

# Die Einführung der Entropie als Irreversibilitätsmaß – Begriffsbildung und Anwendung auf einfache Beispiele<sup>1</sup>

Von UDO BACKHAUS und HANS-JOACHIM SCHLICHTING

*Im Unterschied zur üblichen Entropieeinführung wird hier ein Begriffsapparat entwickelt, mit dem es möglich ist, die Entropie ohne Kenntnis der Thermodynamik idealer Gase als Maß für die Unumkehrbarkeit (Irreversibilität) natürlicher Vorgänge zu begreifen. Die Autoren hoffen, dadurch ein Verständnis der Entropie in der Schule zu ermöglichen, das der übergreifenden Bedeutung dieses Konzeptes gerecht wird.*

## 1. Einleitung

Trotz ihrer großen Bedeutung in allen Naturwissenschaften wird die Entropie in der Schule bisher nur selten überhaupt erwähnt. Ihre Behandlung gilt als zu schwierig. Das mag daran liegen, daß die bisherigen Vorschläge zur Einführung ausgehen von der Eigenschaft der Entropie, bei reversiblen Vorgängen unverändert zu bleiben. Dadurch wird nicht nur das Verständnis der überragenden Stellung der Entropie erschwert, sondern insbesondere der Bezug dieser Größe zur Lebenswelt verschleiert: Schließlich gibt es in der Natur keine reversiblen Prozesse.

In einem vorangegangenen Aufsatz [I] haben wir deshalb dafür plädiert, die Entropie als eine Größe einzuführen, die geeignet ist, Ordnung in eine große Klasse alltäglich erfahrbarer Phänomene zu bringen. Wir gingen dabei aus von der offensichtlichen Unumkehrbarkeit spontaner Prozesse. Die Beobachtung, daß verschiedene solcher Prozesse sich gegenseitig dazu veranlassen können, entgegen der spontanen Richtung abzulaufen, nahmen wir als Hinweis für die unterschiedliche Stärke der Unumkehrbarkeit, für die ein quantitatives Maß entwickelt wurde. Die Messung der Irreversibilität eines Prozesses bestand schließlich aus der Untersuchung, wie oft dieser einen anderen irreversiblen Prozeß »zurückspulen« kann.

Die dabei benutzten Ausdrücke - insbesondere »Prozeß«, Irreversibilität eines Prozesses«, »mehrmaliges Ablaufen« und »Zurückspulen von Prozessen« - bedürfen noch der Erläuterung, zumal sich ihre Bedeutung zum Teil entscheidend vom übli-

chen Sprachgebrauch unterscheidet. Ziel dieses Aufsatzes ist deshalb die Entwicklung eines Begriffsapparates (in Anlehnung an R. GILES [2]), eine Präzisierung der Argumentationskette und die Andeutung der Beziehungen zum üblichen Vorgehen. Dabei zeigt sich, daß höhere Mathematik und die Kenntnis der Thermodynamik idealer Gase erst bei der Behandlung der absoluten Temperatur benötigt werden, also keine Voraussetzung für die Entropieeinführung darstellen.

## 2. Präzisierung der Begriffe

### 2.1 Vereinigung von Zuständen

Um das mehrfache Ablaufen von Prozessen beschreiben zu können, muß zunächst die Summe zweier Zustände erklärt werden:

Zwei Systeme  $A$  und  $B$  können betrachtet werden als ein einziges System  $C$ . Befinden sich die Einzelsysteme in den Zuständen  $a$  und  $b$ , dann schreibt man für den Zustand des zusammengesetzten Systems  $c = a \otimes b$  (Abb. 1).

### 2.2 Übergehen eines Zustandes in einen anderen

Wenn sich der Zustand eines Systems  $A$  innerhalb eines gewissen Zeitintervalls ändert, sagt man, ein natürlicher Prozeß habe stattgefunden. Im allgemeinen wechselwirkt  $A$  in dieser Zeit mit anderen Systemen. Man betrachtet dann  $A$  als Teil eines größeren isolierten Systems  $I$ . Dabei ist es möglich, daß fortgelassen: bei einigen Teilen von  $I$  Anfangs- und Endzustand übereinstimmen.

Man sagt, ein System sei an einem Prozeß beteiligt, wenn sich Anfangs- und Endzustand unterscheiden.

*Wenn es einen natürlichen Prozeß gibt, an dem nur ein System  $A$  mit den Zuständen  $a_1$  und  $a_2$  beteiligt ist, dann schreiben wir  $a_1 \rightarrow a_2$  und sagen » $a_1$  geht über in  $a_2$ «.*

<sup>1</sup> In: Der Mathematisch und Naturwissenschaftliche Unterricht 34/5 (1981), 282 -291

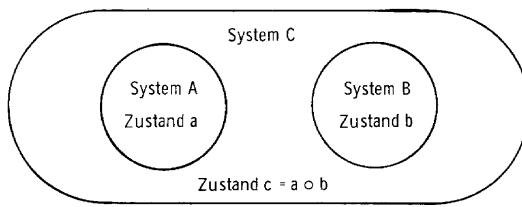


Abb. 1: Addition von Zuständen

Um schreiben zu können  $a_1 \rightarrow a_2$  muß also entweder A während des Prozesses isoliert bleiben, oder, wenn das nicht der Fall ist, dürfen sich die Zustände der Umgebung vor und nach dem Prozeß nicht unterscheiden. Wenn also  $a_1 \rightarrow a_2$  gilt, dann haben die Zustände  $a_1$  und  $a_2$  insbesondere dieselbe Energie und dieselben Teilchenzahlen (bzw. Mengen).

Es muß hier betont werden, daß die Relation » $\rightarrow$ « nur eine Beziehung zwischen Zuständen darstellt, nicht aber der Kennzeichnung irgendwelcher »Prozeßrealisierungen« dient: man schreibt nämlich schon  $a_1 \rightarrow a_2$  wenn es eine Prozeßrealisierung gibt, unabhängig davon, ob es noch andere gibt.

### 2.3 Prozesse

Ein (formaler) Prozeß ist ein geordnetes Paar von Zuständen. Prozesse schreiben also nicht bestimmte Realisierungen vor, sondern lediglich Anfangs- und Endzustände, d. h. Zustandsänderungen. Wir schreiben sie deshalb als Zustandspaire in eckige Klammern und kennzeichnen sie mit kleinen griechischen Buchstaben. Zustände werden durch kleine lateinische Buchstaben gekennzeichnet und – wenn nötig – durch einen Index für das betrachtete System und Angabe der zugehörigen Werte der Zustandsgrößen in Klammern näher erläutert.

#### Beispiel

Bei der isenergetischen Expansion eines Gases (G) ändert sich nur das Volumen  $V$ , nicht aber Energie  $E$  und Menge  $n$  des Gases. Dieser Prozeß wird deshalb folgendermaßen beschrieben:

$$\alpha = [a_G(E, V, n), a'_G(E, V + \Delta V, n)].$$

Die konstanten Zustandsgrößen werden oft auch fortgelassen:

$$\alpha = [a_G(V), a'_G(V + \Delta V)].$$

Prozesse werden unterschieden nach ihrem Verhalten gegenüber» $\rightarrow$ «: Ein Prozeß  $\alpha = [a, b]$  heißt

*natürlich*, wenn  $a \rightarrow b$

*natürlich reversibel*, wenn  $a \rightarrow b$  und  $b \rightarrow a$ , und

*natürlich irreversibel*, wenn  $a \rightarrow b$  und  $b \not\rightarrow a$ .

Prozesse werden in naheliegender Weise addiert:

Befinden sich am Anfang eines Prozesses die Systeme  $A$  und  $B$  in den Zuständen  $a$  und  $b$  und zum Schluß in den Zuständen  $a'$  und  $b'$ , dann haben die Systeme die Prozesse  $\alpha = [a, a']$  und  $\beta = [b, b']$  durchlaufen. Den Gesamtprozeß bezeichnen wir mit

$$\alpha \oplus \beta = [a \otimes b, a' \otimes b'].$$

#### Beispiel

Bei dem Prozeß  $\alpha$ : »Dissipation mechanischer Energie« ändert sich der Anfangszustand  $a_m$  eines mechanischen Systems in den Endzustand  $a'_m$  durch Abnahme der Anfangsenergie  $E_m$  um einen gewissen Betrag  $\Delta E$ . Gleichzeitig verändert sich der Zustand eines thermischen Systems von  $b_t$  nach  $b'_t$ , dadurch, daß ohne Formveränderung seine Energie  $E$  um  $\Delta E$  - und damit seine Temperatur  $\vartheta$  um  $\Delta\vartheta$  - zunimmt. Der Prozeß  $\alpha$  kann also zerlegt werden in zwei Teilprozesse, nämlich den Prozeß  $\alpha_m$ : »Energieabnahme eines mechanischen Systems« und den Prozeß  $\alpha_t$ : »isochore Energiezunahme eines thermischen Systems«:

$$\begin{aligned} \alpha &= [a_m(E_m) \otimes b_t(E, \vartheta), a'_m(E_m - \Delta E) \\ &\quad \otimes b'_t(E + \Delta E, \vartheta + \Delta\vartheta)] \\ &= [a_m(E_m), a'_m(E_m - \Delta E)] \\ &\quad \oplus [b_t(E, \vartheta), b'_t(E + \Delta E + \Delta\vartheta)] \\ &= \alpha_m \oplus \alpha_t. \end{aligned}$$

Läuft ein natürlich irreversibler Prozeß mit einem anderen Prozeß zusammen ab, so kann es vorkommen, daß der Gesamtprozeß weniger irreversibel ist als der Einzelprozeß - im Grenzfall verschwindender Irreversibilität sogar reversibel.

Beispiel: Isotherme (isenergetische) Expansion eines idealen Gases.

- a) Der Prozeß ist natürlich irreversibel, weil er allein ablaufen kann (freie Expansion) und nicht allein zurückläuft:

$$a_G(E, V, \vartheta) \rightarrow a'_G(E, V + \Delta V, \vartheta).$$

- b) Bei gleichzeitigem Entzug von Wärme ans einem Wärmebad der Temperatur  $\vartheta$  und Zufuhr von Energie auf ein mechanisches System kann der Gesamtprozeß natürlich reversibel sein:

$$\begin{aligned} &a_G(E, V, \vartheta) \otimes \omega_\vartheta(E_w) \\ &\otimes m(E_m) \leftrightarrow a'_G(E, V + \Delta V, \vartheta) \\ &\otimes \omega'_\vartheta(E_w - \Delta E) \otimes m'(E_m + \Delta E). \end{aligned}$$

»Reversibel machen eines Prozesses  $\alpha$ « bedeutet das Auffinden anderer Prozesse, die zusammen mit  $\alpha$  einen natürlich reversiblen Prozeß bilden.

## 2.4 Messung der natürlichen Irreversibilität

Wir hatten einen Prozeß  $\alpha$  stärker irreversibel genannt als einen Prozeß  $\beta$ , wenn  $\alpha \beta$  »zurückspulen« kann (in Zeichen:  $\alpha \rightarrow \beta$ ) Nun läßt sich genau beschreiben, was damit gemeint ist:

Der Prozeß, zu dessen Beginn ein System  $A$  im Anfangszustand von  $\alpha$  und ein System  $B$  im Endzustand von  $\beta$  vorliegt und nach dessen Ablauf  $A$  den Endzustand von  $\alpha$ ,  $B$  aber den Anfangszustand von  $\beta$  angenommen hat, ist natürlich, läuft also von allein ab; oder kürzer:  $\alpha$ , bildet zusammen mit der Umkehrung von  $\beta$  (sie wird mit  $-\beta$  bezeichnet) einen natürlichen Prozeß:

*Def*

$\alpha \rightarrow \beta \Leftrightarrow [a, a'] \rightarrow [b, b'] \Leftrightarrow a \otimes b' \rightarrow a' \otimes b \Leftrightarrow \alpha \sqcap \beta$   
ist ein natürlicher Prozeß.

Die Definition nimmt damit folgende Form an:

*Messung der natürlichen Irreversibilität*

- 1)  $I'(\alpha) = I'(\beta) \Leftrightarrow \alpha \leftrightarrow \beta \Leftrightarrow \alpha \sqcap \beta$  ist natürlich reversibel,
- 2)  $I'(\alpha) = z \cdot I'(\beta) \Leftrightarrow \alpha \leftrightarrow z \cdot \beta = \alpha \sqcap z \cdot \beta$  ist natürlich reversibel,  $z \in \mathbb{Q}^*$ .

Zur Verdeutlichung wenden wir dieses Meßverfahren noch einmal auf die isotherme Dissipation mechanischer Energie an. Sie wurde schon in [1] ausführlich diskutiert mit dem Ergebnis, daß die natürliche Irreversibilität (sie wurde in [1] nur mit »Irreversibilität« bezeichnet) solcher Prozesse proportional zur »verlorenen« mechanischen Energie, ist. Mit dem jetzt erreichten Argumentationsniveau läßt sich eine vollständige Begründung für dieses Ergebnis geben, das damals aufgrund der alleinigen Betrachtung des mechanischen Systems aufgestellt wurde:

Beispiel

Sei  $\alpha$  der Prozeß »Isotherme Dissipation der mechanischen Energie  $\Delta E$  in einem Wärmebad der Temperatur  $\vartheta$ «:

$$\alpha = [a_m(E_m) \otimes \omega_\vartheta(E_w), a'_m(E_m - \Delta E) \otimes \omega'_\vartheta(E_w + \Delta E)].$$

Der Prozeß  $\beta$  unterscheide sich von  $\alpha$  nur durch den doppelt so großen Energieumsatz:

$$\beta = [a_m(E_m) \otimes \omega_\vartheta(E_w), a''_m(E_m - 2\Delta E)]$$

$$\otimes \omega''_\vartheta(E_w + 2\Delta E)].$$

Daß  $\beta \alpha$  genau zweimal zurückspulen kann, kann man sich folgendermaßen überlegen: Wenn  $\alpha$  zweimal zurückläuft, wird dem Wärmebad genauso viel Energie entzogen, wie ihm beim Ablauen von  $\beta$  zugeführt wurde. Insgesamt ist dann das Wärmebad gar nicht beteiligt, und der zusammengesetzte Prozeß ist die Energieübertragung zwischen zwei mechanischen Systemen. Ein solcher Prozeß ist natürlich reversibel, läuft also in beiden Richtungen »von selbst« ab. Das heißt aber gerade, daß  $\beta \alpha$  zweimal zurückspulen kann und daß  $\alpha$  zweimal ablaufen muß, um  $\beta$  zurückspulen zu können. Formal sieht dieser Gedankengang folgendermaßen aus:

$$\begin{aligned} & \beta \leftrightarrow 2\alpha \\ \Leftrightarrow & [a_m \otimes \omega_\vartheta, a''_m \otimes \omega''_\vartheta] \leftrightarrow 2[a_m \otimes \omega_\vartheta, a'_m \otimes \omega'_\vartheta] \\ \Leftrightarrow & a_m \otimes \omega_\vartheta \otimes 2a'_m \otimes 2\omega'_\vartheta \leftrightarrow a''_m \otimes \omega''_\vartheta \otimes 2a_m \otimes 2\omega_\vartheta \\ \text{Da} & \text{ das Zusammenfügen zweier Wärmeäder gleicher Temperatur wieder ein Wärmebad ergibt, kann diese Aussage folgendermaßen vereinfacht werden:} \\ & 2a'_m \otimes \omega_\vartheta (2E_w + 2\Delta E) \\ \Leftrightarrow & a''_m \otimes a_m \otimes \omega_\vartheta (2E_w + 2\Delta E) \\ & \Leftrightarrow 2a'_m (E_m - \Delta E) \\ \Leftrightarrow & a''_m (E_m - 2\Delta E) \otimes a_m (E_m) \end{aligned}$$

Die letzte Aussage beinhaltet die Reversibilität des Energieaustausches zwischen mechanischen Systemen, ist also richtig - und damit auch die Behauptung.

Verallgemeinerung der Argumentation ergibt:

*Die natürliche Irreversibilität der Dissipation mechanischer Energie ist bei konstanter Temperatur proportional zur dissipierten Energie. Die Proportionalitätskonstante nimmt mit wachsender Temperatur monoton ab.*

Der zweite Teil der Aussage ergab sich schon früher [1].

## 3. Erweiterung der Irreversibilitätsmessung auf adiabatische Prozesse

Bisher wurden die Irreversibilitäten von Gesamtprozessen gemessen, wie z. B. der Temperaturannäherung zwischen zwei Körpern aufgrund von Wärmeleitung. Da es sehr viele solcher Prozesse gibt, müßten sehr viele Messungen durchgeführt werden, um für alle angeben zu können, wie stark unumkehrbar sie sind. Ökonomischer wäre es, wenn man den Zustandsänderungen der beteiligten Systeme

einzelnen Irreversibilitäten zuordnen und die Irreversibilität des Gesamtprozesses additiv aus denen der Zustandsänderung der beteiligten Systeme zusammensetzen könnte: um beispielsweise den Austausch der Energie  $\Delta E$  zwischen zwei Körpern  $A$  und  $B$  aufgrund von Wärmeleitung für je fünf verschiedene Anfangstemperaturen  $\vartheta_A$  und  $\vartheta_B$  der beiden Körper zu untersuchen, brauchte man dann statt der bisher erforderlichen 25 Messungen (für die möglichen Kombinationen der Anfangstemperaturen) nur deren zehn (nämlich fünf für jeden Körper). Hier tritt jedoch folgende Schwierigkeit auf: Bisher können Irreversibilitäten nur von natürlichen, und das heißt insbesondere isenergetischen, Prozessen bestimmt werden. Die Zustandsänderungen der an solchen natürlichen Prozessen beteiligten Systeme sind aber i. a. nicht isenergetisch. Im Gegenteil: Die meisten natürlichen Vorgänge bestehen in einem Energieaustausch zwischen Systemen.

Formal haben wir also folgende Situation: Die Zerlegung

$$I'[a_1 \otimes b_1, a_2 \otimes b_2] = I'[a_1, a_2] + I'[b_1, b_2]$$

ist i. a. nicht möglich.

### 3.1 Mechanische Systeme und Prozesse

Das Ziel ist also die Bestimmung der Irreversibilität von mit Energieänderung verbundenen Prozessen. Es stellt sich damit die Frage, wie man die Energie eines Systems ändern kann, ohne daß außerhalb etwas Unumkehrbares passiert.

Dafür kann sich aber bereits an dieser Stelle ein Gefühl entwickelt haben, z. B. anhand folgender Experimente [3]:

1. Bei dem Vergleich der Irreversibilitäten isothermer Druckänderungen von (idealen) Gasen werden zunächst durch die Expansion eines Gases Gewichtsstücke gehoben, die dann ihrerseits die Kompression eines anderen Gases bewirken.
2. Zum Vergleich der Irreversibilitäten chemischer Reaktionen kann man diese in elektrochemischen Zellen ablaufen lassen, mit einer Reaktion also elektrische Energie gewinnen, mit der die zweite zurückgespult wird.

Bei vielen Irreversibilitätsmessungen wird also die Energie zunächst auf ein mechanisches (bzw. elektrisches) System übertragen und dann von diesem wieder abgegeben.

Das führt auf die Betrachtung (bzw. die Wiederholung) der Eigenschaften mechanischer (bzw. elektrischer) Systeme mit folgenden Eigenschaften

1. Natürliche Prozesse mechanischer Systeme sind reversibel.

2. Zu jedem mit Energieänderung verbundenen mechanischen Prozeß kann man einen zweiten mechanischen Prozeß finden, so daß beide zusammen »von selbst« ablaufen, nach 1 also reversibel sind.
3. Die Übertragung von Energie von einem beliebigen System  $A$  auf ein mechanisches System  $M$  ist umkehrbar in folgendem Sinne: Energie, die im Rahmen eines natürlichen Prozesses von  $A$  auf  $M$  übertragen wurde, kann so wieder von  $M$  an  $A$  abgegeben werden, daß der zusammengesetzte Prozeß natürlich ist. Oder einfacher ausgedrückt: Ein mechanisches System kann alle ihm übertragene Energie »von allein« wieder abgeben.

Die so eingeführten mechanischen Systeme stellen eine Idealisierung an bestimmten Systemen gemachter Erfahrungen dar. In der Praxis können Systeme als mechanisch betrachtet werden, wenn die durch sie (z. B. durch Reibung) verursachten Irreversibilitäten im Rahmen der angestrebten Genauigkeit vernachlässigt werden können.

### 3.2 Meßverfahren für die (adiabatische) Irreversibilität

Diese Eigenschaften mechanischer Systeme legen es nahe, die beim Irreversibilitätsvergleich mit Energieänderungen verbundenen Prozesse notwendige Energieanpassung mit Hilfe von mechanischen Prozessen vorzunehmen. Ausgedrückt als Meßverfahren für die (adiabatische) Irreversibilität (der Zusatz »adiabatisch« wird meist fortgelassen):

1. *Gleichheit*: Zwei Prozesse sind gleich irreversibel, wenn sie sich mit Hilfe einer Zustandsänderung eines mechanischen Systems gegenseitig zurückspulen können.

$$\text{Formal: } I[a_1, a_2] = I[b_1, b_2] \Leftrightarrow$$

Es gibt einen mechanischen Prozeß  $\mu$  mit Anfangszustand  $m_1$  und Endzustand  $m_2$ , so daß gilt:

$$a_1 \otimes b_2 \otimes m_1 \leftrightarrow a_2 \otimes b_1 \otimes m_2 \Leftrightarrow$$

$\alpha \sqcap \beta \oplus \mu$  ist natürlich reversibel.

2. *Vielfachheit*: Ein Prozeß  $\alpha$  heißt doppelt so irreversibel wie ein Prozeß  $\beta$ , wenn  $\alpha \beta$  mit Hilfe eines mechanischen Prozesses zweimal zurückspulen kann und wenn umgekehrt  $\beta$  zweimal ablaufen muß, um  $\alpha$  mittels eines mechanischen Prozesses zurückspulen zu können.

$$\text{Formal: } I[a_1, a_2] = 2I[b_1, b_2] \Leftrightarrow$$

Es gibt einen mechanischen Prozeß  $\mu$  mit Anfangszustand  $m_1$  und Endzustand  $m_2$  so daß gilt:

$$a_1 \otimes 2b_2 \otimes m_1 \leftrightarrow a_2 \otimes 2b_1 \otimes m_2$$

oder allgemein:

$$I[a_1, a_2] = z \cdot I[b_1, b_2] \Leftrightarrow$$

Es gibt einen mechanischen Prozeß  $\mu$ , mit dem gilt:  
 $\alpha \sqcap z \cdot \beta \oplus \mu$  ist natürlich reversibel.

Da mit dem bisherigen Verfahren die natürlichen Irreversibilitäten aller natürlichen Prozesse und ihrer Umkehrungen gemessen werden konnten (vgl. [1]), können mit Hilfe des neuen Meßverfahrens offenbar alle die Prozesse (bzw. ihre Umkehrungen) miteinander verglichen werden, die zusammen mit einem mechanischen Prozeß »von selbst« ablaufen. Solche Prozesse nennen wir adiabatisch:

*Ein Prozeß heißt adiabatisch ((adiabatisch) irreversibel, (adiabatisch) reversibel), wenn er zusammen mit einem mechanischen Prozeß einen natürlichen (natürlich irreversiblen, natürlich reversiblen) Prozeß bildet.*

Diese Definition der Adiabasie deckt sich fast, aber nicht ganz mit der üblichen: so ist nach dieser Definition die isochore Temperaturerhöhung eines Systems ein adiabatischer Prozeß, während die Eigenschaft der Adiabasie üblicherweise von der Art der Energiezufuhr abhängt. Dieser leichte Bedeutungswandel ist nötig, damit Prozesse weiterhin eindeutig durch Anfangs- und Endzustand charakterisiert sind.

Mit den eingeführten Bezeichnungen kann die Definition der (adiabatischen) Irreversibilität folgendermaßen aufgeschrieben werden:

#### Irreversibilitätsmessung

- 1)  $I(\alpha) > I(\beta) \Leftrightarrow \alpha \sqcap \beta$  ist irreversibel,
- 2)  $I(\alpha) = z \cdot I(\beta) \Leftrightarrow \alpha \sqcap z \cdot \beta$  ist reversibel.

### 3.3 Folgerungen aus dem Meßverfahren

Die, folgenden Eigenschaften der Irreversibilität folgen direkt aus der Definition:

1. Aufgrund der Eigenschaften mechanischer Systeme läuft das neue Meßverfahren darauf hinaus, allen mechanischen Zustandsänderungen - auch denen, die mit Energieänderung verbunden sind - die Irreversibilität Null zuzuordnen.
2. Verabredet man für beide Meßverfahren denselben Einheitsprozeß, dann stimmen für jeden natürlichen Prozeß beide Irreversibilitätsmaße überein.
3. Aus 1 und 2 folgt: Die Irreversibilität eines adiabatischen Prozesses ist gleich der natürlichen

Irreversibilität des zugehörigen natürlichen Prozesses.

Die Bedeutung der Irreversibilität soll am Beispiel der mit Temperaturerhöhung verbundenen Dissipation mechanischer Energie erläutert werden:

#### Beispiel

Sei  $\alpha$  der Prozeß »Dissipation der mechanischen Energie  $\Delta E$  an einem Körper der Anfangstemperatur  $\vartheta_0$ «, bei dem sich also die Energie eines mechanischen Systems  $M$  zugunsten einer entsprechenden isochoren Energiezunahme (und damit Temperaturerhöhung) eines thermischen Systems  $T$  verringert:

$$\begin{aligned} \alpha = & [a(E, \vartheta_0) \otimes m(E_m), a_1(E + \Delta E, \vartheta_0 + \Delta \vartheta) \\ & \otimes m_1(E_m - \Delta E)] \\ = & [a(E, \vartheta_0), a_1(E + \Delta E, \vartheta_0 + \Delta \vartheta)] \\ & \oplus [m(E_m), m_1(E_m - \Delta E)] \\ = & \alpha_t \oplus \alpha_m. \end{aligned}$$

- 1) Die Zustandsänderung von  $T$  bildet also zusammen mit der Energieabnahme von  $M$  den natürlich irreversiblen Prozeß »Dissipation mechanischer Energie«. Mit anderen Worten:

*Die Temperaturerhöhung eines Körpers ist ein irreversibler Prozeß.*

- 2) Der Prozeß  $\beta$  unterscheidet sich von  $\alpha$  nur durch einen größeren Energieumsatz  $\Delta E' > \Delta E (\Rightarrow \Delta \vartheta' > \Delta \vartheta)$ :

$$\begin{aligned} \beta = & [a(E, \vartheta_0), a_2(E + \Delta E', \vartheta_0 + \Delta \vartheta')] \\ & \oplus [m(E_m), m_2(E_m - \Delta E')] \\ = & \beta_t \oplus \beta_m. \end{aligned}$$

$\beta$  kann  $\alpha$  offenbar zurückspulen: wenn nämlich zunächst die Energie  $\Delta E'$  von  $M$  auf  $T$  und anschließend  $\Delta E$  von  $T$  auf  $M$  übertragen wird, dann ist im Endeffekt die Energie  $\Delta E' - \Delta E > 0$  in  $T$  dissipiert worden.  $\beta_t$  kann also  $\alpha_t$  durch den mechanischen Prozeß  $\beta_m \sqcap \alpha_m$  (»Energieabnahme von  $M$  um  $\Delta E' - \Delta E$ «) zurückspulen, d. h.  $\beta_t$  ist stärker irreversibel als  $\alpha$ .

Formal ergibt sich dieses Ergebnis folgendermaßen:

$$\begin{aligned} \beta \sqcap \alpha = & [a(E, \vartheta_0) \otimes a_1(E + \Delta E, \vartheta_0 + \Delta \vartheta), \\ & a_2(E + \Delta E', \vartheta_0 + \Delta \vartheta') \otimes a(E, \vartheta_0)] \\ & \oplus [m(E_m) \otimes m_1(E_m - \Delta E), \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
& m_2(E_m - \Delta E') \otimes m(E_m) \\
&= [a_1(E + \Delta E, \vartheta_0 + \Delta \vartheta), a_2(E + \Delta E', \\
&\quad \vartheta_0 + \Delta \vartheta)] \oplus [m_1(E_m - \Delta E), \\
&\quad m_2(E_m - \Delta E')] \\
&= (\beta_t \square \alpha_t) \oplus (\beta_m \square \alpha_m).
\end{aligned}$$

$\beta \square \alpha$  stellt also die natürlich irreversible Dissipation der Energie  $\Delta E' - \Delta E$  dar; d. h. aber gerade, daß  $\beta_t \square \alpha_t$  irreversibel ist und damit  $\beta_t$  stärker irreversibel als  $\alpha_t$ .

Bei fester Anfangstemperatur ist die Temperaturerhöhung eines Körpers um  $\Delta \vartheta$  umso stärker irreversibel, je größer  $\Delta \vartheta$  ist.

3) Der Prozeß  $\gamma$  unterscheidet sich von  $\alpha$  durch den doppelt so großen Energieumsatz (und damit durch eine doppelt so große Temperaturerhöhung von  $T$ ). Nach 2) ist  $\gamma$  stärker irreversibel als  $\alpha$ . Daß  $\gamma$  aber weniger als doppelt so irreversibel ist, kann man sich folgendermaßen überlegen: Wenn (x zweimal in natürlicher Richtung und  $\gamma$  einmal entgegengesetzt dazu abläuft, kann man erreichen, daß  $M$  an dem Gesamtprozeß gar nicht beteiligt ist. Drei Exemplare von  $T$  liegen anfänglich mit den Temperaturen  $\vartheta_0$ ,  $\vartheta_0$  und  $\vartheta_0 + 2\Delta \vartheta$  und schließlich mit  $\vartheta_0$ ,  $\vartheta_0 + \Delta \vartheta$  und  $\vartheta_0 + \Delta \vartheta$  vor. Diese Zustandsänderung läuft durch Wärmeleitung von selbst ab, an der ein Exemplar von  $T$  mit der Anfangstemperatur  $\vartheta_0$  nicht beteiligt ist. Der Prozeß  $\alpha_t$  kann also  $\gamma_t$  durch zweimaliges Ablauen zurückspulen (sogar ohne Hilfe eines mechanischen Prozesses!). D. h.  $2\alpha_t$  ist stärker irreversibel als  $\gamma_t$  und damit ist  $\gamma_t$  weniger als zweimal so stark irreversibel wie  $\alpha_t$ . Das ist auch das, was man anschaulich erwartet: Dissipation einer bestimmten Energiemenge (hier:  $2\Delta E$ ) ist umso irreversibler, je kleiner die bewirkte Temperaturerhöhung ist.

$$\begin{aligned}
\text{Formal: } 2\alpha \square \gamma &= 2\alpha_t \square \gamma_t \oplus (2\alpha_m \square \gamma_m) \\
&= [2a(E, \vartheta_0) \otimes a_3(E + 2\Delta E, \vartheta_0 \\
&\quad + 2\Delta \vartheta), 2\alpha_t(E + \Delta E, \vartheta_0 \\
&\quad + \Delta \vartheta) \otimes a(E, \vartheta_0)] \oplus [2m_1(E_m) \\
&\quad \otimes m_3(E_m - 2\Delta E), 2m_1(E_m \\
&\quad - \Delta E) \otimes m(E_m)].
\end{aligned}$$

$2\alpha \square \gamma$  stellt also den Temperaturaustausch zwischen gleichen Körpern mit den Temperaturen  $\vartheta_0$  und  $\vartheta_0 + 2\Delta \vartheta$  verbunden mit einem Energieaustausch zwischen mechanischen Systemen dar.  $2\alpha \square \gamma$  ist also natürlich irreversibel und damit  $2\alpha_t \square \gamma_t$  irreversibel.

In diesem Spezialfall kann man auch kürzer argumentieren:  $2\alpha_t \square \gamma_t$  ist ein Temperaturaustauschprozeß und damit natürlich irreversibel.  $2\alpha_t \square \gamma_t$  ist deshalb insbesondere (adiabatisch) irreversibel. Das Ergebnis ist außerdem eine Folge von 4).

Verallgemeinerung der Argumentation ergibt:

Bei fester Anfangstemperatur ist die Irreversibilität der Temperaturerhöhung eines Körpers eine konvexe Funktion von  $\Delta \vartheta$ .

4. Schon früher hatten wir gesehen, daß die natürliche Irreversibilität der Energiedissipation mit abnehmender Temperatur wächst [1]. Der Satz war zwar nur für die isotherme Dissipation formuliert worden, die Ableitung war jedoch allgemeiner. Der Sachverhalt kann jetzt folgendermaßen formuliert werden:

Die Erhöhung der Temperatur eines Körpers um  $\Delta \vartheta$  ist umso stärker irreversibel, je niedriger die Anfangstemperatur des Körpers ist.

Die wesentlichen Charakteristika des bekannten Verhaltens

$$\Delta S = C \ln \frac{T_0 + \Delta T}{T_0}$$

haben sich so ohne Mathematik allein aufgrund der Eigenschaften mechanischer Systeme und der natürlichen Irreversibilität der Wärmeleitung ergeben.

3.4 Isochore Temperaturerhöhung idealer Gase  
Um die Tragfähigkeit der bisherigen Begriffsbildung zu demonstrieren, soll anhand eines bekannten Beispieles gezeigt werden, wie quantitative Ergebnisse abgeleitet werden können. Bei dem Beispiel müssen die Kenntnis des 1. Hauptsatzes der Thermodynamik und der Eigenschaften idealer Gase sowie einige mathematische Fertigkeiten vorausgesetzt werden. Es wird sich jedoch zeigen, daß die in den folgenden Kapiteln angestellten Überlegungen unabhängig vom Ergebnis dieses Abschnittes sind.

Bestimmt werden soll die Irreversibilität der isochoren Temperaturerhöhung eines idealen Gases  $[a_0(\theta, V), a_1(\theta, V)]$ . Dabei wird zur Beschreibung die Ideale-Gas-Temperatur  $\theta$  benutzt. Als Vergleichsprozeß diene  $[a_0(\theta_0, V), a_1(\theta_1, V)]$ . Genauer soll also bestimmt werden:

$$\frac{I[a_0, a_h]}{I[a_0, a_1]}.$$

Das Berechnungsverfahren lehnt sich eng an die bisherige Argumentation an: Es wird untersucht, wie oft die eine Temperaturerhöhung die andere mit Hilfe eines mechanischen Systems zurückspulen kann. Dazu wird die Größe einer Gasmenge 2 ( $\varepsilon \cdot n$  Mole im Volumen  $\varepsilon \cdot V$ ) bestimmt, die durch die Erwärmung einer vorgegebenen Menge 1 desselben Gases ( $n$  Mole im Volumen  $V$ ) von  $\theta_0$  auf  $\theta_h$  abgekühlt werden kann von  $\theta_1$  auf  $\theta_0$ .

Das gestellte Problem könnte auch gelöst werden durch die Berechnung einer periodisch arbeitenden Wärmekraftmaschine. Wir beschränken uns hier jedoch auf die Erwähnung dieses Verfahrens, weil es zwar die Verbindung zur üblichen Entropieinführung sichtbar machte - und dadurch den meisten Lesern vielleicht zunächst vertrauter erschien -, es sich aber nicht so nahtlos in die hier entwickelte Argumentationskette eingliederte.

Die, Mengen 1 und 2 eines idealen Gases seien adiabatisch in einen Zylinder eingeschlossen. Durch ein mechanisches System  $M$  sei mittels eines beweglichen Kolbens das Volumen von 1 veränderbar, während das Volumen von 2 aufgrund einer starren Trennwand zwischen 1 und 2 konstant bleibt (Abb. 2). Im folgenden wird der Anfangszustand

$$\underbrace{a_0(\theta_0, V)}_{\text{System 1}} \otimes \varepsilon \cdot \underbrace{a_1(\theta_1, V)}_{\text{System 2}} \otimes \underbrace{m_1}_M$$

schrittweise quasistatisch - und damit reversibel - überführt in den Endzustand

$$a_h(\theta_h, V) \otimes \varepsilon \cdot a_0(\theta_0, V) \otimes m_4.$$

### 1. Schritt (Abb. 2a)

1 und 2 sind durch eine adiabatische Wand getrennt, System 1 wird durch  $M$  so weit komprimiert, daß sich seine Temperatur auf  $\theta_1$  erhöht:

$$a_0(\theta_0, V) \otimes m_1 \leftrightarrow a'_0(\theta_1, V') \otimes m_2$$

Für  $V'$  gilt nach der entsprechenden Adiabatengleichung  $\chi = \frac{C_p}{C_v} = \text{Adiabatenkoeffizient}$ ,  $C_p$  und  $C_v$

= molare Wärmekapazitäten bei isobarer bzw. isochorer Erwärmung)

$$V' = V \left( \frac{\theta_0}{\theta_1} \right)^{\frac{1}{\chi-1}} \quad (3.1)$$

### 2. Schritt (Abb. 2b)

Die Trennwand wird wärmedurchlässig gemacht. System 1 expandiert so weit, bis die Temperatur von 1 und 2 auf  $\theta_0$  abgenommen hat. 2 erfährt dabei eine isochore Abkühlung, 1 eine polytrope Expansion:

$$a'_0(\theta_1, V') \otimes \varepsilon \cdot a_1(\theta_1, V) \otimes m_2 \leftrightarrow a''_0(\theta_0, V'') \otimes m_3.$$

$V''$  kann durch Anwendung des 1. Hauptsatzes auf System 1 berechnet werden ( $R = C_p - C_v$  universelle Gaskonstante):

$$dU = dQ + dW$$

$$\Leftrightarrow nC_v d\theta = -\varepsilon \cdot n \cdot C_v d\theta - pdV$$

$$= -\varepsilon \cdot n \cdot C_v d\theta - \frac{nR\theta}{V} dV$$

$$\Leftrightarrow (1 + \varepsilon) C_v d(\ln \theta) + Rd(\ln V) = 0$$

$$\Leftrightarrow \ln \frac{\theta_0}{\theta_1} + \ln \left( \frac{V''}{V'} \right)^{\frac{R}{C_v(1+\varepsilon)}} = 0$$

$$\Leftrightarrow \theta_0 \cdot V''^{\frac{\chi-1}{1+\varepsilon}} = \theta_1 V'^{\frac{\chi-1}{1+\varepsilon}}$$

$$\Leftrightarrow V'' = V' \left( \frac{\theta_1}{\theta_0} \right)^{\frac{1+\varepsilon}{\chi-1}} = V \left( \frac{\theta_1}{\theta_0} \right)^{\frac{\varepsilon}{\chi-1}}. \quad (3.2)$$

Bei der Ableitung wurde die Zustandsgleichung für ideale Gase ( $p \cdot V = n \cdot R \cdot \theta$ ) verwendet.

### 3. Schritt (Abb. 2c)

Beide Systeme sind jetzt wieder adiabatisch getrennt. System 1 wird durch  $M$  komprimiert, bis sich die Temperatur auf  $\theta_h$  erhöht hat:

$$a''(\theta_0, V'') \otimes m_3 \leftrightarrow a''_0(\theta_0, V'') \otimes m_4$$

Da 1 adiabatisch komprimiert wird, gilt:

$$V''' = V'' \left( \frac{\theta_0}{\theta_h} \right)^{\frac{1}{\chi-1}} \quad (3.2)$$

$$= V \left( \frac{\theta_1}{\theta_0} \right)^{\frac{\varepsilon}{\chi-1}} \left( \frac{\theta_0}{\theta_h} \right)^{\frac{1}{\chi-1}}. \quad (3.3)$$

Soll System 1 eine isochore Erwärmung erfahren haben, muß gelten:  $V''' = V$

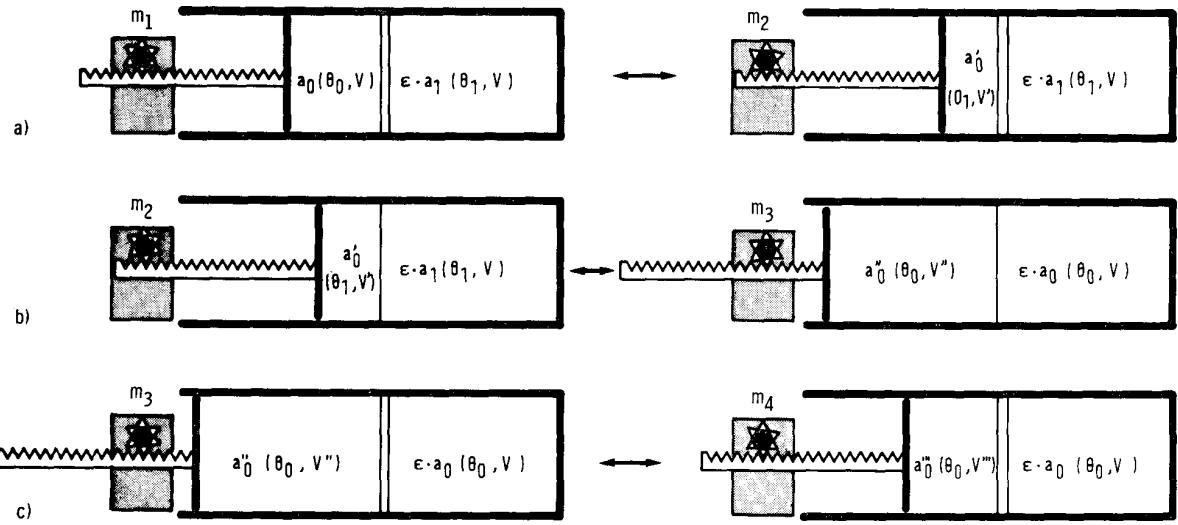


Abb. 2: Zurückspulen der Temperaturerhöhung von  $\theta_0$  auf  $\theta_1$  durch die Temperaturerhöhung von  $\theta_0$  auf  $\theta_h$  mit Hilfe eines mechanischen Systems:a) Adiabatische Kompression von System 1. b) Isochore Abkühlung von System 2 und polytrophe Expansion von System 3. c) Adiabatische Kompression von System 1.

$$\begin{aligned}
 &\Leftrightarrow \left( \frac{\theta_1}{\theta_0} \right)^{\frac{\epsilon}{\gamma-1}} \left( \frac{\theta_0}{\theta_h} \right)^{\frac{1}{\gamma-1}} = 1 \Leftrightarrow \epsilon \ln \left( \frac{\theta_1}{\theta_0} \right) + \ln \left( \frac{\theta_0}{\theta_h} \right) = 0 \\
 &\Leftrightarrow \epsilon = \frac{\ln \left( \frac{\theta_h}{\theta_0} \right)}{\ln \left( \frac{\theta_1}{\theta_0} \right)}. \tag{3.4}
 \end{aligned}$$

Mit diesem  $\epsilon$  haben wir insgesamt

$$\begin{aligned}
 a_0(\theta_0, V) \otimes \epsilon \cdot a_1(\theta_1, V) \otimes m_1 &\leftrightarrow a_h(\theta_h, V) \\
 \otimes \epsilon \cdot a_0(\theta_0, V) \otimes m_4. &
 \end{aligned}$$

Für die (adiabatische) Irreversibilität der isochoren Erwärmung eines idealen Gases gilt also

$$\begin{aligned}
 I[a_0, a_h] &= \epsilon \cdot I[a_0, a_1] \\
 \Leftrightarrow \frac{I(\theta_0, \theta_h)}{\ln \left( \frac{\theta_h}{\theta_0} \right)} &= \frac{I(\theta_0, \theta_1)}{\ln(\theta_1, \theta_0)} \tag{3.4}
 \end{aligned}$$

$$\Leftrightarrow I(\theta_0, \theta) \square \ln \frac{\theta}{\theta_0}. \tag{3.5}$$

#### 4. Einführung der Entropie

Im letzten Kapitel war die Bestimmung der Unumkehrbarkeit dadurch vereinfacht worden, daß statt komplizierter Gesamtprozesse die Zustandsänderungen der beteiligten Systeme betrachtet wurden. Eine weitere Vergrößerung der Übersichtlichkeit kann folgendermaßen erreicht werden:

Um die Irreversibilität beliebiger Prozesse eines Systems bestimmen zu können, genügt es, die Irreversibilitäten der Zustandsänderungen mit einem bestimmten Anfangszustand zu kennen:

$$I[b, c] = I[b, a_0] + I[a_0, c] = I[a_0, c] - I[a_0, b] \tag{4.1}$$

Dieser Umstand beruht entscheidend darauf, daß die Irreversibilität so eingeführt wurde, daß sie nur von Anfangs- und Endzustand eines Prozesses, nicht aber vom »Weg« abhängt. Man kann also nach (4.1) die Irreversibilität ausdrücken als Differenz der Werte einer Zustandsfunktion:

$$I[b, c] =: S(c) - S(b) \tag{4.2}$$

Die Zustandsfunktion  $S$  heißt Entropie. Da gemäß (4.2) nur Entropiedifferenzen definiert sind, ist  $S$  für jedes System nur bis auf eine additive Konstante bestimmt, selbst wenn  $I$  durch Wahl der Einheit festgelegt ist. Das bedeutet, daß der Wert von  $S$  für einen beliebigen Zustand willkürlich vorgegeben werden kann (Vergleich von (4.1) und (4.2) legt nahe):

$$S(c) := I[a_0, c] \Rightarrow S(a_0) = 0.$$

Bisher können nur Prozesse miteinander verglichen werden, die zusammen mit einem mechanischen Prozeß ablaufen können (also adiabatische Prozesse), d. h. insbesondere solche geschlossener Systeme: Teilchenaustausch ist bisher ausgeschlossen.

Um zu einer naheliegenden Verallgemeinerung zu kommen, muß man sich klarmachen, daß aus der Additivität der Irreversibilität - fast - die der Entro-

pie folgt: Für adiabatische beliebige Prozesse  $\alpha = [a_1, a_2]$  und  $\beta = [b_1, b_2]$  gilt nämlich:

$$\begin{aligned} I(\alpha \oplus \beta) &= I(\alpha) + I(\beta) \\ \Leftrightarrow S(a \otimes b_2) - S(a_1 \otimes b_1) &= S(a_2) - S(a_1) + S(b_2) \\ &\quad - S(b_1) \\ \Leftrightarrow S(a_2 \otimes b_2) - S(a_2) - S(b_2) &= S(a_1 \otimes b_1) - S(a_1) \\ &\quad - S(b_1). \end{aligned}$$

Da die beiden Seiten von verschiedenen Variablen abhängen, kann die Gleichung nur richtig sein, wenn für beliebige Zustände gilt:

$$S(a \otimes b) = S(a) + S(b) + \text{const.}$$

Da die Entropie aber sowieso nur bis auf eine, Konstante definiert ist, können wir diese auch so wählen, daß gilt

$$S(a \otimes b) = S(a) + S(b)$$

Die Bedeutung dieser Wahl kann man sich folgendermaßen klarmachen: Die Entropie ist für jedes System bis auf eine Konstante bestimmt; diese kann für jedes System beliebig gewählt werden. Gleichung (4.3) bedeutet nun, daß mit der Festlegung des Entropienullpunktes für ein System dieser damit auch für alle Vielfachen dieses Systems bestimmt ist:

$$S(E_0, V_0, N_0) = 0 \Leftrightarrow S(nE_0, nV_0, nN_0) = 0 \quad (4.4)$$

Aufgrund der Einführung und der schon durchgeführten Überlegungen und Experimente können bereits folgende wichtige Aussagen über die Entropie gemacht werden:

### Eigenschaften der Entropie

- (a) *Die Entropie nimmt bei natürlichen Prozessen zu, oder: Die Entropie kann in abgeschlossenen Systemen nicht abnehmen.*
- (b) *Die Entropie nimmt bei adiabatischen Prozessen zu oder: In einem adiabatisch abgeschlossenen System kann die Entropie nicht abnehmen.*
- (c) *Der Entropiezuwachs ist ein Maß für die Irreversibilität eines Prozesses*

(Diese Aussagen gelten definitionsgemäß.)

Einfache Schlußfolgerungen stellen folgende Aussagen dar:

- (d) *Isometrische Energiezufuhr führt zu Entropieerhöhung:*

$$\frac{\partial S}{\partial E} > 0 \Leftrightarrow \frac{\partial S}{\partial \vartheta} > 0 \quad (4.5)$$

- (e) *Für die isotherme Dissipation mechanischer Energie (und damit für Wärmebäder) gilt*

$$\Delta S = c(\vartheta) \cdot \Delta E, \quad (4.6)$$

wobei  $c(\vartheta)$  eine monoton fallende Funktion der Temperatur ist.

- (f) *Für isochore Temperaturänderungen idealer Gase gilt (3.5)*

$$\Delta S(\theta_0 \rightarrow \theta) \square \ln \frac{\theta}{\theta_0} \quad (4.7)$$

Allerdings ist noch nicht ohne weiteres der Zusammenhang mit der üblichen Definition der Entropie über die Gleichung

$$dS = \frac{dQ_r}{T} \quad (4.8)$$

zu erkennen. Da eine ausführliche Darstellung den Rahmen dieser Arbeit sprengen würde (siehe dazu [4]), müssen hier einige kurze Andeutungen genügen:

Gleichung (4.6) und die in ähnlicher Weise ausgewertete Irreversibilität der Wärmeleitung legen es nahe, als Maß für die mit einer Energieänderung einhergehende Entropieänderung eines Systems eine neue Größe einzuführen - die absolute Temperatur  $T$  -, die so zu einer aus Energie und Entropie abgeleiteten Größe wird. Gleichung (4.8) ist dann eine direkte Folge der Temperaturdefinition. Ihre große praktische Bedeutung erhält die Gleichung jedoch erst durch den Zusammenhang zwischen absoluter Temperatur und Temperatur des idealen Gases: aus (4.7) folgt nämlich die Proportionalität der beiden Temperaturbegriffe, so daß nach geeigneter Wahl der Entropieeinheit beide identifiziert werden können.

Aufgrund dieses Vorgehens stellt der Ausdruck (4.8) die Präzisierung eines Meßverfahrens dar, das gezielt zur Beschreibung bestimmter Phänomene entwickelt wurde, während sein Zusammenhang mit diesen Erfahrungen sonst meist - wenn überhaupt - erst nachträglich anhand von Beispielen deutlich gemacht wird.

### 5. Schlußbemerkungen

Die Entropie wurde, ausgehend von alltäglichen Phänomenen wie Reibung und Wärmeleitung, ohne Verwendung höherer Mathematik als eine Größe eingeführt, deren Änderung die Unumkehrbarkeit von Prozessen beschreibt. Darauf hinaus wurde die Bedeutung der idealen Gase für die Entwicklung

des Entropiebegriffes angedeutet: zwar ist zum Verständnis von (4.8) eine genaue Kenntnis des Verhaltens idealer Gase nötig; bei der Ableitung der Begriffe »Irreversibilität« und »Entropie« und vieler darauf beruhender Folgerungen braucht diese Kenntnis aber nicht vorausgesetzt zu werden. Dieser Umstand macht es möglich, einen wichtigen Teil der Argumente bereits in der Sekundarstufe I zu entwickeln.

Mit der klassischen Darstellung der Thermodynamik vertraute Leser werden die explizite Erwähnung des 2. Hauptsatzes vermissen. Seine Bedeutung sei deshalb noch kurz verdeutlicht:

Die folgenden zwei Aussagen bilden die entscheidende empirische Basis der hier entwickelten Argumentation:

1. Von zwei beliebigen natürlich irreversiblen Prozessen kann mindestens einer den anderen zurückspulen.
2. Natürlich irreversible Prozesse können sich nicht beliebig häufig zurückspulen. Mit anderen Worten: Ein Prozeß muß mindestens teilweise ablaufen, um einen irreversiblen Prozeß zurückzuspalten.

Auf Aussage 1 beruht die Universalität der Irreversibilitätsmessung; Aussage 2 stellt sicher, daß die Messung immer zu endlichen Ergebnissen führt.

Aufgrund dieser Aussagen kann der Entropiebegriff entwickelt werden. Um den entstehenden Begriffsapparat aber auf die Wirklichkeit anwenden zu können, müssen Aussagen darüber gemacht werden, welche Prozesse irreversibel sind. Der 2. Hauptsatz stellt das Ergebnis entsprechender Untersuchungen dar: Danach ist eine ganz bestimmte Klasse von Prozessen irreversibel. In traditionellen Darstellungen kann man nachlesen, wie daraus die Irreversibilität anderer Prozeßklassen gefolgert werden kann (Äquivalenz verschiedener Formulierungen des 2. Hauptsatzes).

Ist man nicht so sehr an einem axiomatischen Aufbau interessiert - und diesen Standpunkt nehmen wir in diesem Aufsatz ein, weil wir ihn in der Schule für angemessen halten -, kann man von der »offensichtlichen( Unumkehrbarkeit bestimmter Prozesse ausgehen. In diesem Sinne haben wir hier die Irreversibilität von Dissipations- und Wärmeleitungsvorgängen vorausgesetzt.

Zur Darstellung weiterer Anwendbarkeit der Begriffe fehlte leider der Platz. Sie soll deshalb in zwei abschließenden Bemerkungen angedeutet werden:

- 1 . Zum Einstieg in die chemische Thermodynamik bietet sich die Elektrochemie an: die Irreversibilität chemischer Reaktionen wird dadurch vergli-

chen, daß diese sich in elektrochemischen Zellen gegenseitig zurückspulen.

2. Zentrale Aussage der Veranschaulichung des Entropiebegriffes durch Ordnungsvorstellungen ist folgender Satz: »Spontane Entstehung von Ordnung wird immer kompensiert durch Entstehung von Unordnung«. Die Verbindung zum hier verwendeten Begriff des Zurückspulens ist offensichtlich.

## Literatur

- [1] U. BACKHAUS - H. J. SCHLICHTING: Die Unumkehrbarkeit natürlicher Vorgänge - Phänomenologie und Messung als Vorbereitung des Entropiebegriffs. -MNU 34 (1981) 153-160.
- [2] R. GILES: Mathematical Foundations of Thermodynamics. - Oxford: Pergamon 1964.
- [3] U. BACKHAUS - H. J. SCHLICHTING: Die Entropie als Brücke zwischen Physik und Chemie. - Vortrag auf der Hauptversammlung 1981 in Düsseldorf.
- [4] U. BACKHAUS - H. J. SCHLICHTING: Der Zusammenhang zwischen Energie, Entropie und Temperatur. In: A. SCHARMANN (Hrsg): Vorträge der Frühjahrstagung der DPG 1980. - Gießen 1980.