

Thermodynamik

in 12 Stunden

Ein Crash-Kurs für Leistungskurse

unter besonderer Berücksichtigung

des eigenverantwortlichen

Lesens und Lernens

von G. Heinrichs und A. Dämbkes

Version 04.05.2008

Übersicht

0. Einführung: Qualitative Überlegungen anhand eines einfachen Heißluftmaschinenexperiments - Anweisungen zum Umgang mit dem Material (Arbeitsmappe)
1. Gesetze für ideale Gase
2. Die universelle Gasgleichung
3. Druck und Teilchenbewegung
4. Innere Energie
Die Untersuchungen beschränken sich auf ideale Gase und auf Prozesse mit $V=\text{konst.}$
Nur diese werden bei der HLM benutzt. Dementsprechend werden c_p und c_v auch nicht explizit erwähnt.
5. 1. Hauptsatz
Experiment: 1. Phase der HLM; Ausdehnungs- bzw. Volumenarbeit, Wärme, 1. Hauptsatz
6. 2. Hauptsatz
Experimente mit der HLM und der Wärmepumpe: Untersuchungen zum Kreisprozess bei HLM und Wirkungsgrad
7. Entropie und Dissipation
8. Ergänzung (fakultativ)

Anweisungen

Lege für diesen Thermodynamik-Kurs eine gesonderte Mappe an. In diese Mappe sollen die Blätter dieses Skripts, aber auch die eigenen Beiträge dazu abgeheftet werden. Führe die Mappe konsequent und ordentlich – sie wird am Ende (und ggf. auch zwischendurch) eingesammelt und bewertet werden.

Zu jedem Lesetext gibt es Fragen und Aufgaben. Mithilfe der Fragen kannst du überprüfen, ob du den Text verstanden hast. In den Aufgaben sollst du dein erworbenes Wissen anwenden. Häufig gibt es auch einen Abschnitt, der Ergänzungen zum Grundwissen liefern soll. Manchmal musst du auch eigene Recherchen betreiben. Denke dabei daran, dass es neben dem Internet auch andere Informationsquellen gibt.

Zu dem Skript gibt es auch eine CD mit Videos von Experimenten zur Thermodynamik.

1. Gesetze für ideale Gase

1.1 Lies den folgenden Lehrbuchtext (aus: Klett: Impulse 2, S. 295) sorgfältig durch! Ziel: Zusammenhänge verstehen und wiedergeben können.

Zustandsgrößen und das ideale Gas

Gase nehmen immer den für sie verfügbaren Raum ein. Darin unterscheiden sie sich von Flüssigkeiten und Festkörpern. Im Gegensatz zu ihnen lassen sich Gase durch äußeren Druck stark komprimieren. Dabei erwärmt sich das Gas, was sich z. B. beim Pumpen mit der Luftpumpe beobachten lässt. Diese Beobachtungen legen es nahe, die Größen Volumen, Temperatur und Druck zur Beschreibung des Zustandes eines Gases zu nutzen, sie heißen deshalb **Zustandsgrößen**.

Experimente zeigen, dass bei konstantem Druck das Volumen V einer eingeschlossenen Gasmenge linear von ihrer Temperatur ϑ abhängt (Abb. ► 1a). Wird das Anfangsvolumen V_0 verändert, so ändert sich die Steigung der Geraden. Denkt man sich diese Geraden in den Bereich negativer Temperaturen verlängert, so schneiden alle Geraden die Temperaturachse im gleichen Punkt bei $\vartheta = -273\text{ °C}$.

Wird in einer anderen Versuchsreihe die Änderung des Druckes p einer Gasmenge bei konstantem Volumen in Abhängigkeit von der Temperatur ϑ gemessen, so ergeben sich ebenfalls Geraden, die alle die Temperaturachse im gleichen Punkt bei $\vartheta = -273\text{ °C}$ schneiden (Abb. ► 1b).

Die Temperatur $\vartheta = -273\text{ °C}$ (genauer $-273,15\text{ °C}$) heißt **absoluter Nullpunkt**. Wird diese Temperatur als Nullpunkt einer Skala mit der gleichen Einteilung für Temperaturunterschiede wie auf der Celsiusskala gewählt, so spricht man von der **absoluten Temperatur** T mit

der Einheit 1 Kelvin (K). Bezeichnet ϑ die Temperatur in °C , so gilt:
 $T = (273 + \vartheta/\text{°C})\text{ K}$

Mit der absoluten Temperatur ausgedrückt werden die Geraden Abschnitte von Ursprungsgeraden. Hiermit gelten folgende Beziehungen (Abb. ► 3):

$V = \text{Konstante} \cdot T$,
wenn der Druck p konstant bleibt.
Dies ist das **Gesetz von Gay-Lussac**.

$p = \text{Konstante} \cdot T$,
wenn das Volumen V konstant bleibt.
Dies ist das **Gesetz von Amontons**.

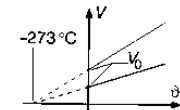
Beim Komprimieren von Gasen bei konstanter Temperatur T gilt ferner das **Gesetz von Boyle und Mariotte**:
 $p \cdot V = \text{Konstante}$

Die Gesetze von Gay-Lussac und Amontons werden experimentell für einen kleinen Temperaturbereich bestätigt. Die Extrapolation der Geraden bis zum absoluten Nullpunkt ist nur theoretisch. Sie setzt voraus, dass die Gasteilchen kein eigenes Volumen haben und eine betrachtete Gasmenge theoretisch das Volumen null annehmen kann.

Weiter wird vorausgesetzt, dass keine Kräfte zwischen den Gasteilchen wirken, alle Stöße vollkommen elastisch sind und die gesamte Energie als kinetische Energie der Teilchen vorliegt. Ein gedachtes Gas mit solchen Eigenschaften heißt **ideales Gas**.

Reale Gase nähern sich bei niedrigem Druck, hinreichend großem Volumen und nicht zu tiefer Temperatur in ihrem Verhalten dem idealen Gas an.

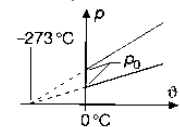
a) $V = V_0 \cdot (1 + \vartheta/273\text{ °C})$



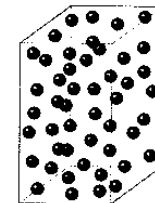
Gasmenge I

Gasmenge II

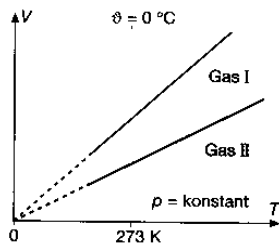
b) $p = p_0 \cdot (1 + \vartheta/273\text{ °C})$



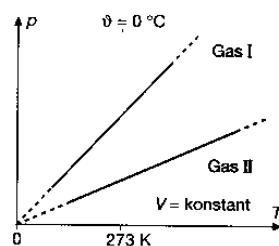
1 Thermische Änderungen von Zustandsgrößen



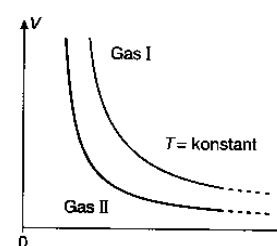
2 Teilchen im Gas



3a) Gesetz von Gay-Lussac



b) Gesetz von Amontons



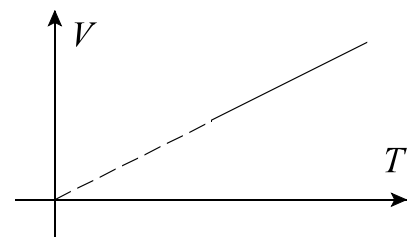
c) Gesetz von Boyle und Mariotte

1.2 Alles klar?

- 1.2.1 Nenne die drei zur Beschreibung eines Gases benutzten Zustandsgrößen:
- 1.2.2 Auf welche 2 Weisen gelangt man zur Vorstellung des absoluten Nullpunktes?
- 1.2.3 Ergänze die Tabelle:

Temperatur in °C	-250	0	30	100	
Temperatur in K					2 000 000

- 1.2.4 Skizziere in das rechts stehende V - T -Diagramm den Graphen eines realen Gases



1.3 Ergänzungen

- 1.3.1 Recherchiere die Begriffe *isobar*, *isochor* und *isotherm*.
- 1.3.2 Fülle die folgende Tabelle aus:

Zustandsänderung	isobar		
konstante Zustandsgröße		T	
Gesetz			
Beispiel *)			
Darstellung im p - V -Diagramm			

*) Wähle hier aus: langsames Betätigen einer Luftpumpe an einem Fahrradschlauch - Erwärmen eines Gases in einer Gasflasche - Erwärmen der Luft in einem Wohnraum

1.4 Aufgaben

1.4.1 Musteraufgabe (aus PAETEC: Physik, S. 195)

- Bei 15 °C beträgt der Druck im Reifen eines Pkw 240 kPa. Durch schnelle Autobahnfahrt auf sonnenbeschienener Strecke erhöht sich die Temperatur im Reifen auf 50 °C.

Auf welchen Wert vergrößert sich der Reifendruck?

Analyse:

Ein Pkw-Reifen ist so konstruiert, dass sich sein Volumen bei Druckänderung im normalen Betriebsbereich kaum verändert. Man kann deshalb von einer isochoren Zustandsänderung ($V = \text{konst.}$) ausgehen.

Da sich Luft annähernd wie das ideale Gas verhält, kann das Gesetz von AMONTONS angewendet werden.

Gesucht: p_2
Gegeben: $p_1 = 240 \text{ kPa}$
 $T_1 = 288 \text{ K}$
 $T_2 = 323 \text{ K}$

Lösung:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Umstellen nach p_2 ergibt:

$$p_2 = T_2 \cdot \frac{p_1}{T_1}$$

$$p_2 = \frac{323 \text{ K} \cdot 240 \text{ kPa}}{288 \text{ K}}$$

$$\underline{p_2 = 269 \text{ kPa}}$$

Ergebnis:

Bei einer Temperaturerhöhung um 35 K erhöht sich der Reifendruck von 240 kPa auf etwa 270 kPa, also um etwa 10 %.

- 1.4.2 Ein Autoreifen wird bei 15 °C bis zum Druck von 210 kPa aufgepumpt. Während der Fahrt erwärmt sich die Luft im Reifen auf 40 °C. Welcher Bruchteil der Luft müsste nun abgelassen werden, damit wieder der ursprüngliche Druck im Reifen herrscht? (Warum sollte man dies jedoch nicht tun?)

Hinweis: Betrachte 3 geeignete Situationen S_1 , S_2 und S_3 . Um welche Art von Übergang handelt es sich bei den Vorgängen $S_1 \rightarrow S_2$ bzw. $S_2 \rightarrow S_3$?

2. Die universelle Gasgleichung

2.1 Lies den folgenden Lehrbuchtext (aus: Klett: Impulse 2, S. 296) sorgfältig durch! Ziel: Wesentliche Ergebnisse für ideale Gase angeben und anwenden können.

Die universelle Gasgleichung

Die drei Gasgesetze lassen sich mathematisch zu einer Formel mit gleicher physikalischer Aussage vereinigen:

$$p \cdot V = c \cdot T \text{ mit } c \text{ als neue Konstante}$$

Die Überprüfung mit Versuchen zeigt, dass die Konstante c proportional zur betrachteten Stoffmenge ist. Aus der Annahme, dass das Gas aus Teilchen besteht, folgt, dass der Quotient $p \cdot V/T$ proportional zur Anzahl N der Gasteilchen ist. Damit gilt eine **universelle Gasgleichung**, die alle Zustandsgrößen eines idealen Gases erfasst:

Für ein ideales Gas mit dem Volumen V und der Teilchenzahl N , dem Druck p und der Temperatur T gilt:

$$p \cdot V = k \cdot N \cdot T \text{ mit } k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$$

Die Proportionalitätskonstante k heißt **Boltzmann-Konstante**.

Wird die Anzahl N der Teilchen, wie in der Chemie üblich, in der Einheit der Stoffmenge $1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen angegeben, dann ergibt sich:

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

Dabei ist n die Anzahl der Gasteilchen in mol. $R = k \cdot N/n$ heißt **Gaskonstante**. Es ist $R = 8,31 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$.

Das Verhalten **realer Gase** wird besser erfasst, wenn man nach **van der Waals** in der universellen Gasgleichung das Eigenvolumen b der Gasteilchen und die Drucksenkung a/V^2 infolge gegenseitiger Anziehung beachtet. a und b sind von der Gasart abhängig. Es gilt:

$$\left(p + \frac{a}{V^2}\right) \cdot (V - b) = C \cdot T \text{ mit } C = \text{konst.}$$

2.2 Alles klar?

2.2.1 Wie groß ist die Teilchenzahl bei 10 mol eines Gases?

2.2.2 Die universelle Gasgleichung für ideale Gase gibt es in zwei Varianten. Wodurch unterscheiden sich diese?

2.3 Ergänzungen

2.3.1 Wiederhole/Recherchiere: Was versteht man unter 1 mol? Welche Größe wird in dieser Einheit angegeben? Wie viel mol entsprechen 36 g Kohlenstoff (^{12}C)?

2.3.2 Berechne die Gaskonstante aus der Boltzmann-Konstanten.

2.3.3 Bei allen idealen Gasen hat jeweils 1 mol bei 1013 hPa (**Normaldruck**) und 0°C (**Normaltemperatur**) dasselbe Volumen. Bestimme dieses.

Achtung: In der Chemie werden meist andere *Normalbedingungen* benutzt!

2.3.4 Die Masse von 1 mol eines Stoffes bezeichnet man als **Molmasse**. Bestimme die Molmasse von H_2 , CH_4 , O_2 , Cl_2 . Benutze das Periodensystem!

2.3.5 Welche Eigenschaften von realen Gasen werden bei idealen Gasen vernachlässigt?

2.4 Aufgaben

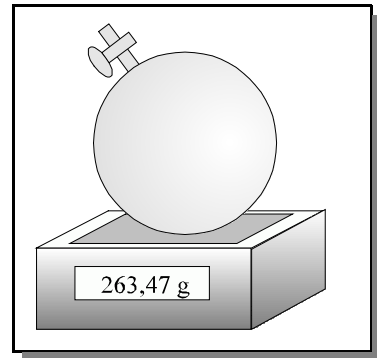
2.4.1 In der 1-Liter-Glaskugel befindet sich O_2 bei Normaldruck und Normaltemperatur. Die Waage zeigt 264,90 g an. Nun wird die Glaskugel evakuiert. Jetzt zeigt die Waage 263,47 g. Bestimme daraus die Gaskonstante.

2.4.2 Die Luft in einem Wohnhaus habe ein Volumen von 600 m^3 . Wie groß ist ihre Masse bei $0 \text{ }^\circ\text{C}$ und 1013 hPa ? Nun steigt die Temperatur um $25 \text{ }^\circ\text{C}$ an. Welche Masse hat die dabei ausströmende Luft?

Recherchiere zuerst die Zusammensetzung der Luft; du brauchst nur die beiden wichtigsten Gase berücksichtigen.

2.4.3 Im Anhang eines Physikbuchs (PAETEC Physik GO, S. 569) findet man folgende Definition für das MOL: *Das Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebenso viel Einzelteilchen (Atome, Moleküle, Ionen) besteht, wie Atome in dem Kohlenstoffnuklid ^{12}C vorhanden sind.*

Entdecke den Fehler!



3. Druck und Teilchenbewegung

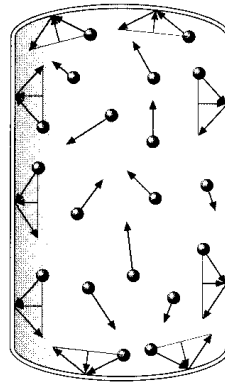
3.1 Lies die beiden folgenden Lehrbuchttexte (aus: Klett: Impulse 2, S. 296 f) sorgfältig durch! Ziel: Zusammenhänge verstehen und wiedergeben können.

Druck und Teilchenbewegung

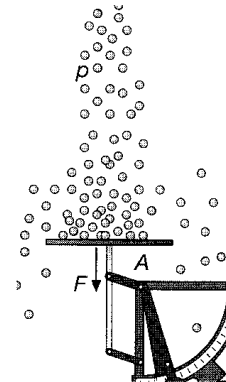
Druck und Temperatur sind im Modell der Teilchen statistische Größen, die nur für eine große Anzahl von ihnen sinnvoll sind. Dem einzelnen Teilchen kann man weder Druck noch Temperatur zuordnen.

Der Druck einer in einem Behälter eingeschlossenen Gasmenge macht sich durch Kräfte senkrecht zu den Begrenzungsflächen bemerkbar. Dieser Druck ist als Folge einer ungeordneten Teilchenbewegung zu erklären (Abb. ► 1). In der Zeitspanne Δt prallen sehr viele Teilchen auf ein Wandstück und werden reflektiert. Dadurch erfährt jedes Teilchen eine Impulsänderung Δp . Der Quotient aus der Summe aller Impulsänderungen und der Zeitspanne Δt ergibt, nach dem Wechselwirkungsprinzip, die Kraft auf das Wandstück.

Die Impulsübertragung vieler Teilchen auf eine Gefäßwand ist als Druck des Gases messbar.



1 Gasdruck entsteht durch Impulsübertragung beim Stoß gegen die Gefäßwand.



2 Aufprallende Stahlkugeln wirken wie Druck auf die Wand eines Behälters.

Dies veranschaulicht z. B. der Aufprall vieler auf die Platte einer Briefwaage fallender Stahlkugeln (Abb. ► 2). Folgen die Stahlkugeln schnell genug aufeinander, dann zeigt die Waage eine konstante Kraft an.

Bei der großen Anzahl der Teilchen eines Gases ist es unmöglich, die Bewegung jedes einzelnen Teilchens zu verfolgen, um daraus seinen Anteil zum Druck berechnen zu können. Mit Hilfe der Begriffe Mittelwert und Häufigkeitsverteilung der Geschwindigkeit sind jedoch folgende Aussagen möglich:

Bezeichnet $\overline{E_k} = \frac{1}{2} m \overline{v^2}$ die mittlere kinetische Energie eines Gasteilchens, wobei $\overline{v^2}$ den Mittelwert der Quadrate der Geschwindigkeiten aller Teilchen **bezeichnet, dann gilt:**

Das Produkt aus Druck p und Volumen V eines Gases ist proportional der mittleren kinetischen Energie der Teilchen:

$$p \cdot V = \frac{2}{3} \cdot N \cdot \overline{E_k}$$

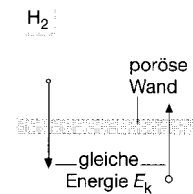
Mit der universellen Gasgleichung $p \cdot V = N \cdot k \cdot T$ lässt sich ein Zusammenhang zwischen der absoluten Temperatur T und der mittleren Bewegungsenergie $\overline{E_k}$ der Gasteilchen herstellen. Es ist: $N \cdot k \cdot T = \frac{2}{3} \cdot N \cdot \overline{E_k}$

Die Teilchen idealer Gase haben bei der Temperatur T die mittlere Bewegungsenergie $\overline{E_k} = \frac{3}{2} \cdot k \cdot T$.

Daraus ergibt sich für jede der drei Raumrichtungen im Mittel eine mittlere kinetische Energie der Teilchen von $\overline{E_k} = \frac{1}{2} \cdot k \cdot T$.

Aus $\overline{E_k} = \frac{1}{2} m \overline{v^2}$ folgt, dass die Gasteilchen verschiedener Gase mit gleicher

Temperatur, also für gleiche mittlere Energie, umso langsamer sind, je größer ihre Masse ist. Deshalb durchdringen z. B. zwei Gase mit Teilchen unterschiedlicher Masse ein poröses Tongefäß verschieden schnell (Abb. ► 1). Ein Experiment, bei dem sich außerhalb des Tongefäßes Wasserstoff, innerhalb Stickstoff befindet, zeigt zunächst einen raschen Druckanstieg im Gefäß. Durch die Poren des Tongefäßes gelangen die leichteren, im Mittel schnelleren Wasserstoffteilchen rascher hinein als die schwereren und damit im Mittel langsameren Stickstoffteilchen gleichzeitig nach außen dringen können. Dieser Vorgang heißt **Diffusion**. Folglich befinden sich anfangs mehr Teilchen im Zylinder, der Druck steigt. Erst nach einiger Zeit, wenn sich die Gase auf beiden Seiten durchmischt haben, besteht kein Druckunterschied mehr.



- 1 Das leichtere Gas gleicht Konzentrationsunterschiede schneller als das schwerere aus.

3.2 Alles klar?

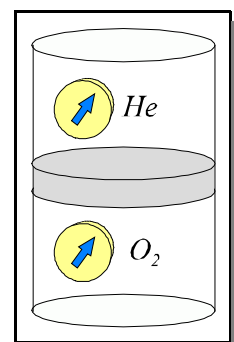
3.2.1 Gliedere den gesamten Text in 4 Abschnitte und formuliere passende Überschriften.

3.2.2 Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Kraft auf einen Körper und seiner Impulsänderung?

3.2.3 Was ist falsch an der folgenden Aussage: "Die mittlere Bewegungsenergie eines Heliumatoms ist $\overline{E_k} = \frac{1}{2} k T$."

3.2.4 Die Gase in der rechts stehenden Abbildung sind durch eine poröse Wand getrennt. Wo wird der Druck ansteigen? Welche stillschweigende Annahme wird dabei gemacht?

3.2.5 An welcher Stelle hat der zweite Lehrbuchtext eine Lücke in der Argumentation?



3.3 Ergänzungen

3.3.1 Hier kannst du eine Herleitung zur Formel $p \cdot V = \frac{2}{3} N \cdot \overline{E_k}$ nachlesen:

Zur Vereinfachung der Rechnung wird Folgendes angenommen (Abb. ▶ 2):

- Ein würfelförmiges Gasvolumen V konstanter Dichte enthalte N Teilchen, die alle gleiche Masse m und Geschwindigkeiten mit gleichem konstanten Betrag v haben.
- Je $\frac{1}{6}$ der Teilchen bewegen sich in der positiven bzw. in der negativen Richtung der x -, der y - und der z -Achse.

Eine Herleitung ohne diese Annahmen führt bei den hier dargelegten Aussagen zu gleichen Ergebnissen.
Die Teilchen treffen nach diesen Voraussetzungen senkrecht auf die Wände des Quaders und ändern dabei ihren Impuls.

Nach dem Impulserhaltungssatz überträgt jedes Teilchen seine Impulsänderung als Impuls $m \cdot \Delta v = 2 \cdot m \cdot v$ auf die Wand (Abb. ▶ 3). In der Zeitspanne Δt treffen alle Teilchen auf die Fläche A , die zu Beginn der Zeitspanne höchstens um die Strecke $v \cdot \Delta t$ von ihr entfernt waren. Es sind dies $\frac{1}{6}$ der Anzahl N' aller Teilchen im Quader mit dem Volumen $V' = A \cdot v \cdot \Delta t$. Wegen der konstanten Dichte gilt:

$$\frac{N'}{V'} = \frac{N}{V} \Leftrightarrow N' = \frac{N \cdot V'}{V} = \frac{N \cdot A \cdot v \cdot \Delta t}{V}$$

In der Zeitspanne Δt wird der Wand der Impuls

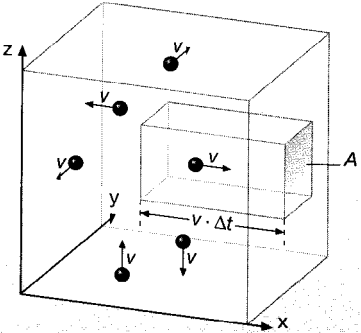
$$\frac{1}{6} \cdot N' \cdot 2 m v = \frac{1}{3} \cdot \frac{N \cdot A \cdot v \cdot \Delta t}{V} \cdot m v$$

übertragen. Für den Druck p folgt dann:

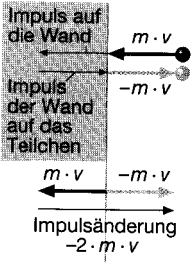
$$p = \frac{\text{Impulsübertragung pro Zeit}}{\text{Fläche}} = \frac{1}{3} \frac{N}{V} \cdot m v^2$$

In einer genaueren Betrachtung, bei der die Teilchen unterschiedliche Geschwindigkeiten haben, wird das Quadrat der konstanten Geschwindigkeit v^2 durch den Mittelwert der Quadrate $\overline{v^2}$ der unterschiedlichen Geschwindigkeiten ersetzt. Das Produkt $p \cdot V$ ergibt, ausgedrückt mit Hilfe der mittleren kinetischen Energie $\overline{E_k} = \frac{1}{2} \cdot m \overline{v^2}$:

$$p \cdot V = \frac{2}{3} N \cdot \overline{E_k}$$

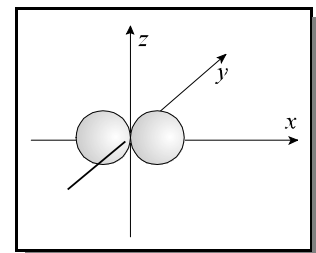


2 Zum Druckgesetz eines Gases



3 Impulsänderung bei Reflexion. Vereinfachend wird angenommen, dass der Impuls senkrecht zur Wand gerichtet ist.

3.3.2 Die Teilchen eines idealen Gases können sich nicht nur in die drei Raumrichtungen bewegen, sie können auch Rotationsbewegungen durchführen. Genauere Überlegungen zeigen: Für jede der drei Rotationsachsen ist die mittlere kinetische Energie ebenfalls $\frac{1}{2} kT$. Allerdings zählen nur die Rotationsachsen, die keine Symmetrieachsen der Teilchen darstellen. Bei dem zweiatomigen Molekül in der rechts stehenden Abbildung ist die x -Achse eine Symmetrieachse; deswegen ist die gesamte Bewegungsenergie hier $\frac{5}{2} kT$.



3.4 Aufgaben

- 3.4.1 Berechne die mittlere Bewegungsenergie und Geschwindigkeit eines He-Atoms bei Raumtemperatur (300 K).
- 3.4.2 Bei Raumtemperatur haben die Teilchen eines Gases eine Geschwindigkeit von einigen Hundert m/s. Warum dauert es trotzdem manchmal mehrere Minuten, bis man riecht, dass in einer Ecke eines Raumes eine Parfumflasche geöffnet wurde?

4. Innere Energie eines idealen Gases

4.1 Lies den folgenden Lehrtext sorgfältig durch!

Ziel: Zusammenhänge verstehen und wiedergeben können.

Die Summe der Bewegungsenergien der Teilchen einer Gasmenge bezeichnet man als deren **innere Energie** E_i . Nach den Ergebnissen des Kapitels 3 gilt z. B. für ein-atomige Gase wie Helium:

$$E_i = N \cdot \frac{3}{2} k T \quad (N = \text{Anzahl der Teilchen})$$

Für zwei-atomige Gase wie O_2 hingegen ist $E_i = N \cdot \frac{5}{2} k T$.

Die innere Energie einer Gasmenge ist also in jedem Fall proportional zu seiner absoluten Temperatur T :

$$E_i \sim T$$

Wegen $m \sim N$ ist die innere Energie E_i auch proportional zur Masse m der Gasmenge:

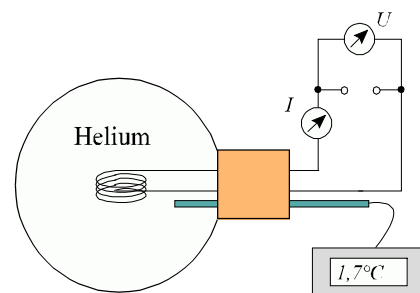
$$E_i \sim m$$

Insgesamt gilt also

$$E_i = c \cdot m \cdot T \quad (1)$$

Dabei bezeichnet man die Proportionalitätskonstante c als **spezifische Wärmekapazität**. Sie ist materialabhängig.

Wie man c experimentell bestimmen kann, obwohl sich die innere Energie E_i direkten Messungen entzieht, zeigt der folgende Versuch: Eine Gasmenge wird bei Normalbedingungen abgeschlossen; anschließend führen wir ihr (bei konstantem Volumen) die elektrische Energie - $W_{el} = U \cdot I \cdot \Delta t$ zu (s. Abb. rechts). Man beobachtet dann eine Temperaturerhöhung $\Delta T = T_2 - T_1$. Sie wird darauf zurückgeführt, dass die zugeführte elektrische Energie zu einer gleich großen Erhöhung der inneren Energie des Gases, hier also des Heliums, führt:



$V = 1 \text{ l}; \Delta t = 5 \text{ s}; U = 2,0 \text{ V};$
 $I = 0,1 \text{ A}; \Delta T = 1,7 \text{ K}.$

$$W_{el} = \Delta E_i = E_{i,2} - E_{i,1} = c m T_2 - c m T_1 = c m (T_2 - T_1) = c m \Delta T$$

Damit lässt sich die spezifische Wärmekapazität aus den gemessenen Werten ausrechnen:

$$c = \frac{W_{el}}{m \cdot \Delta T} = \frac{U \cdot I \cdot \Delta t}{m \cdot \Delta T} = \frac{2,0\text{V} \cdot 0,1\text{A} \cdot 5\text{s}}{0,18\text{g} \cdot 1,7\text{K}} = 3,3 \frac{\text{J}}{\text{gK}}$$

Die spezifische Wärmekapazität lässt sich auch mithilfe der Gaskonstanten bestimmen. Die Menge $n = 1$ mol Helium hat die Masse $m = 4$ g; damit gilt:

$$c = \frac{E_i}{m T} = \frac{\frac{3}{2} N k T}{m T} = \frac{3 n R}{2 m} = \frac{3 \cdot 1 \text{ mol} \cdot 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}}{2 \cdot 4 \text{ g}} = 3,1 \frac{\text{J}}{\text{gK}}$$

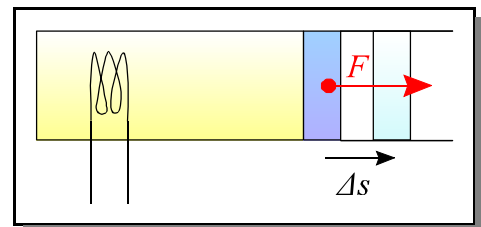
Die beiden Werte stimmen gut überein.

4.2 Alles klar?

- 4.2.1 Die absolute Temperatur eines Gases wird verdoppelt [um 10% erhöht]. Wie verhält sich dabei die innere Energie der Gasmenge?
- 4.2.2 Warum darf das Gas in unserem Versuch nur kurzzeitig erwärmt werden?
- 4.2.3 Berechnet man für 1 mol eines Gases den Quozienten $\frac{E_i}{T}$, erhält man eine Aussage über die Molekülstruktur dieses Gases. Erläutere dies.

4.3 Ergänzung

Kann sich das Gas wie rechts abgebildet während der Erwärmung ausdehnen (bei konstantem Druck), so wird nicht die gesamte zugeführte Energie in innere Energie umgesetzt: Ein Teil der zugeführten Energie wird nämlich benötigt, um den Kolben gegen den äußeren Luftdruck zu verschieben; dabei ist $\Delta E_i = W_{el} - F \cdot \Delta s$.



Bei gleicher Zufuhr von elektrischer Energie ist die Temperaturerhöhung von Gasen also bei konstantem Volumen stets größer als bei konstantem Druck.

4.4 Aufgaben

4.4.0 *Musteraufgabe*

Aufgabe: 1,6 g Sauerstoff sollen um 5 K erwärmt werden; dabei soll sich das Volumen nicht ändern. Welche Energie ist dazu erforderlich?

Lösung: Es ist:

$$\begin{aligned}\Delta E_i &= c \cdot m \cdot \Delta T \\ &= 0,65 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}} \cdot 1,6 \text{ g} \cdot 5 \text{ K} \\ &= 0,65 \frac{\text{J}}{\text{g K}} \cdot 1,6 \text{ g} \cdot 5 \text{ K} \\ &= 5,2 \text{ J}\end{aligned}$$

Alternativ kann die Aufgabe auch mit der Boltzman-Konstanten gelöst werden.

- 4.4.1 3,2 g Stickstoff wird eine Energie von 14,7 J zugeführt. Um wie viel K steigt seine Temperatur (bei konstantem Volumen)?
- 4.4.2 Mit derselben Messapparatur wie beim Helium wird nun Sauerstoff erwärmt. Bei gleicher Energiezufuhr beobachtet man eine Erhöhung der Temperatur um 1,1 K. Berechne aus diesen Messwerten die spezifische Wärmekapazität von Sauerstoff.
- 4.4.3 Bestimme die spezifische Wärmekapazität von Sauerstoff aus der Gaskonstanten R .
- 4.4.4 In der Praxis wird die Temperaturerhöhung einer Gasmenge häufig auf eine Druckmessung zurückgeführt. Beschreibe, wie man dabei verfahren muss. Gib dabei *auch* an, wie man aus den gemessenen Größen ΔT bestimmen kann. Erläutere den Vorteil dieser Methode.

5. Wärme, Arbeit und 1. Hauptsatz der Thermodynamik

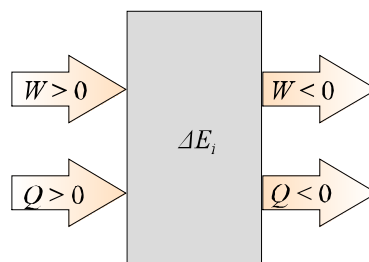
5.1 Lies den folgenden Lehrtext sorgfältig durch!

Ziel: Zusammenhänge verstehen und wiedergeben können.

Es gibt verschiedene Möglichkeiten, die innere Energie eines Körpers zu erhöhen. Zum einen kann man an ihm **Arbeit W** verrichten; dies kann elektrische Arbeit wie im Fall des Peltier-Elements sein oder auch mechanische wie beim pneumatischen Feuerzeug. Kennzeichnend für diese Art von Energieübertragung ist, dass eine **makroskopische** Energieübertragung stattfindet.

Zum anderen kann man den Körper in Kontakt mit einem weiteren Körper bringen, welcher eine höhere Temperatur besitzt. In diesem Fall wird durch die ungeordnete Bewegung der Teilchen Energie an den Körper niedrigerer Temperatur übertragen. Diesen **mikroskopischen** Energieübergang bezeichnet der Physiker als **Wärme Q** .

Die Vorzeichen von W und Q zeigen jeweils an, ob Energie zu- oder abgeführt wird:



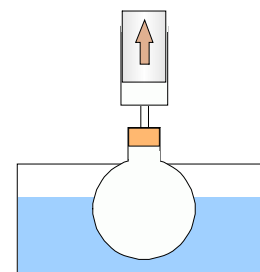
Nach dem Energieerhaltungsprinzip ergibt sich dann der **1. Hauptsatz der Thermodynamik**:

Wird einem System beim Übergang vom Zustand 1 zum Zustand 2 Energie als Arbeit W und Wärme Q zugeführt, so gilt:

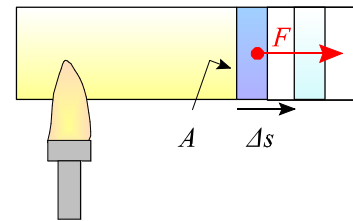
$$\Delta E_i = E_{i,2} - E_{i,1} = W + Q.$$

Dabei können W oder Q auch 0 sein.

Bei dem rechts abgebildeten Versuch wird z. B. dem Gas im Kolben Wärme von dem umgebenden heißen Wasser zugeführt ($Q > 0$). Gleichzeitig dehnt sich das Gas aus und hebt den Kolben dabei an; es verrichtet also Hubarbeit an dem Kolben ($W < 0$). Erhöht sich dabei die Temperatur des Gases, d. h. steigt E_i , so bedeutet dies, dass die Wärme vom Betrag her größer ist als die Arbeit. Ist die Zustandsänderung isotherm, sind W und Q vom Betrag her gleich.



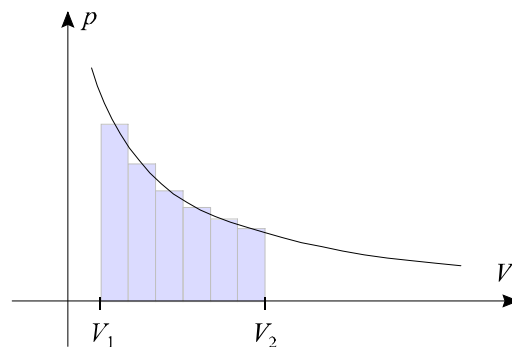
Dieser Versuch ist typisch für alle Wärmekraftmaschinen: Arbeit wird verrichtet, indem sich ein Gas ausdehnt. Diese Volumenarbeit soll nun formelmäßig erfasst werden.



Zunächst betrachten wir den einfachen Fall, dass das Gas den Kolben mit der Kraft F um die Strecke Δs verschiebt, während der Druck p konstant bleibt:

$$\begin{aligned} W &= -F \cdot \Delta s = -F \cdot (s_2 - s_1) = -(p \cdot A s_2 - p \cdot A s_1) \\ &= -(p \cdot V_2 - p \cdot V_1) = -p \cdot (V_2 - V_1) = -p \cdot \Delta V \end{aligned}$$

Häufig ist der Druck bei dieser Arbeit aber nicht konstant, sondern hängt vom Volumen der Gasmenge ab (vgl. Boyle-Mariottesches Gesetz). In diesem Fall zerlegen wir den Prozess in viele kleine Teilprozesse, in denen der Druck als nahezu konstant angesehen werden kann. Dann lässt sich die gesamte Volumenarbeit als Integral oder näherungsweise als Summe der Teilarbeiten $\Delta W_i = -p_i \cdot \Delta V$ berechnen. Der erhaltene Wert ist umso genauer, je kleiner die Volumenintervalle ΔV sind. Diese Teilarbeiten lassen sich auch als Flächen von schmalen Rechtecken unter dem Graphen im p - V -Diagramm deuten:



$$\sum_i (-p_i \cdot \Delta V) \approx - \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV = W$$

Die Volumenarbeit ist also vom Betrag her gleich der Fläche unter dem Graphen im p - V -Diagramm.

5.2 Alles klar?

- 5.2.1 Gib den 1. Hauptsatz der Thermodynamik an und erläutere alle darin auftauchenden Größen.
- 5.2.2 Recherchiere die beiden Begriffe **Prozessgröße** und **Zustandsgröße**. Ordne die Größen p , T , W , V , E_i und Q diesen Begriffen passend zu.
- 5.2.3 Auch Physiker verwechseln gelegentlich die Begriffe Wärme und innere Energie. Gib den entscheidenden Unterschied an.

5.3 Ergänzungen

- 5.3.1 Zustandsänderungen, bei denen keine Wärme ausgetauscht wird, heißen **adiabatisch**. Da die Wärmeübertragung i. A. recht langsam ist, sind rasch ablaufende Prozesse häufig adiabatisch. Typische Beispiele sind das pneumatische Feuerzeug oder der Dieselmotor, bei dem ein Brennstoff-Luft-Gemisch durch schlagartiges Verdichten zur Explosion gebracht wird.
- 5.3.2 In einen geheizten Ofen kann man problemlos mit der Hand hineinreichen. Schmerzhaft wird es erst dann, wenn man die Ofenwand oder ein Backblech berührt. Das erscheint auf den ersten Blick merkwürdig, denn Luft und Blech haben in etwa dieselbe Temperatur. Überlege selbst oder recherchiere: Auf welche physikalische Größe reagieren die Sinneszellen in der Haut, welche "kalt" und "heiß" melden? Erkläre damit die Beobachtung.

5.4 Aufgaben

5.4.1 *Musteraufgaben*

Aufgabe: Eine Gasmenge von 0,1 mol verdoppelt bei einem isothermen Prozess ($T = 520 \text{ K}$) sein Volumen.

1. Berechne die von dem Gas dabei verrichtete Volumenarbeit.
2. Bestimme die dazu benötigte Wärme.

Lösung:

$$\begin{aligned}
 1. \quad W &= - \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = - nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{1}{V} dV \\
 &= - nRT [\ln(V)]_{V_1}^{V_2} = - nRT [\ln(V_2) - \ln(V_1)] \\
 &= - nRT \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = - nRT \ln(2) \\
 &= - 0,1 \text{ mol} \cdot 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \cdot 520 \text{ K} \cdot \ln(2) = - 300 \text{ J}
 \end{aligned}$$

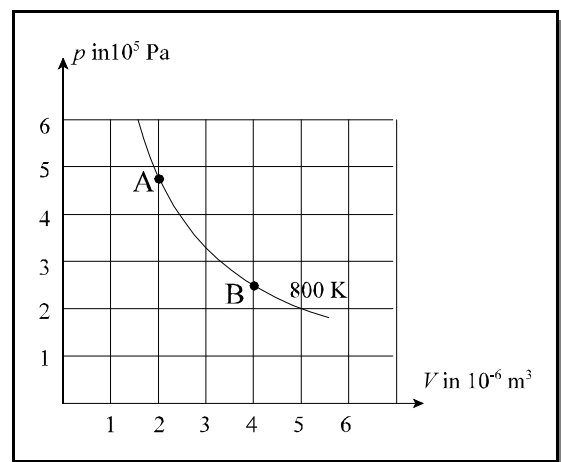
2. Da es sich um einen isothermen Vorgang handelt, muss $\Delta E_i = 0$ sein. Nach dem 1. Hauptsatz der Thermodynamik muss dann die Wärme entgegengesetzt gleich der verrichteten Arbeit sein, also 300 J betragen.

Aufgabe: Ein ideales Gas dehnt sich bei konstanter Temperatur langsam aus und verrichtet dabei die Arbeit von 200 J. Bestimme die Änderung der inneren Energie und die an das Gas abgegebene Wärme.

Lösung: Nach dem 1. Hauptsatz gilt: $\Delta E_i = W + Q$. Hier ist $\Delta E_i = 0$, weil die Temperatur konstant ist ($\Delta E_i \sim \Delta T$), und $W = -200$ J. Also ist $Q = +200$ J.

5.4.2 Schätze die Arbeit ab, die das Gas in der rechts stehenden Abbildung beim Übergang von A nach B verrichtet.

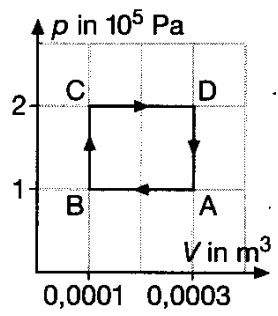
5.4.3 Ein ideales Gas wird bei konstanter Temperatur langsam auf die Hälfte seines Volumens verdichtet. Dabei wird vom Gas die Wärme 300 kJ abgegeben. Bestimme die am Gas verrichtete Arbeit sowie die Änderung seiner inneren Energie.



6.4 Aufgaben

6.4.1 aus: Klett, Impulse 2, S. 320, Ü12

⑫ Ein ideales Gas durchläuft den im Bild am Rand angegebenen Kreisprozess: $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D$. Vervollständigen Sie die nachfolgende Tabelle!



	Zunahme der inneren Energie des Gases in J	dem Gas zugeführte Wärme in J	am Gas verrichtete Arbeit in J
A → B	- 50		
B → C	25		
C → D		140	
D → A			

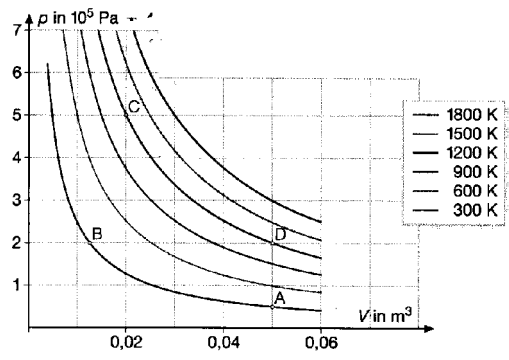
6.4.2 aus: Klett, Impulse 2, S. 320, Ü13

⑬ Das folgende V - p -Diagramm gibt die Zustände für 1 mol eines idealen Gases bei verschiedenen, konstanten Temperaturen wieder.

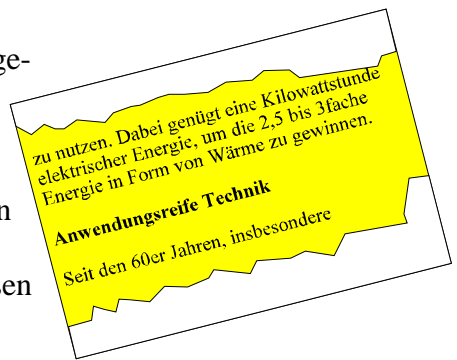
a) Bestimmen Sie aus mindestens vier Punkten die Gaskonstante R !

b) Welche Gasgesetze gelten bei den Zustandsänderungen $C \rightarrow D$, $D \rightarrow A$ bzw. $A \rightarrow B$, $D \rightarrow B$?

c) Schätzen Sie die Arbeit ab, die am Gas beim Übergang $C \rightarrow D$ verrichtet wurde!



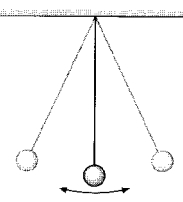
6.4.3 In einer Broschüre der Verlags- und Wirtschaftsgesellschaft der Elektrizitätswerke m.b. H. ist der rechts stehenden Abschnitt zu finden. Offensichtlich wird behauptet, da aus 1 J elektrischer Energie 2,5 bis 3 J innere Energie gewonnen werden können. Lassen sich dadurch unsere Energieprobleme lösen oder ist das nur ein Scherz?



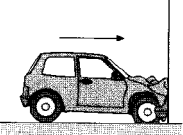
6.4.4 Wie lässt sich der Inhalt der Fläche des Rechtecks ABCD in Aufg. 6.4.1 deuten? Verallgemeinere diesen Sachverhalt.

7. Entropie

7.1 Lies den folgenden Lehrbuchtext (aus: Klett: Impulse 2, S. 306) sorgfältig durch! Ziel: Zusammenhänge verstehen und wiedergeben können.



1 Reversibel

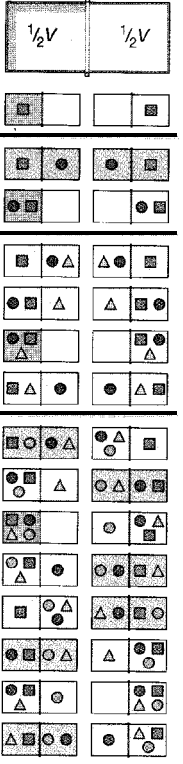


2 Irreversibel

Definition von Wahrscheinlichkeit

$$p = \frac{\text{Anzahl günstiger Fälle}}{\text{Anzahl aller möglichen Fälle}}$$

Schieber \uparrow



3 Verteilungen

Entropie und Dissipation

Die Abb. ► 1 und 2 beschreiben physikalische Vorgänge. Wird ein Film vom reibungsfrei schwingenden Pendel (Abb. ► 1) rückwärts laufend betrachtet, so ist der gezeigte Bewegungsvorgang vom wirklichen nicht zu unterscheiden. Solche Vorgänge heißen **reversibel**. Ohne Reibung ist die Umsetzung von Energie der Lage in Energie der Bewegung reversibel.

Abb. ► 2 beschreibt einen **irreversiblen** Vorgang, d. h. seine zeitliche Umkehrung beschreibt einen unmöglichen Vorgang. Die Verformung eines Autos bei einem Aufprall ist irreversibel, ebenso sind es die Energieumsetzungen bei einem Pendel mit Reibung.

Die Unmöglichkeit, irreversible Prozesse umzukehren, steht nicht im Widerspruch zur Erhaltung der Energie, d. h. die Größe „Energie“ bestimmt nicht die Richtung im Ablauf des Naturgeschehens.

Ein Beispiel für irreversible Vorgänge ist die Diffusion eines Gases (Abb. ► 3). Ein Kasten mit dem Volumen V ist durch einen Schieber in zwei gleiche Volumina $V_1 = \frac{1}{2} V$ und $V_2 = \frac{1}{2} V$ geteilt. V_1 enthält die Gasmenge, V_2 ist leer. Wird der Schieber geöffnet, so füllt das Gas nach kurzer Zeit den ganzen Raum, niemals sammelt es sich von selbst wieder in der linken Hälfte.

Jedes einzelne Teilchen bewegt sich bei gegebener Temperatur regellos und wird sich zu einem bestimmten Zeitpunkt mit gleicher Wahrscheinlichkeit in einer der beiden Hälften befinden. Für jedes Teilchen ergibt sich $p_l = \frac{1}{2}$ als die Wahrscheinlichkeit, es in der linken Hälfte anzutreffen. Bei zwei Teilchen A und B gibt es nun vier Möglichkeiten der Verteilung, wovon nur eine günstig ist, beide gleichzeitig links anzutreffen:

Es ist $p_l = (\frac{1}{2})^2 = \frac{1}{4}$
Für N Teilchen erhält man $p_l = (\frac{1}{2})^N$.

Bei 100 Teilchen wird $p_l = (\frac{1}{2})^{100} \approx 10^{-30}$, d. h. bei Beobachtung im Sekundenabstand dürfte man etwa alle 10^{22} Jahre einmal alle Teilchen in der linken Hälfte antreffen. Das Alter des Universums beträgt etwa 10^{10} Jahre.

Die Umkehrung irreversibler Vorgänge ist also extrem unwahrscheinlich, so dass sie praktisch nicht vorkommt.

Abb. ► 3 zeigt auch, dass für die Gleichverteilung die meisten Möglichkeiten be-

stehen. Dieser Zustand ist also am wahrscheinlichsten. Ihn wird das Gas einige Zeit nach Öffnung des Schiebers einnehmen. Dies entspricht den Beobachtungen. Aus den vorangegangenen Betrachtungen folgt:

Zustandsänderungen eines Systems laufen von selbst stets so ab, dass der neue Zustand wahrscheinlicher als der alte ist.

In der Physik gibt man bei den Vielteilchenproblemen der Materie nicht die Wahrscheinlichkeit selbst an, sondern eine Größe S , die proportional zur Wahrscheinlichkeit ist. Sie heißt **Entropie**.

Da ein im Behälter befindliches Gas mit dem Universum weder Materie noch Energie austauscht, geht bei dem Vorgang, dass eine leere Hälfte des Behälters durch Diffusion gefüllt wird, gleichzeitig das ganze Universum in einen wahrscheinlicheren Zustand über. Es ergibt sich:

Die Entropie des Universums nimmt ständig zu.

Wird einem Körper etwa durch Reibung oder elektrischen Strom Energie zugeführt, so wird die kinetische Energie einiger Teilchen erhöht. Durch Wechselwirkung mit Nachbarpartikeln wird diese Energie auf immer mehr Teilchen verteilt. Die Gleichverteilung ist am wahrscheinlichsten. Diesen Vorgang der Verteilung von Energie auf die regellose Teilchenbewegung nennt man **Dissipation**.

Die sichtbare Bewegung eines Körpers in eine bestimmte Richtung bedeutet eine geordnete Bewegung aller seiner Teilchen. Es ist extrem unwahrscheinlich, dass sich diese ohne äußeren Eingriff aus der regellosen Teilchenbewegung ergibt. Die auf die einzelnen Teilchen verteilte Energie der Bewegung wird nicht als nutzbare kinetische Energie des Körpers zur Verfügung stehen.

Durch Dissipation wird Energie entwertet.

Die Verteilung der gleichen kinetischen Energie auf mehr Teilchen bedeutet eine Abnahme ihrer durchschnittlichen Energie. Dem entspricht eine niedrigere Temperatur. Innere Energie ist also umso wertvoller, je höher die Temperatur ist, denn dann lässt sich ein umso größerer Bruchteil davon als Bewegungsenergie entnehmen und auf das Gesamtsystem übertragen.

7.2 Alles klar?

- 7.2.1 Gliedere den Text sinnvoll in 4 Abschnitte und gib ihnen geeignete Überschriften.
- 7.2.2 Nenne 3 reversible und 3 irreversible Prozesse.
- 7.2.3 In der Abb. 3 des Lehrtextes sind unten alle möglichen Verteilungen von 4 (unterscheidbaren) Teilchen auf zwei Raumhälften dargestellt. Stelle die Wahrscheinlichkeit p , null, eins, zwei, ...dieser Teilchen in der linken Hälfte anzutreffen, in einem (EXCEL-)Diagramm dar. Warum ist dieses Diagramm symmetrisch?
[Erstelle auch ein entsprechendes Diagramm für 5 Teilchen. Wie groß ist insbesondere die Wahrscheinlichkeit dafür, dass alle Teilchen in der linken Hälfte sind?]
- 7.2.4 Im Lehrtext heißt es, dass die **Entropie (Formelzeichen: S)** proportional zur Wahrscheinlichkeit p sei. Das ist nicht korrekt; vielmehr wird die Entropie folgendermaßen definiert:

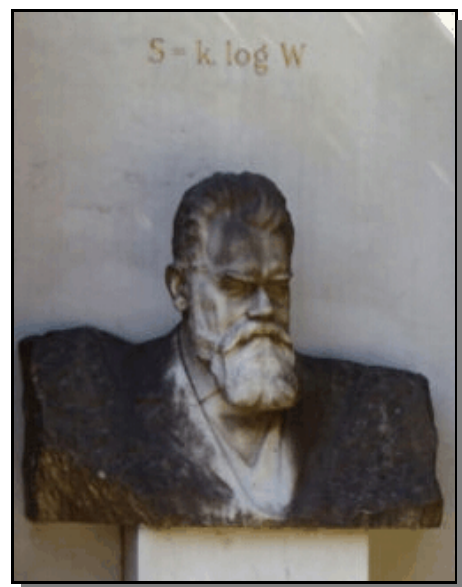
$$S = k \cdot \ln(\Omega); \text{ dabei bezeichnet } \Omega \text{ die Anzahl der Möglichkeiten der Verteilung}$$

In der Abb. 3 des Lehrtextes gilt z. B. für die Anzahl der Möglichkeiten einer Gleichverteilung bei 4 Teilchen: $\Omega = 16$. Begründe, dass sich trotz des Fehlers die restlichen im Lehrtext stehenden Aussagen nicht ändern.

- 7.2.5 Was versteht man unter Dissipation? Erläutere den Begriff anhand einer Eisenkugel, die auf den Boden fällt. Wo überall findet sich am Ende die Energie der geordneten Bewegung aller Kugelteilchen?

7.3 Ergänzungen

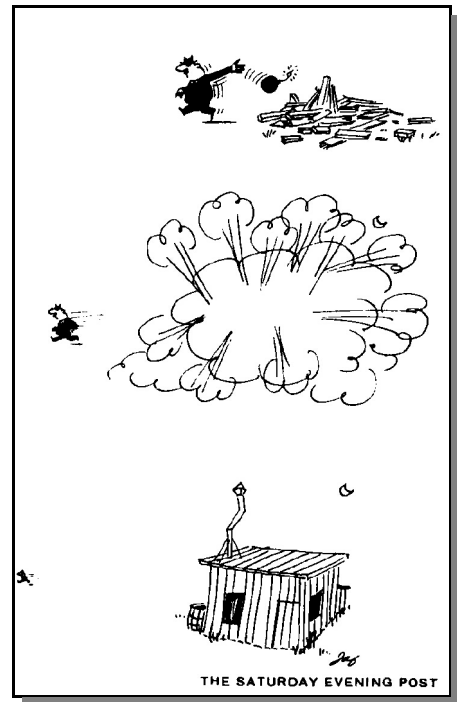
Der im Lehrtext dargestellte Entropiebegriff geht auf Ludwig Boltzmann zurück. Recherchiere eine Kurzbiographie. Versuche insbesondere etwas über die Umstände seines Todes herauszufinden.



L. Boltzmann (aus: Wikipedia)

7.4 Aufgaben

- 7.4.1 Ist der in dem rechten Cartoon dargestellte Prozess physikalisch unmöglich? Nimm kritisch Stellung! Worin liegt bei diesem Cartoon eigentlich der Witz? Beantworte diese Frage mit physikalischen Fachausdrücken!
- 7.4.2 Wie verhält sich der Wert der Entropie bei dem im Cartoon dargestellten Prozess?
- 7.4.3 Aus einem Reservoir R1 mit der Temperatur 1000 K und einem Reservoir R2 mit der Temperatur 500 K werden jeweils 100 J entnommen und bei einer Umgebungstemperatur von 300 K mithilfe einer Heißluftmaschine in Arbeit umgesetzt. Bestimme die jeweils verrichteten Arbeiten. Welches dieser beiden Reservoirs ist demzufolge wertvoller?
- 7.4.4 Wir betrachten das Beispiel mit den 4 Teilchen aus Abb. 3 des Lehrtextes. In Situation 1 mögen sich alle Teilchen im linken Raumbereich befinden, in Situation 2 soll eine Gleichverteilung vorliegen. Bestimme die Entropien für beide Situationen sowie den Entropiezuwachs beim Übergang von 1 nach 2. Benutze die Formel aus 7.2.4.

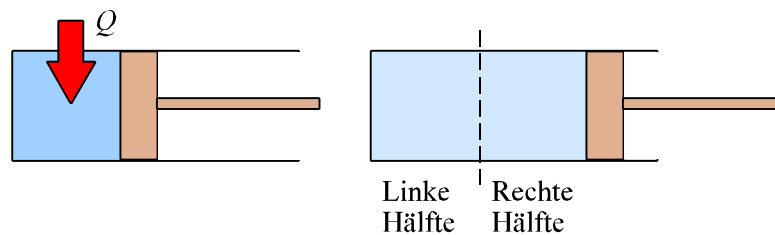


Aus: berkeley physics course (5)

Bestimme die Entropien für beide Situationen sowie den Entropiezuwachs beim Übergang von 1 nach 2. Benutze die Formel aus 7.2.4.

8. Quantitative Betrachtung der Entropie (fakultativ)

Der Entropiebegriff ist ähnlich wie der Energiebegriff von großer Bedeutung nicht nur für die Physik, sondern auch für die anderen Naturwissenschaften. Weiterhin lassen sich wegen der engen Verbindung zum Informationsbegriff Brücken zur Informatik schlagen. Trotzdem soll hier die quantitative Behandlung der Entropie nur am Beispiel des Stirlingmotors erfolgen. Genauer gesagt schauen wir uns eine isotherme Volumenvergrößerung an, wie sie in der ersten Phase des Stirling-Kreisprozesses auftaucht.



Zur weiteren Vereinfachung soll ferner davon ausgegangen werden, dass sich das Volumen bei diesem Prozess verdoppelt. Dann liegt die in Abb. 3 des Lehrtextes von Kapitel 7 dargestellte Situation vor.

Wir betrachten zunächst die Anfangssituation (*a*): Alle Teilchen befinden sich noch in der linken Hälfte desjenigen Raums, der am Ende den Teilchen zur Verfügung steht; dafür gibt es nur eine Möglichkeit: $\Omega_a = 1$.

Für die Endsituation (*e*), in der sich alle Teilchen in der linken *oder* der rechten Hälfte befinden können, gibt es $\Omega_e = 2^N$ Möglichkeiten; dabei bezeichnet N die Anzahl der Teilchen in dem Zylinder. (In der erwähnten Abb. 3 gibt es insgesamt 16 Möglichkeiten dafür, dass sich die 4 Teilchen irgendwo, in der linken oder rechten Hälfte befinden, aber nur 1, dass sich alle in der linken Hälfte befinden!)

Da die Werte für Ω sehr groß werden können, benutzt man ein logarithmisches Maß zur Beschreibung:

Unter der Entropie S versteht man den Ausdruck $S = k \ln(\Omega)$; dabei bezeichnet hier k wieder die Boltzmann-Konstante.

Warum hier der zusätzliche Faktor k auftaucht, wird weiter unten deutlich gemacht.

Wie groß ist bei unserem Beispiel die Entropie am Anfang und am Ende?

$$S_a = k \ln(\Omega_a) = k \ln(1) = 0$$

$$S_e = k \ln(\Omega_e) = k \ln(2^N) = k N \ln(2)$$

Die Änderung der Entropie bei diesem Vorgang ist also $S_e = k N \ln(2) > 0$; d. h. die Entropie nimmt zu.

Diese mikroskopische Betrachtung der Entropie hat einen Nachteil: Sie entzieht sich in vielen Fällen einer direkten experimentellen Untersuchung.

Schon vor Boltzmann war von Clausius auf andere Art und Weise der Entropiebegriff eingeführt worden: Er betrachtete die Quozienten $\frac{Q}{T}$, die so genannten **reduzierten Wärmemengen**. Die Summe der bei einem Prozess übertragenen reduzierten Wärmemengen gibt die Entropieänderung an, genauer:

$$\Delta S = \int \frac{dQ}{T}$$

Diese Definition der Entropie hat den Vorteil, dass sie auf die makroskopische Größen Wärme und Temperatur zurückgreift; diese lassen sich in vielen Situationen einfach bestimmen.

Wir zeigen nun am Beispiel der isothermen Volumenverdopplung, dass die beiden Entropiedefinitionen übereinstimmen:

$$\begin{aligned} \Delta S &= \int \frac{dQ}{T} = - \int \frac{dW}{T} = \int_{V_1}^{V_2} \frac{p dV}{T} = \int_{V_1}^{V_2} \frac{n R T}{T V} dV \\ &= n R \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = n R \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) = N k \ln(2) \end{aligned}$$

Das Ergebnis stimmt mit dem aus der mikroskopischen Betrachtung überein.

Historisch wurde zunächst der makroskopische Entropiebegriff geprägt; daraus erklärt sich auch das Auftauchen des Faktors k .

Zusammenfassung

In dem folgenden Überblick (Paetec: Physik, S. 239) tauchen einige (wenige) Sachverhalte und Formeln auf, die nicht behandelt wurden; streiche sie. Außerdem werden einige Größen durch andere Symbole bezeichnet; ändere sie entsprechend ab. Ferner fehlt an einer Stelle ein Δ ; wo?

Das Wichtigste im Überblick 239

Hauptsätze der Thermodynamik und Kreisprozesse

Die **Hauptsätze der Thermodynamik** sind grundlegende physikalische Gesetze, die weit über die Thermodynamik hinaus von Bedeutung sind.

Der **1. Hauptsatz der Thermodynamik** lautet: Für ein thermodynamisches System ist die Änderung der inneren Energie ΔU gleich der Summe aus der mechanischen Arbeit W und der ausgetauschten Wärme Q . Es ist der Energieerhaltungssatz für thermische Vorgänge.

$$\Delta U = W + Q$$

Wendet man den 1. Hauptsatz auf spezielle Zustandsänderungen an, dann ergibt sich:

isobarer Vorgang ($p = \text{konstant}$)	isochorer Vorgang ($V = \text{konstant}$)
$\Delta U = W + Q$ $m \cdot c_v \cdot \Delta T = -p \cdot \Delta V + m \cdot c_p \cdot \Delta T$	$W = 0$ $\Delta U = Q = m \cdot c_v \cdot \Delta T$
isothermer Vorgang ($T = \text{konstant}$)	adiabatischer Vorgang ($Q = 0$)
$\Delta U = 0$ $W = -Q$ oder $Q = -W$	$Q = 0$ $\Delta U = W$

Für die mechanische Arbeit (Volumenarbeit) gilt

allgemein: $W = - \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV$

für $p = \text{konst.}$: $W = -p \cdot \Delta V$

$p = \text{konst.}$

$p \neq \text{konst.}$

Bei **Wärmeerkraftmaschinen** (z. B. Ottomotor, Dieselmotor, Dampfturbine, Gasturbine, Dampfmaschine) wird eine Abfolge von Zustandsänderungen durchlaufen, bis jeweils wieder der Ausgangszustand erreicht ist.

Bei einem solchen **Kreisprozess** ist die nutzbare Arbeit gleich der eingeschlossenen Fläche (s. Skizze). Der **maximale thermische Wirkungsgrad** einer Wärmeerkraftmaschine beträgt:

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1} \quad \text{oder} \quad \eta = 1 - \frac{|Q_{ab}|}{Q_{zu}}$$

Er wird beim **Carnotschen** und **Stirlingschen** Kreisprozess erreicht.

Der **2. Hauptsatz der Thermodynamik** lautet: In einem abgeschlossenen System kann sich die Entropie S niemals verkleinern. Es gilt: $S \geq 0$.
 Die Entropieänderung beträgt $\Delta S = \frac{Q}{T}$ bzw. $\Delta S = k \cdot \ln W$.

Der **3. Hauptsatz der Thermodynamik** besagt: Es ist unmöglich, durch irgendeinen Vorgang den absoluten Nullpunkt zu erreichen.

Summa der Wärme