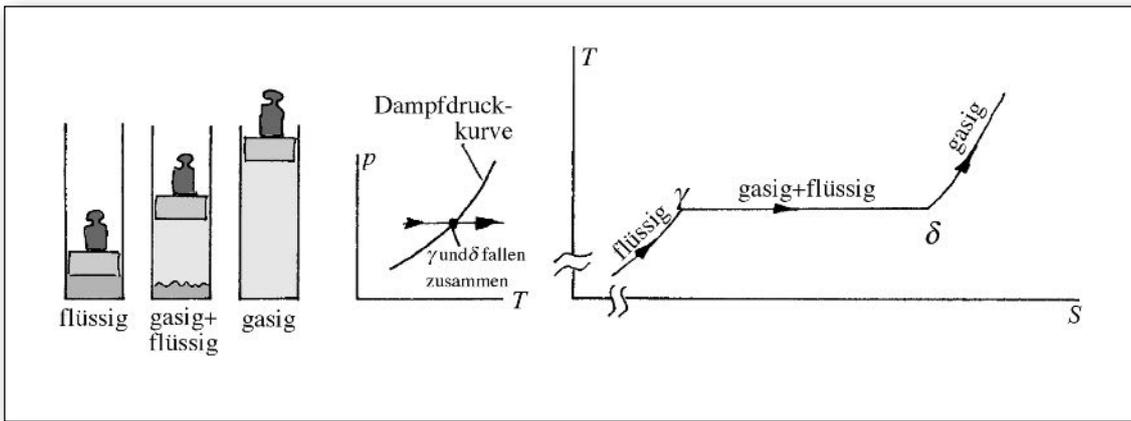
Dabei erhöht sich zunächst der Druck, siehe den Weg im p - T -Diagramm. Sobald dieser Weg die Dampfdruckkurve erreicht, beginnt die Verflüssigung. Wir befinden uns im p - V -Diagramm im Punkt α . Der Druck ändert sich nun trotz Volumenverminderung nicht mehr. Die Verflüssigung schreitet fort bis im Punkt β der ganze Stoff flüssig ist. Eine weitere Volumenverminderung ist von einem starken Druckanstieg begleitet. Im p - T -Diagramm verlassen wir die Dampfdruckkurve. Beim Übergang flüssig \rightarrow gasförmig ändert sich das molare Volumen um einen endlichen Betrag. Dieser ist für den Stoff charakteristisch, hängt aber von der Temperatur ab. In Tabelle 7.3 ist das molare Volumen von flüssigem Wasser (Index F) und von Wasserdampf (Index D) für verschiedene Temperaturen aufgelistet.

T (K)	\hat{V}_F (m^3/mol)	\hat{V}_D (m^3/mol)	$\Delta\hat{S}_{F\rightarrow D}$ (Ct/mol)
312	$1,81 \cdot 10^{-5}$	$3,7 \cdot 10^{-1}$	166
423	$1,97 \cdot 10^{-5}$	$6,85 \cdot 10^{-3}$	79
535	$2,30 \cdot 10^{-5}$	$7,4 \cdot 10^{-4}$	39
647 (= T_{kr}/K)	$5,66 \cdot 10^{-5}$	$5,66 \cdot 10^{-5}$	0

Tabelle 7.3

Molares Volumen von flüssigem Wasser und Wasserdampf, sowie die Änderung der molaren Entropie des Wassers beim Phasenübergang

Wir führen nun der Flüssigkeit bei festem Druck Entropie zu, Abb. 7.6.

**Abb. 7.6**

Phasenübergang bei konstantem Druck

Dabei erhöht sich zunächst die Temperatur, siehe den Weg im p - T -Diagramm. Sobald dieser Weg die Dampfdruckkurve erreicht, beginnt die Verdampfung. Im T - S -Diagramm befinden wir uns im Punkt γ . Die Temperatur ändert sich nun trotz Entropiezufuhr nicht mehr. Die Verdampfung schreitet fort, bis im Punkt δ der ganze Stoff gasförmig ist. Eine weitere Entropiezufuhr ist wieder von einer Temperaturerhöhung begleitet; wir verlassen die Dampfdruckkurve im p - T -Diagramm. Beim Übergang flüssig \rightarrow gasförmig ändert sich die molare Entropie um einen endlichen Betrag. Dieser ist für den Stoff charakteristisch, hängt aber noch von der Temperatur ab. Tabelle 7.3 enthält in der 4. Spalte diese Änderung der molaren Entropie von Wasser bei verschiedenen Temperaturen.

$T\Delta\hat{S}$ nennt man die molare Verdampfungswärme.

7.4 Die Clausius-Clapeyron-Gleichung

Der Verlauf der Koexistenz-Kurve $p(T)$ zwischen den Phasen I und II steht in einfachem Zusammenhang mit den Werten von $\hat{S}_I - \hat{S}_{II}$ und $\hat{V}_I - \hat{V}_{II}$ bei der Temperatur T . Auf der Koexistenz-Kurve ist $\mu_I = \mu_{II}$, also gilt dort

$$\frac{d(\mu_I - \mu_{II})}{dT} = 0$$

und damit

$$\frac{\partial\mu_I(p,T)}{\partial T} + \frac{\partial\mu_I(p,T)}{\partial p} \cdot \frac{dp}{dT} - \frac{\partial\mu_{II}(p,T)}{\partial T} - \frac{\partial\mu_{II}(p,T)}{\partial p} \cdot \frac{dp}{dT} = 0$$

Mit den Maxwellbeziehungen (4.5b) und (4.5c) wird

$$-\hat{S}_I(p,T) + \hat{S}_{II}(p,T) + [\hat{V}_I(p,T) - \hat{V}_{II}(p,T)] \cdot \frac{dp}{dT} = 0$$

also

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta\hat{S}(T)}{\Delta\hat{V}(T)} \quad \text{Clausius-Clapeyron-Gleichung}$$

Beim Verdampfen nehmen die molare Entropie und das molare Volumen zu, d.h. Zähler und Nenner auf der rechten Seite der Clausius-Clapeyron-Gleichung haben dasselbe Vorzeichen. Also ist dp/dT positiv; mit zunehmendem Druck steigt die Siedetemperatur. Dasselbe gilt normalerweise auch für das Schmelzen, auch die Schmelzdruckkurve hat eine positive Steigung. Wasser macht hier allerdings eine Ausnahme, denn beim Schmelzen nimmt sein Volumen ab (obwohl die molare Entropie natürlich zunimmt). Die Schmelzdruckkurve hat also eine negative Steigung ("Anomalie des Wassers").

7.5 Verdunsten und Sieden

In einem oben offenen Gefäß befinde sich Wasser. Das chemische Potential des Wasserdampfes μ_D ist direkt über der Wasseroberfläche gleich dem des flüssigen Wassers μ_F unterhalb der Wasseroberfläche. Der Partialdruck des Wasserdampfes ist gleich dem Dampfdruck p_D , Abb. 7.7. Weiter oben werden im Allgemeinen Partialdruck und chemisches Potential geringer. Es herrscht eine chemische Spannung, und daher diffundiert gasförmiges Wasser aus der Oberflächenregion weg. Damit dort das chemische Potential auf dem Gleichgewichtswert bleibt, muss Wasser aus dem flüssigen in den gasförmigen Zustand übergehen: Es *verdunstet*.

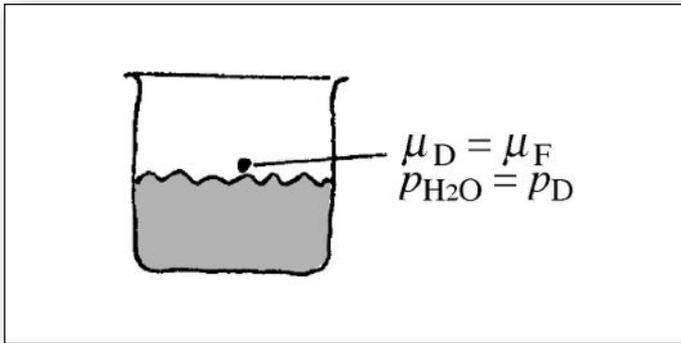
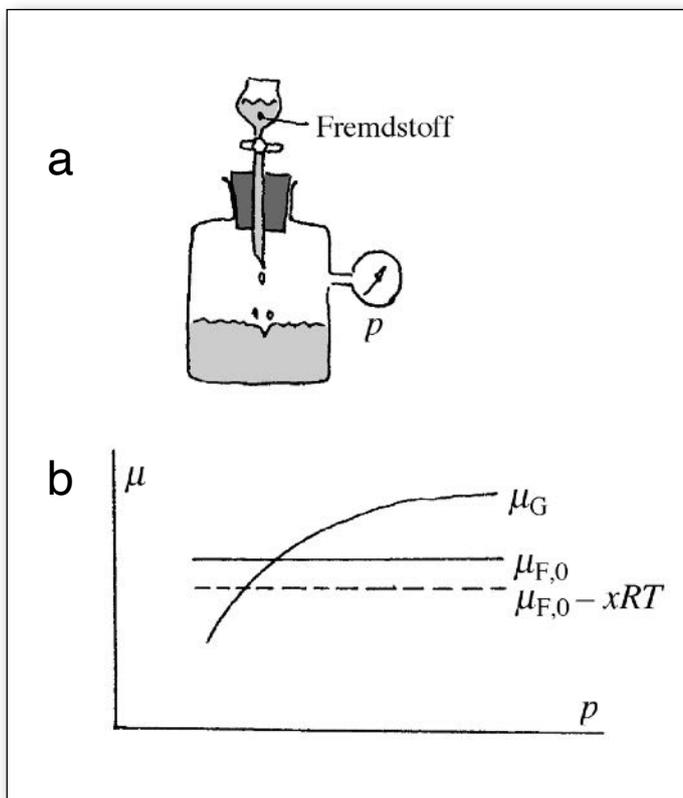


Abb. 7.7

Das chemische Potential des Wasserdampfes unmittelbar über der Wasseroberfläche ist gleich dem des flüssigen Wassers.

Der Partialdruck des Wassers über der Flüssigkeitsoberfläche wächst mit zunehmender Temperatur. Erreicht er den Wert des Luftdrucks, so wird der Partialdruck der „Restluft“, d.h. der Partialdruck der „Nichtwasseranteile“ der Luft, also im Wesentlichen des Sauerstoffs und des Stickstoffs, null. Der Wasserdampf braucht von jetzt ab nicht mehr durch die Restluft hindurchzudiffundieren, er drückt sie weg und strömt ungehindert nach oben weg. Der Widerstand gegen die Ausbreitung nimmt sehr stark ab, die Ausbreitung ist praktisch ungehemmt. Das Verdampfen geht so schnell weiter wie es der Entropienachlieferung entspricht. Man sagt, das Wasser *siedet*.



Wird das Wasser, wie gewöhnlich auf dem Herd, von unten erhitzt, so muss der Dampf von unten durch die Flüssigkeit hindurchgelangen, er muss Blasen bilden. Damit das möglich ist, muss die Temperatur so weit steigen, bis der Dampfdruck gleich dem Druck im Wasser am Boden des Gefäßes wird.

Wir betrachten eine Flüssigkeit, die sich zusammen mit ihrem Dampf in einem geschlossenen Gefäß befindet, Abb. 7.8a.

Beide haben dasselbe chemische Potential. Abb. 7.8b zeigt die $\mu(p)$ -Kurven (bei fester Temperatur). Löst man nun in der Flüssigkeit einen Fremdstoff, so sinkt das chemische Potential der Flüssigkeit (Vergl. Abschnitt 6.1) um $\Delta\mu = -xRT$ (x = Molenbruch des Gelösten). Gas und Flüssigkeit kommen aus dem chemischen Gleichgewicht. Es wird nun

Abb. 7.8

(a) Wird in einer Flüssigkeit ein Fremdstoff gelöst, so nimmt das chemische Potential der Flüssigkeit ab.
(b) μ - p -Diagramm

solange Gas kondensieren, bis das chemische Potential des Gases auf den Wert der Flüssigkeit abgesunken ist. Der Dampfdruck der Flüssigkeit hat sich also durch Zugabe des Fremdstoffs erniedrigt. Aus diesem Grund steigt auch der Siedepunkt einer Flüssigkeit bei Zugabe eines Fremdstoffs; und aus dem gleichen Grund sinkt der Schmelzpunkt, wenn man in eine Flüssigkeit einen Fremdstoff tut, etwa Salz in Wasser.

7.6 Lösungen

Auch der so genannte Bodenkörper und das Gelöste bilden zwei Phasen, zwischen denen ein Übergang stattfinden kann, Abb. 7.9a. Auch hier kommt der Übergang zum Stillstand, wenn die chemischen Potentiale gleich sind, wenn also

$$\mu_{\text{Bodenkörper}} = \mu_{\text{Gelöstes}}$$

ist. Ein ähnliches System bilden zwei nicht mischbare Flüssigkeiten A und B, Abb. 7.9b.

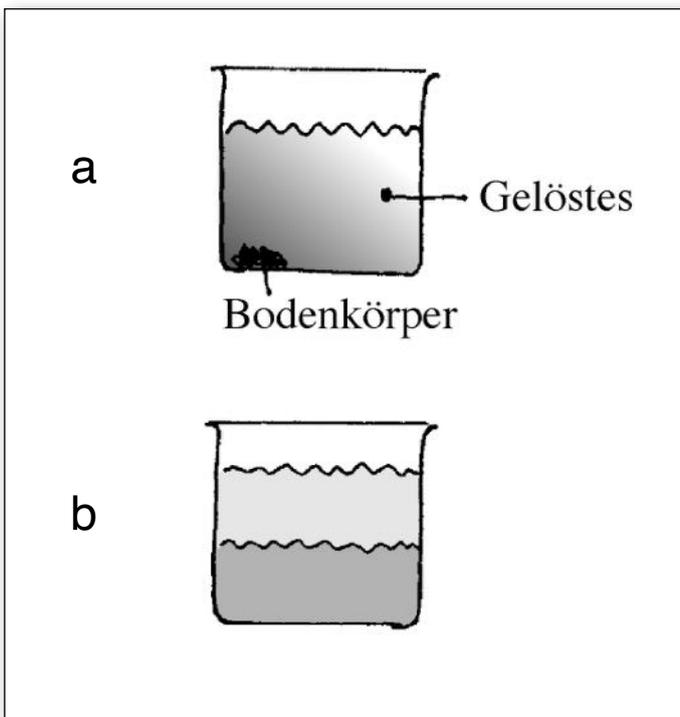


Abb. 7.9

(a) Bodenkörper und Gelöstes streben dem chemischen Gleichgewicht zu.

(b) Zwei nicht mischbare Flüssigkeiten. Die flüssige Phase des einen Stoffs stellt das Vakuum für die gasförmige Phase des anderen Stoffs dar.

Nicht mischbar heißt keineswegs, dass in der Flüssigkeit A nichts von Stoff B, und dass in Flüssigkeit B nichts von Stoff A enthalten ist. In A ist eine geringe Menge B gelöst, und in B eine geringe Menge A. Das in A gelöste B ist die „Gasphase“ des flüssigen B und das in B gelöste A ist die „Gasphase“ des flüssigen A.

Die Flüssigkeit X stellt jeweils das „Vakuum“ für das Gas des Stoffs Y dar. Der osmotische Druck ist hier ein „Dampfdruck“. Auch hier gibt es eine kritische Temperatur T_{kr} . Oberhalb von T_{kr} sind die beiden Phasen jedes Stoffs nicht mehr voneinander zu unterscheiden; die beiden Stoffe werden mischbar.

8. Strömungen

8.1 Rohrströmungen

Wir betrachten Rohrströmungen mit folgenden Eigenschaften: Alle partiellen Ableitungen nach t verschwinden, d.h. die Strömung ist *stationär*. Die Strömungsgeschwindigkeit ist über dem ganzen Rohrquerschnitt dieselbe. Der Rohrquerschnitt sei veränderlich, so dass sich die Strömungsgeschwindigkeit in Richtung der Rohrachse von Ort zu Ort ändern kann. Außerdem soll keine innere Reibung und keine Reibung mit der Rohrwand stattfinden. Für die Behandlung von Strömungen braucht man drei Arten von Zusammenhängen:

1. Die Bilanzgleichungen für die mengenartigen Größen E , S , n und m . In dem hier betrachteten Spezialfall stationärer Strömungen ist der Term dX/dt in den Bilanzgleichungen

$$\frac{dX}{dt} = I_X + \Sigma_X$$

immer gleich null.

2. Die Gibbsche Fundamentalform

Neben den Bilanzgleichungen der einzelnen mengenartigen Größen braucht man noch die Verknüpfungen zwischen den Strömen der mengenartigen Größen, die aus der Gibbschen Fundamentalform folgen:

$$P = T I_S + \mu I_n + \frac{v^2}{2} I_m \quad (8.1)$$

Die ersten beiden Terme auf der rechten Seite der Gleichung kennen wir von früher. Der dritte Term ist der Strom der kinetischen Energie. Der Strom I_m ist der Strom der trägen Masse. Wir werden später noch einen Summanden hinzunehmen, in dem der Strom der schweren Masse auftritt. Der Vorfaktor $v^2/2$ von I_m spielt wie T und μ die Rolle eines Potentials, oder einer Antriebsgröße. Man könnte für ihn einen eigenen Namen, etwa Trägheitspotential, und ein eigenes Symbol einführen – was wir allerdings nicht tun werden.

Häufig ist bei einer Strömung P längs des ganzen Weges konstant, die einzelnen Beiträge in (8.1) ändern sich aber an Stellen, an denen sich der Rohrquerschnitt ändert, Abb. 8.1. Das kann man auch so ausdrücken: Die Beladung eines Energieträgers ändert sich auf Kosten der Beladung eines anderen. Die Energie wird innerhalb der Strömung von einem Träger auf einen anderen umgeladen.

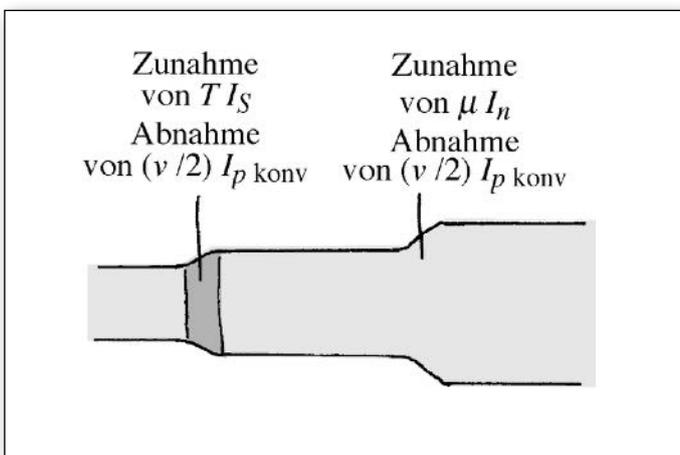


Abb. 8.1

Die Energiestromstärke ist an jedem Rohrquerschnitt dieselbe. Die Verteilung des Energiestroms auf die verschiedenen Energieträger ist aber unterschiedlich.

Mit

$$I_S = \hat{S} \cdot I_n$$

und

$$I_m = \hat{m} \cdot I_n$$

lässt sich Gleichung (8.1) so schreiben:

$$P = \left(T\hat{S} + \mu + \frac{v^2}{2}\hat{m} \right) I_n \quad (8.2)$$

3. Schließlich muss man noch die den individuellen strömenden Stoff (ideales Gas, inkompressible Flüssigkeit, etc.) charakterisierenden Beziehungen angeben.

8.2 Strömungen ohne Energiefluss durch die Rohrwand

Für Strömungen ohne Energiefluss durch die Rohrwand gilt ein einfaches Gesetz:

$$\hat{E} + p\hat{V} = \text{const}$$

Zum Beweis stellen wir uns vor, die Strömung komme zustande wie es Abb. 8.2 zeigt: durch zwei sich bewegende Kolben. Damit setzen wir voraus, dass in Strömungsrichtung keine Diffusion und keine Wärmeleitung stattfindet.

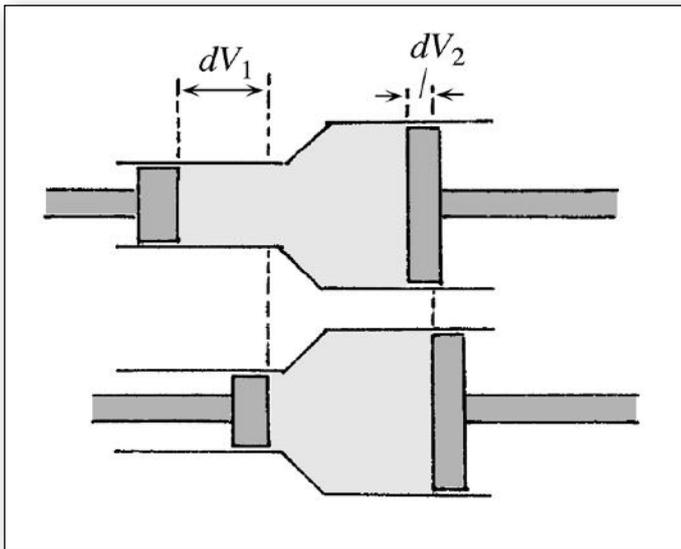


Abb. 8.2

Man kann sich vorstellen, dass die Energieänderung im Gebiet zwischen den beiden Kolben dadurch zustande kommt, dass die Energie im Volumenelement dV_1 verschwindet und die Energie im Volumenelement dV_2 auftaucht.

Für die Energieänderung dE des Systems zwischen den beiden Kolben gilt

$$dE = -p_1 dV_1 - p_2 dV_2$$

Man kann sich vorstellen, dass die Energieänderung dE dadurch zustande gekommen ist, dass die ganze im Volumen dV_1 enthaltene Energie dE_1 verschwindet und die ganze in dV_2 enthaltene Energie dE_2 hinzukommt, so dass

$$dE = dE_1 + dE_2 = -p_1 dV_1 - p_2 dV_2$$

wird oder

$$d(E_1 + p_1 V_1) + d(E_2 + p_2 V_2) = 0$$

Verfolgt man eine bestimmte Gasmenge auf ihrem Weg von links nach rechts, so ist also für dieses System

$$E + pV = \text{const}$$

oder pro Menge geschrieben

$$\hat{E} + p\hat{V} = \text{const}$$

Dies ist eine für Strömungen wichtige Regel: Wenn die Energiestromstärke in einer Strömung von einem Rohrquerschnitt zum anderen konstant ist, wenn also keine Energie „seitlich herausgeholt oder hineingesteckt“ wird, so hat der Ausdruck $E + pV$ bei beiden Rohrquerschnitten denselben Wert.

Wir haben früher Prozesse betrachtet, bei denen der Wert einer Variable konstant ist, z.B. isotherme Prozesse ($T = \text{const}$), isentrope Prozesse ($S = \text{const}$), isoenergetische Prozesse ($E = \text{const}$). Wir haben hier einen Prozess vor uns, bei dem eine bestimmte Kombination von Variablen konstant ist, nämlich $E + pV$. Zur Vereinfachung der Gleichungen geben wir dieser Variablenkombination ein eigenes Symbol:

$$E + pV = H$$

und

$$\hat{E} + p\hat{V} = \hat{H}$$

Wir erinnern uns, dass diese Bildung auch *Enthalpie* genannt wird, und dass sie Gibbsfunktion ist, wenn sie als Funktion der Variablen S , p und n geschrieben wird.

8.3 Strömung eines idealen Gases ohne Energiefluss durch die Rohrwand

Wir setzen in Gleichung (8.2) ein

$$\begin{aligned}\hat{S}(T, p) &= R \ln \frac{p_0}{p} + c_p \ln \frac{T}{T_0} + \hat{S}(T_0, p_0) \\ \mu(T, p) &= RT \ln \frac{p}{p_0} - c_p T \ln \frac{T}{T_0} - T \hat{S}(T_0, p_0) + c_p (T - T_0) \\ &\quad + T_0 \hat{S}(T_0, p_0) + \mu(T_0, p_0)\end{aligned}$$

und erhalten

$$P = \left[c_p (T - T_0) + T_0 \hat{S}(T_0, p_0) + \mu(T_0, p_0) + \frac{v^2}{2} \hat{m} \right] I_n \quad (8.3)$$

Mit $P = \text{const}$ und $I_n = \text{const}$ folgt daraus

$$c_p (T - T_0) + T_0 \hat{S}(T_0, p_0) + \mu(T_0, p_0) + \frac{v^2}{2} \hat{m} = \text{const}$$

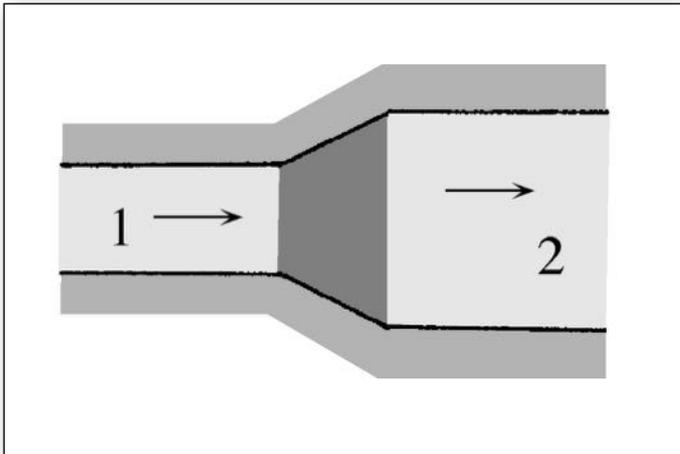
Hier und im Folgenden heißt „const“ „hat denselben Wert an jedem Rohrquerschnitt“. Wir nennen nun diejenige Temperatur, bei der das Gas die Geschwindigkeit $v = 0$ hat T_0 („Kesselzustand“) und erhalten

$$c_p T + \frac{v^2}{2} \hat{m} = c_p T_0 \quad (8.4)$$

Je schneller das Gas strömt, desto niedriger ist also seine Temperatur.

Wir betrachten eine Anwendung dieser Beziehung, Abb. 8.3.

Ein ideales Gas strömt durch eine so genannte Drossel: einen Strömungswiderstand, durch den es hindurchfließt, ohne beschleunigt zu werden, ohne also dahinter einen Strahl oder Wirbel zu bilden. Der Widerstand sei gegen die äußere Umgebung thermisch isoliert, so dass er der Gasströmung keine Energie entziehen kann.

**Abb. 8.3**

Ein ideales Gas strömt durch eine Drossel, ohne beschleunigt zu werden.

In der Drossel entspannt sich das Gas: Sein Druck und seine Dichte nehmen ab. Damit $v_1 = v_2$ ist, muss sich in der Drossel der Rohr-querschnitt etwas vergrößern. Mit der vorigen Gleichung ergibt sich

$$c_p(T_1 - T_0) = c_p(T_2 - T_0)$$

also

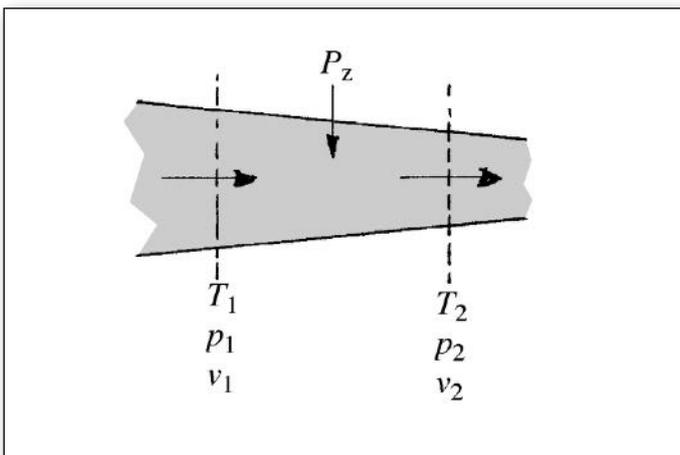
$$T_1 = T_2$$

Mit der Gasgleichung folgt daraus, dass der Druck um denselben Faktor abnimmt, um den das molare Volumen zunimmt.

8.4 Isotherme Strömung des idealen Gases

Die Bilanzgleichung der Energie ist, Abb. 8.4:

$$P_2 = P_1 + P_z$$

**Abb. 8.4**

Zur Energiebilanz einer isothermen Strömung

Mit (8.3) und mit $T_1 = T_2$ ergibt sich

$$\frac{v_2^2}{2} \hat{m} \cdot I_n = \frac{v_1^2}{2} \hat{m} \cdot I_n + T \cdot I_{S,z}$$

Hier ist $I_{S,z}$ der zusätzliche Entropiestrom, d.h. der Entropiestrom, der von der Seite zu- oder abfließt, damit T konstant bleibt.

Mit

$$I_{s,z} = \hat{S}_z \cdot I_n$$

und

$$\hat{S}_z = R \ln \frac{p_1}{p_2}$$

(denn $T = \text{const}$) wird

$$\frac{\hat{m}}{2}(v_2^2 - v_1^2) = T \cdot R \cdot \ln \frac{p_1}{p_2}$$

Nehmen wir als Zustand 1 den Kesselzustand, so dass $v_1 = 0$, und nennen $p_1 = p_0$, $v_2 = v$ und $p_2 = p$, so wird

$$v^2 = \frac{2RT}{\hat{m}} \ln \frac{p_0}{p}$$

Je schneller das Gas strömt, desto niedriger ist also sein Druck.

8.5 Ideale Strömungen inkompressibler Flüssigkeiten

Da die Flüssigkeit nicht komprimiert wird (weil es so schwer geht), und da $\partial S(T,p,n)/\partial p \approx 0$ ist, ist eine isentrope Strömung gleichzeitig auch isotherm. Wir betrachten solche isentrop-isothermen Strömungen.

Mit (8.2) wird

$$P = \left(T\hat{S} + \mu + \frac{v^2}{2}\hat{m} \right) I_n = \text{const}$$

und mit

$$\hat{S} = \text{const}$$

erhält man

$$\mu + \frac{v^2}{2}\hat{m} = \text{const}$$

Mit

$$\mu(p) = \hat{V}(p - p_0) + \mu(p_0)$$

(Gleichung (6.1)) ergibt sich

$$\hat{V} \cdot p + \frac{v^2}{2}\hat{m} = \text{const}$$

und mit

$$\rho_m = \frac{\hat{m}}{\hat{V}}$$

wird daraus

$$p + \frac{v^2}{2}\rho_m = \text{const}$$

Die Gleichung sagt uns, dass der Druck um so kleiner ist, je größer die Strömungsgeschwindigkeit ist. An Stellen, an denen ein Rohr weit ist, ist also der Druck höher als an engen Stellen.

8.6 Flüssigkeitsströmungen im Schwerfeld

Wir haben bisher stillschweigend vorausgesetzt, dass kein Gravitationsfeld vorhanden ist. Mit Gravitationsfeld wird aus (8.1)

$$P = Tl_s + \mu l_n + \frac{v^2}{2} l_m + ghl_m$$

und

$$P = (T\hat{S} + \mu + \frac{v^2}{2} \hat{m}_{\text{träge}} + gh\hat{m}_{\text{schwer}}) l_n$$

Das ist zwar der an l_n gekoppelte Energiestrom. Ein Teil davon, nämlich der, der seinen Ursprung im Gravitationsfeld hat, fließt aber nicht an derselben Stelle wie l_n .

Mit

$$\hat{S} = \text{const}$$

$$\mu(p) = \hat{V}(p - p_0) + \mu(p_0)$$

und

$$\rho_m = \frac{\hat{m}}{\hat{V}}$$

sowie mit $P = \text{const}$, $l_n = \text{const}$ und $T = \text{const}$ wird

$$p + \frac{v^2}{2} \rho_m + g \cdot h \cdot \rho_m = \text{const} \quad (8.5)$$

Diese Beziehung heißt *Bernoulli-Gleichung*.

In dem Wasserkraftwerk von Abb. 8.5 wird die Energie auf dem Weg von A nach C zweimal umgeladen: Auf AB nimmt die Beladung von l_n auf Kosten von der von $l_{m, \text{schwer}}$ zu. In der Verengung (Düse) nimmt die Beladung von $l_{m, \text{träge}}$ auf Kosten von der von l_n zu.

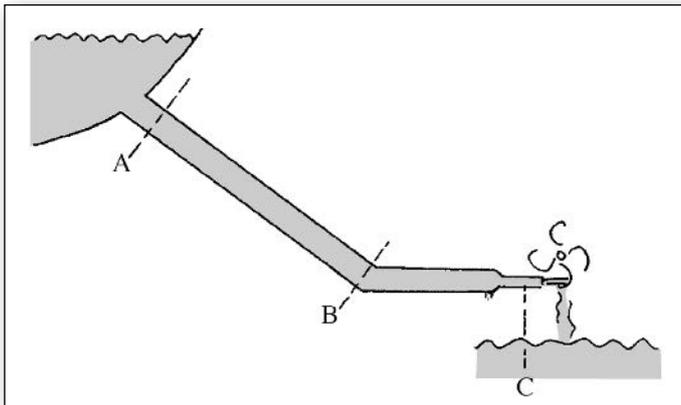


Abb. 8.5

Auf dem Weg AB wird Energie vom Energieträger „schwere Masse“ auf den Energieträger Stoffmenge umgeladen. In der Düse wechselt sie noch einmal den Träger: Sie wird auf den den Träger „träge Masse“ umgeladen.

9. Reale Gase

9.1 Der kritische Punkt

Ein Gas befolgt die Zustandsgleichung $pV = nRT$ nur, so lange wie ρ_n klein und T groß ist.

Abb. 9.1 zeigt die Isothermen von CO_2 im p - V -Diagramm und die Isobaren im T - S -Diagramm für Bedingungen, unter denen CO_2 nicht mehr ideal ist.

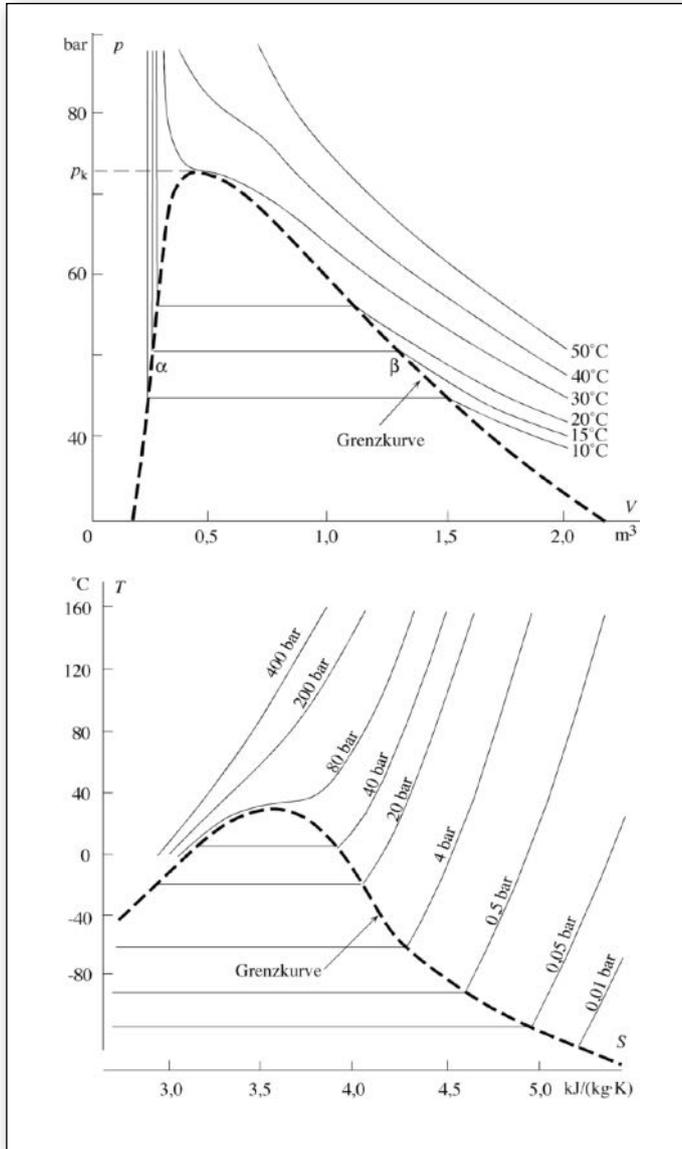


Abb. 9.1

Kohlenstoffdioxid: Isothermen im p - V -Diagramm und Isobaren im T - S -Diagramm

Unterhalb der gestrichelten Grenzkurven existieren Flüssigkeit und Gas gleichzeitig. Bewegt man sich auf einer Isotherme (oberes Teilbild) von rechts nach links, so tritt man in einem Punkt β in dieses Koexistenzgebiet ein. Der Anteil Gas vermindert sich dann immer mehr zugunsten der Flüssigkeit. Im Punkt α ist der Phasenübergang abgeschlossen, der ganze Stoff ist flüssig. Die Isotherme steigt hier steil an, denn die Kompressibilität der Flüssigkeit ist sehr gering. Die zu hohen Temperaturen gehörenden Isothermen durchqueren dieses Gebiet nicht. Bei diesen Temperaturen ist eine Unterscheidung zwischen Gas und Flüssigkeit nicht mehr möglich. Die Temperatur, von der ab ein Phasenübergang existiert, heißt *kritische Temperatur* T_k . Der Druck, bei dem die Isotherme der kritischen Temperatur das Koexistenzgebiet berührt, heißt *kritischer Druck* p_k . Wasserdampf in einem Zustand innerhalb der Grenzkurve heißt Nassdampf.

9.2 Die Van-der-Waals-Gleichung

Ein Gas, für das die Zustandsgleichung des idealen Gases nicht mehr gilt, lässt sich außerhalb der Grenzkurve näherungsweise durch eine etwas kompliziertere Zustandsgleichung beschreiben, die Van-der-Waals-Gleichung:

$$\left(p + \frac{a}{\hat{V}^2}\right) \cdot (\hat{V} - b) = RT$$

a und b sind zwei das individuelle Gas charakterisierende Konstanten. In Abb. 9.2 ist der Verlauf der Isothermen nach der Van-der-Waals-Gleichung eingezeichnet.

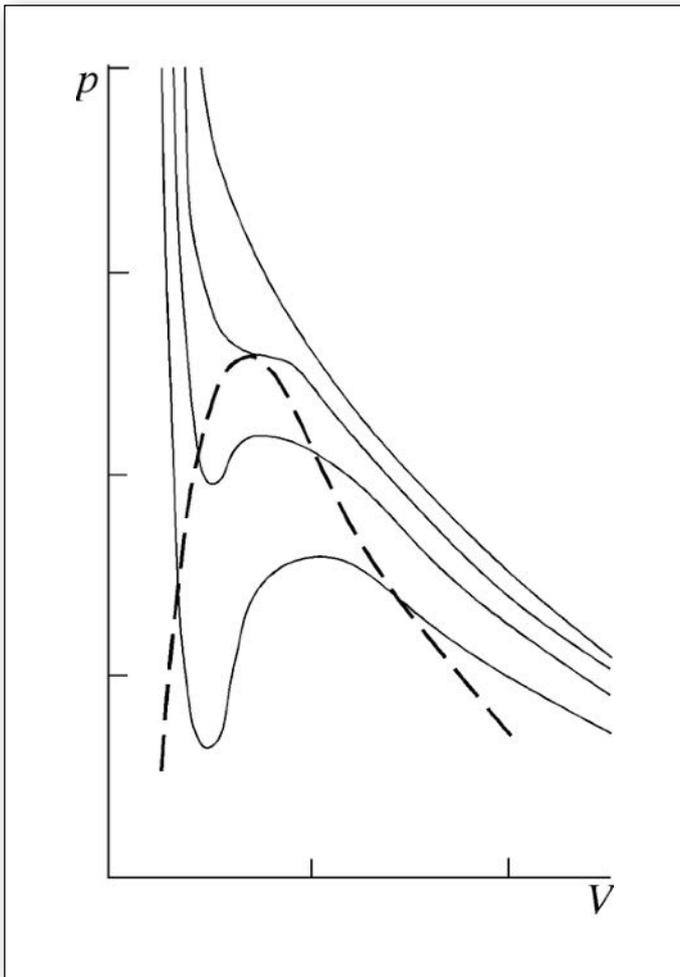


Abb. 9.2

Isothermen nach der Van-der-Waals-Gleichung

9.3 Adiabatische Strömung eines realen Gases

– der Joule-Thomson-Effekt

Wir betrachten die stationäre Strömung eines realen Gases durch ein Rohr mit einem dissipativen Widerstand (Vergleiche Abschnitt 8.3) und fragen nach der Temperaturänderung des Gases. Um den Beschleunigungseffekt, der in Abschnitt 8.3 behandelt wurde, auszuschließen, erweitert sich das Rohr am Widerstand so, dass die Strömungsgeschwindigkeit davor und dahinter dieselbe ist. Wir fragen also danach, welche Änderung dT der Temperatur bei einer gegebenen Druckänderung dp bei $H = \text{const}$ entsteht, d.h. nach

$$\frac{\partial T(\hat{H}, p)}{\partial p}$$

Dazu brauchen wir

$$d\hat{H}(T,p) = \frac{\partial\hat{H}(T,p)}{\partial p} dp + \frac{\partial\hat{H}(T,p)}{\partial T} dT \quad (9.1)$$

Wir gehen aus von

$$d\hat{H} = Td\hat{S} + \hat{V}dp$$

Vergleich mit

$$d\hat{H}(\hat{S},p) = \frac{\partial\hat{H}(\hat{S},p)}{\partial\hat{S}} d\hat{S} + \frac{\partial\hat{H}(\hat{S},p)}{\partial p} dp$$

liefert

$$\frac{\partial\hat{H}(\hat{S},p)}{\partial\hat{S}} = T \quad \frac{\partial\hat{H}(\hat{S},p)}{\partial p} = \hat{V} \quad (9.2)$$

Wir drücken nun die gesuchten Ableitungen in (9.1) durch die bekannten in (9.2) unter Zuhilfenahme der Regeln der Differentialrechnung und einer Maxwellbeziehung aus:

$$\begin{aligned} \frac{\partial\hat{H}(T,p)}{\partial p} &= \dots = \hat{V} + T \frac{\partial\hat{S}(T,p)}{\partial p} = \hat{V} - T \frac{\partial\hat{V}(T,p)}{\partial T} \\ &= \hat{V} - T\hat{V}\alpha = \hat{V}(1 - T\alpha) \\ \frac{\partial\hat{H}(T,p)}{\partial T} &= T \frac{\partial\hat{S}(T,p)}{\partial T} = c_p \end{aligned}$$

Damit wird

$$d\hat{H}(T,p) = \hat{V}(1 - \alpha T)dp + c_p dT$$

Mit

$$d\hat{H}(T,p) = 0$$

folgt daraus die gesuchte Temperaturänderung:

$$\frac{\partial T(\hat{H},p)}{\partial p} = \frac{\hat{V}(\alpha T - 1)}{c_p} \quad (9.3)$$

Für ein ideales Gas ist $\alpha = 1/T$, die Temperaturänderung also, wie schon in Abschnitt 8.3 berechnet, null. Im Allgemeinen ist der Ausdruck (9.3) für ein Gas für hohe Temperaturen negativ, d.h. Entspannung des Gases hat eine Temperaturerhöhung zur Folge. Für niedrige Temperaturen ist (9.3) positiv: Entspannung des Gases ist von einer Temperaturerniedrigung begleitet. Bei der *Inversionstemperatur* $T_i = 1/\alpha$ bleibt die Temperatur unverändert, Tabelle 9.1.

Stoff	T_i (K)
H ₂	224
He	35
O ₂	1041
N ₂	866

Tabelle 9.1

Inversionstemperaturen einiger Stoffe

Wir berechnen die Inversionstemperatur für ein Van-der-Waals-Gas. Es ist

$$T_i = \frac{1}{\alpha} = \frac{1}{\frac{1}{\hat{V}} \frac{\partial \hat{V}(T, p)}{\partial T}} = \hat{V} \frac{\partial T(p, \hat{V})}{\partial \hat{V}} = \frac{\hat{V}}{R} \left[-\frac{2a}{\hat{V}^3} (\hat{V} - b) + p_i + \frac{a}{\hat{V}^2} \right]$$

Wir berechnen p_i aus der Van-der-Waals-Gleichung

$$p_i = \frac{RT_i}{\hat{V} - b} - \frac{a}{\hat{V}^2}$$

und setzen ein:

$$T_i = \frac{\hat{V}}{R} \left[-\frac{2a}{\hat{V}^3} (\hat{V} - b) + \frac{RT_i}{\hat{V} - b} - \frac{a}{\hat{V}^2} + \frac{a}{\hat{V}^2} \right]$$

Es ergibt sich also

$$T_i = \frac{2a(\hat{V} - b)^2}{Rb\hat{V}^2}$$

Für nicht zu hohe Gasdichten ist

$$\hat{V} \gg b$$

und die Inversionstemperatur wird unabhängig vom molaren Volumen:

$$T_i = \frac{2a}{Rb}$$

Die Abkühlung eines sich entspannenden Gases bei $E + pV = \text{const}$ nennt man *Joule-Thomson-Effekt*. Man nützt ihn im Linde-Verfahren zur Luftverflüssigung aus.

10. Kombipotenziale

10.1 Noch einmal Gleichgewichte

Bei der Diskussion der Gleichgewichte in Abschnitt 4.11 waren stets zwei Teilsysteme A und B im Spiel. Wir erinnern uns: Wenn sich zwischen zwei Körpern A und B eine wärmeleitende Verbindung befindet, fließt ein Entropiestrom, und zwar so lange, bis sich die Temperaturen von A und B angeglichen haben. Den Zustand, der dann erreicht ist, hatten wir thermisches Gleichgewicht genannt.

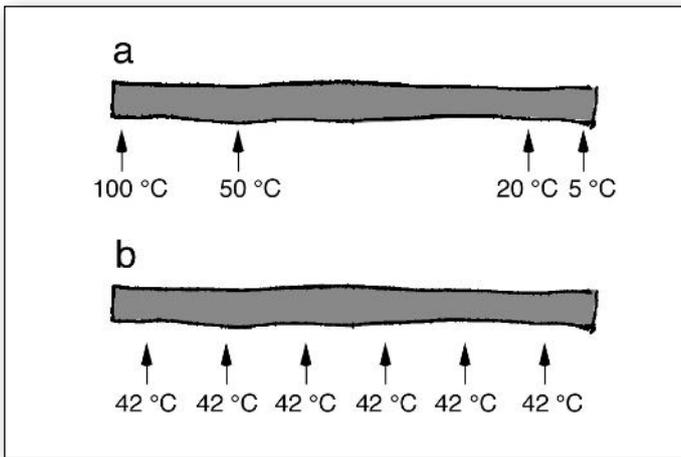
Entsprechend hatten wir definiert, was wir unter elektrischem und chemischem Gleichgewicht verstehen: den Zustand, in dem sich zwei elektrische Potenziale bzw. zwei chemische Potenziale angeglichen haben.

Nun müssen wir uns keineswegs darauf beschränken, dass es nur zwei verschiedene Temperaturwerte, elektrische Potenzialwerte oder chemische Potenzialwerte gibt. Der Stab von Abb. 10.1a habe an jeder Stelle x eine andere Temperatur. Überlassen wir ihn eine Weile sich selbst, so gleichen sich die Temperaturen an. Am Ende sind alle Temperaturwerte untereinander gleich, Abb. 10.1b. Es herrscht thermisches Gleichgewicht zwischen *allen* Teilen des Stabes.

Thermisches Gleichgewicht: $T(x) = \text{const}$

Wir hatten hier angenommen, dass sich die Temperatur nur in x -Richtung ändert. Allgemeiner können wir schreiben:

Thermisches Gleichgewicht: $T(x, y, z) = \text{const}$

**Abb. 10.1**

- (a) Der Stab hat an jeder Stelle x eine andere Temperatur.
 (b) Nach einer Weile ist die Temperatur überall gleich: $T(x) = \text{const.}$

Da uns im Folgenden aber nur Gradienten einer einzigen Richtung beschäftigen, bleiben wir bei dem x .

Entsprechend können wir die Definition des chemischen und des elektrischen Gleichgewichts verallgemeinern:

Chemisches Gleichgewicht: $\mu(x) = \text{const}$

Elektrisches Gleichgewicht: $\phi(x) = \text{const}$

Auch das Schwerepotenzial ψ kann sich ausgleichen, so dass ein Gleichgewicht entsteht. Wir nennen es *Gravitationsgleichgewicht*.

Gravitationsgleichgewicht: $\psi(x) = \text{const}$

10.2 Stoffe und Teilchen – Kopplung zwischen mengenartigen Größen

Kommt es bei einem System nicht auf die Menge an, so spricht man von einem Stoff. 1 g Luft ist derselbe Stoff wie 1 kg Luft. Um einen Stoff zu charakterisieren, kommt es aber sehr wohl auf den Zusammenhang der Werte der mengenartigen Größen untereinander an:

Wasser: $m/n = 18 \text{ g/mol}$.

Freie Elektronen: $m/n = 0,55 \text{ mg/mol}$; $Q/m = 1,76 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$.

Licht: $E/p = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$.

Einige der mengenartigen Größen sind universell quantisiert. Was heißt das? Kann ein System von einer Größe nichts abgeben oder aufnehmen, so ist der Wert der Größe ein ganzzahliges Vielfaches eines Elementarquantums z.B.:

$$Q = k_1 \cdot e \quad e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C} = \text{Elementarladung}$$

$$L = k_2 \cdot \frac{\hbar}{2} \quad \hbar = 1,05 \cdot 10^{-34} \text{ Js} = \text{elementares Drehimpulsquantum} \\ \text{(Planck – Konstante)}$$

$$n = k_3 \cdot \tau \quad \tau = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ mol} = \text{Elementarmenge} \\ \text{(1/Avogadrokonstante)}$$

$k_1, k_2, k_3 = \text{ganze Zahlen}$

Der Quotient $F = e/\tau = 0,965 \cdot 10^5 \text{ C/mol}$ heißt Faraday-Konstante.

Ein System, bei dem die Stoffmenge den Wert $n = 1\tau$ hat, nennt man ein *Teilchen*. Unter bestimmten Umständen darf man sich darunter ein kleines lokalisierbares Individuum vorstellen; oft versagt aber diese Vorstellung.

Das Teilchen Elektron zum Beispiel ist ein System mit

$$n = 1\tau, Q = 1e, L = \hbar/2, E = \dots, \text{etc.}$$

Teilchen für die $Q \neq 0$ ist, nennt man *Ladungsträger*.

Beispiele für Ladungsträger:

- freies Elektron
- bewegliches Elektron in Halbleiter
- Defektelektron (Loch) in Halbleiter
- freies Positron
- Cu^{++} -Ion in wässriger Lösung
- Myon

So wie zu einer bestimmten Menge eines Stoffs ein Ensemble der Werte aller mengenartigen Größen gehört, so gehört zu einem Stoffstrom ein Ensemble von Strömen der entsprechenden mengenartigen Größen. Bei einem Elektronenstrom haben wir es zu tun mit einem elektrischen Strom (Stromstärke I), einem Massenstrom (Stromstärke I_m), einem Stoffmengenstrom (Stärke I_n), einem Entropiestrom (Stärke I_S)... Die Stromstärken hängen für einen bestimmten Stoff wieder auf charakteristische Art zusammen. So ist für einen Strom freier Elektronen $I/I_m = 1,76 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$.

Die mengenartigen Größen sind mehr oder weniger stark „aneinander gekoppelt“. So ist elektrische Ladung stets fest an Stoffmenge und an Masse gekoppelt. Es gibt keinen elektrischen Strom ohne Massenstrom und ohne Stoffmengenstrom. Es gibt also keinen rein elektrischen Strom. Daraus folgt, dass man einen Stoff- oder Teilchenstrom auf verschiedene Arten antreiben kann.

Man kann einen Elektronenstrom verursachen, Abb. 10.2,

- indem man einen elektrischen Potentialgradienten erzeugt; dieser Potentialgradient „zieht“ an der Ladung der Elektronen;
- indem man einen Gradienten des chemischen Potentials erzeugt; dieser zieht an der Stoffmenge der Elektronen;
- indem man einen Temperaturgradienten erzeugt; dieser zieht an der Entropie der Elektronen.

10.3 Das elektrochemische Potenzial

Wir betrachten den Strom irgendwelcher Ladungsträger, z.B. von Elektronen, zwischen den Stellen A und B einer Leitung, Abb. 10.2.

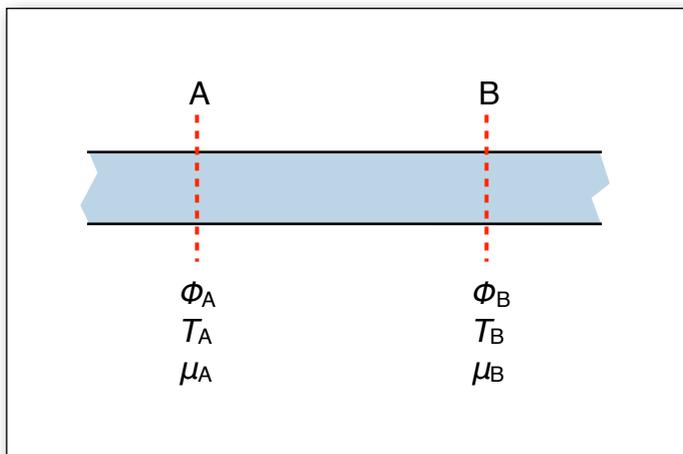


Abb. 10.2

Ein Stoffstrom kann verschiedene Antriebe haben.

Haben alle intensiven Variablen bei A und B denselben Wert, bis auf das elektrische Potential Φ , ist also $T_A = T_B$, $\mu_A = \mu_B$, ..., $\Phi_A \neq \Phi_B$, so wird der Teilchenstrom durch die elektrische Spannung $U = \Phi_A - \Phi_B$ angetrieben. In der Leitung wird Energie dissipiert gemäß

$$P = T I_{S_{\text{erzeugt}}} = (\Phi_A - \Phi_B) I.$$

Haben dagegen alle intensiven Variablen außer μ bei A und B denselben Wert, ist also $T_A = T_B$, $\Phi_A = \Phi_B$, ..., $\mu_A \neq \mu_B$, so wird der Teilchenstrom durch die chemische Spannung $\Delta\mu = \mu_A - \mu_B$ angetrieben, und in der Leitung wird Energie dissipiert gemäß

$$P = T I_{S_{\text{erzeugt}}} = (\mu_A - \mu_B) I_n.$$

Haben sowohl Φ als auch μ bei A und B unterschiedliche Werte, so hat der Strom zwei Antriebe: $\Delta\Phi$ und $\Delta\mu$. Diese können an den Elektronen in dieselbe oder in die entgegengesetzte Richtung „ziehen“.

Die dissipierte Energie ist dann

$$P = T I_{S_{\text{erzeugt}}} = (\mu_A - \mu_B) I_n + (\Phi_A - \Phi_B) I.$$

Nun sind I und I_n fest aneinander gekoppelt. Ein Teilchen ($n = 1\tau$) trägt eine ganze Zahl z von Elementarladungen:

$$Q = ze.$$

Für Elektronen zum Beispiel ist $z = -1$.

Es ist also

$$\frac{Q}{n} = \frac{ze}{\tau}$$

Damit hängen auch elektrischer und Stoffmengenstrom zusammen:

$$\frac{I}{I_n} = \frac{ze}{\tau}$$

und mit $e/\tau = F$ (= Faraday-Konstante) folgt

$$I = zF I_n$$

Damit wird die dissipierte Energie

$$P = [(\mu_A - \mu_B) + (\Phi_A - \Phi_B) zF] I_n = [(\mu_A + zF\Phi_A) - (\mu_B + zF\Phi_B)] I_n.$$

Man nennt die Größe

$$\eta = \mu + zF\Phi$$

das *elektrochemische Potential* der Ladungsträger in der entsprechenden Umgebung. Damit wird

$$P = (\eta_A - \eta_B) I_n$$

Der Gesamtantrieb des Teilchenstroms ist also durch die elektrochemische Spannung

$$\Delta\eta = \eta_A - \eta_B$$

gegeben.

Es wird keine Energie dissipiert, wenn kein Teilchenstrom fließt, und es fließt kein Teilchenstrom, wenn der Antrieb $\Delta\eta = 0$ ist, wenn also $\eta_A = \eta_B$ ist, oder allgemeiner, wenn das elektrochemische Potenzial nicht vom Ort abhängt. Man sagt dann, es herrsche *elektrochemisches Gleichgewicht*.

Elektrochemisches Gleichgewicht: $\eta(x) = \text{const}$

Man sieht: „Stromlosigkeit“ liegt nicht vor, wenn das elektrische, sondern wenn das elektrochemische Potential überall gleich ist.

Wir betrachten als Beispiel zwei elektrische Leiter, etwa zwei Drahtstücke aus verschiedenen Metallen. Das chemische Potenzial der Elektronen ist in den beiden Metallen unterschiedlich. Es besteht also zwischen den Elektronen im einen und im anderen Metall eine chemische Potentialdifferenz. Legt man fest, dass das chemische Potential freier Elektronen im Vakuum den Wert 0 G hat, so gelten die Werte von Tabelle 10.1.

Stoff	μ (in kG)
Ag	-460
Cs	-170
Cu	-430
Ni	-445
Pt	-515
W	-435

Tabelle 10.1

Chemisches Potenzial der Elektronen in einigen Metallen

So beträgt die chemische Potentialdifferenz zwischen Kupfer und Platin

$$\mu(\text{Cu}) - \mu(\text{Pt}) = 85 \text{ kG.}$$

Bringt man die beiden Drahtstücke miteinander in Kontakt, so fließen zunächst Elektronen, dem chemischen Potentialgefälle nach, vom Kupfer zum Platin. Dadurch laden sich die beiden Metalle entgegengesetzt auf, und zwar das Kupfer positiv und das Platin negativ. Das elektrische Potential des Kupfers nimmt dabei zu, das des Platins ab. Es entsteht damit ein elektrischer Antrieb in die entgegengesetzte Richtung. Wenn

$$F\Delta\Phi = \Delta\mu$$

d.h. $\Delta\eta$ gleich null geworden ist, wenn also elektrischer und chemischer Antrieb entgegengesetzt gleich sind, fließt kein Teilchenstrom mehr. Es herrscht elektrochemisches Gleichgewicht.

Zwischen zwei Stücken verschiedener Metalle, die sich berühren, besteht damit eine elektrische Spannung, die *Kontaktspannung*. Wir berechnen die Kontaktspannung zwischen Kupfer und Platin.

Aus

$$\eta = 0$$

folgt

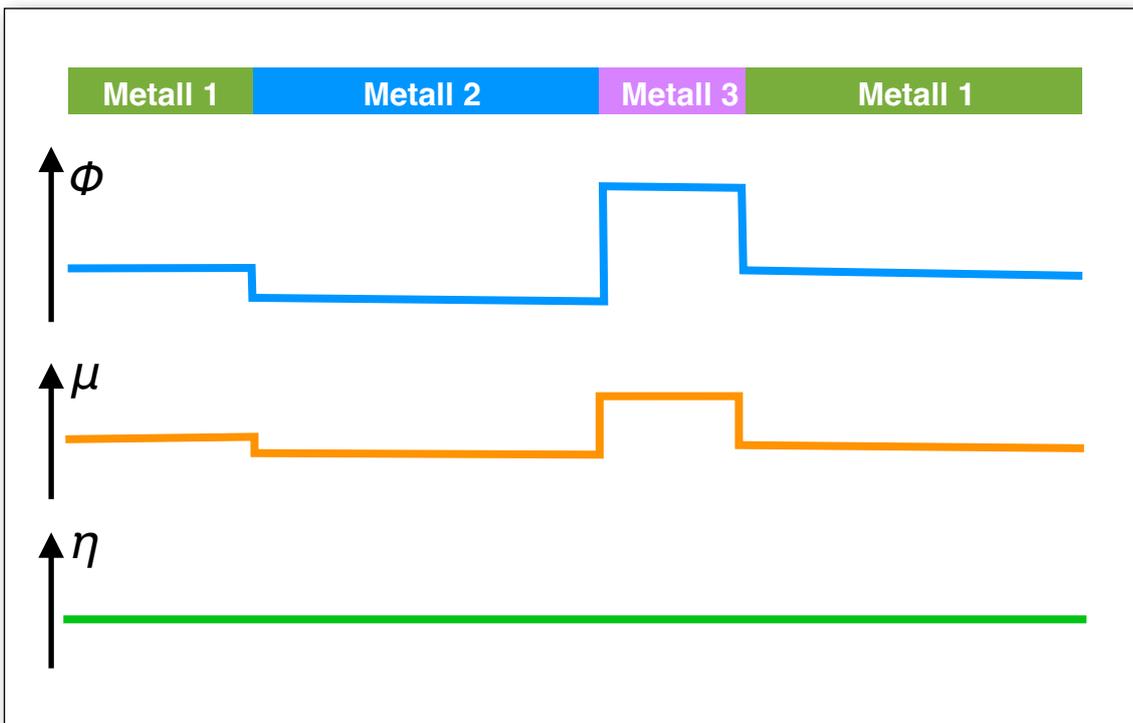
$$\Delta\Phi = (1/F)\Delta\mu.$$

Mit $F = 0,965 \cdot 10^5 \text{ C/mol}$ und $\Delta\mu = 85 \text{ kG}$ erhält man

$$\Delta\Phi = \Phi(\text{Cu}) - \Phi(\text{Pt}) = 0,88 \text{ V.}$$

Trotz (oder besser: wegen) dieser Spannung fließt kein elektrischer Strom.

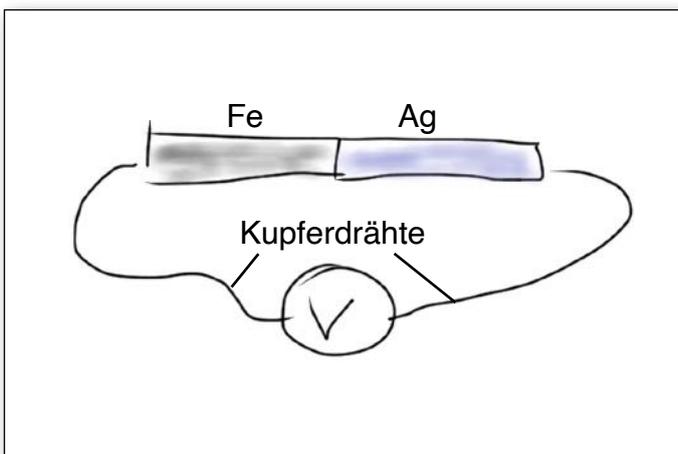
Baut man aus verschiedenen Metallen einen geschlossenen „Kreis“ auf, so fließt kein Strom, Abb. 10.3.

**Abb. 10.3**

Elektrisches, chemisches und elektrochemisches Potenzial eines geschlossenen „Stromkreises“, der nur aus drei Leitern aus unterschiedlichen Metallen besteht

Man kann die Kontaktspannung nicht einfach mit einem Voltmeter messen. Abbildung 10.4 zeigt warum. Ein Voltmeter zeigt immer die elektrochemische Spannung an. Nur wenn das chemische Potential in den beiden Punkten, zwischen denen man misst, dasselbe ist, ist die elektrochemische und elektrische Spannung bis auf den Faktor zF gleich.

Wenn man trotzdem gewöhnlich so tut, als zeige das Voltmeter die elektrische Spannung an, so gibt es in der Regel kein Unglück, denn in vielen Fällen, in denen man glaubt, man brauche die elektrische Spannung, braucht man tatsächlich die elektrochemische; etwa zur Berechnung von I nach dem Ohmschen Gesetz.

**Abb. 10.4**

Das Voltmeter misst nicht die elektrische Spannung zwischen Eisen und Silber, sondern die elektrochemische.

Eine wichtige Rolle spielt das elektrochemische Potenzial auch beim pn-Übergang in einem Halbleiter. Das chemische Potenzial der „Löcher“ (Defektelektronen) ist im p-Material hoch und im n-Material niedrig. Es besteht also ein chemischer Antrieb für die Löcher von der p- zur n-Seite.

Für die Elektronen gilt das Umgekehrte: Ein chemischer Potenzialgradient wirkt so, dass sie von der n- zur p-Seite getrieben werden. Zwischen p- und n-Seite des Übergangs hat

sich aber eine elektrische Potenzialdifferenz aufgebaut, die den chemischen Antrieben das Gleichgewicht hält; es fließt also kein Teilchenstrom – weder ein Elektronen- noch ein Löcherstrom. Der Nettoantrieb, der durch den Gradienten des elektrochemischen Potentials gegeben wird, ist null, das elektrochemische Potenzial ist überall im Material gleich, auch über den pn-Übergang hinweg.

10.4 Elektrochemische Zellen

Elektrochemische Zellen sind Geräte, die Energie mit dem Energieträger Stoffmenge bekommen und mit dem Energieträger elektrische Ladung abgeben, oder umgekehrt, Abb. 10.5. Es gibt sie in unzähligen Varianten, und sie tragen verschiedene Namen. Arbeitet eine solche Zelle so wie es der Abbildung 10.5a entspricht, so nennt man sie Elektrolysezelle. Verschiedene Realisierungen von Abb. 10.5b heißen Batterie, Brennstoffzelle etc.

Manche dieser Geräte lässt man abwechselnd in die eine oder andere Richtung laufen. Man nennt sie dann Akkumulatoren.

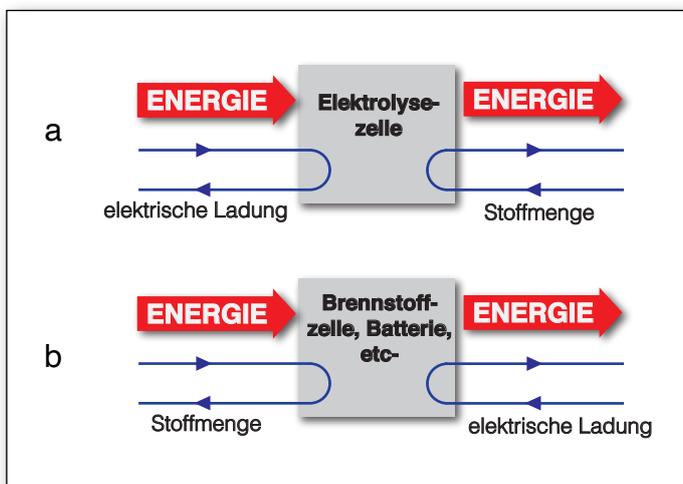


Abb. 10.5

Elektrolysezelle (a) und ihre Umkehrung (b)

Auch wenn die Geräte oder „Zellen“ unterschiedlich aufgebaut sind, ist das Wesentliche ihrer Funktionsweise in allen Fällen gleich. Wir versuchen es im folgenden zu verstehen an Hand eines Systems, das aus technischen Gründen schwer zu realisieren, das aber sehr übersichtlich ist, so dass man die Funktionsweise leicht durchschaut.

Die Zelle nutzt die chemische Potenzialdifferenz die ein Gas – in unserem Fall Wasserstoff – durchläuft, wenn es sich entspannt, Abb. 10.6.

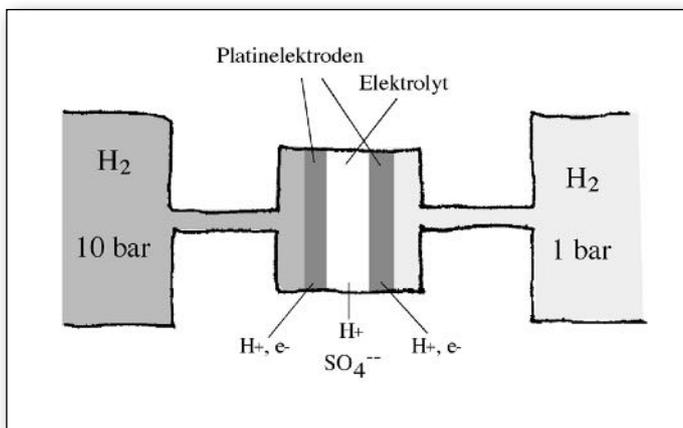


Abb. 10.6

Elektrochemische Zelle. Das chemische Potenzial des Wasserstoffs ist im linken Reservoir höher als im rechten.

Im linken Reservoir befindet sich Wasserstoff auf hohem Druck, zum Beispiel 10 bar. Im rechten Reservoir ist der Wasserstoffdruck 1 bar.

Die Zelle hat an ihrer linken Seite einen Einlass für den Wasserstoff auf hohem Druck, und an der rechten einen Auslass für den Wasserstoff auf niedrigem Druck. Wegen der Druckdifferenz, und damit der chemischen Potenzialdifferenz „möchte“ der Wasserstoff durch die Zelle hindurch strömen. Das wird ihm aber nicht leicht gemacht.

Hinter dem Einlass befindet sich zunächst eine Wand aus Platin, eine so genannte *Elektrode*. Ebenso vor dem Ausgang.

Platin hat die Eigenschaft, dass es Wasserstoff aufnehmen kann. Zwischen den Platintomen ist zwar nicht genug Platz für die recht großen Wasserstoffmoleküle. Beim Eintreten zerfallen aber die Wasserstoffmoleküle in Elektronen und Protonen, und diese Teilchen können sich im Platin relativ frei bewegen.

Zwischen den Platinelektroden befindet sich eine Säure, z.B. Schwefelsäure. Säuren haben die Eigenschaft, dass sie für Protonen leitfähig sind, für Elektronen dagegen nicht.

Der Wasserstoff möchte nun von links nach rechts. Zu jedem Wasserstoffatom gehört ein Proton und ein Elektron. Proton und Elektron liegen im Platin getrennt voneinander vor. Die Elektronen können durch die Säure nicht hindurch. Könnten also nicht wenigstens die Protonen dem chemischen Antrieb folgen und durch die Säure nach rechts strömen? Tatsächlich passiert etwas, was wir schon kennen: Ganz am Anfang wird eine kleine Menge Protonen durch die Säure von der linken zur rechten Platinelektrode fließen. Dadurch wird aber eine elektrische Potenzialdifferenz aufgebaut, die für die Protonen einen Antrieb in die entgegengesetzte Richtung darstellt. Nach sehr kurzer Zeit heben sich die beiden Antriebe auf, und der Protonenstrom hört auf zu fließen. Für die Protonen herrscht elektrochemisches Gleichgewicht. Das bedeutet, dass das elektrische Potenzial der linken Platinelektrode niedriger ist als das der rechten.

Es ist nun einfach, auch für die Elektronen einen Weg von links nach rechts zu öffnen: Man verbindet die beiden Platinelektroden über einen Kupferdraht. Kupfer ist, wie die meisten Metalle, ein Leiter für Elektronen und ein Nichtleiter für Protonen. (Wir hatten gerade Platin als Ausnahme kennen gelernt, es leitet sowohl Elektronen als auch Protonen.)

Diesen Elektronenstrom durch das Kupfer kann man nun durch irgendeinen elektrischen Energieverbraucher leiten, Abb. 10.7.

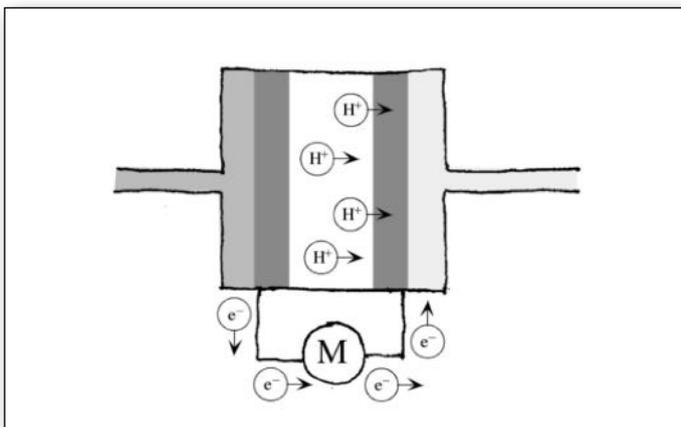
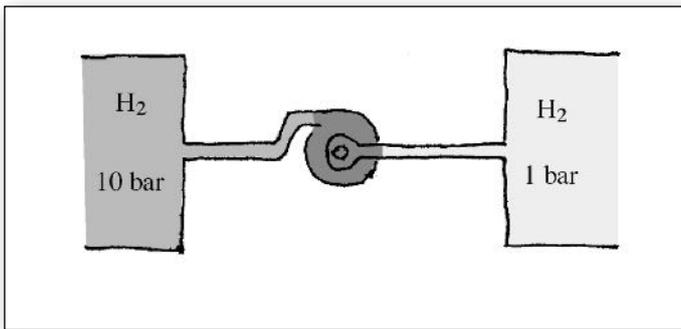


Abb. 10.7

Der elektrische Stromkreis ist geschlossen.

Man hätte die beiden Wasserstoffreservoirs auch über eine Turbine miteinander verbinden können. Dann hätte man die Energie, die dem chemischen Potenzialunterschied entspricht, mit der Turbine abgezapft, Abb. 10.8.

**Abb. 10.8**

Man kann die chemische Potenzialdifferenz direkt mit einer Turbine ausnutzen.

Tatsächlich haben wir den Druckausgleich anders realisiert: Wir haben die beiden Komponenten des Wasserstoffs –die Protonen und die Elektronen– getrennte Wege gehen lassen und die ganze Energie in der einen Leitung abgezapft.

Praktisch funktioniert die hier beschriebene Zelle deshalb sehr schlecht, weil das Platin für die Protonen kein so guter Leiter ist wie wir angenommen haben.

Eine Zelle, die unserer sehr ähnlich ist, ist die Konzentrationszelle. Sie nützt die chemische Potenzialdifferenz von gelösten Stoffen unterschiedlicher Konzentration aus. Konzentrationszellen funktionieren zwar, haben aber einen schlechten Wirkungsgrad. Die wirklich guten Zellen nutzen kompliziertere chemische Reaktionen aus.

Auch eine chemische Reaktion wird von einer chemischen Potenzialdifferenz angetrieben. Man richtet es nun bei diesen Zellen so ein, dass die Reaktanten räumlich voneinander getrennt sind. Sie können nur zueinander kommen, indem einer der Stoffe in oder an einer Elektrode zerlegt wird in Elektronen plus Ionen. Die Ionen gehen durch den Elektrolyten, die Elektronen durch die Leitung des äußeren Teils des Stromkreises.

Es ist nicht schwer, die elektrische Spannung zu berechnen, wenn man die chemische Spannung der Reaktion, die in der Zelle abläuft, kennt. Wir betrachten die Zelle im *Leerlauf*, d.h. bei offenem Stromkreis. Die Ionen (im Spezialfall Protonen) befinden sich dann im elektrochemischen Gleichgewicht, d.h. die Summe

$$\mu + z \cdot F \cdot \phi$$

muss für die linke und die rechte Platinelektrode denselben Wert haben:

$$\mu_{\text{links}} + z \cdot F \cdot \phi_{\text{links}} = \mu_{\text{rechts}} + z \cdot F \cdot \phi_{\text{rechts}}$$

Wir nennen die Potenzialdifferenzen

$$\mu_{\text{links}} - \mu_{\text{rechts}} = \Delta\mu$$

$$\phi_{\text{links}} - \phi_{\text{rechts}} = \Delta\phi$$

Damit wird

$$\Delta\phi = -\frac{\Delta\mu}{z \cdot F}$$

Wenn man die Reaktion kennt, d.h. die chemische Potenzialdifferenz, sowie die Anzahl z der Ionen pro Formelumsatz, kann man die Leerlaufspannung der Zelle berechnen.

Wir betrachten als Beispiel die oben diskutierte Wasserstoffzelle. Für sie erhalten wir die chemische Potenzialdifferenz mit der Gleichung (siehe Abschnitt 5.2):

$$\Delta\mu = RT \ln \frac{p}{p_0}$$

Mit

$$\begin{aligned}
 p &= 10 \text{ bar} \\
 p_0 &= 1 \text{ bar} \\
 T &= 300 \text{ K} \\
 z &= 1 \\
 R &= 8,31441 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})
 \end{aligned}$$

und

$$F = 0,965 \cdot 10^5 \text{ C/mol}$$

ergibt sich

$$\Delta\phi = 0,060 \text{ V}$$

10.5 Das gravitochemische Potenzial

Wir wenden dieselben Argumente wie im vorangehenden Abschnitt an auf die Erdatmosphäre, d.h. Luft im Gravitationsfeld. Auch auf eine Luftportion wirken mehrere Antriebe: ein Gradient des Gravitationspotenzials nach unten, und ein Druckgradient, und damit ein chemischer Potenzialgradient nach oben. Der Gravitationsantrieb greift an der (schweren) Masse an, der chemische Potenzialgradient an der Stoffmenge. Nun sind Masse und Stoffmenge fest aneinander gekoppelt. Es gilt:

$$\frac{m}{n} = \hat{m}$$

Hier ist \hat{m} die molare Masse. Für die Ströme gilt entsprechend:

$$\frac{I_m}{I_n} = \hat{m}$$

Die vertikale Verteilung der Luft stellt sich so ein, dass eine Verschiebung einer Luftportion von einem Punkt A nach einem Punkt B, oder von B nach A zu keinem Energiegewinn führt, d.h.

$$P = [(\mu_A - \mu_B) + (\psi_A - \psi_B) \hat{m}] I_n = [(\mu_A + \psi_A \hat{m}) - (\mu_B + \psi_B \hat{m})] I_n = 0$$

Wir nennen die Summe

$$\gamma = \mu + \psi \hat{m}$$

das *gravitochemische Potenzial* der Luft. Eine Differenz dieser Größe stellt einen Antrieb für eine Luftportion dar. Wenn γ überall denselben Wert hat, befindet sich die Luft im Gleichgewicht, welches ein *gravitochemisches Gleichgewicht* ist.

Gravitochemisches Gleichgewicht: $\gamma(z) = \text{const}$

Wir interessieren uns hier für die vertikale Verteilung der Luft und haben die Ortskoordinate deshalb mit z bezeichnet.

Wir drücken nun das Gravitationspotenzial durch die Gravitationsfeldstärke aus

$$\psi = g \cdot z$$

und schreiben das gravitochemische Potenzial

$$\gamma = \mu + g \cdot z \cdot \hat{m}$$

Im *gravitochemischen Gleichgewicht* gilt

$$\gamma(z) = \text{const} ,$$

also

$$\mu(z) + \hat{m} \cdot g \cdot z = \mu(0)$$

oder

$$\mu(z) - \mu(0) = -\hat{m} \cdot g \cdot z$$

Das chemische Potential μ nimmt also mit der Höhe z linear ab:

Mit

$$\mu[p(z)] - \mu[p(0)] = RT \ln \frac{p(z)}{p(0)}$$

siehe Abschnitt 5.2, erhält man die Abhängigkeit des Drucks von der Höhe (bei überall gleicher Temperatur):

$$-\hat{m} \cdot g \cdot z = RT \ln \frac{p(z)}{p(0)}$$

oder

$$p(z) = p(0) \exp\left(-\frac{\hat{m}gz}{RT}\right)$$

Diese Gleichung ist unter dem Namen *barometrische Höhenformel* bekannt. Sie wurde hergeleitet unter der Annahme, dass die Temperatur nicht von z abhängt. Diese Annahme ist allerdings völlig unrealistisch. Merkwürdigerweise ist die barometrische Höhenformel trotzdem sehr beliebt. Eine realistischere Verteilung der Luft der Atmosphäre betrachten wir im nächsten Abschnitt.

10.6 Eine Kombination aus Temperatur, Schwerepotenzial und chemischem Potenzial

Die Rechnung, die wir im vorigen Abschnitt durchgeführt haben, ist unrealistisch, weil wir angenommen hatten, dass sich keine Temperaturdifferenz aufbaut, wenn sich eine Luftportion in vertikaler Richtung bewegt, dass also eine Luftströmung in vertikaler Richtung ein isothermer Prozess ist. Tatsächlich ist gerade das Gegenteil fast perfekt realisiert. Ein Lufttransport ist in guter Näherung ein isentroper Prozess. Der Grund dafür ist die Tatsache, dass Luft ein schlechter Wärmeleiter ist und dass die betrachteten Luftportionen groß sind. Wir wissen, dass ein Pullover, dessen Wolle mit ihren Hohlräumen eine dünne „Luftschicht“ darstellt, ein sehr guter Wärmeisolator ist. In der Atmosphäre müsste ein Entropieaustausch über viele hundert Meter stattfinden, wenn sie sich isotherm verhalten sollte.

Wir machen also im Folgenden die entgegengesetzte Näherung: Wir nehmen an, dass die Luft die Entropie gar nicht leitet. Das bedeutet, dass die Entropie, genau so wie die Masse, fest an die Stoffmenge gekoppelt ist.

Damit ist für den Antrieb eines Luftstroms nicht mehr der Gradient des gravitochemischen Potenzials zuständig, sondern der Gradient einer Kombination aus drei Potenzialgrößen: dem Gravitationspotenzial, dem chemischen Potenzial und der Temperatur. Dieses Dreierpotenzial können wir schreiben:

$$\varepsilon = \mu + \hat{m} \psi + \hat{S} T \tag{10.1}$$

wo \hat{S} die molare Entropie ist.

Der Antrieb für einen Lufttransport wäre also der Gradient hiervon:

$$\text{grad } \varepsilon = \text{grad } (\mu + \hat{m} \psi + \hat{S} T)$$

Nun hat zwar die molare Masse für Luft einen bestimmten Wert, der Wert der molaren Entropie hängt aber von der Vorgeschichte der Luft ab und kann durchaus für eine Luftportion einen anderen Wert haben als für eine andere, denn trotz schlechter Wärmeleitfähigkeit kann Luft natürlich Entropie aufnehmen und abgeben. Der wirksamste Mechanismus hierfür ist das Verdampfen und Kondensieren von Wasser. Wir interessieren uns im Folgenden für einen wichtigen Sonderfall: die trockene Atmosphäre mit überall gleicher molarer Entropie. Wir betrachten also einen Bereich der Atmosphäre, in dem die molare Entropie überall denselben Wert hat. Die molare Entropie, die in Gleichung (10.1) als Faktor vor der Temperatur steht, ist damit genau so eine Konstante, die die molare Masse vor dem Gravitationspotenzial.

Das Gleichgewicht, in dem sich eine solche Atmosphäre befindet, ist dann definiert durch die Bedingung

$$\text{grad } \varepsilon = \text{grad } (\mu + \hat{m} \psi + \hat{S} T) = 0$$

oder

$$\varepsilon = \mu + \hat{m} \psi + \hat{S} T = \text{const.}$$

Da sich die Werte unserer Potenziale nur in vertikaler Richtung ändern, schreiben wir:

$$\varepsilon(z) = \mu(z) + \hat{m} \psi(z) + \hat{S} T(z) = \text{const.}$$

Es ist nun unser Ziel, die Funktionen $\mu(z)$, $\psi(z)$ und $T(z)$ zu bestimmen. Wir verwenden dazu Gleichung 5.8 (Abschnitt 5.6).

$$S(T, p, n) - S(T_0, p_0, n) = n \cdot \left(R \ln \frac{p_0}{p} + c_p \ln \frac{T}{T_0} \right)$$

Da die molare Entropie S/n unabhängig von Druck und Temperatur ist, ist

$$S(T, p, n) - S(T_0, p_0, n) = 0$$

und damit

$$R \ln \frac{p_0}{p} + c_p \ln \frac{T}{T_0} = 0 \quad (10.2)$$

p und T hängen also eindeutig miteinander zusammen.

Außerdem brauchen wir das chemische Potenzial des idealen Gases als Funktion von Temperatur und Druck (Gleichung (5.11) in Abschnitt 5.8):

$$\mu(T, p) = RT \ln \frac{p}{p_0} - c_p T \ln \frac{T}{T_0} + (c_p - \hat{S}(T_0, p_0))(T - T_0) + \mu(T_0, p_0)$$

Einsetzen von (10.2) ergibt

$$\mu(T) = (c_p - \hat{S}(T_0, p_0))(T - T_0) + \mu(T_0, p_0)$$

Mit den Abkürzungen

$$\hat{S}(T_0, p_0) = \hat{S}_0 \quad \text{und} \quad \mu(T_0, p_0) = \mu_0$$

erhalten wir

$$\mu(z) = (c_p - \hat{S}_0)(T(z) - T_0) + \mu_0 \quad (10.3)$$

Damit wird unser Dreierpotenzial

$$\begin{aligned}\varepsilon(z) &= \mu(z) + \hat{m} \psi(z) + \hat{S}_0 T(z) \\ &= \hat{m} \psi(z) + \hat{S}_0 T(z) + \mu(z)\end{aligned}$$

und mit (10.3)

$$\begin{aligned}\varepsilon(z) &= \hat{m}gz + \hat{S}_0 T(z) + (c_p - \hat{S}_0)(T(z) - T_0) + \mu_0 \\ &= \hat{m}gz + c_p(T(z) - T_0) + \hat{S}_0 T_0 + \mu_0\end{aligned}$$

Wenn nun

$$\varepsilon(z) = \text{const.}$$

so ist

$$\varepsilon(z) = \varepsilon(0)$$

und wir erhalten

$$\hat{m}gz + c_p T(z) = c_p T(0)$$

oder

$$T(z) = T(0) - \frac{\hat{m}g}{c_p} z \quad (10.4)$$

Die Temperatur nimmt also linear mit der Höhe ab. Als Zahlenwert ergibt sich eine Temperaturabnahme von etwa 1 Grad pro hundert Meter. Man nennt diesen Temperaturabfall den trocken-adiabatischen Temperaturgradienten. Er gilt nur dann, wenn bei einer vertikalen Luftbewegung keine Phasenübergänge des Wassers stattfinden. Tatsächlich verdampft aber Wasser bei einer Abwärtsbewegung und es kondensiert bei einer Aufwärtsbewegung der Luft. Das hat zur Folge, dass die Temperaturabnahme mit der Höhe geringer ausfällt. Als Richtwert kann man 0,6 Grad pro 100 Meter annehmen.

Die Kombination der Gleichungen (10.2) und (10.4) liefert schließlich noch die Druckabnahme mit der Höhe:

$$p(z) = p(0) \left(1 - \frac{\hat{m}g}{c_p T_0} \cdot z \right)^{c_p/R}$$

In der Atmosphäre nimmt also nicht nur der Druck, sondern auch die Temperatur nach oben hin ab. Diese Schichtung entspricht einem Dreiergleichgewicht, bei dem sich gravitativer, chemischer und thermischer Antrieb zu null addieren.

10.7 Eine Kombination aus Schwere-, Trägheits- und hydrostatischem Potenzial – die Bernoulli-Gleichung

Wir hatten in Abschnitt 8.6 die Bernoulli-Gleichung (Gleichung (8.5)) kennen gelernt:

$$p + \frac{v^2}{2} \rho_m + g \cdot z \cdot \rho_m = \text{const}$$

Wir wollen die Gleichung etwas umformen.

Wir multiplizieren mit dem molaren Volumen $\hat{V} = V/n$.

Außerdem ersetzen wir

$$\rho_m \hat{V} = \frac{m}{V} \cdot \frac{V}{n} = \frac{m}{n} = \hat{m}$$

und verwenden Gleichung (6.1) (Abschnitt 6.1):

$$\mu(p) - \mu(p_0) = \hat{V} \cdot (p - p_0)$$

Damit wird die Bernoulli-Gleichung

$$\mu + \frac{v^2}{2} \hat{m} + g \cdot z \cdot \hat{m} = \text{const}$$

Wir wollen noch etwas genauer sein, denn die beiden molaren Massen sind nicht dieselben: die erste ist die träge Masse, die zweite die schwere.

$$\mu + \frac{v^2}{2} \hat{m}_{\text{tr}} + g \cdot z \cdot \hat{m}_{\text{schw}} = \text{const}$$

Den Term $v^2/2$ in 8.1 hatten wir früher Trägheitspotenzial genannt. $g \cdot z$ ist das Gravitationspotenzial.

In dieser Form gestattet die Bernoulli-Gleichung eine neue Interpretation: Sie bringt ein Gleichgewicht zum Ausdruck. Auch hier steht die Summe von drei Potenzialen: dem chemischen, dem Trägheitspotenzial und dem Schwerepotenzial. Die molaren Massen sind konstante Faktoren, die dafür sorgen, dass alle drei Potenziale in denselben Einheiten gemessen werden.

Die Gleichung gilt für eine reibungsfreie Flüssigkeitsströmung. Man kann den Zustand einer solchen Flüssigkeit also als Gleichgewicht interpretieren. Wieder wirken drei Antriebe auf drei fest aneinander gekoppelte Größen: die Stoffmenge, die träge Masse und die schwere Masse.

11. Das Licht-Gas

11.1 Thermische Strahlung

Unter den Zuständen des elektromagnetischen Feldes gibt es solche, die mit Hilfe sehr weniger Variablen beschrieben werden können, z.B.

- homogenes elektrisches Feld;
- ebene elektromagnetische Welle.

Eine andere Klasse von Zuständen, die mit ganz wenigen Variablen auskommen, stellt die *thermische Strahlung* dar. Die Variablen, mit denen man sie zweckmäßigerweise beschreibt, sind die in der Thermodynamik üblichen: Energie, Entropie, Volumen, Temperatur, Druck und chemisches Potential. Wir nennen die thermische Strahlung auch *thermisches Licht* oder *Wärmestrahlung*. Da die Lichtteilchen, die Photonen, in einem leeren Kasten frei herumfliegen können, bezeichnen wir Licht auch als ein Gas. Thermische Strahlung befindet sich in jedem leeren Behälter, dessen Wände elektromagnetische Strahlung absorbieren. Jeder Körper, der elektromagnetische Strahlung absorbiert, emittiert auch elektromagnetische Strahlung. Im thermischen Gleichgewicht zwischen Wand und Strahlung absorbiert die Wand genauso viel Strahlung wie sie emittiert, und die Strah-

lung hat dieselbe Temperatur wie die Wand. Absorbiert die Wand des Behälters Strahlung jeder Wellenlänge, ist die Wand also schwarz, so nennt man die Strahlung im Behälter *schwarze Strahlung*.

Schwarze Strahlung kann sich auch in einem Behälter mit spiegelnden Wänden befinden. Damit Strahlung durch eine einzige Temperatur beschrieben werden kann, muss sie mit sich selbst im thermischen Gleichgewicht sein. Dass das geschieht, kann man erreichen durch ein winziges Staubkörnchen, das Licht jeder Frequenz absorbiert und emittiert. Wir denken uns das Staubkörnchen so klein, dass sein Wärmeinhalt klein ist gegen den der Strahlung, so dass seine Energie und seine Entropie in die Bilanzen nicht aufgenommen zu werden brauchen. Schwarze Strahlung von 300 K ist unsichtbar, sie liegt im Infrarot-Bereich. Das Licht von der Sonne ist in diesem Sinn auch schwarz. Es hat, wie die Sonnenoberfläche, eine Temperatur von etwa 6000 K. Abb. 11.1 zeigt die Spektren von schwarzer Strahlung verschiedener Temperaturen.

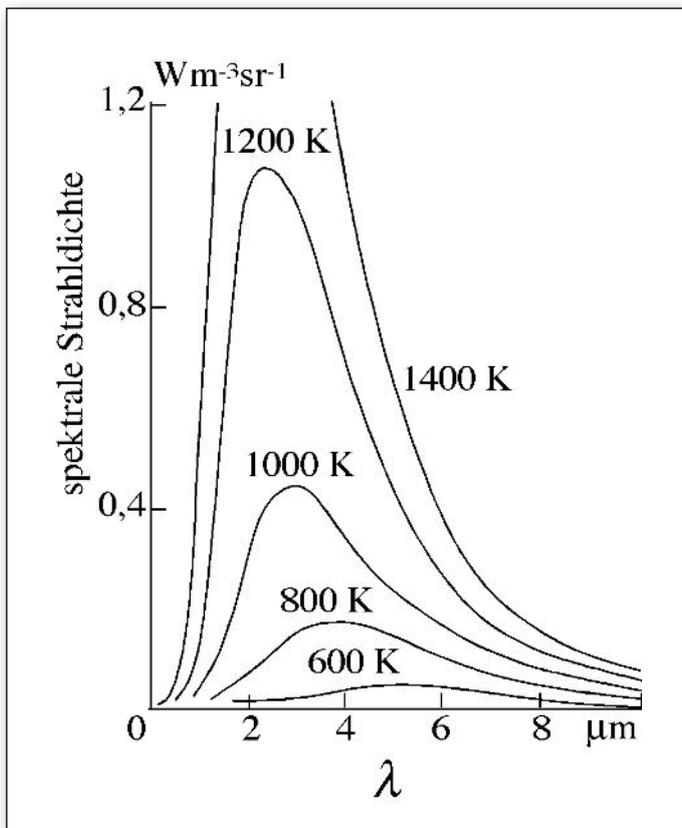


Abb. 11.1

Spektren von schwarzer Strahlung verschiedener Temperaturen

Wir werden zur Beschreibung des Lichts Verfahren benutzen, die wir auch auf materielle Gase angewendet haben. Wir müssen dabei zunächst von einigen Prozessen absehen, die einem beim Licht natürlich erscheinen: Wir werden zunächst keinen freien Lichtstrahl (etwa von der Sonne zur Erde) betrachten – dieser entspricht einem freien Gasstrahl ins Vakuum. Wir werden auch keine selektiv absorbierenden oder reflektierenden Wände betrachten. Wenn Licht eine bestimmte Wellenlänge hat, so haben die Lichtteilchen (Photonen) einen bestimmten Impuls. Ein Farbfilter, das Licht einer einzigen Wellenlänge durchlässt, lässt Lichtteilchen eines bestimmten Impulses durch. Dem entspricht beim materiellen Gas eine Vorrichtung, die Moleküle eines bestimmten Impulses durchlässt.

Ein Problem beim Umgang mit Licht besteht darin, dass die Messung einiger für seine Beschreibung wichtiger Größen schwierig ist: Der Druck ist normalerweise sehr gering und nur schwer messbar. Die Temperatur ist schwer zu messen, da die Entropiedichte des Lichts normalerweise sehr klein ist. Außerdem ist es bei Licht im Gegensatz zum materiellen Gas nahezu unmöglich, im Labor einen Prozess mit $n = \text{const}$ durchzuführen.

11.2 Die Entropie des Lichts

Dass Licht Entropie hat und dass ein Lichtstrom von einem Entropiestrom begleitet ist, erkennt man leicht an dem Experiment von Abb. 11.2. Erfahrungsgemäß kommen die beiden Körper A und B dadurch ins thermische Gleichgewicht, dass Strahlung vom Körper höherer Temperatur zum Körper niedrigerer Temperatur fließt. Da T_A abnimmt, nimmt auch die Entropie S_A von Körper A ab. Weil Entropie nicht vernichtet werden kann, und außer über die Strahlung keine Verbindung besteht, über die Entropie von Körper A abfließen könnte, muss die Entropie mit der Strahlung wegfließen.

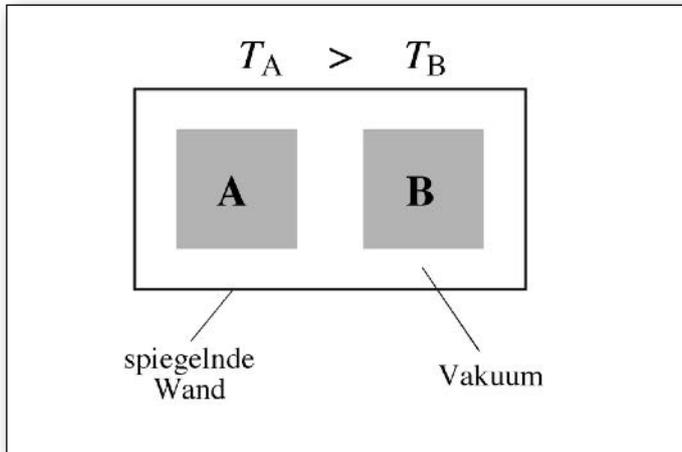


Abb. 11.2

Die Temperatur des linken Körpers nimmt ab. Daher muss die Strahlung Entropie transportieren.

11.3 Die Temperatur des Lichts

Licht, das von einem Körper emittiert wird, hat dieselbe Temperatur wie der Körper. So hat das Licht, das von der Oberfläche der Sonne kommt, die Temperatur der Oberfläche der Sonne, nämlich etwa 6000 K. Diese Aussage klingt allerdings etwas unplausibel: Wenn Sonnenlicht diese Temperatur hat, – müsste dann nicht alles, was der Sonnenstrahlung ausgesetzt ist, sofort verbrennen? Und wenn Sonnenlicht diese Temperatur hat, dann müsste man sie doch auch messen können, indem man ein Thermometer ins Sonnenlicht stellt.

Wir wollen das Problem der Messung der Temperatur des Lichts diskutieren. Um die Temperatur eines Körpers oder eines anderen Systems zu messen, muss das System in thermischem Kontakt mit dem verwendeten Thermometer gebracht werden. Wenn man nun ein Thermometer in die Sonnenstrahlung hält, so ist das Thermometer außer mit dem Licht auch noch mit der Luft im thermischen Kontakt. Wessen Temperatur wird es anzeigen?

Die Situation ist ähnlich wie die in Abb. 11.3 dargestellte, bei der versucht wird, die Spannung von zwei verschiedenen Batterien gleichzeitig mit einem einzigen Voltmeter zu messen. Was das Voltmeter anzeigt, ist nicht leicht vorauszusagen. Auf jeden Fall wird es einen Kompromiss zwischen den Leerlaufspannungen der beiden Batterien machen. Zu wessen Gunsten der Kompromiss ausgeht, hängt von den Innenwiderständen der Batterien ab.

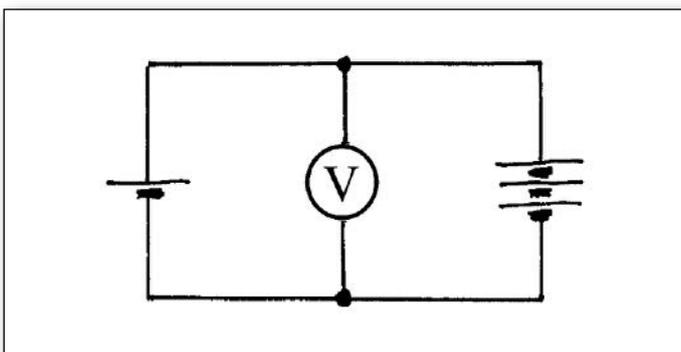


Abb. 11.3

Man versucht, mit einem Voltmeter die Leerlaufspannungen von zwei Batterien gleichzeitig zu messen.

Bei unserem Thermometer geht der Kompromiss klar zu Gunsten der Luft aus. Man kann sich nun dadurch zu helfen versuchen, dass man das Thermometer in einem durchsichtigen, evakuierten Behälter unterbringt, Abb. 11.4.

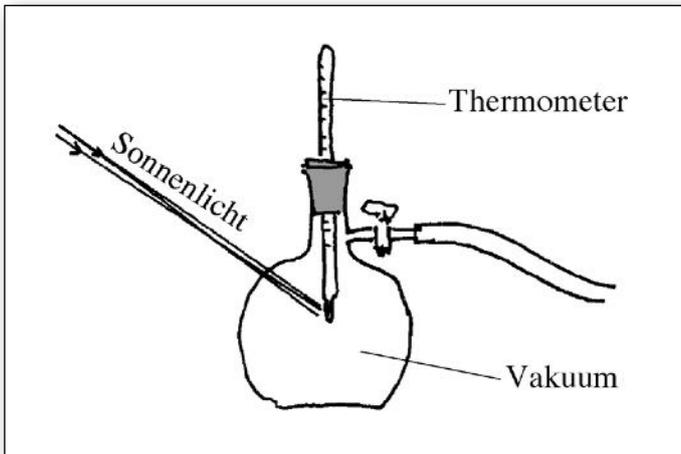


Abb. 11.4

Der thermische Kontakt mit der Luft wurde unterbunden, aber das Sonnenlicht kommt nur aus einem sehr kleinen Raumwinkelbereich.

Der Temperaturwert, den es nun anzeigt, ist aber immer noch weit entfernt von den erwarteten 6000 K. Das ist normal, denn wir haben noch etwas übersehen. Tatsächlich macht das Thermometer wieder einen Kompromiss: Außer mit dem Sonnenlicht, steht das Thermometer nämlich noch im thermischen Kontakt mit Strahlung aus der Umgebung, d.h. Strahlung, die Umgebungstemperatur hat. Und während die Sonnenstrahlung nur aus einem sehr kleinen Raumwinkelbereich auf das Thermometer fällt, kommt die 300-K-Strahlung aus einem sehr großen Bereich. Es ist also normal, dass auch diesmal die Messung sehr zu Gunsten der Umgebungstemperatur ausgeht.

Wie kann man nun aber die Temperatur des Sonnenlichts messen? Man muss einfach dafür sorgen, dass auf das Thermometer Sonnenlicht nicht nur aus einem engen Raumwinkelbereich kommt, sondern aus allen Richtungen, und das erreicht man mit Hilfe von Linsen und Spiegeln, Abb. 11.5. Wenn, vom Thermometer aus, die Sonne in allen Richtungen zu sehen ist, so wird es auch die Temperatur der Sonne anzeigen (Unsere normalen Thermometer sind hierfür natürlich nicht mehr geeignet.)

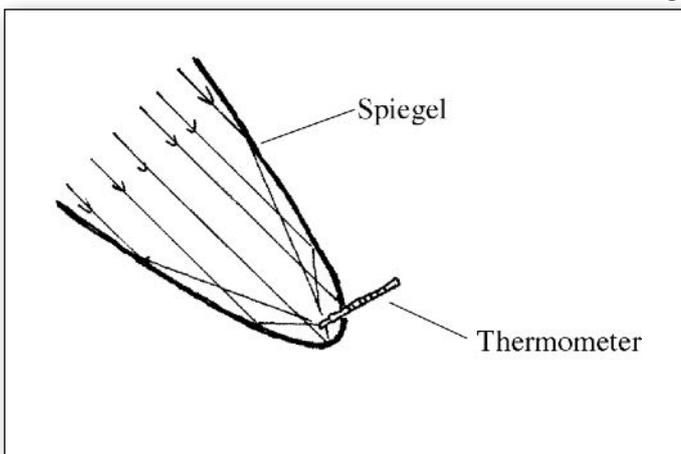


Abb. 11.5

Das Sonnenlicht kommt aus allen Richtungen.

11.4 Das chemische Potenzial des Lichts

Wir betrachten einen spiegelnden Behälter mit einem Staubkörnchen, der mit einer Strahlung gefüllt ist, deren chemisches Potential zunächst ungleich null ist. Da der Behälter ein festes Volumen hat und energetisch isoliert ist, bleibt von der Gibbs'schen Fundamentalform:

$$0 = TdS + \mu dn$$

Wegen des Staubkörnchens kann sich nun die Menge n verändern. Eine solche Veränderung wird eintreten, wenn dabei die Entropie zunimmt, und zwar solange bis S nicht weiter zunimmt, bis also

$$dS = -\frac{\mu}{T} dn$$

null wird. Das ist dann der Fall, wenn $\mu = 0$ geworden ist (das chemische Potential hängt von n ab). Das so entstandene Licht mit $\mu = 0$ ist die schwarze Strahlung.

Für schwarze Strahlung ist $\mu = 0$.

Es gibt auch thermische Strahlung, also Licht einer einheitlichen Temperatur, mit $\mu \neq 0$. Man erhält sie, wenn man Licht ins Gleichgewicht mit einem anderen System setzt, dessen chemisches Potential ungleich null ist, z.B. dem angeregten Elektronensystem eines Halbleiters (Elektronen + Löcher). Thermische Strahlung mit $\mu \neq 0$ nennen wir nicht schwarze Strahlung.

11.5 Die Größe Strahldichte

Wir suchen eine Größe, mit der man ein Lichtfeld beschreiben kann. Wir sind es gewohnt, Felder zu beschreiben durch die Verteilung von physikalischen Größen im Raum, genauer: im Ortsraum. So beschreibt man etwa ein elektrisches Feld durch die räumliche Verteilung des elektrischen Potentials $\Phi(x,y,z)$, oder ein materielles Gas durch die räumliche Verteilung seiner Temperatur $T(x,y,z)$ und seines Drucks $p(x,y,z)$.

Bei einem Lichtfeld interessiert nun nicht nur die Lichtmenge an jedem Ort, sondern an jedem Ort auch noch die Verteilung des Lichts auf die verschiedenen Richtungen. Die Feldgröße, die wir zur Beschreibung des Lichts benutzen, die *Strahldichte*, ist also eine Funktion des Ortes und der Richtung. Wir nehmen als Maß für die Lichtmenge die Energie des Lichts und definieren die Strahldichte L_E über:

$$P = \int_{A} \int_{\Omega} L_E d\bar{\Omega} d\bar{A}$$

P ist die Energiestromstärke, $d\bar{\Omega}$ das Raumwinkelelement und $d\bar{A}$ das Flächenelement. Die Strahldichte L_E ist also die Energiestromstärke pro Fläche und Raumwinkel oder die Energiestromdichte pro Raumwinkel.

Man kann sich von L_E leicht eine Anschauung bilden, indem man ein Messverfahren für die Größe betrachtet, Abb. 11.6.

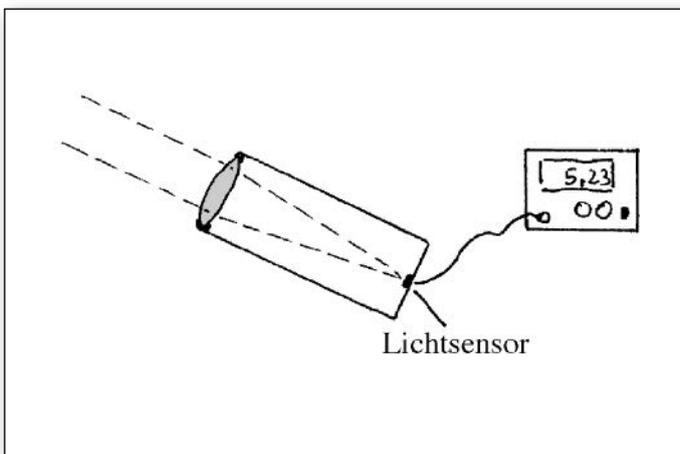


Abb. 11.6

Zur Messung der Strahldichte. Das Gerät misst die Strahldichte am Ort der Eintrittsöffnung und für die Richtung der optischen Achse des Geräts.

Das Gerät misst die Strahldichte am Ort der Linse, durch die das Licht in das Gerät eintritt. Es misst die Strahldichte für das Licht derjenigen Richtung, in die die optische Achse des Geräts weist. Durch Drehen des Geräts an einem festen Ort erhält man die Strahldichte an diesem Ort als Funktion der Richtung. Durch Parallelverschieben erhält man die Strahldichte einer gegebenen Richtung für verschiedene Orte.

Bewegt man das Gerät parallel zu seiner optischen Achse, d.h. parallel zu einem Lichtstrahl, so ändert sich seine Anzeige nicht – falls das Licht in dem Raum weder gestreut noch absorbiert wird. Die Strahldichte ist also auf einem Lichtstrahl konstant. Der angezeigte Wert macht daher auch eine Aussage über das Flächenelement, von dem der Lichtstrahl ausgeht. Man nennt L_E daher auch die *Flächenhelligkeit*.

Wir betrachten einen mit Licht gefüllten Behälter und suchen den Zusammenhang zwischen L_E und der Energiedichte ρ_E . Wir führen zunächst die Größe ρ_E' ein, definiert durch

$$\rho_E = \int \rho_E'(\vartheta, \Phi) d\vec{\Omega} \quad (11.1)$$

$\rho_E'(\vartheta, \Phi) d\vec{\Omega}$ ist also die Energiedichte der Strahlung, die in das Raumwinkelement $d\vec{\Omega}$ der Richtung (ϑ, Φ) läuft.

Wir nehmen nun an, die Strahlung in unserem Behälter sei isotrop, d.h. ρ_E' unabhängig von ϑ und Φ . Dann lässt sich (11.1) aufintegrieren:

$$\rho_E = 4\pi \rho_E' \quad (11.2)$$

Nun gilt für den Betrag der Energiestromdichte j_E von elektromagnetischer Strahlung einer einzigen Richtung $j_E = c \cdot \rho_E$, also in unserem Fall

$$L_E d\Omega = c \cdot \rho_E' \cdot d\Omega$$

oder

$$L_E = c \cdot \rho_E'$$

Daraus wird mit Gleichung (11.2)

$$\rho_E = \frac{4\pi}{c} L_E \quad (11.3)$$

Man kann als Maß für die Lichtmenge statt der Energie auch die Entropie nehmen. Man kann so eine Entropiestromdichte pro Raumwinkel L_S definieren, und man erhält für die Entropiedichte ρ_S in dem mit isotropem Licht gefüllten Behälter

$$\rho_S = \frac{4\pi}{c} L_S \quad (11.4)$$

Wir betrachten nun einen Behälter, in dem sich schwarze Strahlung befindet. Wir fragen danach, wie viel Energie durch eine Öffnung der Fläche A aus dem Behälter heraus in ein Raumwinkelement $d\vec{\Omega}$ der Richtung ϑ fließt, Abb. 11.7.

Mit

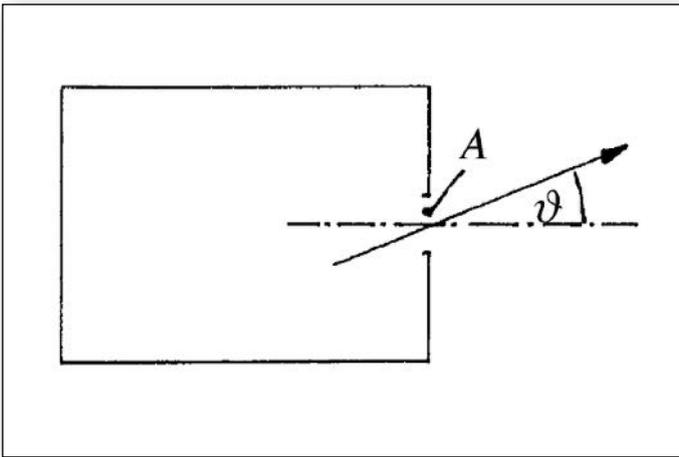
$$d\vec{\Omega} d\vec{A} = d\Omega dA \cos \vartheta$$

wird

$$P = \int \int_A L_E d\vec{\Omega} d\vec{A} = \int \int_A L_E \cos \vartheta d\Omega dA = A \int_{\Omega} L_E \cos \vartheta d\Omega$$

oder

$$dP(\vartheta) = A L_E \cos \vartheta d\Omega$$

**Abb. 11.7**

Zum Lambert'schen Gesetz

Der Energiestrom $dP(\vartheta)$ in ein Raumwinkelelement $d\vec{\Omega}$, das in der Richtung ϑ liegt, ist um den Faktor $\cos \vartheta$ kleiner als der, der in ein gleich großes Raumwinkelelement senkrecht zur Fläche strömt. Diese Aussage ist unter dem Namen *Lambertsches Gesetz* bekannt.

Für die uns interessierende isotrope Strahlung kann L_E vor das Integral gezogen werden, und mit

$$d\Omega = \sin \vartheta d\vartheta d\Phi$$

(Φ = Azimut) wird

$$P = AL_E \int_0^{\pi/2} \underbrace{\sin \vartheta \cos \vartheta}_{1/2} d\vartheta \int_0^{2\pi} d\Phi = AL_E \pi$$

Dividiert man diesen Ausdruck durch die Fläche A , so erhält man den Betrag der Energiestromdichte.

$$j_E = L_E \pi.$$

Mit Gleichung (11.3) ergibt sich die Beziehung zwischen der Energiedichte ρ_E im Behälter und der Energiestromdichte j_E des durch eine Öffnung austretenden Lichts:

$$j_E = \frac{c}{4} \rho_E \quad (11.5)$$

Für die Entropiestromdichte erhält man auf analoge Art

$$j_S = \frac{c}{4} \rho_S \quad (11.6)$$

11.6 Das Stefan-Boltzmann-Gesetz

Die Energiestromstärke pro Fläche des von einem schwarzen Strahler emittierten Lichts hängt nur von der Temperatur des Strahlers ab. Es wurde experimentell gefunden

$$j_E = \sigma T^4 \quad \text{mit } \sigma = 5,670 \cdot 10^{-8} \text{ Wm}^{-2}\text{K}^{-4} \quad (11.7)$$

Diese Beziehung heißt *Stefan-Boltzmann-Gesetz*, σ ist die Stefan-Boltzmann-Konstante.

Mit Gleichung (11.5) folgt

$$\rho_E = \frac{4\sigma}{c} T^4$$

Wir benutzen die Abkürzung

$$a = \frac{4\sigma}{c} = 7,566 \cdot 10^{-16} \text{ Jm}^{-3}\text{K}^{-4} \quad (11.8)$$

und erhalten

$$\rho_E = aT^4 \quad (11.9)$$

Daraus folgt

$$E = aVT^4 \quad (11.10)$$

Außerdem wird mit (11.3)

$$L_E = \frac{\sigma}{\pi} T^4$$

In Worten: Energiedichte, Strahldichte und Gesamtenergie in einem schwarzen Strahler gehen mit der 4. Potenz der Temperatur.

11.7 Druck und Entropie der schwarzen Strahlung als Funktion der Temperatur

Wir betrachten die schwarze Strahlung in einem Zylinder, dessen Wände schwarz sind und sich auf der Temperatur T befinden, Abb. 11.8. Wir wählen als unabhängige Variablen T und V . Wird der Kolben nach rechts verschoben, so emittiert die schwarze Wand stärker als sie absorbiert, und zwar gerade so, dass das neu gebildete Volumen mit Strahlung derselben Dichte gefüllt wird, wie sie die Strahlung vorher hatte.

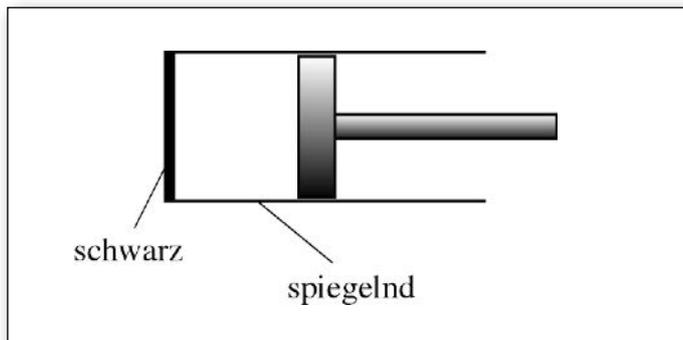


Abb. 11.8

Beim Herausziehen des Kolbens emittiert die schwarze Fläche Licht, so dass die Dichte der Strahlung im Zylinder gleich bleibt.

Aus der Gibbs'schen Fundamentalform für die schwarze Strahlung, d.h. für Strahlung mit $\mu = 0$

$$dE = TdS - pdV$$

wird

$$dS = \frac{1}{T} dE + \frac{p}{T} dV$$

Aus Gleichung (11.10) folgt

$$dE(T,V) = 4aVT^3 dT + aT^4 dV$$

Durch Einsetzen in die vorangehende Gleichung ergibt sich

$$\begin{aligned} dS(T,V) &= 4aVT^2 dT + aT^3 dV + \frac{p}{T} dV \\ &= 4aVT^2 dT + \left(aT^3 + \frac{p}{T} \right) dV \end{aligned}$$

Vergleich mit

$$dS(T,V) = \frac{\partial S(T,V)}{\partial T} dT + \frac{\partial S(T,V)}{\partial V} dV$$

ergibt

$$\frac{\partial S(T,V)}{\partial T} = 4aVT^2 \quad \text{und} \quad \frac{\partial S(T,V)}{\partial V} = aT^3 + \frac{p}{T} \quad (11.11)$$

Partielle Ableitung der ersten Beziehung nach V und der zweiten nach T , und Gleichsetzen liefert:

$$4aT^2 = 3aT^2 + \frac{1}{T} \frac{dp}{dT} - \frac{p}{T^2}$$

und daraus wird:

$$aT^3 = \frac{dp}{dT} - \frac{p}{T}$$

Diese Differentialgleichung hat die Lösung

$$p = \frac{a}{3} T^4 \quad (11.12)$$

Also auch der Druck von schwarzer Strahlung geht mit der 4. Potenz der Temperatur. Mit Gleichung (11.9) wird auch

$$p = \frac{\rho_E}{3} \quad (11.13)$$

Wir schließen noch eine Plausibilitätsbetrachtung an, die dasselbe Ergebnis liefert.

Wir zerlegen die Strahlung in einem rechteckigen Behälter in 6 Anteile, die je auf eine der Wände zulaufen. Jedem Anteil entspricht eine Impulsstromdichte, die nach der Maxwelltheorie gleich der Energiedichte ist:

$$j_{pi} = \rho_{Ei}$$

Mit $\rho_{Ei} = \rho_E/6$ wird

$$j_{pi} = \rho_E/6.$$

Der in die reflektierende Wand fließende Impulsstrom ist doppelt so groß wie der der einfallenden Strahlung, also

$$p = 2 j_{pi} = \rho_E/3,$$

also derselbe Ausdruck wie (11.13).

Wir suchen nun noch die Entropiedichte

$$\rho_s(T) = \frac{\partial S(T,V)}{\partial V}$$

der schwarzen Strahlung. Mit (11.11) und (11.12) wird

$$\rho_s(T) = \frac{4}{3} aT^3 \quad (11.14)$$

Daraus folgt die Gesamtentropie

$$S = \frac{4}{3} aVT^3$$

Die Temperaturabhängigkeit der Entropie ist also dieselbe wie die des Phononengases im Festkörper, Abschnitt 6.2.

Mit Gleichung (11.4) folgt noch

$$L_S = \frac{c}{3\pi} aT^3$$

Schließlich können wir noch den Zusammenhang zwischen Energie und Entropie angeben:

$$E(S, V) = 0,681 \cdot \sqrt[3]{\frac{S^4}{aV}}$$

11.8 Isotherme, isentrope und isoenergetische Expansion von Licht

Isotherme Expansion, Abb. 11.9

Der Kolben wird bewegt. Das Wärmereservoir sorgt für $T = \text{const}$. Mit den Ergebnissen des vorigen Abschnitts wird:

$$\begin{aligned} E &\sim V \\ S &\sim V \\ \rho_E &= \text{const} \\ \rho_S &= \text{const} \\ \rho &= \text{const} \end{aligned}$$

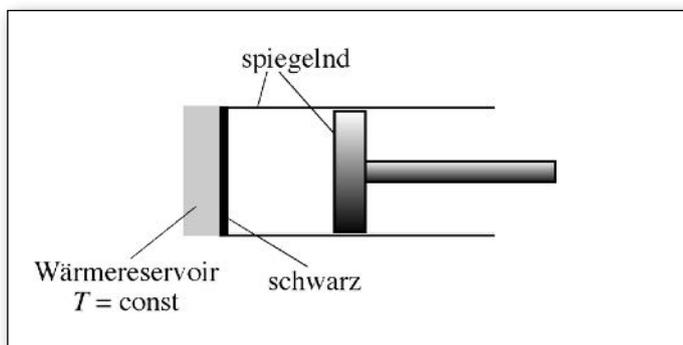


Abb. 11.9

Zur isothermen Expansion des Lichts

Isentrope Expansion, Abb. 11.10

Die spiegelnden Wände sorgen für $S = \text{const}$. Bei der Expansion bleibt das Licht thermisch. Mit den Ergebnissen des vorigen Abschnitts folgt:

$$\begin{aligned} V \cdot T^3 &= \text{const} \\ \rho \cdot V^{4/3} &= \text{const} \\ E/T &= \text{const} \end{aligned}$$

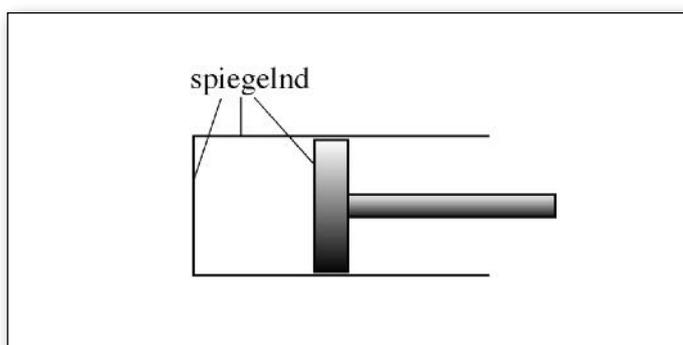


Abb. 11.10

Zur isentropen Expansion des Lichts

Isoenergetische Expansion, Abb. 11.11

Dies ist das Analogon zum Gay-Lussac-Versuch. Zuerst befindet sich nur im linken Behälter Licht. Dann wird die Verbindung nach rechts hergestellt. Mit den Ergebnissen des vorigen Abschnitts wird:

$$V \cdot T^4 = \text{const}$$

$$S \cdot T = \text{const}$$

$$p \cdot V = \text{const}$$

Bei dieser Entspannung nimmt nach der ersten Beziehung T ab. Mit der zweiten folgt dann, dass S zunimmt, wie es wegen des 2. Hauptsatzes auch sein muss.

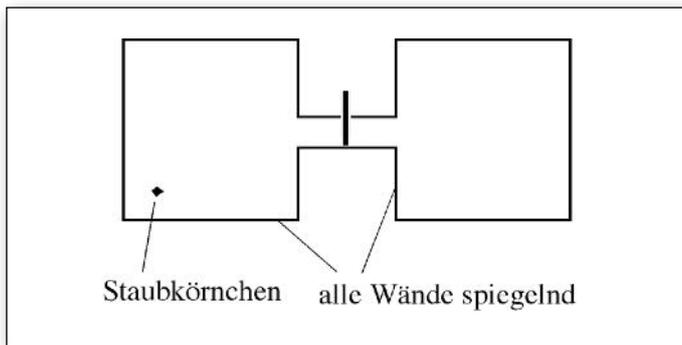


Abb. 11.11

Zur isoenergetischen Expansion des Lichts

Die kosmische Hintergrundstrahlung

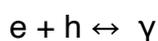
Die beiden letzten der im vorigen Abschnitt beschriebenen Prozesse sind im Labor nicht zu realisieren, da auch die besten Spiegel noch so stark absorbieren, dass das Licht immer im thermischen Gleichgewicht mit der Zylinderwand ist. Dagegen ist die isentrope Expansion in der Natur realisiert: Das Universum expandiert, und dabei kühlt sich das Licht, das den Kosmos erfüllt und 800 000 Jahre nach dem Urknall eine Temperatur von 3000 K hatte, immer weiter ab. Seine Temperatur beträgt heute 2,7 K. Es wird als kosmische Hintergrundstrahlung bezeichnet.

Das Gas-Kondensat-Analogon

Die Tatsache, dass bei der isothermen Expansion oder Kompression des Lichts, Abb. 11.9, die Werte aller intensiven Variablen konstant bleiben und die Werte der mengenartigen Größen proportional zum Volumen sind, kennen wir vom materiellen Gas her: Ein materielles Gas verhält sich genauso, wenn es im Gleichgewicht mit seinem Kondensat steht. Die schwarzen Wände im Lichtexperiment entsprechen dem Kondensat. Beim Vergrößern des Volumens kommt aus den Wänden neues Licht heraus, beim Verkleinern verschwindet es darin. Das Licht reagiert mit der Wand, genauer: mit dem Elektronen- und Phononensystem der Wand, und die chemischen Potentiale von Licht und Wand sind immer gleich (und gleich Null). Gleichung (11.12) entspricht in diesem Bild der Dampfdruckkurve.

11.9 Licht, dessen chemisches Potenzial ungleich null ist

Um thermische Strahlung mit $\mu \neq 0$ zu erzeugen, bringt man Licht ins chemische Gleichgewicht mit Reaktionspartnern, deren chemisches Potential ungleich null ist. Es eignet sich z.B. die Reaktion



e und h sind Elektronen bzw. Defektelektronen (Löcher) in einem Halbleiter, γ steht für Licht. Im Gleichgewicht ist

$$\mu_e + \mu_h = \mu_\gamma$$

Die Werte von μ_e und μ_h sind aus der Festkörperphysik bekannt. Will man einen Lichtstrahl mit $\mu \neq 0$ erzeugen, so muss man von dem einen Reaktionspartner, nämlich von γ , ständig etwas wegnehmen. Damit die Konzentration der Elektronen und Löcher erhalten bleibt, muss man daher ständig neue erzeugen. Das geht z.B. durch „pumpen“ mit einer anderen Lichtquelle, etwa mit Sonnenlicht. Der ganze Vorgang läuft ab in einem lumineszierenden Festkörper, Abb. 11.12.

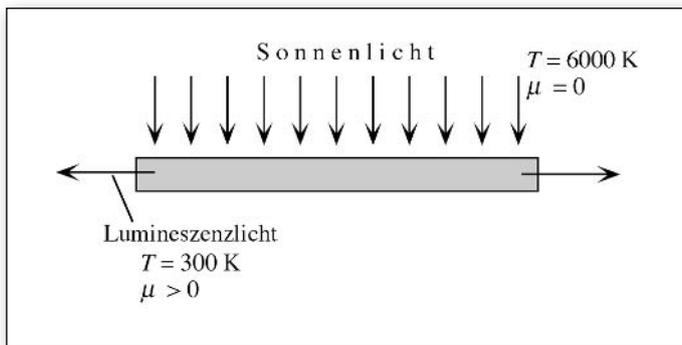


Abb. 11.12

In dem lumineszierenden Körper nimmt die Temperatur des Lichts ab und das chemische Potential zu.

Das einfallende Licht hat eine hohe Temperatur, aber $\mu = 0$. Das abgegebene Licht hat die Temperatur des Festkörpers, also $T \approx 300$ K, aber sein chemisches Potential ist größer als null. Der Festkörper lädt also Energie um – vom Träger Entropie auf den Träger Stoffmenge.

Statt mit Licht kann man auch elektrisch „pumpen“. Das geschieht in einer Lumineszenzdiode. Auch dieses Licht hat also $T \approx 300$ K und $\mu > 0$.

11.10 Energietransport mit thermischer Strahlung

Zwei schwarze Strahler mit verschiedenen Temperaturen T_1 und T_2 befinden sich in einem spiegelnden Kasten, so dass die Strahlung, die der eine emittiert, entweder auf den emittierenden Körper zurückfällt, oder vom anderen Körper absorbiert wird, Abb. 11.13.

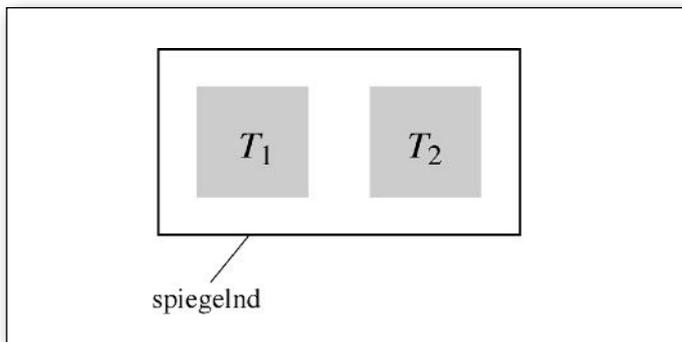


Abb. 11.13

Die Strahlung, die der eine Körper emittiert, wird entweder von ihm selbst oder vom anderen Körper absorbiert.

Der resultierende Energiestrom zwischen den Körpern ist die Summe aus einem vom rechten zum linken fließenden und aus einem vom linken zum rechten fließenden. Das Analoge gilt für den Entropiestrom. Sind die Temperaturen T_1 und T_2 nicht sehr unterschiedlich, ist also $\Delta T = T_2 - T_1 \ll T_2 = T$, so erhält man mit (11.7) und (11.8)

$$j_E = j_{E2} - j_{E1} = \frac{c}{4} a(T_2^4 - T_1^4) \approx caT^3 \Delta T$$

und mit (11.6) und (11.14)

$$j_s = j_{s2} - j_{s1} = \frac{c}{3} a(T_2^3 - T_1^3) \approx caT^2 \Delta T$$

Für den resultierenden Strom gilt also der Zusammenhang

$$j_E = T \cdot j_s$$

11.11 Das Kirchhoffsche Strahlungsgesetz

Man nennt

$$\alpha = \frac{\text{absorbierter Energiestrom}}{\text{einfallender Energiestrom}}$$

den Absorptionsgrad eines Körpers. Zwei Körper A und B gleicher Temperatur stehen sich gegenüber in einem evakuierten Behälter mit spiegelnden Wänden, Abb. 11.14.

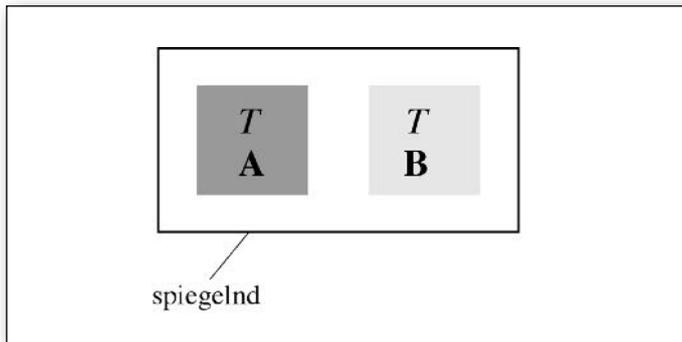


Abb. 11.14

Körper A ist schwarz, er absorbiert alle Strahlung, Körper B nicht.

Körper A sei „schwarz“, er absorbiert alle Strahlung, d.h. $\alpha_A = 1$. Körper B sei nicht schwarz, er absorbiert nur einen Teil des ankommenden Lichts und wirft den Rest zurück. Wir nennen j_{EA} und j_{EB} die Stromdichte der Energie, die aus A bzw. B herausfließt. Damit gilt für den Energiestrom im Zwischenraum

$$\text{von links nach rechts: } j_{E\rightarrow} = j_{EA}$$

$$\text{von rechts nach links: } j_{E\leftarrow} = j_{EB} + (1 - \alpha_B) j_{EA}$$

Nun darf netto keine Energie zwischen A und B fließen, denn das würde bedeuten, dass die Entropie der ganzen Anordnung abnimmt. Also ist

$$j_{E\rightarrow} = j_{E\leftarrow}$$

und damit

$$j_{EB} = \alpha_B \cdot j_{EA}$$

Wir nennen nun $j_{EA} = j_{E,\text{schwarz}}$, lassen den Index B weg, und erhalten

$$\frac{j_E}{\alpha} = j_{E,\text{schwarz}}$$

Der Quotient aus der Energiestromdichte der emittierten Strahlung und dem Absorptionsgrad ist für alle Körper derselbe. Er hängt nur von der Temperatur ab. Man kann vor jeden der beiden Körper noch ein Farbfilter stellen, das Strahlung einer einzigen Frequenz ν durchlässt, und den Rest zurückwirft. Dieselbe Überlegung wie oben zeigt dann, dass die gerade hergeleitete Beziehung für jede Frequenz einzeln gilt:

$$\frac{dj_E/d\nu}{\alpha} = dj_{E,\text{schwarz}}/d\nu$$

oder

$$\frac{dj_E/d\nu}{\alpha} = f(T, \nu)$$

Dies ist das *Kirchhoffsche Gesetz*.

12. Thermische Maschinen

12.1 Überblick

Wir befassen uns mit Geräten und Maschinen, in denen Entropie S von einer hohen Temperatur T_2 auf eine niedrige Temperatur T_1 gebracht und dafür das Potential ξ einer anderen extensiven Größe erhöht wird, und mit Maschinen, in denen das Umgekehrte passiert: das Potential einer Größe X nimmt ab, und dadurch wird Entropie von niedrigem auf hohes „thermisches Potential“ T gehoben. Solche Maschinen können schematisch dargestellt werden wie es die Abbildungen 12.1a und 12.1b zeigen.

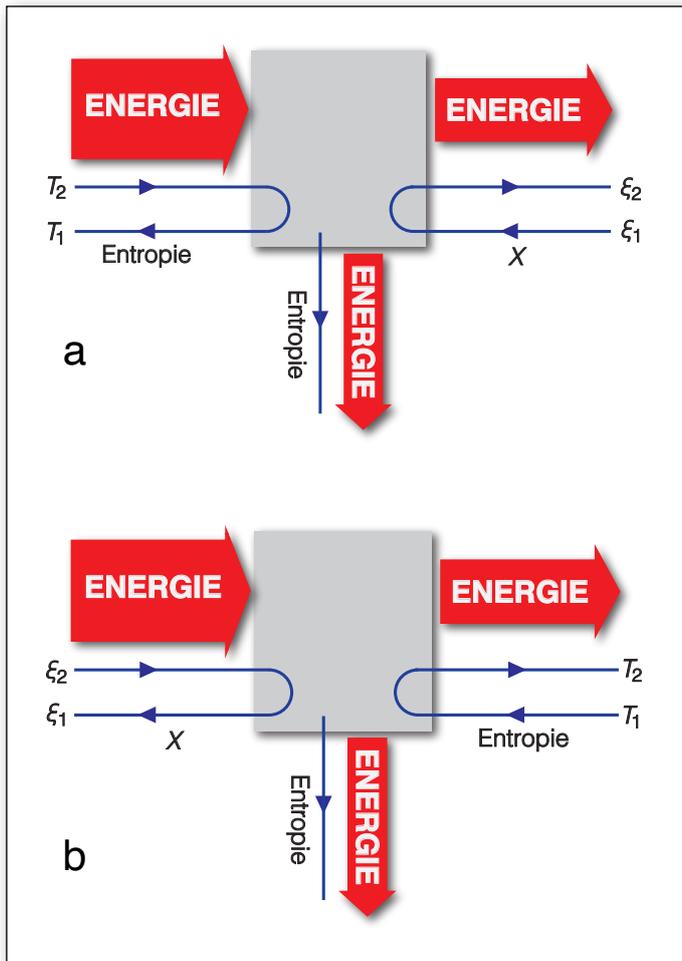


Abb. 12.1

- (a) Flussbild eines Wärmemotors;
(b) Flussbild einer Wärmepumpe

Die nach unten wegfließende Entropie ist die unbeabsichtigt erzeugte Entropie. Ist der Träger der herausfließenden Energie der Drehimpuls, so spricht man von *Wärmeleistungsmaschinen* oder *Wärmemotoren*. Bei der Solarzelle, beim Thermoelement und beim MHD-Generator ist der Träger der herausfließenden Energie die elektrische Ladung.

Der Name einer Maschine umfasst oft mehr als den der Abbildung 12.1 entsprechenden Teil. So meint man mit der Wärmeleistungsmaschine *Ottomotor* bekanntlich eine Maschine, in die die Energie mit Benzin + O_2 hineinfließt, Abb. 12.2. Die Entropie wird erst innerhalb des Motors erzeugt, und das Schema von Abbildung 12.1a repräsentiert nur einen Teil des Motors.

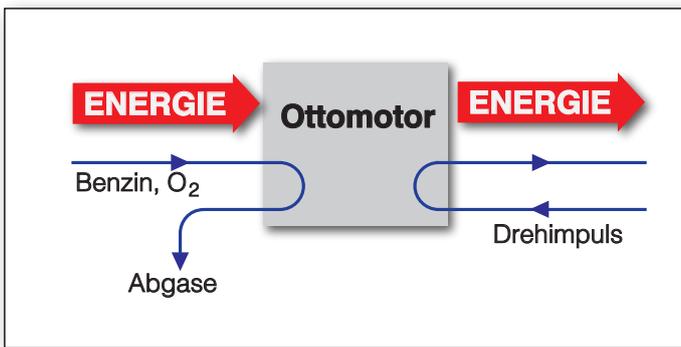


Abb. 12.2
Flussbild des Ottomotors

Maschinen vom Typ der Abbildung 12.1b heißen Wärmepumpen. Wärmepumpen werden zum Heizen und zum Kühlen benutzt. Bei einem speziellen Typ der Wärmepumpe ist der Energieträger auf beiden Seiten die Entropie: beim Absorberkühlschrank, Abb. 12.3. Seine Funktion entspricht der des elektrischen Trenntransformators.

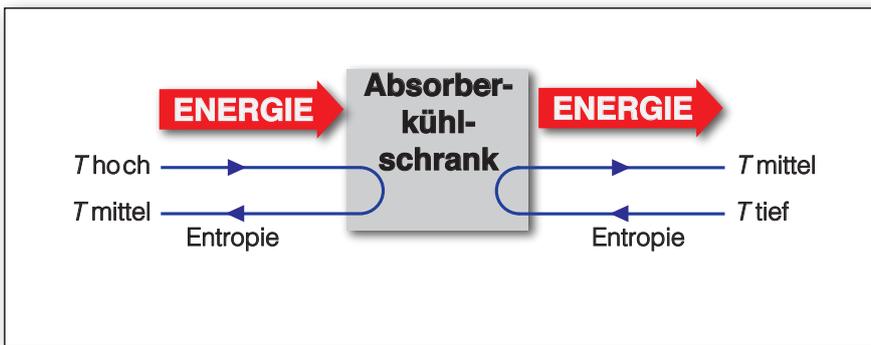


Abb. 12.3
Flussbild des Absorberkühlschranks

12.2 Warum Wärmekraftmaschinen?

In Fahrzeugen braucht man drehimpulsgetragene Energie. Für die Verteilung auf viele kleine Verbraucher eignet sich vor allem elektrizitätsgetragene Energie. Von den natürlichen Quellen bekommen wir die Energie aber mit anderen Energieträgern.

Unsere Energiequellen sind zweierlei Natur.

- 1) Die unerschöpflichen Quellen: Man zapft einen natürlichen Energiestrom an. Man tut das in Wasser-, Wind- und Solarkraftwerken.
- 2) Die erschöpflichen Quellen: Auf der Erde hat sich in Prozessen, die Milliarden von Jahren gedauert haben, Energie angesammelt. Diese Lager werden zur Zeit geleert, und zwar, auf einer historischen Zeitskala betrachtet, sehr schnell. Sie stellen zur Zeit, aber natürlich nicht mehr lange, die wichtigste Energiequelle des Menschen dar.

Man geht nun mit der Energie nicht nur insofern verschwenderisch um, als man die natürlichen Energiespeicher rücksichtslos entleert, sondern auch als man die Energie mit einem sehr schlechten Wirkungsgrad von den Energieträgern, mit dem sie in der Natur anfällt, auf die den Menschen angenehmen Energieträger Drehimpuls und Elektrizität umlädt.

Wir hatten in Abschnitt 2.7 gesehen, dass die Ursache aller Energieverluste Entropieerzeugung ist. Nun ist bei praktisch allen technischen Verfahren der Ausbeutung der natürlichen Energiereservoirs Entropieerzeugung der erste Schritt. Denn um sich Energie mit dem Träger Drehimpuls oder Elektrizität zu beschaffen, benutzt man Wärmemotoren – also Maschinen, die an ihrem Eingang Entropie auf hoher Temperatur brauchen. Diese Entropie gewinnt man nun vollständig durch Erzeugung. Dies ist einer der Gründe für den schlechten Wirkungsgrad der Energiewirtschaft. Wir hatten gesehen (Gleichung (2.7) in Abschnitt 2.9), dass allein dadurch in den Wirkungsgrad ein Faktor

$$\eta = \frac{T_2 - T_1}{T_2}$$

eingeht. Hier ist T_1 günstigstenfalls die Umgebungstemperatur, also etwa 300 K, und T_2 die höchste Temperatur, die man technisch beherrscht, d.h. etwa 800 K. Folglich entsteht allein wegen der Entropieerzeugung ein Faktor

$$\eta = \frac{800 \text{ K} - 300 \text{ K}}{800 \text{ K}} \approx 0,63$$

Praktisch liegen die Wirkungsgrade von Wärmemotoren noch erheblich niedriger: zwischen 0,3 und 0,4.

12.3 Maschinen mit äußerer Verbrennung

Zyklisch arbeitende Maschinen – der Stirlingprozess

Abb. 12.4 zeigt das p - V - und das T - S -Diagramm des idealisierten Stirlingprozesses.

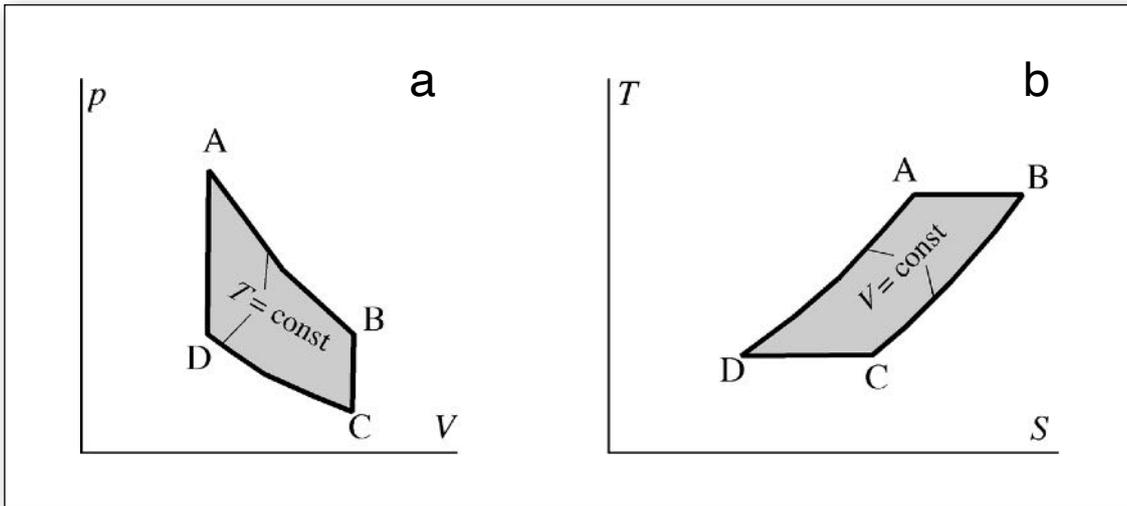


Abb. 12.4

Stirling-Prozess (a) im p - V - und (b) im T - S -Diagramm

Der Prozess wird annähernd realisiert im Stirling- oder Heißluftmotor, Abb. 12.5. In einem mit Luft gefüllten Zylinder läuft ein Kolben (K) hin und her. Der Zylinder wird links erhitzt und rechts gekühlt. Außerdem läuft neben dem Kolben noch der "Verdränger" (V) hin und her, und zwar phasenverschoben gegen den Kolben. Der Verdränger ist luftdurchlässig, hat aber eine große Wärmekapazität und eine große Oberfläche, sodass er mit der durchströmenden Luft Entropie austauscht.

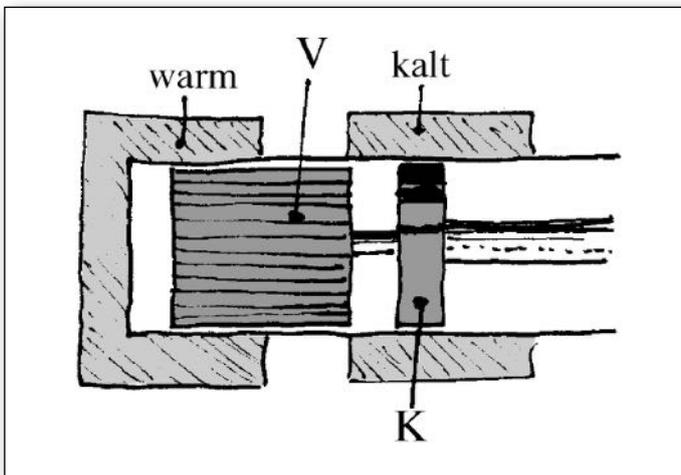


Abb. 12.5

Heißluftmotor

Abb. 12.6 zeigt die den vier Zuständen A bis D entsprechenden Stellungen von Kolben und Verdränger. Derselbe Prozess rückwärts ablaufend wird in Luftverflüssigungsmaschinen angewendet. Dabei ist Wasserstoff oder Helium das Arbeitsmedium.

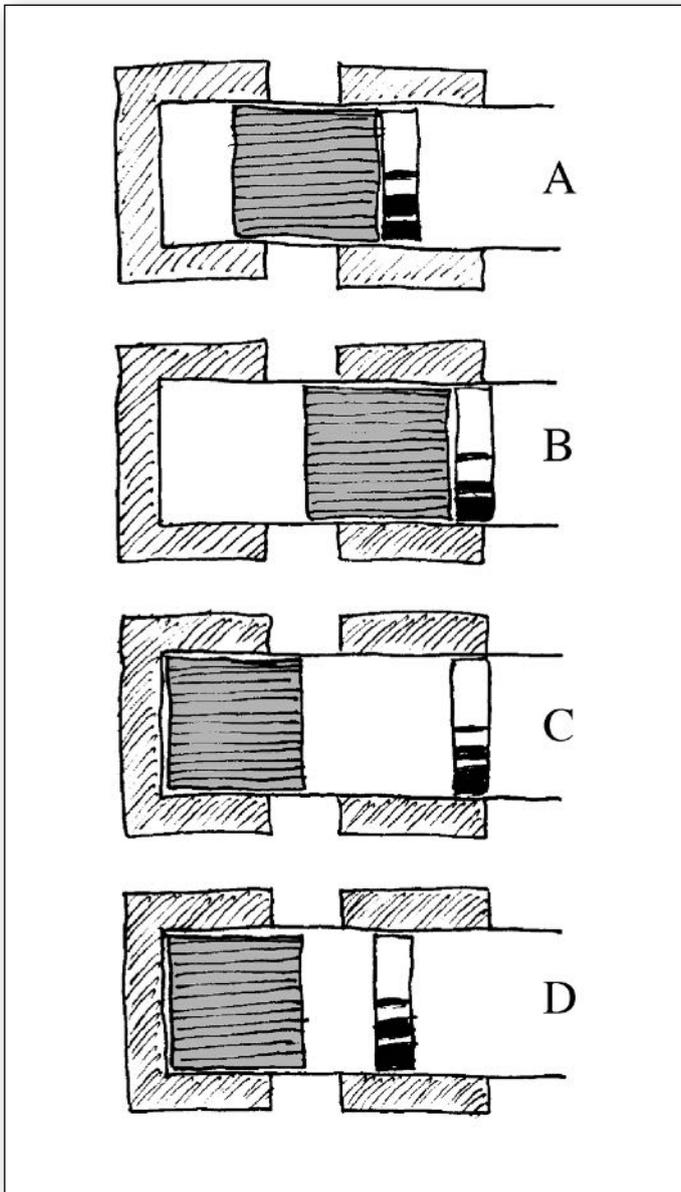


Abb. 12.6

Heißluftmotor in 4 Phasen

Strömungsmaschinen

Bei einer Strömungsmaschine fließt das Arbeitsmedium in einem Stromkreis. Die Strömung ist stationär. Für eine kleine Portion des Arbeitsstoffs, die man auf ihrem Weg durch den Stromkreis verfolgt, kann man, wie bei den zyklisch arbeitenden Maschinen, im p - V - und im T - S -Diagramm eine geschlossene Kurve angeben.

Der Joule-Prozess

Abbildung 12.7 zeigt das p - V - und das T - S -Diagramm.

- AB Das Arbeitsgas wird isentrop komprimiert.
- BC Bei hohem, konstantem Druck wird dem Gas Entropie zugeführt.
- CD Das Gas expandiert isentrop.
- DA Das Gas gibt die Entropie bei niedrigem, konstantem Druck wieder ab.

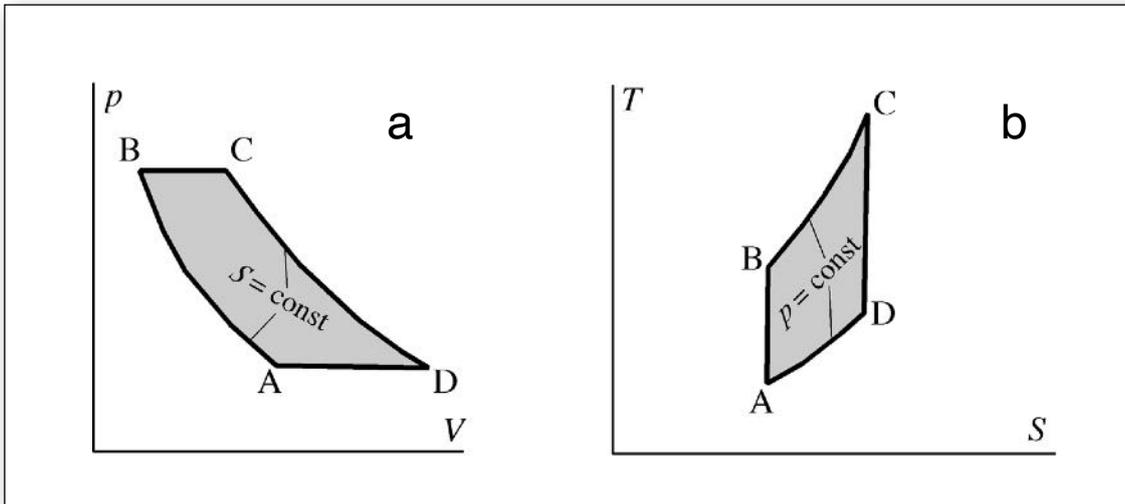


Abb. 12.7

Joule-Prozess (a) im p - V - und (b) im T - S -Diagramm

Realisiert wird der Joule-Prozess in einer Gasturbinenanlage, Abb. 12.8. Der Kompressor wird von der Turbine angetrieben. Ein Teil der Energie fließt also innerhalb der Maschine „im Kreis herum“.

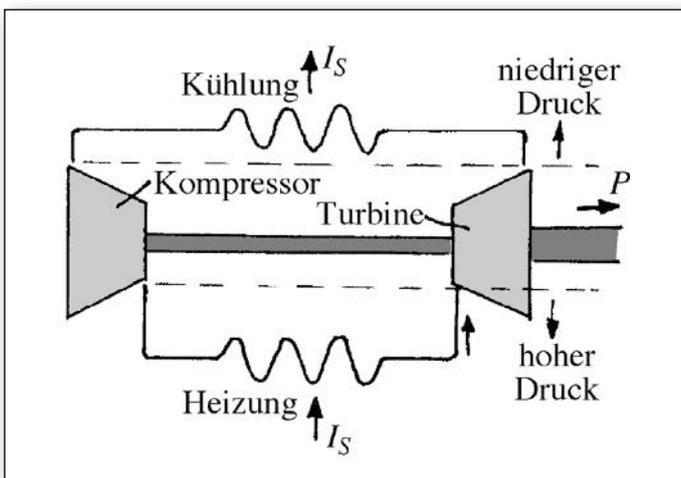


Abb. 12.8

Gasturbinenanlage

Auch die selbstumlaufende Zentralheizung, Abb. 12.9, stellt eine Realisierung des Joule-Prozesses dar. Den Druckunterschied zwischen Entropieeingang und Entropieausgang besorgt hier das Gravitationsfeld. Eine geschlossene Konvektionsströmung in einem geheizten Zimmer ist auch ein Joule-Prozess.

Eine etwas kompliziertere Variante des Joule-Prozesses ist der Ericson-Prozess. Bei ihm sind Kompression und Expansion in Teilschritte zerlegt, zwischen denen dem Gas Entropie entnommen bzw. zugeführt wird, sodass die Kompression und die Expansion annähernd isotherm sind. Angewendet wurde dieser Prozess in der Heliumturbinenanlage von Hochtemperaturreaktoren.

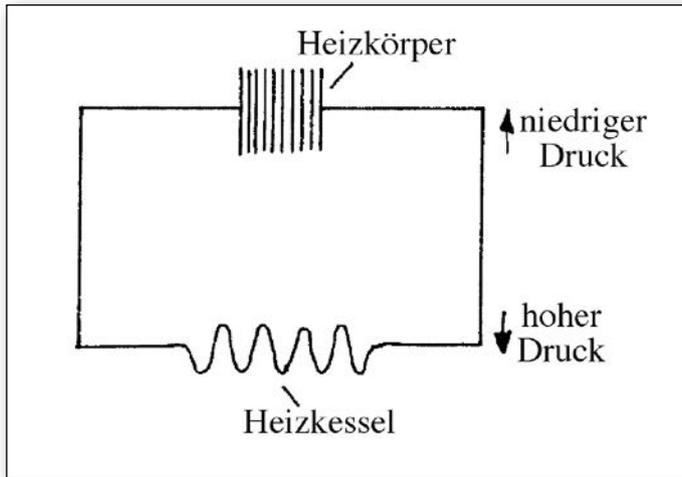


Abb. 12.9
Zentralheizung

Der Clausius-Rankine-Prozess

Der Clausius-Rankine-Prozess ist der Prozess, der in Dampfmaschinen abläuft. Er ist dem Joule-Prozess ähnlich. Er unterscheidet sich dadurch vom Joule-Prozess, dass der Arbeitsstoff (meist Wasser) während des Kreisprozesses Phasenübergänge ausführt, Abb. 12.10.

- AB Der Druck des Arbeitsstoffes wird isentrop erhöht (in der Speisewasserpumpe).
- BC Bei hohem, konstantem Druck wird Entropie zugeführt (im Dampfkessel, Dampferzeuger oder Reaktordruckbehälter).
- CD Der Arbeitsstoff expandiert isentrop (in der Turbine).
- DA Bei niedrigem, konstantem Druck wird Entropie abgegeben (im Kondensator)

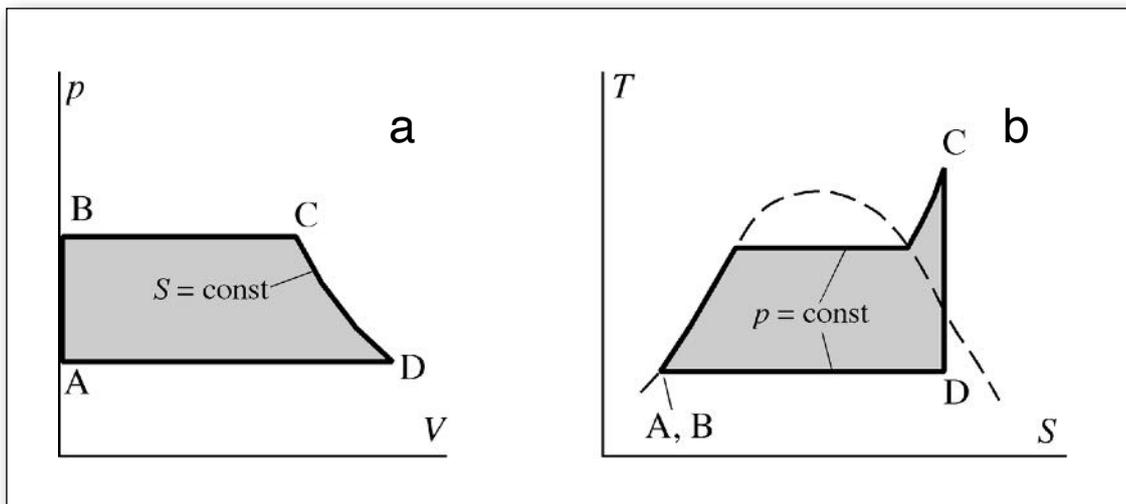


Abb. 12.10
Clausius-Rankine-Prozess (a) im p - V - und (b) im T - S -Diagramm

Ein Vorteil dieses Prozesses besteht darin, dass man statt des Kompressors nur eine Speisewasserpumpe braucht. Dadurch ist der in der Maschine im Kreis herumfließende Energiestrom viel geringer als beim Joule-Prozess.

In Abb. 12.11 sind Druck- und Temperaturwerte einer Kraftwerksanlage eingetragen.

Die meisten Dampflokomotiven hatten keinen Kondensator. Der Dampf am Ausgang der Maschine musste daher einen Druck $p > 1$ bar haben und entsprechend eine Temperatur $\vartheta > 100$ °C. Das Temperaturgefälle zwischen 100 °C und Umgebungstemperatur wurde also nicht genutzt.

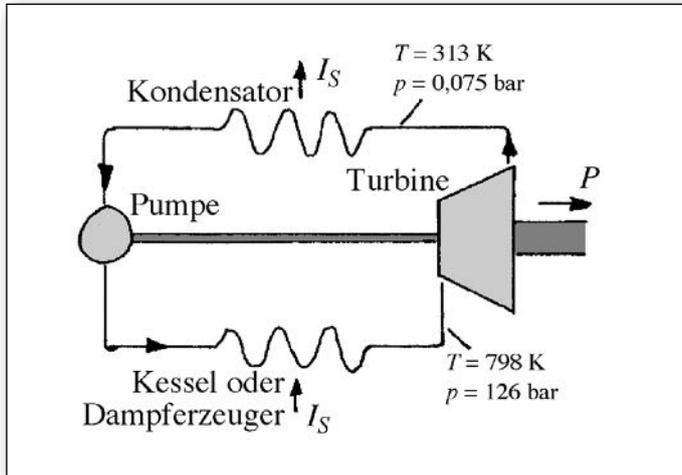


Abb. 12.11
Dampfturbinenanlage

12.4 Maschinen mit innerer Verbrennung

Zyklisch arbeitende Maschinen – der Ottomotor

Abb. 12.12 zeigt das p - V - und das T - S -Diagramm eines idealisierten Ottomotors.

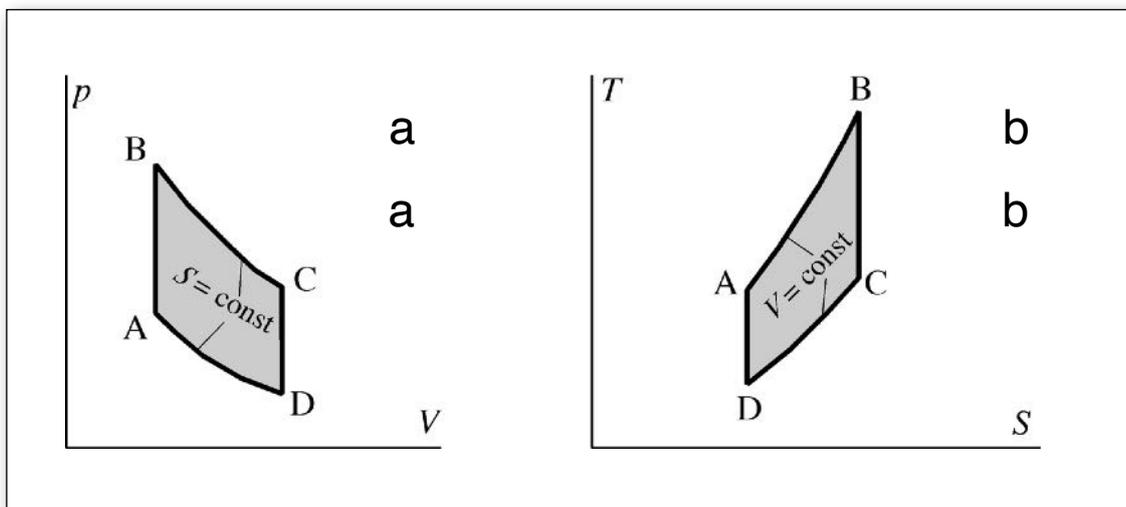


Abb. 12.12
Idealisierter Prozess des Ottomotors (a) im p - V - und (b) im T - S -Diagramm

Die Entropiezunahme beim Prozessschritt AB kommt zustande durch Entropieerzeugung im Zylinder: durch Verbrennung von Benzin. Das geschieht im oberen Totpunkt, und zwar so schnell, dass sich das Volumen während des Verbrennungsvorgangs praktisch nicht ändert. BC ist der „Arbeitstakt“. Das heiße Gas (N_2 , H_2O und CO_2) entspannt sich. Der Prozessschritt CD besteht in Wirklichkeit nicht in der Abkühlung des Gases bei festem Volumen. Das Gas wird vielmehr in einem weiteren Kolbenhub durch frisches, kaltes Gas ersetzt. Im Prozessschritt DA wird das Frischgas isentrop komprimiert.

Strömungsmaschinen – die Gasturbine

Der Prozess ist im wesentlichen derselbe wie der Joule-Prozess, Abb. 12.13. Der Arbeitsstoff ist Luft – deren Sauerstoff sich allerdings mit dem Brennstoff zu anderen Gasen (H_2O und CO_2) verbindet. Der Kompressor verdichtet Luft aus der Umgebung. Die Entropiezufuhr geschieht in den Brennkammern durch Verbrennen des Brennstoffs. Die heißen Gase entspannen sich in der Turbine. Beim Strahltriebwerk ist die Turbine so ausgelegt, dass sie nur den Kompressor antreibt. Das die Turbine verlassende Gas hat dann relativ zum Triebwerk eine hohe Geschwindigkeit. Das heißt, es fließt ein Impulsstrom vom ausströmenden Gas in das Triebwerk – und von dort in das Flugzeug.

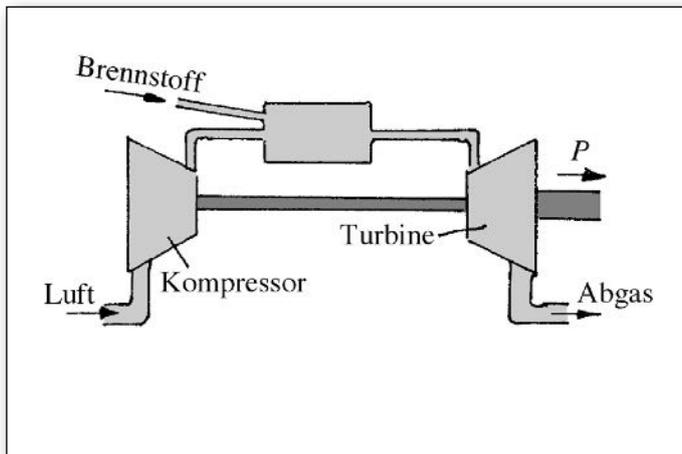


Abb. 12.13
Gasturbine

12.5 Kältemaschinen

Jede reversibel arbeitende Wärmekraftmaschine kann man als Kältemaschine laufen lassen. Die Maschinen mit innerer Verbrennung, für deren Funktionsweise die Irreversibilität fundamental ist, sind hierfür nicht geeignet.

Umgekehrter Stirling- und Clausius-Rankine-Prozess

Dass der Stirlingmotor als Kältemaschine arbeiten kann, wurde schon erwähnt. Am weitesten verbreitet ist aber der umgekehrte Clausius-Rankine-Prozess: Er wird in den meisten Kühlschränken und Gefriertruhen verwendet, Abb. 12.14. Statt in einer Expansionsmaschine entspannt man den flüssigen Arbeitsstoff in einer Drossel ($E + pV = \text{const}$). Damit hat die Kühlmaschine zwar einen schlechten Wirkungsgrad, aber sie ist dafür weniger kompliziert.

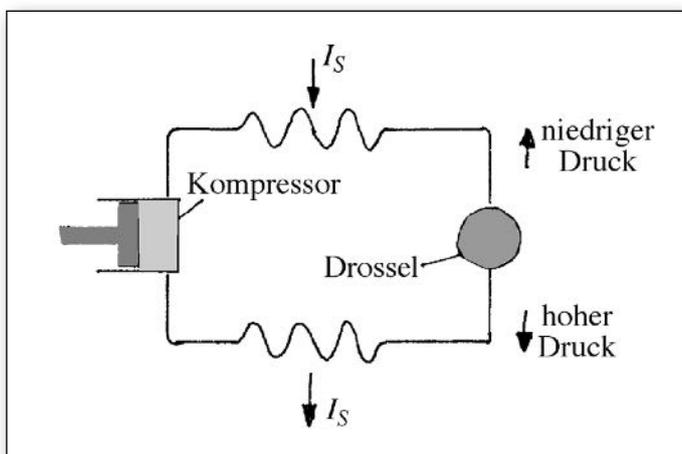


Abb. 12.14

Im Kühlschrank läuft im Wesentlichen ein umgekehrter Clausius-Rankine-Prozess ab.

Das Linde-Hampson-Verfahren

Es wird zur Verflüssigung von Gasen verwendet, Abb. 12.15. Das Gas wird auf 100 bis 200 bar komprimiert, und in einer Drossel entspannt. Dabei kühlt es sich aufgrund des Joule-Thomson-Effekts ab. Mit diesem abgekühlten Gas wird das nachströmende Gas vorgekühlt. Dadurch wird die Temperatur des entspannten Gases immer niedriger, bis schließlich ein Teil davon flüssig wird. Gase, deren Inversionstemperatur unter Normaltemperatur liegen, wie H_2 oder He, müssen zunächst mit einem anderen Verfahren unter die Inversionstemperatur gebracht werden.

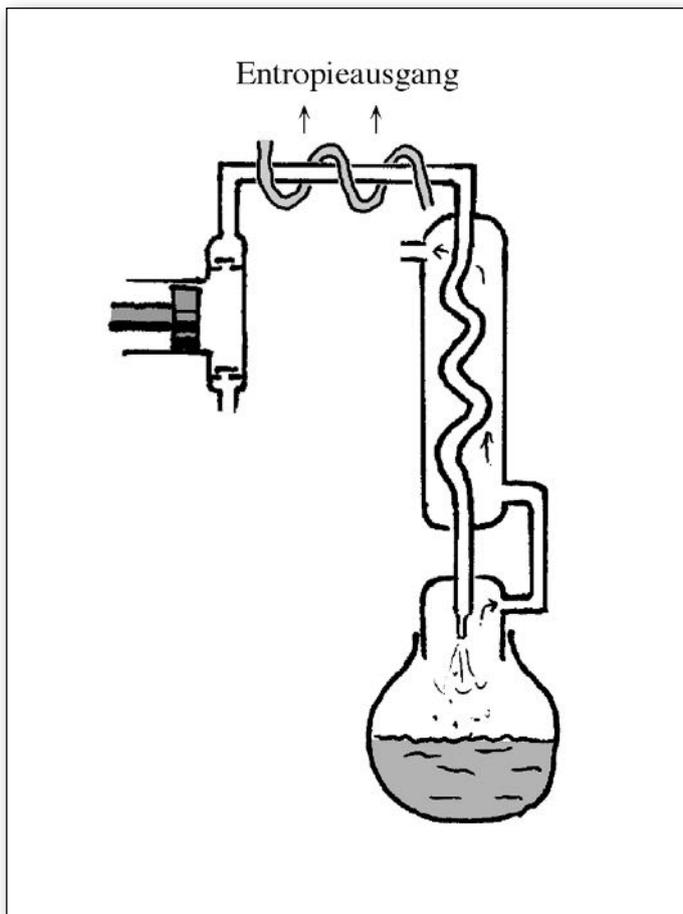


Abb. 12.15

Das Linde-Hampson-Verfahren

13. Entropie und Wahrscheinlichkeit

13.1 Die Datenmenge

Wir wollen Nachrichten mit Hilfe von Karten übertragen, Abb. 13.1. Auf jeder Karte kann eins von z zwischen Sender und Empfänger vereinbarten Zeichen stehen, z.B. einer der Buchstaben des Alphabets.

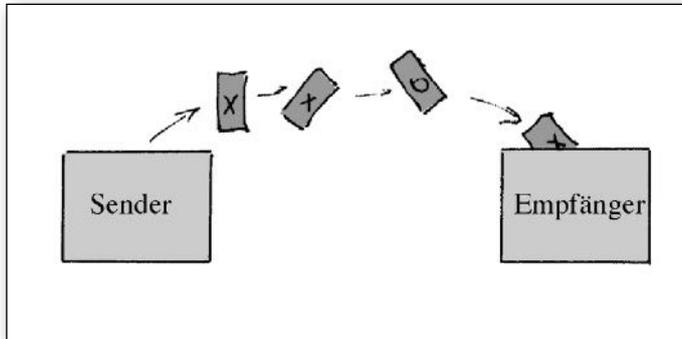


Abb. 13.1

Vom Sender zum Empfänger fließt ein Datenstrom.

Wir suchen ein Maß für die Menge an Daten, die mit einer Karte übertragen werden. Der Einfachheit halber betrachten wir zunächst den Fall, dass es nur zwei Zeichen gibt, z.B. ein Kreuz und einen Kreis. Der Zeichenvorrat ist also $z = 2$. Mit einer Karte kann man dann eine von zwei möglichen Nachrichten übertragen, man kann zwischen zwei Nachrichten auswählen. Mit zwei (in geordneter Reihenfolge abgesendeten) Karten kann man zwischen $2 \cdot 2 = 4$ Nachrichten auswählen, und mit n Karten zwischen 2^n Nachrichten.

Man könnte die Zahl $N = 2^n$ als Maß für die mit n Karten übertragene Datenmenge benutzen. Das so definierte Maß hätte aber den Nachteil, nicht mengenartig zu sein. Das sieht man so:

Wir schicken zunächst 3 Karten ab. Für 3 Karten ist

$$N_a = 2^3 = 8.$$

Wir schicken danach noch 2 weitere Karten ab. Für zwei Karten allein ist

$$N_b = 2^2 = 4.$$

Für alle 5 Karten zusammen ist aber

$$N_c = 2^5 = 32.$$

Es ist also

$$N_c \neq N_a + N_b.$$

Ein besseres Maß für die Menge an Daten ist der Logarithmus der Zahl N der möglichen Nachrichten. Wir definieren also provisorisch die Datenmenge H :

$$H = f \cdot \ln N$$

mit $N =$ Zahl der möglichen Nachrichten.

Mit der Konstante f wird die Maßeinheit von H festgelegt. Für $N = 2$, also für den Fall, dass zwischen zwei Möglichkeiten entschieden wird, soll $H = 1$ bit sein, also

$$1 \text{ bit} = f \cdot \ln 2 \quad \Rightarrow \quad f = \frac{1 \text{ bit}}{\ln 2}$$

Mit n Karten wird dann eine Datenmenge von

$$H = \frac{1 \text{ bit}}{\ln 2} \ln 2^n = n \text{ bit}$$

übertragen.

Mit $\ln x / \ln 2 = \text{ld } x$ kann man auch schreiben

$$H = \text{ld } N \text{ bit}$$

Ist der Zeichenvorrat z groß, so ist auch die Datenmenge pro Karte, und damit pro Zeichen groß.

Mit $z = 32$ ist für eine Karte $N = 32$, also $H = \text{ld } 32 \text{ bit} = 5 \text{ bit}$.

Nimmt man an, dass es 40 000 chinesische Schriftzeichen gibt, so ist die mit einem Zeichen übertragene Datenmenge

$$H = \text{ld } 40\,000 \text{ bit} \approx 15 \text{ bit}.$$

Wir überzeugen uns nun davon, dass der Ausdruck $f \cdot \ln N$ immer noch kein gutes Datenmengenmaß ist. Wir betrachten drei Beispiele, in denen von zwei möglichen Nachrichten eine ausgewählt wird. Es wird also ein Zeichenvorrat von $z = 2$ gebraucht, und da jedes Mal nur ein Zeichen übertragen wird, wäre $H = 1 \text{ bit}$, Abb. 13.2.

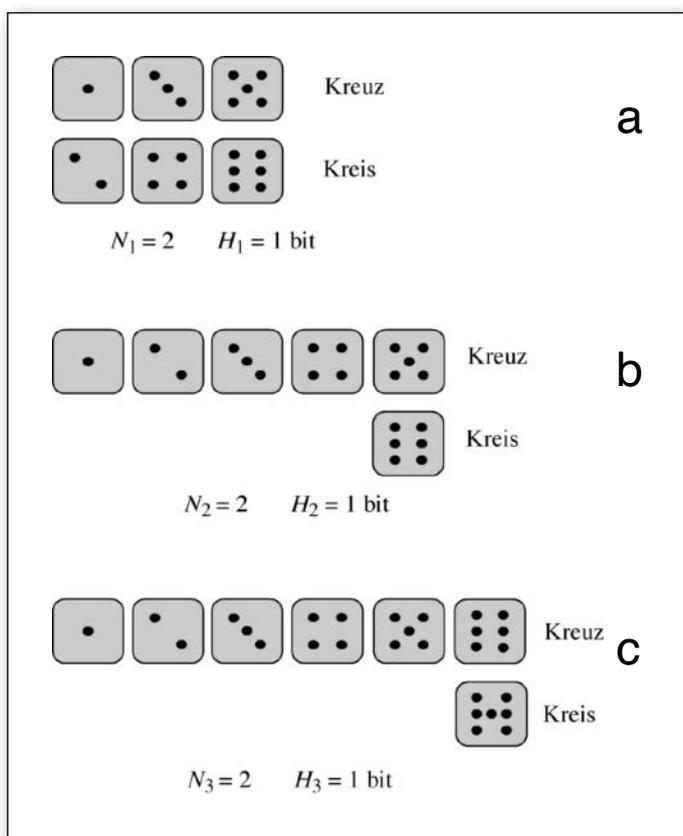


Abb. 13.2

Obwohl in jedem Fall zwei Zeichen verwendet werden, ist die Datenmenge bei den drei Übertragungen (a), (b) und (c) nicht gleich.

(a) Der Absender würfelt und teilt dem Empfänger mit, ob er eine gerade oder eine ungerade Zahl gewürfelt hat.

(b) Der Absender würfelt und teilt dem Empfänger mit, ob er eine Sechs gewürfelt hat.

(c) Der Absender würfelt und teilt dem Empfänger mit, ob er eine Sieben gewürfelt hat.

Die Formel $f \cdot \ln N$ liefert jedes Mal dasselbe Ergebnis, nämlich 1 bit. Von einem vernünftigen Datenmengenmaß würde man aber erwarten, dass

$$H_3 < H_2 < H_1$$

ist, ja, dass sogar $H_3 = 0$ ist, denn wenn der Empfänger die Nachricht schon vor der Übertragung weiß (in unserem Fall, dass keine Sieben gewürfelt wurde), so sollte die Datenmenge, die er mit der Nachricht bekommt, null sein.

Ein Maß, das dieser Forderung gerecht wird, wurde von Claude Shannon eingeführt:

$$H = -f \cdot \sum_i p_i \ln p_i$$

Die Summe erstreckt sich über alle möglichen Nachrichten. p_i ist die Wahrscheinlichkeit dafür, dass die Nachricht i gesendet wird. In dem Fall, dass alle Nachrichten gleichwahrscheinlich sind, ist

$$p_1 = p_2 = p_3 = \dots = p_i = \dots = 1/N,$$

und H geht in den alten Ausdruck $f \cdot \ln N$ über.

In dem Beispiel ist

$$(a) p(\text{gerade}) = 0,5 \quad p(\text{ungerade}) = 0,5 \quad H = 1 \text{ bit}$$

$$(b) p(\text{Sechs}) = 1/6 \quad p(\text{nicht Sechs}) = 5/6 \quad H = 0,65 \text{ bit}$$

$$(c) p(\text{Eins bis Sechs}) = 1 \quad p(\text{Sieben}) = 0 \quad H = 0 \text{ bit}$$

An dem Beispiel erkennt man zwei wichtige Eigenschaften des Shannonschen Datenmenßmaßes:

1) Ist eine der Wahrscheinlichkeiten gleich eins und sind alle anderen gleich null, so ist $H = 0$:

$$H = -f \cdot \sum_{i=1}^z p_i \ln p_i = -f(z-1) \lim_{p \rightarrow 0} (p \ln p) - f \cdot 1 \cdot \ln 1 = 0,$$

denn

$$\lim_{p \rightarrow 0} (p \ln p) = \lim_{p \rightarrow 0} \frac{\ln p}{1/p} = \dots = 0 \quad (\text{l'Hospitalsche Regel})$$

2) Bei gegebenem Zeichenvorrat z ist H maximal für

$$p_1 = p_2 = p_3 = \dots = p_z.$$

Zum Beweis berechnet man den Extremwert von

$$H(p_1, p_2, \dots, p_z) = -f \cdot \sum_{i=1}^z p_i \ln p_i$$

unter der Nebenbedingung

$$\varphi(p_1, p_2, \dots, p_z) = \sum_i p_i - 1 = 0$$

(Die Summe der Wahrscheinlichkeiten ist gleich eins).

Abb. 13.3 zeigt $H(p_1)$ für den Fall, dass $z = 2$ ist:

$$H = -f [p_1 \ln p_1 + (1 - p_1) \ln(1 - p_1)]$$

Wir begegnen hier einem Problem, das auch für die statistische Thermodynamik typisch ist. Man kann H leicht ausrechnen für so unsinnige Mitteilungen wie die, ob eine gerade oder ungerade Zahl gewürfelt wurde, denn die Wahrscheinlichkeitsverteilung über die möglichen Nachrichten ist uns hier bekannt. Meist ist es aber nicht so leicht, Wahrscheinlichkeiten anzugeben.

Woher kennen wir überhaupt die Wahrscheinlichkeiten für das Auftreten der Zahlen beim Würfeln? Wir haben dafür zwei Quellen: Erstens können wir sie experimentell bestimmen. Wir würfeln sehr oft und bestimmen die Häufigkeiten mit denen die Augenzahlen auftreten. Zweitens können wir die Wahrscheinlichkeiten „a priori“ angeben. Wir schließen aus der

Symmetrie des Würfels und der völligen Unbestimmtheit des Würfelvorgangs, dass alle Augenzahlen dieselbe Wahrscheinlichkeit haben.

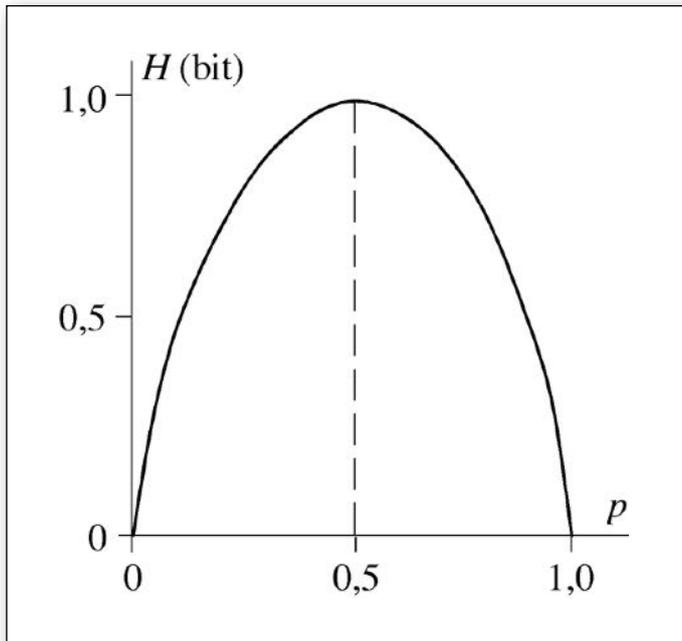


Abb. 13.3

Datenmenge im Fall einer Übertragung mit zwei Zeichen als Funktion der Wahrscheinlichkeit der Zeichen

13.2 Die Verallgemeinerung des Zustandsbegriffs – das Gibbs'sche Ensemble

In Abschnitt 4.1 wurde erklärt: In einem bestimmten Zustand hat jede Variable einen bestimmten Wert. Mit diesem Zustandsbegriff lassen sich viele reale Situationen nicht beschreiben, nämlich alle die, in denen die Werte von Variablen nicht bekannt sind. Wir betrachten ein Beispiel, das zwar auf den ersten Blick etwas unsinnig erscheint, an dem sich aber das Problem leicht erläutern lässt.

In einem undurchsichtigen Kasten befindet sich eine flache Magnetscheibe, deren magnetisches Moment m_0 senkrecht auf der Scheibenebene steht, Abb. 13.4. Der Kasten wird geschüttelt und auf den Tisch gestellt. Wir fragen nun nach dem Zustand des Magneten, wobei die betrachtete Zustandsmannigfaltigkeit nur durch den Wert des magnetischen Moments bestimmt sei.

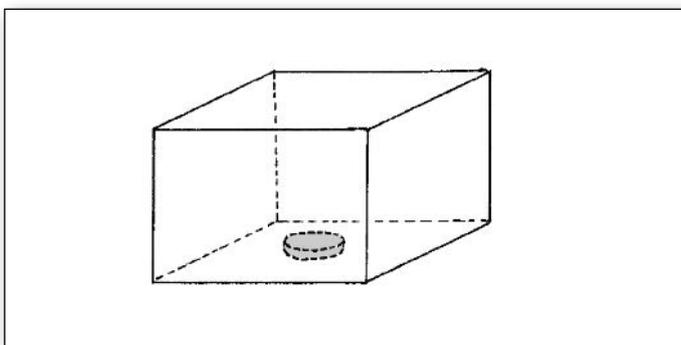


Abb. 13.4

Obwohl man nicht weiß wie herum der Magnet liegt, ist sein Zustand nicht völlig unbekannt.

Im Sinne der früher gegebenen Zustandsdefinition müssten wir sagen: Wir kennen den Zustand nicht. Wir wären am Ende unserer Weisheit. Unser gesunder Menschenverstand sagt uns nun aber, dass wir über den Magneten doch eine Menge mehr als gar nichts wissen, nämlich

1) Es ist entweder $m = (0, 0, m_0)$ oder $m = (0, 0, -m_0)$, aber sicher nicht $m = (0,5 \cdot m_0, 0, 0)$ etc.

2) Da wir geschüttelt haben, die Magnetscheibe symmetrisch und weder der Kasten noch der Tisch selbst magnetisch ist, ist die Wahrscheinlichkeit $p(\uparrow)$ dafür, dass das magnetische Moment nach oben weist, gleich 0,5 und die Wahrscheinlichkeit dafür, dass es nach unten weist $p(\downarrow)$ auch 0,5:

$$p(\uparrow) = p(\downarrow) = 0,5$$

Wir können also eine Wahrscheinlichkeitsverteilung über die Werte der Variable angeben. Genau das tut man nun auch, um den Zustandsbegriff zu verallgemeinern:

In einem bestimmten Zustand gehört zu den Werten jeder Variable eine bestimmte Wahrscheinlichkeitsverteilung.

Mit Hilfe der statistischen Physik wird man den so definierten Zustand vieler Systeme angeben können: die Energie und die Geschwindigkeit der Moleküle in einem Behälter, die Energie der Elektronen in einem Halbleiter, den Impuls der Photonen in einem Strahlungshohlraum, das magnetische Moment der Teilchen eines paramagnetischen Materials.

Es ist die wichtigste Aufgabe der statistischen Physik, solche Wahrscheinlichkeitsverteilungen zu berechnen. Dies hört sich etwas nach Zauberei an: Man kann keine Wahrscheinlichkeiten ausrechnen, wenn man in die Rechnung nicht irgendwo Wahrscheinlichkeiten hineinsteckt – aber das tut man in der statistischen Physik genauso, wie wir es bei der Magnetscheibe getan haben. Es geschieht immer in der Form „Die Wahrscheinlichkeiten aller Zustände... [genauere Beschreibung]... sind untereinander gleich.“ Die so angegebenen Wahrscheinlichkeiten sind A-priori-Wahrscheinlichkeiten. Die Begründung für die Gleichheit ist die: Wir kennen keinen Grund dafür, dass sie verschieden sein sollten.

Viele Physiker empfinden angesichts dieser Begründung ein Unbehagen. Sie versuchen sich dadurch zu beruhigen, dass sie sagen, man könne doch, wenigstens in Gedanken, die Wahrscheinlichkeiten experimentell bestimmen. Hierzu braucht man den Begriff des *Gibbs'schen Ensembles*. Man stellt sich vor, die zu beschreibende Anordnung existiere in einer sehr großen Zahl von Exemplaren. Dies ist das Gibbs'sche Ensemble (auch kurz Ensemble, Gesamtheit oder Kollektiv). Man misst nun den Wert der interessierenden Größe an jedem Exemplar und erhält eine Häufigkeitsverteilung. Diese, sagt man, ist gleich der gesuchten Wahrscheinlichkeitsverteilung. Alle Aussagen, die man über ein System macht, macht man also auch über das Ensemble. Man kann auch sagen: *Das Ensemble ist das System*. Mit Hilfe des Ensemble-Begriffs kann man nun den Zustand zunächst verbal beschreiben, ohne Wahrscheinlichkeitswerte anzugeben. Man sagt, man gibt die *Systemvorbereitung* oder *-präparation* an.

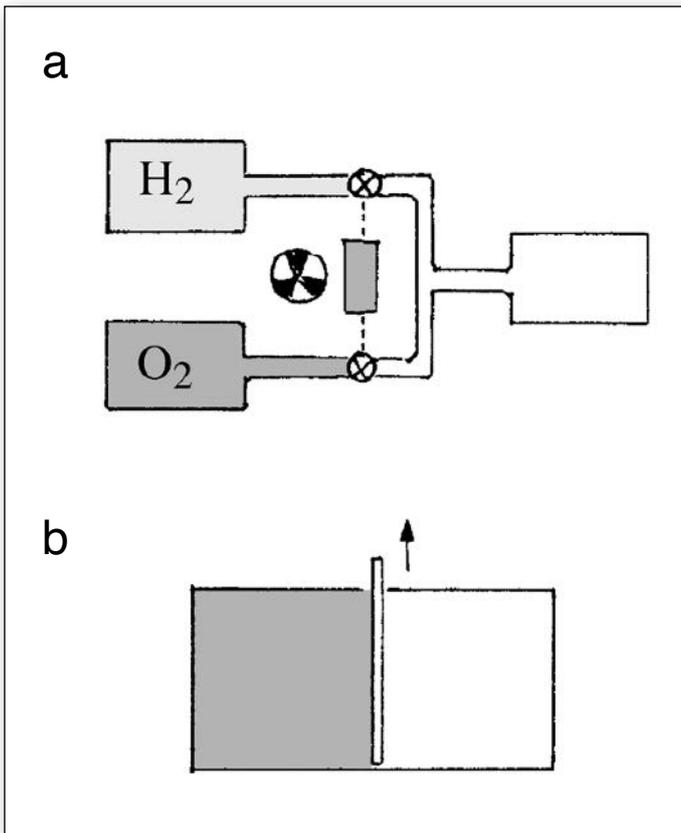
Beispiele

1) 1 mol H_2 befinde sich in einem Behälter, der im thermischen Kontakt mit einem Wärmereservoir der Temperatur T steht.

2) Mit Hilfe eines radioaktiven Präparats wird eines von zwei Ventilen geöffnet: Falls innerhalb 1 s ein Zerfall stattfindet, fließt 1 mol Sauerstoff in einen Behälter, falls keiner stattfindet, 1 mol Wasserstoff, Abb. 13.5a.

3) Zustand zum Zeitpunkt $t = t_0$, Abb. 13.5b: Links befindet sich Luft von $T = \dots$, $p = \dots$. Im Zeitpunkt $t_0 - 10^{-8}$ s wird die Wand herausgezogen.

4) In einen Behälter werden nacheinander 10^5 Moleküle, eins nach dem anderen, nach folgender Prozedur hineingetan: Geh aus dem Labor zum Aufzug, sieh nach wie viele Männer und wie viele Frauen wegfahren. Tue für jeden Mann ein O_2 - und für jede Frau ein N_2 -Molekül in den Behälter. Geh wieder zum Aufzug etc.

**Abb. 13.5**

(a) In dem rechten Behälter befindet sich mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit reiner Wasserstoff und mit einer anderen Wahrscheinlichkeit reiner Sauerstoff.
 (b) Zum Zeitpunkt t_0 ist das Gas von links zum Teil in die rechte Seite des Behälters eingedrungen.

13.3 Die Entropie einer Verteilung

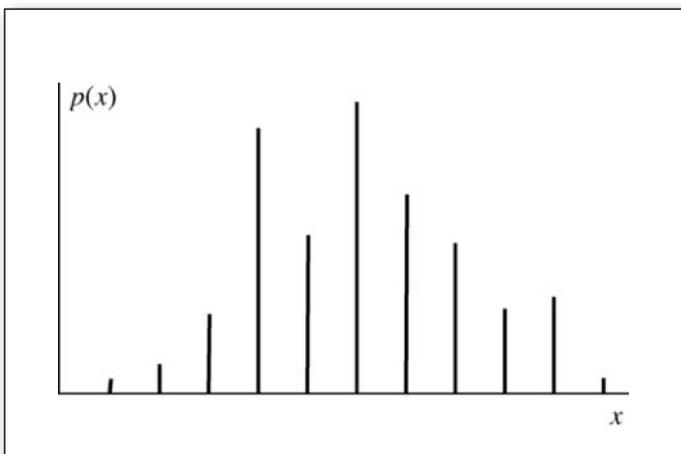
Abb. 13.6 zeigt die Wahrscheinlichkeitsverteilung $p(x)$ über den Werten der Größe x . Mit dieser Verteilung kann man mehrere Größen oder Zahlen bilden.

Mittelwert von x :
$$\bar{x} = \sum_i p(x_i) x_i$$

Streuung (= Varianz) von x :
$$S(\Delta x)^2 = \sum_i p(x_i) (x_i - \bar{x})^2$$

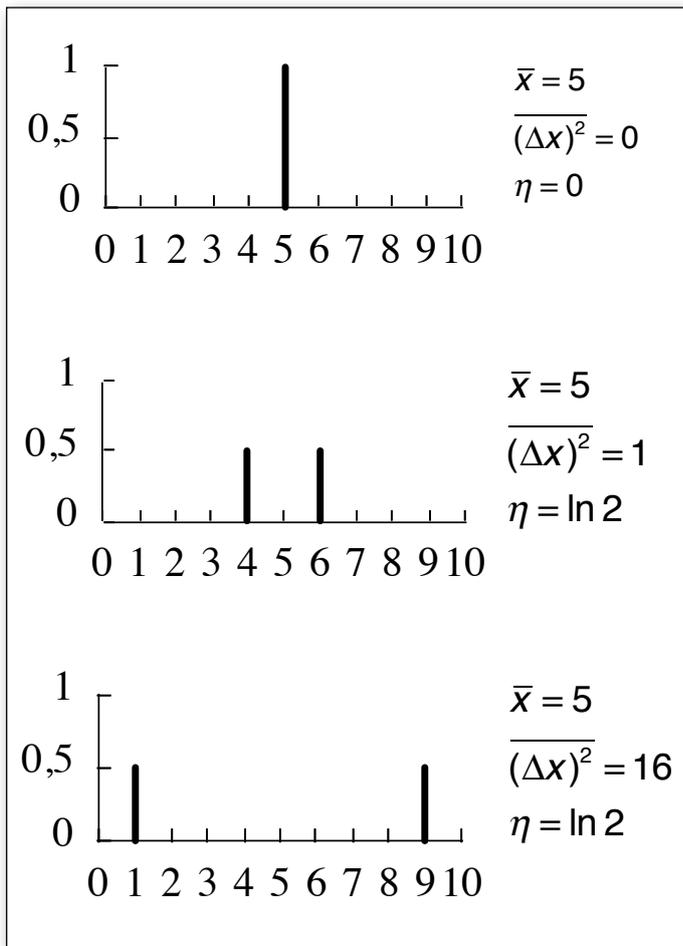
Entropie der Verteilung:
$$\eta = -\sum_i p(x_i) \ln p(x_i)$$

Die Wurzel aus der Streuung heißt Standardabweichung.

**Abb. 13.6**

Aus der diskreten Wahrscheinlichkeitsverteilung kann man verschiedene Zahlen bilden.

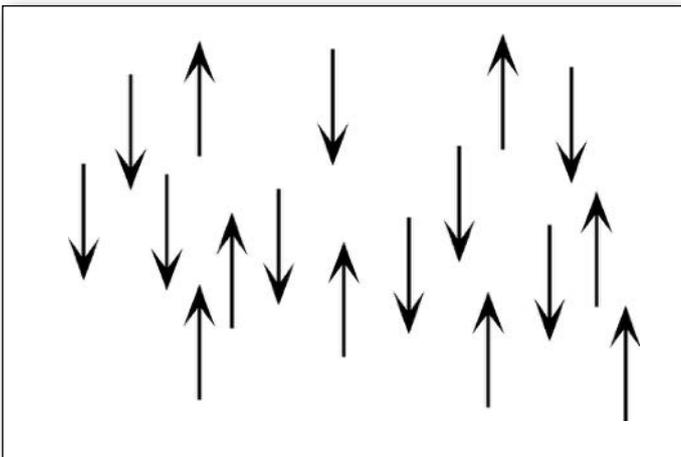
Abb. 13.7 zeigt drei sehr spezielle Verteilungen, die alle denselben Mittelwert haben.

**Abb. 13.7**

Drei Wahrscheinlichkeitsverteilungen, die alle denselben Mittelwert, aber verschiedene Streuungen und verschiedene Entropien haben.

Die hier definierte Entropie hat nur dann einen endlichen Wert, wenn die Verteilung diskret ist, d.h. wenn x nur endlich viele verschiedene Werte annehmen kann. Der so definierte Entropiebegriff kann auf jedes physikalische System angewendet werden.

Wir betrachten ein System mit einer einzigen unabhängigen Variable, etwa ein System von N Teilchen, deren magnetische Momente in einer von zwei Richtungen stehen können: nach oben oder nach unten, Abb. 13.8. Wenn der Betrag des magnetischen Moments des Einzelteilchens m_0 ist, so kann das gesamte magnetische Moment die Werte $Nm_0, (N-2)m_0, (N-4)m_0, \dots, 0, \dots, -(N-4)m_0, (N-2)m_0, -Nm_0$ annehmen.

**Abb. 13.8**

Das System hat als einzige Variable das magnetische Moment. Das magnetische Moment jedes Teilchens kann nur zwei Werte annehmen.

Wir beschreiben nun einen Zustand des Systems durch Angabe einer Präparationsvorschrift, etwa: Bring das System in thermischen Kontakt mit einem Wärmereservoir der Temperatur T . Tun wir das mit allen Mitgliedern des gedachten Gibbs'schen Ensembles,

so erhalten wir eine Häufigkeitsverteilung über die Werte von m und damit eine Wahrscheinlichkeitsverteilung. Von dieser könnte man die Entropie η berechnen.

Statt der umständlichen Beschreibung der Präparationsvorschrift können wir aber auch gleich sagen: „gegeben ist die Wahrscheinlichkeitsverteilung $p(m_i)$ “, und die zugehörige Entropie berechnen. Unter den Wahrscheinlichkeitsverteilungen über m gibt es nun eine Klasse ausgezeichneter Verteilungen: solche, bei denen alle p außer einem gleich null sind. Die Entropie einer solchen Verteilung ist null. Zu jeder solcher Verteilung gehört ein Zustand. Es gibt also eine Klasse von Zuständen mit der Entropie null. Wenn man die Zustände durchnummeriert $i = 1, \dots$, so kann man auch sagen: In der Gleichung

$$\eta = -\sum_i p(x_i) \ln p(x_i)$$

ist zu summieren über die Zustände mit der Entropie null.

13.4 Die physikalische Entropie eines Systems

Wir behaupten nun, dass die im vorigen Abschnitt definierte Entropie η bis auf einen Faktor gleich der physikalischen Entropie ist:

$$S = -k \sum_i p(i) \ln p(i)$$

mit der *Boltzmann-Konstante*

$$k = 1,380 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$$

Zu summieren ist über alle Zustände mit $S = 0$. Wir machen das an dem Beispiel des vorigen Abschnitts plausibel. Das System bestehe aus vier energetisch entarteten magnetischen Momenten. Die 16 Zustände mit der Entropie null sind in Abb. 13.9 aufgelistet.

Nr.	M
1	$4M_0$
2	
3	
4	$2M_0$
5	
6	
7	
8	0
9	
10	
11	
12	
13	$-2M_0$
14	
15	
16	$-4M_0$

Abb. 13.9

Die 16 Zustände der Entropie $S = 0$ eines Systems aus 4 magnetischen Momenten

1. S wächst von allein

Wir bringen das System in einen Zustand mit $\eta = 0$, z.B. in den Zustand mit $p_1 = 1, p_2 = \dots = p_{16} = 0$. Wartet man nun hinreichend lange, so werden schließlich alle Wahrscheinlichkeiten gleich $p_1 = p_2 = \dots = p_{16} = 1/16$. Damit nimmt η von 0 auf $\ln 16$ zu. Der Zustand maximaler Entropie ist ein Gleichgewichtszustand. Im Gleichgewicht sind alle Wahrscheinlichkeiten p_i gleich. Die wahrscheinlichkeitstheoretisch definierte Entropie η hat damit eine Eigenschaft mit der physikalischen Entropie S gemeinsam: Überlässt man ein System sich selbst, so nimmt sie zu.

2. Mengenartigkeit

Wir betrachten die unabhängigen Systeme A und B. A habe N_A und B habe N_B Zustände mit $\eta = 0$. Es ist also

$$\eta_A = -\sum_i p_A(i) \ln p_A(i)$$

$$\eta_B = -\sum_j p_B(j) \ln p_B(j)$$

Das aus A und B zusammen bestehende System AB hat

$$N_{AB} = N_A \cdot N_B$$

Zustände mit $\eta = 0$. Die Wahrscheinlichkeit des durch i und j charakterisierten Zustands ist $p_A(i) \cdot p_B(j)$. Es ist also

$$\begin{aligned} \eta_{AB} &= -\sum_{i,j} p_A(i) \cdot p_B(j) \ln[p_A(i) \cdot p_B(j)] \\ &= -\sum_i p_A(i) \sum_j p_B(j) \ln p_B(j) - \sum_j p_B(j) \sum_i p_A(i) \ln p_A(i) \end{aligned}$$

Mit

$$\sum_i p_A(i) = 1 \quad \text{und} \quad \sum_j p_B(j) = 1$$

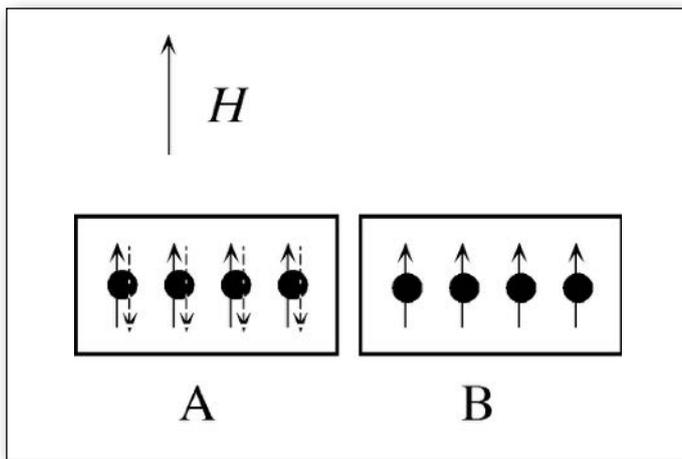
wird

$$\begin{aligned} \eta_{AB} &= -\sum_j p_B(j) \ln p_B(j) - \sum_i p_A(i) \ln p_A(i) \\ &= \eta_A + \eta_B \end{aligned}$$

Die Entropie η_{AB} des Gesamtsystems ist also gleich der Summe der Entropien η_A und η_B der Teilsysteme.

3. Wenn Wärme fließt, fließt auch η

Wir betrachten zwei Systeme A und B bestehend aus je vier magnetischen Momenten, diesmal aber in einem äußeren Magnetfeld, Abb. 13.10. Es liegt also keine Entartung vor.

**Abb. 13.10**

Zwei Systeme aus je 4 magnetischen Momenten

Der Nullpunkt der Energie wird so gelegt, dass $E = 0$ ist, wenn die magnetischen Momente in Feldrichtung stehen. Steht ein magnetisches Moment umgekehrt, so ist die Energie E_0 . Die beiden Systeme seien voneinander und von der Umgebung energetisch isoliert. Der Anfangszustand sehe so aus: Die Energie von A betrage zwei Einheiten E_0 , also $2E_0$, die von B sei Null. Man entnimmt Abb. 13.9, dass A sechs Zustände mit $\eta = 0$ hat (Nr. 6 bis 11) und B einen (Nr. 1). Jedes der Systeme A und B befinde sich im Gleichgewicht, d.h. im Zustand maximaler Entropie. Es ist also (Index a: Anfang):

$$\eta_{A^a} = \ln 6 = 1,79 \quad \text{und} \quad \eta_{B^a} = \ln 1 = 0.$$

Wir bringen nun A und B in thermischen Kontakt miteinander. Wir wissen, dass dabei 1) Entropie S von A nach B fließt und 2) Entropie erzeugt wird. Wir wollen prüfen, ob das auch für unsere statistisch definierte Entropie η zutrifft.

Durch Abzählen findet man, dass das Gesamtsystem 28 Zustände mit $\eta = 0$ hat (in denen $E = 2E_0$ ist). Sind beide Systeme im thermischen Gleichgewicht, so sind diese alle gleichwahrscheinlich und es ist (Index e: Ende):

$$\eta_{AB^e} = \ln 28 = 3,33 > \eta_{A^a} + \eta_{B^a}$$

Außerdem ist

$$\eta_{A^e} = \eta_{B^e} = 0,5 \cdot \eta_{AB^e} = 0,5 \cdot \ln 28 = 1,67$$

also

$$\eta_{A^e} < \eta_{A^a} \quad \text{und} \quad \eta_{B^e} > \eta_{B^a}$$

Die Entropie η von A hat also ab-, die von B zugenommen. Außerdem hat die Gesamtentropie η_{AB} zugenommen – alles wie wir es von der physikalischen Entropie S her kennen.

13.5 Entropie und Temperatur

Man kann eine kleine Klasse von Wahrscheinlichkeitsverteilungen, nämlich die des Gleichgewichts, sehr einfach beschreiben: durch Angabe einer einzigen Zahl, der Temperatur. Für ein isoliertes System im Gleichgewicht ist

$$\begin{aligned}
 p(1) = p(2) = \dots \Rightarrow S &= -k \sum_{i=1}^{\Omega} p(i) \ln p(i) \\
 &= -k \Omega \frac{1}{\Omega} \ln \frac{1}{\Omega} \\
 S &= k \ln \Omega
 \end{aligned}$$

Mit $dE = TdS$ folgt daraus

$$kT = \frac{1}{d(\ln \Omega) / dE}$$

13.6 Entropie und Datenmenge

Aus der Gleichheit der Ausdrücke für S und H folgt, dass man die Entropie als Datenmenge deuten kann. Sieht man in unserem Beispiel mit den vier magnetischen Momenten nach, wie jedes einzelne Moment orientiert ist, so fließt aus dem System die Datenmenge

$$H = -f \sum p(i) \ln p(i)$$

heraus, wobei i über die Zustände mit $S = 0$ läuft.

Statt zu sagen „das System enthält die Entropie S “ kann man auch sagen „das System enthält Daten der Menge H “.

Identifiziert man S und H , so folgt:

$$f = \frac{\text{bit}}{\ln 2} = k = 1,380 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$$

und damit

$$1 \text{ bit} = 0,9565 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$$

das heißt

$$1 \text{ bit} \approx 10^{-23} \text{ J/K}$$

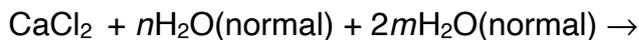
Aus der Tatsache, dass jedes System, das Entropie enthält auch Daten enthält, folgt nicht, dass man das System als technischen Datenspeicher verwenden kann. Von einem Datenspeicher erwartet man, dass er nicht von selbst ins innere Gleichgewicht oder ins Gleichgewicht mit der Umgebung gerät.

Tabelle der chemischen Potenziale und der molaren Entropien

Die Werte der Tabelle gelten für Stoffe unter Normalbedingungen, d. h. für eine Temperatur von 25 °C und einen Druck von 1 bar. Bei gelösten Stoffen beziehen sich die Werte auf einmolare Lösungen: 1 Liter der Lösung enthält 1 mol des gelösten Stoffes.

Für einige gelöste Stoffe sind die in der Tabelle aufgeführten molaren Entropien negativ. So findet man z. B. für

Ca^{++} : $S/n = -55,23 \text{ Ct/mol}$. Tatsächlich gibt es natürlich keine negativen Entropien. Diese Angabe ist nur die Folge eines Rechenricks. Ionen sind in wässriger Lösung von sogenannten Hydrathüllen umgeben: An jedes Ion lagert sich eine gewisse Zahl Wassermoleküle an. Ion und Hydrathülle bilden zusammen eine Art großes Molekül. Beim Lösen, etwa von CaCl_2 , findet also die Reaktion



statt. CaCl_2 verwandelt sich in Ca^{++} - und Cl^- -Ionen, und es geht „normales“ Wasser in Wasser von Hydrathüllen über. Nun schreibt man diese Reaktion aber gewöhnlich einfach so:



d. h. man lässt das Wasser auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung weg. Damit die Entropiebilanz trotzdem stimmt, schlägt man die Entropie, die bei der Bildung der Hydrathülle abgegeben wird, einfach der Entropie der Ionen zu. In der Tabelle steht also unter Ca^{++} die molare Entropie von



und unter Cl^- steht die molare Entropie von



Nimmt man diese Werte, so kann man die vereinfachte Reaktionsgleichung benutzen, um die Entropiebilanz der Reaktion aufzustellen.

Da die molare Entropie von normalem Wasser viel größer ist, als die von Wasser einer Hydrathülle, kann es passieren, dass die gesamte bei einem Ion aufgeführte molare Entropie negativ ist.

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Ag	Silber, gasförmig	245,68	172,89
Ag	fest	0	42,55
Ag ⁺	wässrige Lösung	77,12	72,68
AgBr	fest	-96,9	107,11
AgCl	fest	-109,8	96,23
AgI	fest	-66,19	115,48
AgNO ₂	fest	19,08	128,2
AgNO ₃	fest	-33,47	140,92
AgN ₃	fest	376,14	104,18
Ag ₂ CO ₃	fest	-436,81	167,36
Ag ₂ O	fest	-11,21	121,34
Ag ₂ O ₂	fest	27,61	117,15
Ag ₂ O ₃	fest	121,34	100,42
Ag ₂ S	orthorhombisch, fest	-40,67	144,01
Ag ₂ SO ₄	fest	-618,48	200,41
Al	Aluminum, gasförmig	285,77	164,45
Al	flüssig	6,61	35,23
Al	fest	0	28,32
Al ⁺⁺⁺	wässrige Lösung	-485,34	-321,75
AlBr ₃	fest	-505,01	184,1
Al(CH ₃) ₃	flüssig	-10,04	209,41
AlCl ₃	gasförmig	-570,05	314,29
AlCl ₃	fest	-630,06	109,29
AlF ₃	gasförmig	-1192,75	276,77
AlF ₃	fest	-1431,15	66,48
AlI ₃	fest	-300,83	158,99
AlN	fest	-287,02	20,17
Al(NO ₃) ₃ · 6H ₂ O	fest	-2203,88	467,77
AlO(OH)	Böhmit, fest	-912,95	48,45
AlO(OH)	α -Diaspor, fest	-920,48	35,27
Al(OH) ₃	Hydrargillit, fest	-1143,91	70,12

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
AlPO ₄	Berlinit, fest	-1601,22	90,79
Al ₂ Cl ₆	gasförmig	-1220,47	489,53
Al ₂ O ₃	flüssig	-1483,14	99,28
Al ₂ O ₃	α , fest	-1581,88	50,94
Al ₂ O ₃	γ , fest	-1563,94	52,51
Al ₂ (SO ₄) ₃	fest	-3100,13	239,32
Al ₂ (SO ₄) ₃ · 6H ₂ O	fest	-4622,57	469,03
Al ₂ SiO ₅	Andalusit, fest	-2597,43	93,22
Al ₂ SiO ₅	Cyanit, fest	-2596,17	83,81
Al ₂ SiO ₅ · 2H ₂ O	Sillimanit, fest	-2625,88	96,19
Al ₂ Si ₂ O ₇ · 2H ₂ O	Halloysit, fest	-3759,32	203,34
Al ₂ Si ₂ O ₇ · 2H ₂ O	Kaolinit, fest	-3778,15	202,92
Al ₄ C ₃	fest	-196,23	88,95
Al ₆ Si ₂ O ₁₃	Mullit, fest	-6441,94	274,89
Ar	Argon, gasförmig	0	154,73
Ar	wässrige Lösung	16,32	59,41
As	Arsen, gasförmig	261,08	174,1
As	grau, metallisch, fest	0	35,15
AsCl ₃	gasförmig	-248,95	327,06
AsCl ₃	flüssig	-259,41	216,31
AsF ₃	flüssig	-909,14	181,21
AsI ₃	fest	-59,41	213,05
As ₂ O ₃	monoklin, fest	-577,02	117,15
As ₂ O ₅	fest	-782,41	105,44
As ₂ S ₃	fest	-168,62	163,59
As ₄ O ₆	kubisch, fest	-1152,52	214,22
Au	Gold, gasförmig	326,36	180,39
Au	fest	0	47,4
Au ₂ O ₃	fest	163,3	125
B	Bor, gasförmig	511,67	153,34
B	flüssig	19,35	14,78
B	fest	0	5,87

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
BBr ₃	gasförmig	-232,46	324,13
BBr ₃	flüssig	-238,49	229,7
B(CH ₃) ₃	gasförmig	-35,98	314,64
BCl ₃	gasförmig	-387,98	290,07
BCl ₃	flüssig	-387,44	206,27
BF ₃	gasförmig	-1120,35	254,01
BN	fest	-228,45	14,81
BO ₂ H	monoklin, fest	-723,41	37,66
BO ₂ H	orthorhombisch, fest	-721,74	50,21
BO ₃ H ₃	gasförmig	-928,43	295,14
BO ₃ H ₃	fest	-969,01	88,83
B ₂ Cl ₄	gasförmig	-460,66	357,31
B ₂ Cl ₄	flüssig	-464,84	262,34
B ₂ F ₄	gasförmig	-1410,43	317,15
B ₂ O ₃	gasförmig	-822,58	283,67
B ₂ O ₃	flüssig	-1180,37	78,4
B ₂ O ₃	fest	-1193,7	53,97
B ₂ O ₃	amorph	-1182,4	77,82
B ₃ N ₆ H ₆	flüssig	-392,79	199,58
B ₄ C	fest	-71,13	27,11
Ba	Barium, gasförmig	144,77	170,28
Ba	fest	0	66,94
Ba ⁺⁺	wässrige Lösung	-560,66	12,55
BaCO ₃	Witherit, fest	-1138,88	112,13
BaCl ₂	fest	-810,86	125,52
BaF ₂	fest	-1148,51	96,23
BaI ₂	fest	-598	167,4
Ba(NO ₃) ₂	fest	-794,96	213,8
BaO	fest	-528,44	70,29
Ba(OH) ₂ · 8H ₂ O	fest	-2793,24	426,77
BaS	fest	-456,06	78,24
BaSO ₄	fest	-1353,11	132,21

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Be	Beryllium, gasförmig	289,66	136,17
Be	flüssig	9,96	16,54
Be	fest	0	9,54
BeCl ₂	gasförmig	-366,1	251,04
BeCl ₂	α , fest	-446,26	82,68
BeF ₂	gasförmig	-800,54	227,44
BeF ₂	fest	-979,38	53,35
Be(OH) ₂	gasförmig	-625,37	247,69
Be(OH) ₂	α , fest	-814,51	49,37
Bi	Wismut, gasförmig	168,2	186,9
Bi	fest	0	56,74
BiClO	fest	-322,17	120,5
BiCl ₃	fest	-315,06	176,98
Bi ₂ O ₃	fest	-493,71	151,46
Bi ₂ S ₃	fest	-140,58	200,41
Br	Brom, gasförmig	82,43	174,91
Br ⁻	wässrige Lösung	-103,97	82,42
BrCl	gasförmig	-0,96	239,99
BrF	gasförmig	-109,16	228,86
BrF ₃	gasförmig	-229,45	292,42
BrF ₃	flüssig	-240,58	178,24
BrF ₅	gasförmig	-350,62	320,08
BrF ₅	flüssig	-351,87	225,1
BrH	gasförmig	-53,43	198,59
Br ₂	gasförmig	3,14	245,35
Br ₂	flüssig	0	152,23
C	Kohlenstoff, gasförmig	669,58	157,99
C	Diamant, fest	2,9	2,38
C	Graphit, fest	0	5,74
CBr ₄	gasförmig	66,94	357,94
CBr ₄	monoklin, fest	47,7	212,55
CCl ₂ O	Carbonylchloride, gasf.	-204,6	283,42

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
CCl ₄	gasförmig	-60,63	309,74
CCl ₄	flüssig	-65,27	216,4
CF ₄	gasförmig	-878,64	261,5
CH	gasförmig	560,75	182,92
CHCl ₃	Chloroform, gasförmig	-70,41	295,51
CH ₂	gasförmig	371,87	181,04
CH ₂	Polyethylen, fest	4,4	25,34
CH ₂ Cl ₂	Dichlormethan, gasf.	-68,97	270,18
CH ₂ O	Formaldehyd, gasf.	-112,97	218,66
CH ₂ O ₂	Ameisensäure, gasf.	-350,03	251,6
CH ₂ O ₂	Ameisensäure, flüssig	-359,57	129
CH ₂ O ₂	Ameisensäure, wässrige Lösung	-372,38	163,18
CH ₃	gasförmig	147,92	194,05
CH ₃ Br	Brommethan, gasf.	-25,94	246,27
CH ₃ Cl	Chlormethan, gasf.	-62,95	234,26
CH ₃ NO ₂	Nitromethan, gasf.	-6,92	275
CH ₃ NO ₂	Nitromethan, flüssig	-14,55	171,9
CH ₃ NO ₃	Methylnitrat, flüssig	-40,52	217
CH ₄	Methan, gasförmig	-50,81	186,1
CH ₄ N ₂ O	Harnstoff, fest	-196,82	104,6
CH ₄ O	Methanol, gasförmig	-162,52	239,7
CH ₄ O	Methanol, flüssig	-166,34	126,7
CO	gasförmig	-137,15	197,56
CO ₂	gasförmig	-394,36	213,64
CO ₂	wässrige Lösung	-386	113
CO ₃ ⁻	Carbonat-Ion, wässrige Lösung	-527,9	-56,9
CO ₃ H ⁻	wässrige Lösung	-586,85	91,21
CS	gasförmig	184,1	210,46
CS ₂	gasförmig	66,91	237,79
CS ₂	flüssig	65,27	151,34
C ₂ Cl ₂	Dichlorethin, gasförmig	198,41	271,96

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
C ₂ Cl ₄	Tetrachlorethen, gasf.	21,56	343,31
C ₂ Cl ₆	Hexachlorethan, gasförmig	-50	397,77
C ₂ H ₂	Ethin, gasförmig	209,2	200,83
C ₂ H ₄	Ethen, gasförmig	68,12	219,45
C ₂ H ₄ O	Acetaldehyd, gasf.	-132,92	264,2
C ₂ H ₄ O	Epoxyethan, gasförmig	-11,84	243,7
C ₂ H ₄ O ₂	Essigsäure, gasförmig	-378,95	282,5
C ₂ H ₄ O ₂	Essigsäure, flüssig	-389,95	159,83
C ₂ H ₄ O ₂	Essigsäure, wässr.Lsg.	-396,56	178,66
C ₂ H ₅ Cl	Ethylchlorid, gasförmig	-60,46	275,89
C ₂ H ₅ Cl	Ethylchlorid, flüssig	-59,41	190,79
C ₂ H ₅ O ₂ N	Aminoessigsäure, fest	-367,02	109,2
C ₂ H ₆	Ethan, gasförmig	-32,62	229,5
C ₂ H ₆ O	Dimethylether, gasf.	-114,07	266,6
C ₂ H ₆ O	Ethanol, gasförmig	-168,57	282
C ₂ H ₆ O	Ethanol, flüssig	-174,89	160,67
C ₂ H ₆ O ₂	Ethandiol, Glycol, flüss.	-327,07	179,5
C ₃ H ₄	Propadien, gasförmig	202,38	234,9
C ₃ H ₄	Propin, gasförmig	194,16	248,1
C ₃ H ₆	Propen, gasförmig	74,66	226,9
C ₃ H ₆	Cyclopropan, gasf.	104,11	237,9
C ₃ H ₆ O	Propanon, Aceton, gasförmig	-151,82	294,9
C ₃ H ₆ O	Propanon, Aceton, flüssig	-154,83	200
C ₃ H ₈	Propan, gasförmig	-23,43	269,9
C ₄ H ₈	Buten-(1), gasförmig	72,03	307,4
C ₄ H ₈ O ₂	Essigsäure-Ethylester, flüssig	-323,19	259
C ₄ H ₁₀	Butan, gasförmig	-15,62	310
C ₄ H ₁₀	2-Methylpropan, gasförmig	-17,92	294,6
C ₅ H ₁₀	Cyclopentan, gasf.	38,67	292,9

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
C ₅ H ₁₀	Cyclopentan, flüssig	36,49	204,1
C ₅ H ₁₂	Pentan, gasförmig	-8,11	348,4
C ₅ H ₁₂	Pentan, flüssig	-9,21	262,7
C ₆ H ₅ Cl	Chlorbenzol, flüssig	93,65	194,1
C ₆ H ₅ NO ₂	Nitrobenzol, flüssig	141,62	224,3
C ₆ H ₆	Benzol, gasförmig	129,73	269,2
C ₆ H ₁₂	Cyclohexan, gasförmig	31,75	298,2
C ₆ H ₁₂	Cyclohexan, flüssig	26,83	204,1
C ₆ H ₁₄	Hexan, gasförmig	0,3	386,8
C ₆ H ₁₄	Hexan, flüssig	-4,26	296
C ₇ H ₈	Methylbenzol, Toluol, gasförmig	122,39	319,7
C ₇ H ₈	Methylbenzol, Toluol, flüssig	110,61	219
C ₈ H ₁₈	Octan, gasförmig	17,44	463,7
C ₈ H ₁₈	Octan, flüssig	6,41	361,2
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	Saccharose, fest	-1543,52	360
Ca	Calcium, gasförmig	145,53	154,78
Ca	flüssig	8,19	50,65
Ca	α , fest	0	41,55
Ca	β , fest	0,22	42,47
Ca ⁺⁺	wässrige Lösung	-553,04	-55,23
CaBr ₂	fest	-656,05	129,7
CaCO ₃	Aragonit, fest	-1127,71	88,7
CaCO ₃	Calcit, fest	-1128,76	92,88
CaC ₂	fest	-67,78	70,29
CaCl	gasförmig	-130,96	241,42
CaCl ₂	gasförmig	-479,18	289,95
CaCl ₂	flüssig	-732,16	123,88
CaCl ₂	fest	-750,19	113,8
CaCrO ₄	fest	-1277,38	133,89
CaF ₂	gasförmig	-793,27	273,68
CaF ₂	fest	-1161,9	68,87
CaH ₂	fest	-149,79	41,84

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
CaI ₂	fest	-529,69	142,26
Ca(NO ₃) ₂	fest	-741,99	193,3
CaO	fest	-604,17	39,75
Ca(OH) ₂	fest	-896,76	76,15
CaPO ₄ H	fest	-1679,88	87,86
CaS	fest	-477,39	56,48
CaSO ₄	Anhydrit, fest	-1320,3	98,32
CaSO ₄ · 2H ₂ O	Gips, fest	-1795,73	193,97
CaSiO ₃	α-Wollastonit, fest	-1495,36	87,45
CaSiO ₃	β -Wollastonit, fest	-1498,71	82,01
Ca ₃ N ₂	fest	-368,61	104,6
Ca ₃ (PO ₄) ₂	α, fest	-3889,86	241
Ca ₃ (PO ₄) ₂	β, fest	-3899,49	235,98
Cd	Cadmium, gasförmig	77,45	167,64
Cd	fest	0	51,76
Cd ⁺⁺	wässrige Lösung,	-77,58	-73,22
CdBr ₂	fest	-296,31	137,24
CdCO ₃	fest	-669,44	92,47
CdCl ₂	fest	-343,97	115,27
CdF ₂	fest	-647,68	77,4
CdI ₂	fest	-201,38	161,08
CdO	fest	-228,45	54,81
CdS	fest	-156,48	64,85
CdSO ₄	fest	-822,78	123,04
CdSO ₄ · 8/3 H ₂ O	fest	-1457,98	229,7
Cl	Chlor, gasförmig	105,03	165,1
Cl ⁻	wässrige Lösung,	-131,26	56,48
ClF	gasförmig	-55,94	217,78
ClF ₃	gasförmig	-123,01	281,5
ClF ₅	gasförmig	-146,77	310,62
ClH	gasförmig	-95,3	186,79
ClO ₂	gasförmig	120,5	256,73

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Cl ₂	gasförmig	0	222,97
Cl ₂	wässrige Lösung,	6,9	121,34
Co	Kobalt, gasförmig	380,33	179,41
Co	α , hexagonal, fest	0	30,04
Co	β , fcc, fest	0,25	30,71
Co ⁺⁺	wässrige Lösung,	-54,39	-112,97
Co ⁺⁺⁺	wässrige Lösung,	133,89	-305,43
CoCl ₂	fest	-269,87	109,16
CoF ₂	fest	-647,26	81,96
CoFe ₂ O ₄	fest	-1032,61	134,72
CoO	fest	-214,22	52,97
CoSO ₄	fest	-782,41	117,99
Co ₃ O ₄	fest	-774,04	102,51
Cr	Chrom, gasförmig	351,87	174,39
Cr	fest	0	23,77
CrCl ₂	fest	-356,06	115,31
CrCl ₂ O ₂	Chromylchlorid, liq,	-510,87	221,75
CrCl ₃	fest	-486,18	123,01
CrF ₃	fest	-1087,84	93,89
Cr ₂ O ₃	fest	-1058,13	81,17
Cs	Cäsium, gasförmig	49,72	175,49
Cs	flüssig	0,03	92,07
Cs	fest	0	85,15
Cs ⁺	wässrige Lösung,	-282,04	133,05
CsBr	fest	-383,25	121,34
CsCl	gasförmig	-257,85	255,96
CsCl	fest	-414,37	101,18
CsClO ₄	fest	-306,6	175,27
CsF	gasförmig	-373,35	243,09
CsF	fest	-525,39	88,28
CsH	gasförmig	101,67	214,43
CsI	fest	-333,46	129,7

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Cu	Kupfer, gasförmig	298,61	166,27
Cu	flüssig	8,37	36,25
Cu	fest	0	33,11
Cu ⁺	wässrige Lösung,	50	40,58
CuBr	fest	-100,83	96,11
CuCO ₃ · Cu(OH) ₂	Malachit, fest	-893,7	186,19
CuCl	gasförmig	63,5	237,09
CuCl	fest	-119,87	86,19
CuCl ₂	fest	-175,73	108,07
CuI	fest	-69,45	96,65
CuN ₃	fest	344,76	100,42
CuO	gasförmig	216,93	234,6
CuO	fest	-129,7	42,63
Cu(OH) ₂	fest	-372,74	108,37
CuS	fest	-53,56	66,53
CuSO ₄	fest	-661,91	108,78
CuSO ₄ · H ₂ O	fest	-918,22	146,02
CuSO ₄ · 3H ₂ O	fest	-1400,18	221,33
CuSO ₄ · 5H ₂ O	fest	-1880,06	300,41
Cu ₂ O	fest	-146,02	93,14
Cu ₂ S	α , fest	-86,19	120,92
F	Fluor, gasförmig	61,92	158,64
F ⁻	wässrige Lösung,	-278,82	-13,81
FH	gasförmig	-273,22	173,67
FH	wässrige Lösung,	-296,85	88,7
F ₂	gasförmig	0	202,67
F ₂ O	gasförmig	-4,6	247,32
Fe	gasförmig	370,7	180,38
Fe	flüssig	11,05	34,29
Fe	α , fest	0	27,28
Fe ⁺⁺	wässrige Lösung,	-78,87	-137,65
Fe ⁺⁺⁺	wässrige Lösung,	-4,6	-315,89

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Ga	Gallium, gasförmig	238,91	168,95
Ga	fest	0	40,88
Ga ⁺⁺⁺	wässrige Lösung	-158,99	-330,54
GaBr ₃	fest	-359,82	179,91
GaCl ₃	fest	-454,8	142,26
GaF ₃	fest	-1085,33	83,68
Ga(OH) ₃	fest	-831,36	100,42
Ga ₂ O ₃	rhomboedrisch, fest	-998,3	84,98
Ge	Germanium, gasförmig	335,98	167,79
Ge	fest	0	31,09
GeBr ₄	flüssig	-331,37	280,75
GeCl ₄	gasförmig	-457,31	347,61
GeCl ₄	flüssig	-462,33	245,6
GeH ₄	gasförmig	113,39	217,02
Gel ₄	fest	-144,35	271,12
GeO	braun, fest	-237,23	50,21
GeO ₂	hexagonal, fest	-497,06	55,27
GeS	fest	-71,55	71,13
H	Wasserstoff, gasförmig	203,26	114,6
H ⁺	wässrige Lösung,	0	0
H ₂	gasförmig	0	130,57
H ₂	wässrige Lösung	18	49
He	Helium, gasförmig	0	126,04
He	wässrige Lösung	19,25	55,65
Hg	Quecksilber, gasförmig	31,85	174,85
Hg	flüssig	0	76,02
Hg ⁺⁺	wässrige Lösung	164,43	-32,22
HgBr ₂	fest	-153,13	171,54
HgCl ₂	fest	-178,66	146,02

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Hgl ₂	rot, fest	-101,67	179,91
HgO	rot, fest	-58,56	70,29
HgO	gelb, fest	-58,43	71,13
HgS	rot, fest	-50,63	82,42
HgS	schwarz	-47,7	88,28
Hg ₂ ⁺⁺	wässrige Lösung	153,55	84,52
Hg ₂ Br ₂	fest	-181,08	217,57
Hg ₂ CO ₃	fest	-468,19	179,91
Hg ₂ Cl ₂	fest	-210,78	192,46
Hg ₂ I ₂	fest	-111	233,47
Hg ₂ SO ₄	fest	-625,88	200,66
Hf	Hafnium, gasförmig	576,56	186,78
Hf	fest	0	43,56
HfCl ₄	fest	-901,32	190,79
HfF ₄	monoklin, fest	-1830,5	112,97
HfO ₂	fest	-1027,17	59,33
I	Iod, gasförmig	70,28	180,68
I -	wässrige Lösung	-51,59	111,29
ICl	gasförmig	-5,44	247,44
ICl ₃	fest	-22,34	167,36
IF	gasförmig	-118,49	236,06
IF ₇	gasförmig	-818,39	346,44
IH	gasförmig	1,72	206,48
I ₂	gasförmig	19,36	260,58
I ₂	flüssig	3,32	150,36
I ₂	fest	0	116,14
I ₂	wässrige Lösung	16,4	137,24
In	Indium, gasförmig	208,74	173,68
In	fest	0	57,82
In ⁺⁺⁺	wässrige Lösung	-106,27	150,62
InBr	fest	-169,03	112,97
InI	fest	-120,5	129,7

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
In(OH) ₃	fest	-761,49	104,6
In ₂ O ₃	fest	-830,73	104,18
In ₂ (SO ₄) ₃	fest	-2439,27	271,96
Ir	Iridium, gasförmig	617,98	193,47
Ir	fest	0	35,48
IrF ₆	fest	-461,66	247,69
K	Kalium, gasförmig	61,17	160,23
K	flüssig	0,26	71,45
K	fest	0	55,81
K ⁺	wässrige Lösung	-283,26	102,51
KAl(SO ₄) ₂	fest	-2235,47	204,6
KBF ₄	fest	-1785	133,89
KBr	fest	-379,2	96,44
KBrO ₃	fest	-243,51	149,16
KCl	gasförmig	-233,41	238,99
KCl	flüssig	-395,11	86,65
KCl	fest	-408,32	82,68
KClO ₃	fest	-289,91	142,97
KClO ₄	fest	-304,18	151,04
KF	gasförmig	-344,8	226,5
KF	fest	-533,13	66,57
KF ₂ H	fest	-852,41	104,27
KI	gasförmig	-165,9	258,17
KI	fest	-322,29	104,35
KIO ₃	fest	-425,51	151,46
KH	fest	-34,04	50,21
KMnO ₄	fest	-713,79	171,71
KNO ₂	fest	-306,6	152,09
KNO ₃	fest	-393,13	132,93
KOH	gasförmig	-235,46	244,35
KOH	flüssig	-317,87	98,4
KOH	fest	-379,05	79,29

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
KSO ₄ H	fest	-1031,36	138,07
K ₂ CO ₃	flüssig	-1049,44	170,37
K ₂ CO ₃	fest	-1064,59	155,52
K ₂ O	fest	-322,11	94,14
K ₂ O ₂	fest	-429,79	112,97
K ₂ CrO ₄	fest	-1295,78	200,12
K ₂ PtCl ₆	fest	-1109,18	333,88
K ₂ SO ₄	fest	-1316,37	175,73
Kr	Krypton, gasförmig	0	163,97
Kr	wässrige Lösung	15,06	61,5
La	Lanthan, gasförmig	330,54	182,3
La	fest	0	57,32
La ⁺⁺⁺	wässrige Lösung	-723,41	-184,1
Li	Lithium, gasförmig	128,04	138,67
Li	flüssig	0,93	33,94
Li	fest	0	29,1
Li ⁺	wässrige Lösung	-293,8	14,23
LiCl	gasförmig	-217,26	212,81
LiCl	fest	-384,03	59,3
LiF	gasförmig	-361,57	200,16
LiF	fest	-588,67	35,66
LiH	gasförmig	117,84	170,8
LiH	fest	-68,46	20,04
Lil	gasförmig	-134,22	232,12
Lil	fest	-269,66	85,77
LiOH	gasförmig	-252,42	217,57
LiOH	fest	-438,73	42,78
Li ₂ CO ₃	fest	-1132,44	90,37
Li ₂ CO ₃	flüssig	-1105,55	127,29
Li ₂ O	gasförmig	-187,31	229
Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Mg	Magnesium, gasförmig	113,07	148,55

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Mg	flüssig	6,1	42,51
Mg	fest	0	32,69
Mg ⁺⁺	wässrige Lösung	-456,01	-117,99
MgCO ₃	fest	-1029,26	65,69
MgCl ₂	gasförmig	-398,8	276,91
MgCl ₂	flüssig	-563,96	129,49
MgCl ₂	fest	-592,12	89,63
MgF ₂	gasförmig	-731,5	258,3
MgF ₂	fest	-1071,12	57,24
Mgl ₂	fest	-358,15	129,7
Mg(NO ₃) ₂	fest	-588,4	164,01
MgO	gasförmig	-21,48	221,29
MgO	flüssig	-502,46	50,35
MgO	fest	-568,96	26,94
Mg(OH) ₂	gasförmig	-542,06	273,63
Mg(OH) ₂	fest	-833,69	63,18
MgS	fest	-341,72	46,02
MgSO ₄	fest	-1147,51	91,4
MgSiO ₃	flüssig	-1415,39	92,52
MgSiO ₃	fest	-1462,07	67,77
Mg ₂ SiO ₄	flüssig	-2003,19	123,04
Mg ₂ SiO ₄	fest	-2057,93	95,14
Mn	Mangan, gasförmig	238,49	173,59
Mn	α , fest	0	32,01
Mn ⁺⁺	wässrige Lösung	-228,03	-73,64
MnCO ₃	fest	-816,72	85,77
MnCl ₂	fest	-440,53	118,24
MnO	fest	-362,92	59,71
MnO ₂	fest	-465,18	53,05
Mn(OH) ₂	gefällt, amorph,	-615,05	99,16
MnS	grün, fest	-218,4	78,24
MnSO ₄	fest	-957,42	112,13
MnSiO ₃	fest	-1240,56	89,12

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Mn ₂ O ₃	fest	-881,15	110,46
Mn ₂ SiO ₄	fest	-1632,18	163,18
Mn ₃ O ₄	fest	-1283,23	155,64
Mo	Molybdän, gasförmig	612,54	181,84
Mo	fest	0	28,66
Mo(CO) ₆	fest	-877,8	325,93
MoF ₆	flüssig	-1473,1	259,66
MoO ₂	fest	-533,04	46,28
MoO ₃	fest	-668,02	77,74
MoS ₂	fest	-225,94	62,59
N	Stickstoff, gasförmig	455,58	153,19
NFO	gasförmig	-51,04	247,99
NF ₃	gasförmig	-83,26	260,62
NH ₃	gasförmig	-16,48	192,34
NH ₃	wässrige Lösung	-26,57	111,29
NH ₄ ⁺	wässrige Lösung	-79,37	113,39
NH ₄ Cl	α , fest	-203,19	94,98
NH ₄ NO ₃	fest	-184,01	151,08
NH ₄ H ₂ PO ₄	fest	-1214,35	151,9
(NH ₄) ₂ SO ₄	fest	-899,9	220,3
NO	gasförmig	86,57	210,65
NOCl	Nitrosylchlorid, gasf.	66,11	261,63
NO ₂	gasförmig	51,3	239,95
NO ₂ ⁻	wässrige Lösung	-37,24	140,16
NO ₂ H	cis, gasförmig	-42,97	248,66
NO ₂ H	trans, gasförmig	-45,27	249,12
NO ₃ ⁻	wässrige Lösung	-111,34	146,44
NO ₃ H	gasförmig	-74,77	266,27
NO ₃ H	flüssig	-80,79	155,6
N ₂	gasförmig	0	191,5
Na	Natrium, gasförmig	77,3	153,61
Na	flüssig	0,5	57,85

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Na	fest	0	51,45
Na ⁺	wässrige Lösung	-261,89	58,99
NaBH ₄	fest	-127,11	101,39
NaBr	gasförmig	-177,78	241,12
NaBr	fest	-349,26	86,82
NaCO ₃ H	Na-Hydrogencarbonat, fest	-851,86	102,09
NaC ₂ H ₃ O ₂	Na-Acetat, fest	-608,84	123,1
NaCl	gasförmig	-201,32	229,7
NaCl	flüssig	-365,68	95,06
NaCl	fest	-384,04	72,13
NaClO ₄	fest	-254,32	142,26
NaF	gasförmig	-309,74	217,5
NaF	fest	-545,09	51,21
NaI	fest	-284,57	98,32
NaNO ₃	fest	-365,89	116,32
NaOH	gasförmig	-215,93	236,4
NaOH	flüssig	-375,13	74,17
NaOH	fest	-380,19	64,43
NaSO ₄ H	Na-Hydrogensulfat, fest	-992,86	112,97
Na ₂ CO ₃	flüssig	-1031,88	155,39
Na ₂ CO ₃	fest	-1048,08	138,78
Na ₂ CO ₃ · 10 H ₂ O	fest	-3428,2	564
Na ₂ Cl ₂	gasförmig	-565,94	325,52
Na ₂ O	fest	-379,11	75,04
Na ₂ O ₂	fest	-449,66	94,81
Na ₂ S	fest	-361,36	97,91
Na ₂ SO ₃	fest	-1002,07	146,02
Na ₂ SO ₄	Thenardit, fest	-1269,35	149,62
Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O	fest	-3647,4	592,04
Na ₂ S ₂ O ₃	fest	-1028,01	154,81
Na ₂ S ₂ O ₃ · 5H ₂ O	flüssig	-2227,72	438,69
Na ₂ S ₂ O ₃ · 5H ₂ O	fest	-2230,07	372,38

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Na ₂ SiO ₃	fest	-1467,38	113,85
Na ₂ Si ₂ O ₅	fest	-2324,25	164,05
Na ₃ AlF ₆	fest	-3114,1	238
Na ₃ PO ₄	fest	-1787,16	173,64
Nb	Niob, gasförmig	681,16	186,15
Nb	fest	0	36,4
NbBr ₅	fest	-510,45	259,41
NbC	fest	-136,82	35,4
NbCl ₃	fest	-518,82	146,44
NbCl ₃ O	fest	-782,41	142,26
NbCl ₄	fest	-606,68	184,1
NbCl ₅	fest	-683,25	210,46
NbF ₅	fest	-1699,12	160,25
NbN	fest	-205,85	34,52
NbO	fest	-378,65	48,12
NbO ₂	fest	-740,57	54,52
Nb ₂ O ₅	fest	-1766,07	137,24
Ne	Neon, gasförmig	0	146,22
Ne	wässrige Lösung	19,25	66,11
Ni	Nickel, gasförmig	384,51	182,08
Ni	fest	0	29,87
Ni ⁺⁺	wässrige Lösung	-45,61	-128,87
NiCO ₃	fest	-605,83	87,9
Ni(CO) ₄	gasförmig	-587,27	410,45
Ni(CO) ₄	flüssig	-588,27	313,38
NiCl ₂	fest	-259,06	97,65
NiF ₂	fest	-604,17	73,6
NiO	fest	-211,71	37,99
Ni(OH) ₂	fest	-447,27	87,86
NiS	fest	-79,5	52,97
NiSO ₄	fest	-759,81	92,05
Ni ₃ S ₂	fest	-197,07	133,89

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
O	Sauerstoff, gasförmig	231,75	160,95
OH ⁻	wässrige Lösung	-157,29	-10,75
OH ₂	Wasser, gasförmig	-228,59	188,72
OH ₂	flüssig	-237,18	69,91
OH ₂	fest	-236,59	44,77
OH ₃ ⁺	Oxonium-Ion, wässrige Lösung	-237,18	69,91
O ₂	gasförmig	0	205,03
O ₂ H ₂	gasförmig	-105,6	232,63
O ₂ H ₂	flüssig	-120,42	109,62
O ₂ H ₂	wässrige Lösung	-134,1	143,93
O ₃	gasförmig	163,18	238,82
Os	Osmium, gasförmig	744,75	192,46
Os	fest	0	32,64
OsO ₄	gelb, fest	-305,01	149,93
OsO ₄	weiß, fest	-303,76	167,78
P	Phosphor, gasförmig	280,02	163,09
P	flüssig	0,09	42,89
P	rot, fest	-12,13	22,8
P	weiß, fest	0	41,09
PBr ₃	flüssig	-175,73	240,16
PCl ₃	gasförmig	-267,78	311,67
PCl ₃	flüssig	-272,38	217,15
PCl ₃ O	gasförmig	-514,32	325,39
PCl ₃ O	flüssig	-520,91	222,46
PCl ₅	gasförmig	-305,01	364,47
PF ₃	gasförmig	-897,47	273,13
PF ₅	gasförmig	-1520,72	300,7
PH ₃	gasförmig	13,39	210,12
PO ₄ ³⁻	wässrige Lösung	-1018,8	-221,75
PO ₄ H ⁻	wässrige Lösung	-1089,26	-33,47
PO ₄ H ₂ ⁻	wässrige Lösung	-1130,39	90,37

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
PO ₄ H ₃	flüssig	-1118,43	146,44
PO ₄ H ₃	fest	-1119,22	110,5
PO ₄ H ₃	wässrige Lösung	-1142,65	158,16
P ₄ O ₆	gasförmig	-2084,94	345,6
P ₄ O ₁₀	gasförmig	-2669,85	403,76
P ₄ O ₁₀	hexagonal, fest	-2697,84	228,86
Pb	Blei, gasförmig	161,92	175,26
Pb	flüssig	2,22	71,72
Pb	fest	0	64,81
Pb ⁺⁺	wässrige Lösung	-24,39	10,46
PbBr ₂	fest	-261,92	161,5
PbCO ₃	fest	-625,51	130,96
PbCl ₂	fest	-314,13	135,98
PbCl ₄	gasförmig	-276,2	384,51
PbF ₂	fest	-617,14	110,46
Pbl ₂	fest	-173,64	174,85
Pb(N ₃) ₂	monoklin, fest	624,67	148,11
Pb(N ₃) ₂	orthorhombisch, fest	622,16	149,37
PbO	gasförmig	26,36	239,94
PbO	flüssig	-171,19	85,96
PbO	gelb, fest	-187,9	68,7
PbO	rot, fest	-188,95	66,53
PbO ₂	fest	-217,36	68,62
Pb(OH) ₂	fest	-421,07	88
PbS	fest	-98,74	91,21
PbSO ₄	fest	-813,2	148,57
PbSiO ₃	fest	-1062,15	109,62
Pb ₃ O ₄	fest	-601,24	211,29
Pd	Palladium, gasförmig	339,74	166,94
Pd	fest	0	37,57
Pd ⁺⁺	wässrige Lösung	176,56	-117,15
PdCl ₂	fest	-125,1	104,6

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
PdI ₂	fest	-62,76	150,62
PdS	fest	-66,94	46,02
PdS ₂	fest	-74,48	79,5
Pt	Platin, gasförmig	520,49	192,3
Pt	fest	0	41,63
PtS	fest	-76,15	55,06
PtS ₂	fest	-99,58	74,68
Rb	Rubidium, gasförmig	55,86	169,99
Rb	fest	0	69,45
Rb ⁺	wässrige Lösung	-282,21	124,26
RbBr	fest	-378,15	108,28
RbI	fest	-325,52	118,03
Re	Rhenium, gasförmig	724,67	188,83
Re	fest	0	36,86
ReCl ₃	fest	-188,28	123,85
ReO ₂	fest	-368,19	72,8
Re ₂ O ₇	fest	-1066,08	207,11
Rh	Rhodium, gasförmig	510,87	185,7
Rh	fest	0	31,51
Ru	Ruthenium, gasförmig	595,8	186,4
Ru	fest	0	28,53
RuO ₄	gasförmig	-139,75	289,95
RuO ₄	flüssig	-152,3	183,26
RuO ₄	fest	-152,3	146,44
S	Schwefel, gasförmig	238,28	167,71
S	flüssig	0,39	35,31
S	orthorhombisch, fest	0	32,07
S	monoklin, fest	0,04	32,75
S ⁻⁻	wässrige Lösung	85,77	-14,64
SF ₆	gasförmig	-1105,41	291,71
SH ₂	gasförmig	-33,56	205,69
SH ₂	wässrige Lösung	-27,87	121,34

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
SO	gasförmig	-19,84	221,84
SO ₂	gasförmig	-300,19	248,11
SO ₃	gasförmig	-371,08	256,65
SO ₃	β , fest	-368,99	52,3
SO ₃ ²⁻	wässrige Lösung	-486,6	-29,29
SO ₃ H ⁻	wässrige Lösung	-527,81	139,75
SO ₃ H ₂	wässrige Lösung	-537,9	232,21
SO ₄ ²⁻	wässrige Lösung	-744,63	20,08
SO ₄ H ⁻	wässrige Lösung	-756,01	131,8
SO ₄ H ₂	gasförmig	-656,09	289,11
SO ₄ H ₂	flüssig	-690,06	156,9
S ₂ Cl ₂	gasförmig	-31,8	331,37
Sb	Antimon, gasförmig	222,17	180,16
Sb	fest	0	45,69
SbBr ₃	fest	-239,32	207,11
SbCl ₃	gasförmig	-301,25	337,69
SbCl ₃	fest	-323,72	184,1
SbCl ₅	gasförmig	-334,34	401,83
SbCl ₅	flüssig	-350,2	301,25
Sb ₂ O ₃	orthorhombisch, fest	-626,55	123,01
Sb ₂ O ₄	fest	-795,8	127,19
Sb ₂ O ₅	fest	-829,27	125,1
Sb ₂ S ₃	schwarz, fest	-173,64	182
Sb ₂ Te ₃	fest	-55,23	234,3
Sb ₄ O ₆	kubisch, fest	-1268,17	220,92
Sc	Scandium, gasförmig	336,06	174,68
Sc	fest	0	34,64
ScF ₃	fest	-1555,61	92,05
Sc(OH) ₃	fest	-1233,44	100,42
Sc ₂ O ₃	fest	-1819,41	77,4
Se	Selen, gasförmig	187,07	176,61
Se	hexagonal, schwarz, fest	0	42,44

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
SeF ₆	gasförmig	-1016,71	313,76
SeH ₂	gasförmig	15,9	218,91
SeO	gasförmig	26,82	233,89
Si	Silizium, gasförmig	411,29	167,86
Si	flüssig	40,83	44,46
Si	fest	0	18,83
SiBr ₄	gasförmig	-431,79	377,77
SiBr ₄	flüssig	-443,92	277,82
SiC	α , hexagonal, fest	-60,25	16,48
SiC	β , kubisch, fest	-62,76	16,61
SiCl ₄	gasförmig	-617,01	330,62
SiCl ₄	flüssig	-619,9	239,74
SiF ₄	gasförmig	-1572,68	282,38
SiH ₄	gasförmig	56,9	204,51
SiO	gasförmig	-126,36	211,5
SiO ₂	gasförmig	-306,93	228,86
SiO ₂	flüssig	-850,21	47,93
SiO ₂	α -Cristobalit, fest	-853,67	50,05
SiO ₂	β -Cristobalit, fest	-854,54	43,4
SiO ₂	α -Quarz, fest	-856,67	41,84
SiO ₂	β -Quarz, fest	-856,48	41,46
SiO ₃ H ₂	fest	-1092,44	133,89
SiO ₄ H ₄	fest	-1333,02	192,46
Si ₂ O ₅ H ₂	fest	-1943,47	192,46
Si ₂ O ₇ H ₆	fest	-2425,88	330,54
Si ₃ N ₄	fest	-642,66	101,25
Sn	Zinn, gasförmig	267,36	206,03
Sn	α , grau, fest	0,13	44,14
Sn	β , weiß, fest	0	51,55
SnBr ₄	gasförmig	-331,37	411,83
SnBr ₄	fest	-350,2	264,43
SnCl ₄	gasförmig	-432,21	365,68

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
SnCl ₄	flüssig	-440,16	258,57
SnH ₄	gasförmig	188,28	227,57
SnO	fest	-256,9	56,48
SnO ₂	fest	-519,65	52,3
Sn(OH) ₂	gefällt	-491,62	154,81
SnS	fest	-98,32	76,99
Sr	Strontium, gasförmig	110,04	164,54
Sr	fest	0	54,39
Sr ⁺⁺	wässrige Lösung	-557,31	-39,33
SrCO ₃	Strontianit, fest	-1137,63	97,49
SrCl ₂	fest	-781,15	117,15
SrO	fest	-559,82	54,39
SrSO ₄	fest	-1334,28	121,75
Te	Tellur, gasförmig	157,11	182,63
Te	fest	0	49,71
TeO ₂	fest	-270,29	79,5
Ti	Titan, gasförmig	425,09	180,19
Ti	fest	0	30,63
TiBr ₃	fest	-523,84	176,56
TiBr ₄	fest	-589,53	243,51
TiC	fest	-180,75	24,23
TiCl ₂	fest	-464,42	87,45
TiCl ₃	fest	-653,54	139,75
TiCl ₄	flüssig	-737,22	252,34
TiF ₄	amorph	-1559,38	133,97
TiH ₂	fest	-80,33	29,71
TiI ₄	fest	-371,54	249,37
TiN	fest	-309,62	30,25
TiO	α , fest	-494,97	34,77
TiO ₂	Anatas, fest	-884,5	49,92
TiO ₂	Rutil, fest	-889,52	50,33
Ti ₂ O ₃	fest	-1434,28	78,78

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Tl	Thallium, gasförmig	147,44	180,85
Tl	fest	0	64,18
Tl ⁺	wässrige Lösung	-32,38	125,52
Tl ⁺⁺⁺	wässrige Lösung	214,64	-192,46
TlBr	fest	-167,36	120,5
TlCl	fest	-184,93	111,25
TlI	fest	-125,39	127,61
TlNO ₃	fest	-152,46	160,67
TlOH	fest	-195,76	87,4
Tl ₂ CO ₃	fest	-614,63	155,23
Tl ₂ O	fest	-147,28	125,52
Tl ₂ S	fest	-93,72	150,62
Tl ₂ SO ₄	fest	-830,48	230,54
U	Uran, gasförmig	478,82	198,52
U	fest	0	50,33
U ⁺⁺⁺	wässrige Lösung	-520,49	-125,52
U ⁺⁺⁺⁺	wässrige Lösung	-579,07	-326,35
UBr ₄	fest	-788,68	242,67
UC ₂	fest	-175,73	58,58
UCl ₄	fest	-962,32	198,32
UCl ₆	fest	-1010,44	285,77
UF ₄	fest	-1761,46	151,04
UF ₆	fest	-2033,42	227,82
UI ₄	fest	-527,6	271,96
UN	fest	-313,8	75,31
UO ₂	fest	-1075,29	77,82
UO ₃	fest	-1184,07	98,62
V	Vanadium, gasförmig	453,21	182,19
V	fest	0	28,91
V ⁺⁺	wässrige Lösung	-217,57	-129,7
V ⁺⁺⁺	wässrige Lösung	-242,25	-230,12
VCl ₂	fest	-405,85	97,07

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
VCl ₃	fest	-511,28	130,96
VCl ₃ O	flüssig	-668,6	244,35
VCl ₄	flüssig	-503,75	255,22
VF ₅	flüssig	-1373,19	175,73
VN	fest	-191,21	37,28
VO	fest	-404,17	38,91
VSO ₄	fest	-1169,85	108,78
V ₂ O ₃	fest	-1139,3	98,32
V ₂ O ₄	α , fest	-1318,38	102,51
V ₂ O ₅	fest	-1419,63	130,96
W	Wolfram, gasförmig	807,09	173,84
W	flüssig	43,07	45,7
W	fest	0	32,64
WCl ₆	α , fest	-455,65	238,49
WF ₆	gasförmig	-1632,18	340,95
WF ₆	flüssig	-1631,47	251,46
WO ₂	fest	-533,92	50,54
WO ₃	fest	-764,08	75,9
Xe	Xenon, gasförmig	0	169,57
Xe	wässrige Lösung	13,39	65,69
Zn	Zink, gasförmig	95,18	160,87
Zn	fest	0	41,63
Zn ⁺⁺	wässrige Lösung	-147,03	-112,13
ZnBr ₂	fest	-312,13	138,49
ZnCO ₃	fest	-731,57	82,42
ZnCl ₂	fest	-369,43	111,46
ZnF ₂	fest	-713,37	73,68
ZnI ₂	fest	-208,95	161,08
ZnO	fest	-318,32	43,64
Zn(OH) ₂	fest	-555,13	81,59
ZnS	Zinkblende, fest	-201,29	57,74
ZnSO ₄	fest	-874,46	119,66

Formel	Name, Phase	μ in kG	S/n in Ct/mol
Zr	Zirconium, gasförmig	566,51	181,25
Zr	fest	0	38,99
ZrC	fest	-199,58	32,17
ZrCl ₄	fest	-889,94	181,59
ZrF ₄	β , monoklin, fest	-1810	104,6
ZrH ₂	fest	-128,87	35,02
ZrN	fest	-336,39	38,87
ZrO ₂	α , monoklin, fest	-1042,82	50,38