

# Vortragsskript: Thermodynamik

Ein Lernbuch für Webinar und Prüfungsvorbereitung

**Dr.-Ing. Kevin Suta (mit Hilfe von Prof. Michael Seidel)**

für examio Plattformen GmbH

Version 2026

## Basierend auf:

Prof. Dr.-Ing. Dirk Labuhn & Dr.-Ing. Oliver Romberg

„Keine Panik vor Thermodynamik!“

Springer Vieweg Verlag, 6. Auflage

Mit Cartoons von Dr.-Ing. Oliver Romberg

## WICHTIG!

Dieses Skript dient ausschließlich Lehrzwecken und fasst die wesentlichen Inhalte des oben genannten Lehrbuches zusammen. Für vertiefende Studien, alle Aufgaben und die vollständigen Lösungswege wird ausdrücklich auf das Originalwerk verwiesen.

## Inhaltsverzeichnis

<b>1 Grundlagen</b>	<b>4</b>
1.1 Der Begriff der Energie . . . . .	4
1.2 Bilanzen - System und Umgebung . . . . .	4
1.2.1 Die drei Bilanzfragen . . . . .	4
1.3 Zustands- und Prozessgrößen . . . . .	5
1.3.1 Masse und Stoffmenge . . . . .	5
1.3.2 Spezifische, intensive und extensive Größen . . . . .	6
1.4 Arten der Zustandsänderungen . . . . .	6
<b>2 Thermische Zustandsgleichungen</b>	<b>8</b>
2.1 Das ideale Gasgesetz . . . . .	8
2.2 Das inkompressible Fluid . . . . .	9
2.3 Zustandsdiagramme (Phasendiagramme) . . . . .	9
2.3.1 Das $p, v$ -Diagramm . . . . .	9
2.3.2 Das $T, v$ -Diagramm . . . . .	10
2.3.3 Die Dampfdruckkurve und Antoine-Gleichung . . . . .	10
2.4 Das Nassdampfgebiet . . . . .	10
2.5 Kubische Zustandsgleichungen . . . . .	11
2.5.1 Van-der-Waals-Gleichung . . . . .	11
2.5.2 Redlich-Kwong-Gleichung . . . . .	11
2.6 Lineare Interpolation . . . . .	12
<b>3 Der 1. Hauptsatz der Thermodynamik</b>	<b>13</b>
3.1 Der Nullte Hauptsatz . . . . .	13
3.2 Der 1. Hauptsatz - Energiebilanz . . . . .	13
3.2.1 Die Systemenergie . . . . .	13

3.2.2 Arbeit und Leistung . . . . .	13
3.2.3 Wärme und Wärmestrom . . . . .	14
3.2.4 Der 1. Hauptsatz – mathematische Form . . . . .	14
3.2.5 Vorzeichenkonvention . . . . .	14
3.3 Vereinfachungen durch Systemtypen . . . . .	14
3.4 Formen der Arbeit . . . . .	15
3.4.1 Volumenänderungsarbeit $W_V$ . . . . .	15
3.4.2 Technische Arbeit $W_t$ . . . . .	15
3.4.3 Dissipationsarbeit . . . . .	15
3.5 Der 1. Hauptsatz für geschlossene Systeme . . . . .	16
3.6 Der 1. Hauptsatz für offene Systeme . . . . .	16
3.6.1 Stationärer Fließprozess . . . . .	16
3.7 Der Wirkungsgrad . . . . .	17
<b>4 Kalorische Zustandsgleichungen</b>	<b>18</b>
4.1 Die Wärmekapazität . . . . .	18
4.1.1 Isobare und isochore Wärmekapazität . . . . .	18
4.1.2 Der Isentropenexponent . . . . .	18
4.2 Kalorische Zustandsgleichungen für ideale Gase . . . . .	19
4.2.1 Änderung der inneren Energie . . . . .	19
4.2.2 Änderung der Enthalpie . . . . .	19
4.2.3 Mittlere Wärmekapazitäten . . . . .	19
4.3 Zustandsänderungen beim idealen Gas . . . . .	19
4.3.1 Isotherme Zustandsänderung ( $T = \text{const.}$ ) . . . . .	19
4.3.2 Isochore Zustandsänderung ( $V = \text{const.}$ ) . . . . .	20
4.3.3 Isobare Zustandsänderung ( $p = \text{const.}$ ) . . . . .	20
4.3.4 Isentrope Zustandsänderung ( $S = \text{const.}$ ) . . . . .	20
4.4 Kalorische Zustandsgleichung für inkompressible Fluide . . . . .	21
<b>5 Der 2. Hauptsatz der Thermodynamik</b>	<b>22</b>
5.1 Die Entropie . . . . .	22
5.2 Der 2. Hauptsatz – mathematische Form . . . . .	22
5.3 Das $T, s$ -Diagramm . . . . .	22
5.3.1 Wichtige Fälle im $T, s$ -Diagramm . . . . .	23
5.4 Energie und Entropie im Nassdampfgebiet . . . . .	23
5.5 Das $h, s$ -Diagramm (Mollier-Diagramm) . . . . .	24
5.6 Turbinen und Verdichter . . . . .	24
5.6.1 Der isentrope Wirkungsgrad . . . . .	24
<b>6 Kreisprozesse</b>	<b>26</b>
6.1 Grundlagen . . . . .	26
6.2 Der Carnot-Prozess . . . . .	26
6.2.1 Die vier Zustandsänderungen . . . . .	26
6.2.2 Der Carnot-Wirkungsgrad . . . . .	27
6.3 Der Joule-Prozess (Gasturbinenprozess) . . . . .	27
6.3.1 Offener Joule-Prozess . . . . .	27
6.3.2 Die vier Zustandsänderungen . . . . .	28
6.3.3 Wirkungsgrad des Joule-Prozesses . . . . .	29
<b>7 Feuchte Luft</b>	<b>30</b>
7.1 Grundbegriffe . . . . .	30
7.1.1 Der Wassergehalt . . . . .	30

7.1.2 Die relative Feuchte . . . . .	30
7.1.3 Die Wasserdampfbeladung . . . . .	31
7.2 Stoffwerte feuchter Luft . . . . .	31
7.3 Das Mollier- $h_{1+x}, x$ -Diagramm . . . . .	31
<b>8 Formelsammlung</b>	<b>33</b>
8.1 Grundlagen . . . . .	33
8.2 Thermische Zustandsgleichungen . . . . .	33
8.3 1. Hauptsatz . . . . .	33
8.4 Kalorische Zustandsgleichungen . . . . .	33
8.5 Zustandsänderungen idealer Gase . . . . .	34
8.6 Isentropenbeziehungen . . . . .	34
8.7 2. Hauptsatz . . . . .	34
8.8 Nassdampfgebiet . . . . .	34
8.9 Wirkungsgrade . . . . .	34
8.10 Feuchte Luft . . . . .	35
8.11 Wichtige Stoffwerte . . . . .	35
<b>9 Hinweise zur Prüfungsvorbereitung</b>	<b>36</b>
9.1 Allgemeine Vorgehensweise . . . . .	36
9.2 Typische Fehlerquellen . . . . .	36
9.3 Checkliste für Kreisprozesse . . . . .	37
9.4 Kontrolle der Ergebnisse . . . . .	37

# 1 Grundlagen

## 1.1 Der Begriff der Energie

Die Thermodynamik wird gerne als allgemeine „**Energielehre**“ bezeichnet. Alles um uns herum ist entweder Energie oder enthält Energie – oft nicht einfach zu erkennen, da sie in verschiedenen Formen oder *latent* (versteckt) vorliegt.

### Energieerhaltungssatz

Energie kann weder erzeugt noch vernichtet werden – sie wird nur **umgewandelt**!

// Alltagsbeispiele nennen //

Beispiele für Energieumwandlungen:

- Elektrische Energie → Wärme (Tauchsieder)
- Chemische Energie → Mechanische Energie (Automotor)
- Strahlungsenergie → Elektrische Energie (Solarzelle)

## 1.2 Bilanzen - System und Umgebung

Das Objekt unserer Betrachtung bildet unser **System** (auch **Bilanzraum** genannt):

- Mathematisch gesprochen: ein *Volumen*
- Alles außerhalb der Systemgrenzen ist die **Umgebung**
- Die Schnittstelle bildet die **Systemgrenze** (Bilanzraumgrenze)

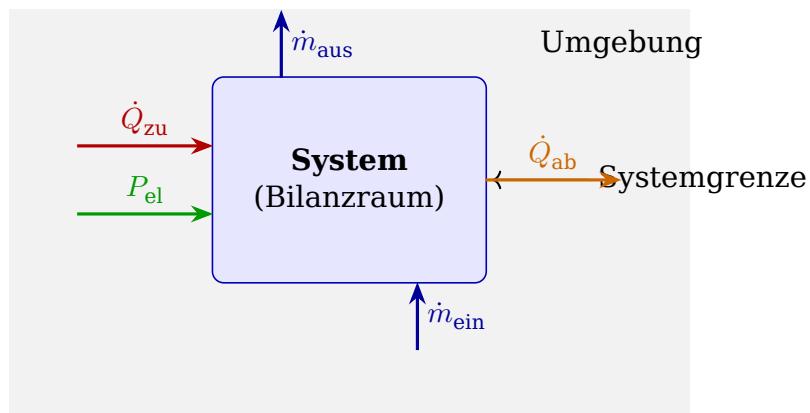


Abbildung 1: System und Umgebung mit Energie- und Massenströmen

### 1.2.1 Die drei Bilanzfragen

Zum Aufstellen einer Bilanz müssen drei Fragen beantwortet werden:

1. Was geht in das System **hinein**?
2. Was geht **hinaus**?
3. Was **ändert sich** im System?

## WICHTIG!

Die Thermodynamik möchte zwei Dinge von einem System erfahren:

1. **Zustand im Inneren** – beschrieben durch Zustandsgleichungen
2. **Energieaustausch** mit der Umgebung – alle Ströme über die Systemgrenzen

### 1.3 Zustands- und Prozessgrößen

Das Innere eines Systems wird durch seinen momentanen **Zustand** beschrieben, dessen Änderungen durch **Prozesse**:

$$\text{Zustand 1} \xrightarrow{\text{Prozess 1}} \text{Zustand 2} \xrightarrow{\text{Prozess 2}} \text{Zustand 3}$$

// Analogie: Zustand = Foto, Prozess = Video //

#### Was ist „der Zustand eines Systems“?

Ein Zustand ist ein „Snapshot“ wie das System zu einem *bestimmten Zeitpunkt* aussieht. Dieser wird durch **Zustandsgrößen** beschrieben:

Zustandsgröße	Symbol
Druck	$p$
Temperatur	$T$
Volumen	$V$
Masse	$m$
Innere Energie	$U$
Enthalpie	$H$
Entropie	$S$

#### Gleichgewichtszustand

Passiert dem System über eine längere Zeitspanne nichts, befindet es sich im **Gleichgewichtszustand**. Gleichgewicht herrscht, wenn an und im System keine Veränderung stattfindet.

#### 1.3.1 Masse und Stoffmenge

**Masse**  $m$  wird in kg angegeben.

**Stoffmenge**  $n$  beschreibt die Anzahl der Teilchen in mol:

- 1 mol =  $6 \cdot 10^{23}$  Teilchen (Avogadro-Konstante  $N_A$ )
- mol ist streng genommen *keine* Einheit, sondern eine Zahl (wie „ein Dutzend = 12“)

#### Umrechnung zwischen Masse und Stoffmenge:

$$m = M \cdot n$$

mit  $M$  = molare Masse in kg/mol

## Beispiel

### Molare Masse von Wasser berechnen:

$$M_{H_2O} = 2 \cdot M_H + M_O = 2 \cdot 1 \frac{\text{kg}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{kg}}{\text{mol}} = 18 \frac{\text{kg}}{\text{mol}}$$

Verändern sich Masse oder Stoffmenge (z. B. bei Zu-/Abströmen), arbeiten wir mit **Strömen**:

$$\dot{m} = \frac{dm}{d\tau} \quad \left[ \frac{\text{kg}}{\text{s}} \right] \quad \text{und} \quad \dot{n} = \frac{dn}{d\tau} \quad \left[ \frac{\text{mol}}{\text{s}} \right]$$

### 1.3.2 Spezifische, intensive und extensive Größen

**Spezifisch** bedeutet: Größe bezogen auf Masse oder Stoffmenge.

- Absolute Größe: **Großbuchstabe** (z. B. Volumen  $V$ )
- Spezifische Größe: **Kleinbuchstabe** (z. B. spez. Volumen  $v = V/m$ )
- Bezogen auf Stoffmenge: mit Querstrich  $\bar{v}$

// Gedankenexperiment mit Kaffeetassen //

#### Unterscheidung intensiv/extensiv:

Wir schütten Kaffee aus zwei kleinen Tassen in einen großen Becher:

Größe	Vorher (1 Tasse)	Nachher (Becher)
Masse $m$	$m_1$	$2 \cdot m_1$
Volumen $V$	$V_1$	$2 \cdot V_1$
Temperatur $T$	$T_1$	$T_1$
Druck $p$	$p_1$	$p_1$

**Intensive Zustandsgrößen:** unabhängig von der Systemgröße

→ Druck  $p$ , Temperatur  $T$ , spezifische Größen

**Extensive Zustandsgrößen:** abhängig von der Systemgröße

→ Masse  $m$ , Volumen  $V$ , Energie  $E$ , Entropie  $S$

## Umrechnung

Extensive Größen können durch Division durch die Masse zu intensiven (spezifischen) Größen werden!

$$v = \frac{V}{m} \quad (\text{spezifisches Volumen} = \text{intensiv})$$

### 1.4 Arten der Zustandsänderungen

Das Präfix „**Iso-**“ (griechisch: „gleich“) beschreibt, was während eines Prozesses *konstant bleibt*:

Bezeichnung	Konstante Größe	Bedeutung
<b>isobar</b>	Druck $p$	$p = \text{const.}$
<b>isotherm</b>	Temperatur $T$	$T = \text{const.}$
<b>isochor</b>	Volumen $V$	$V = \text{const.}$
<b>isentrop</b>	Entropie $S$	$S = \text{const.}$
<b>isenthalp</b>	Enthalpie $H$	$H = \text{const.}$
<b>adiabat</b>	Wärme $Q$	$Q = 0$ (kein Wärmeaustausch)

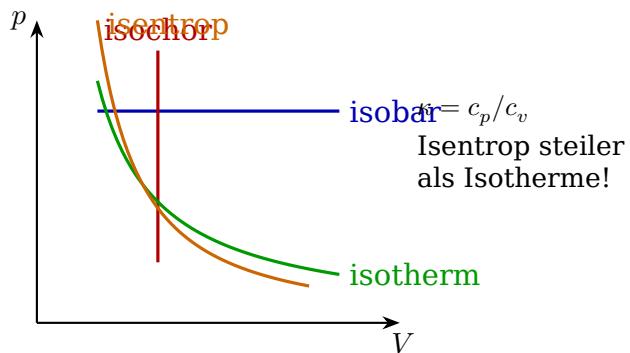


Abbildung 2: Verschiedene Zustandsänderungen im  $p, V$ -Diagramm

## 2 Thermische Zustandsgleichungen

Thermische Zustandsgleichungen beschreiben den Zusammenhang zwischen den **thermischen Zustandsgrößen**:

- Spezifisches Volumen  $v$  (oder Dichte  $\rho = 1/v$ )
- Druck  $p$
- Temperatur  $T$

### 2.1 Das ideale Gasgesetz

Die einfachste thermische Zustandsgleichung - das **ideale Gasgesetz** - bildet eine streng idealisierte Form eines realen Gases ab.

#### Ideales Gasgesetz:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{oder} \quad p \cdot v = R_i \cdot T$$

mit:

- $R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$  (universelle Gaskonstante)
- $R_i = R/M$  (individuelle Gaskonstante)

#### Annahmen des idealen Gases:

- Keine Anziehungs- oder Abstoßungskräfte zwischen den Molekülen
- Punktförmige Teilchen (kein Eigenvolumen)
- Nur Translation im Raum (keine Rotation, keine Vibration)

#### Achtung!

Das ideale Gasgesetz gilt nur für:

- Moderate Drücke (typisch  $p < 10 \text{ bar}$ )
- Moderate Temperaturen
- **Nur für Gase!** (nicht für Flüssigkeiten oder Feststoffe)

In der Prüfung unbedingt beachten, ob die Anwendung zulässig ist!

#### Beispiel

#### Wichtige individuelle Gaskonstanten:

Gas	$M \text{ [kg/kmol]}$	$R_i \text{ [J/(kg} \cdot \text{K)]}$
Luft	28,96	287,1
Wasserstoff H <sub>2</sub>	2,016	4124
Sauerstoff O <sub>2</sub>	32,0	260
Stickstoff N <sub>2</sub>	28,0	297

## 2.2 Das inkompressible Fluid

Ein **inkompressibles Fluid** ändert sein Volumen nicht durch Druckeinwirkung allein:

$$v = v_0 = \text{const.}$$

### WICHTIG!

Das inkompressible Fluid kann sich durch **Wärmedehnung** durchaus ändern!  
Nur der Druck allein bewirkt keine Volumenänderung.

Dieses Modell kann **nur für Flüssigkeiten** angewendet werden (so wie das ideale Gasgesetz nur für Gase).

## 2.3 Zustandsdiagramme (Phasendiagramme)

Zustandsdiagramme beschreiben **Aggregatzustände** in Abhängigkeit von  $p$ ,  $v$  und  $T$ .

### Definitionen:

- **Phase:** Gebiet, in dem alle Zustandsgrößen gleich (ortsunabhängig) sind
- **Phasengrenze:** Trennung zwischen verschiedenen Phasen
- **Phasenwechsel:** Änderung des Aggregatzustandes

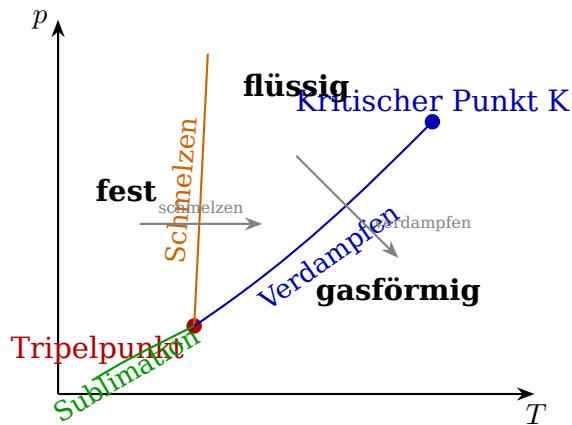


Abbildung 3:  $p, T$ -Diagramm mit Phasengrenzen für einen typischen Stoff

### 2.3.1 Das $p, v$ -Diagramm

Im  $p, v$ -Diagramm ist die **Temperatur** der Parameter für die Isothermen.

### WICHTIG!

#### Der kritische Punkt K:

- Am kritischen Punkt können flüssig und gasförmig nicht mehr unterschieden werden
- Oberhalb von  $p_K$  und  $T_K$ : **überkritischer Zustand** (Fluid)

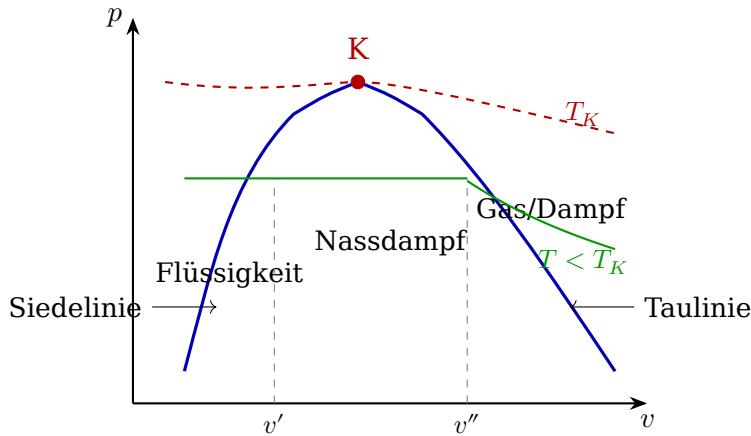


Abbildung 4:  $p, v$ -Diagramm mit Nassdampfgebiet

- Die Siedelinie (links) und Taulinie (rechts) treffen sich im Punkt K

### 2.3.2 Das $T, v$ -Diagramm

Im  $T, v$ -Diagramm ist der **Druck** der Parameter – wir sehen **Isobaren**.

Die thermische Zustandsgleichung liefert für ideale Gase:

$$T = \frac{p}{R} \cdot v$$

→  $T$  ist eine **lineare Funktion** von  $v$  mit Steigung  $p/R$  (Geraden im Gültigkeitsbereich des idealen Gasgesetzes).

### 2.3.3 Die Dampfdruckkurve und Antoine-Gleichung

Die **Dampfdruckkurve** gibt an, bei welchem Druck  $p_s(T)$  ein Stoff siedet.

**Antoine-Gleichung:**

$$\log_{10}(p_s) = A - \frac{B}{C + T_s}$$

**Achtung:**  $p_s$  in **bar**,  $T_s$  in **°C** (keine SI-Einheiten!)

## 2.4 Das Nassdampfgebiet

Im Nassdampfgebiet liegt ein **Gemisch aus Flüssigkeit und Dampf** vor.

// Beispiel: Kochtopf mit kochendem Wasser //

Der **Dampfmassengehalt** (auch Dampfgehalt)  $x$  beschreibt den Anteil:

$$x = \frac{m''}{m} = \frac{m''}{m' + m''}$$

mit:

- $m'$  = Masse der **Flüssigkeit** (siedend)

- $m''$  = Masse des **Dampfes** (gesättigt)
- $m = m' + m''$  = Gesamtmasse

Daraus folgt:

$$m'' = x \cdot m \quad \text{und} \quad m' = (1 - x) \cdot m$$

### Berechnung von Zustandsgrößen im Nassdampfgebiet:

$$v = (1 - x) \cdot v' + x \cdot v''$$

Analog für andere spezifische Größen ( $u, h, s$ ).

#### Grenzen des Dampfgehalts

- $x = 0$ : reines siedendes Wasser (Siedelinie)
- $x = 1$ : reiner gesättigter Dampf (Taulinie)
- $0 < x < 1$ : Nassdampf (Zweiphasengemisch)

## 2.5 Kubische Zustandsgleichungen

Für erweiterte Anwendungsbereiche (flüssig + gasförmig) benötigt man komplexere Gleichungen.

### 2.5.1 Van-der-Waals-Gleichung

$$\left( p + \frac{a}{v^2} \right) \cdot (v - b) = R \cdot T$$

mit:

- $a$  = Kohäsionsdruck (Anziehung der Moleküle)
- $b$  = Eigenvolumen der Moleküle (Kovolumen)

#### Zusammenhang zum idealen Gas

Für  $a = 0$  und  $b = 0$  ergibt sich das ideale Gasgesetz! Die van-der-Waals-Gleichung ist also eine **Verallgemeinerung**.

### 2.5.2 Redlich-Kwong-Gleichung

Genauer als van-der-Waals:

$$\left( p + \frac{a}{T^{0,5} \cdot v \cdot (v + b)} \right) \cdot (v - b) = R \cdot T$$

## 2.6 Lineare Interpolation

Falls Zustandsgleichungen nicht ausreichen, können Stoffdaten aus **Dampftafeln** abgelesen werden.

// Typische Klausursituation! //

**Problem:** Tabelle gibt Werte für 10°C und 20°C - gesucht ist der Wert bei 13,75°C.

**Lösung: Lineare Interpolation**

$$v_{\text{gesucht}} = v_1 + \frac{v_2 - v_1}{T_2 - T_1} \cdot (T_{\text{gesucht}} - T_1)$$

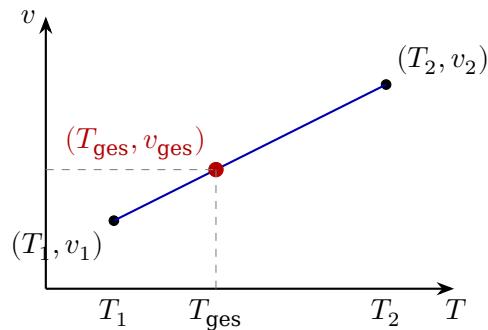


Abbildung 5: Prinzip der linearen Interpolation

### 3 Der 1. Hauptsatz der Thermodynamik

#### 3.1 Der Nullte Hauptsatz

Bevor wir zum 1. Hauptsatz kommen, kurz der „Nullte“:

##### 0. Hauptsatz

Wenn System A mit System B im thermischen Gleichgewicht steht, und System B mit System C, dann stehen auch A und C im Gleichgewicht.

$$A = B \quad \text{und} \quad B = C \quad \Rightarrow \quad A = C$$

#### 3.2 Der 1. Hauptsatz - Energiebilanz

Der 1. Hauptsatz bilanziert die **Energie** eines Systems:

##### In Worten:

Änderung der Systemenergie = zugeführte Energie – abgegebene Energie

##### 3.2.1 Die Systemenergie

Die Systemenergie setzt sich zusammen aus:

$$E_{\text{Sys}} = U + E_{\text{kin}} + E_{\text{pot}}$$

mit:

- $U = \text{Innere Energie}$  (Bewegungsenergie der Teilchen)
- $E_{\text{kin}} = \frac{1}{2}mv^2$  = Kinetische Energie des Systems
- $E_{\text{pot}} = mgz$  = Potentielle Energie des Systems

##### WICHTIG!

In den meisten thermodynamischen Problemen werden  $E_{\text{kin}}$  und  $E_{\text{pot}}$  **vernachlässigt**. Der Fokus liegt auf der **inneren Energie  $U$** !

##### 3.2.2 Arbeit und Leistung

**Arbeit**  $W$  ist die über einen Zeitraum verrichtete Leistung:

$$W = \int_{t_1}^{t_2} P(t) \, dt \quad \text{oder vereinfacht:} \quad W = P \cdot \Delta t$$

Einheit:  $[W] = \text{J (Joule)}$

Arbeit ist eine Prozessgröße

Arbeit wird **verrichtet** - sie beschreibt den Energietransfer während eines **Prozesses**, nicht einen Zustand!

### 3.2.3 Wärme und Wärmestrom

Analog zu Arbeit und Leistung:

$$Q = \int_{t_1}^{t_2} \dot{Q}(t) dt \quad \text{oder vereinfacht:} \quad Q = \dot{Q} \cdot \Delta t$$

mit:

- $Q$  = Wärme (Wärmemenge) in J
- $\dot{Q}$  = Wärmestrom in W = J/s

### 3.2.4 Der 1. Hauptsatz - mathematische Form

**Differenzielle Form (zeitabhängig):**

$$\frac{dE_{\text{Sys}}}{d\tau} = \sum \dot{Q} + \sum P + \sum (\dot{m} \cdot e)$$

**Integrale Form (Zustandsänderung 1 → 2):**

$$E_{\text{Sys},2} - E_{\text{Sys},1} = \sum Q_{12} + \sum W_{12} + \sum (m \cdot e)$$

### 3.2.5 Vorzeichenkonvention

WICHTIG!

**Vorzeichenkonvention:**

- $+$  = Energie geht **ins System hinein**
- $-$  = Energie geht **aus dem System heraus**

Pfeile an der Systemgrenze zeigen die angenommene Richtung - das Vorzeichen des Ergebnisses zeigt, ob die Annahme richtig war!

## 3.3 Vereinfachungen durch Systemtypen

// Schlüsselwörter in der Aufgabenstellung erkennen! //

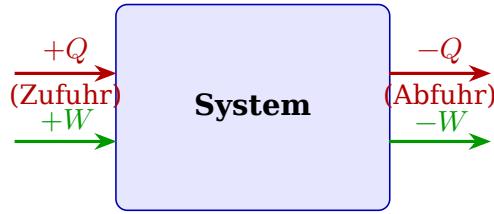


Abbildung 6: Vorzeichenkonvention für Wärme und Arbeit

Systemtyp	Konsequenz
<b>offen</b>	Massenströme können die Systemgrenze passieren
<b>geschlossen</b>	Keine Massenströme ( $\dot{m} = 0$ )
<b>adiabat</b>	Keine Wärmeströme ( $\dot{Q} = 0$ )
<b>abgeschlossen</b>	Weder Masse noch Energie passiert die Grenze
<b>stationär</b>	Keine zeitliche Änderung ( $\frac{d}{dt} = 0$ )

Achtung!

**Nicht jedes adiabate System ist geschlossen!**

Ein System kann durchaus Massenströme haben (offen), aber trotzdem keinen Wärmeaustausch (adiabat).

## 3.4 Formen der Arbeit

### 3.4.1 Volumenänderungsarbeit $W_V$

Arbeit durch Volumenänderung gegen einen Druck (z. B. Luftpumpe, Kolben):

$$W_{V,12} = - \int_1^2 p \, dV$$

Das Minuszeichen resultiert aus der Konvention: Kompression ( $dV < 0$ ) bedeutet Arbeitszufuhr ( $W > 0$ ).

### 3.4.2 Technische Arbeit $W_t$

Für **offene Systeme** (Fließprozesse):

$$W_{t,12} = \int_1^2 V \, dp$$

### 3.4.3 Dissipationsarbeit

Verlustarbeit durch Reibung – **immer irreversibel**:

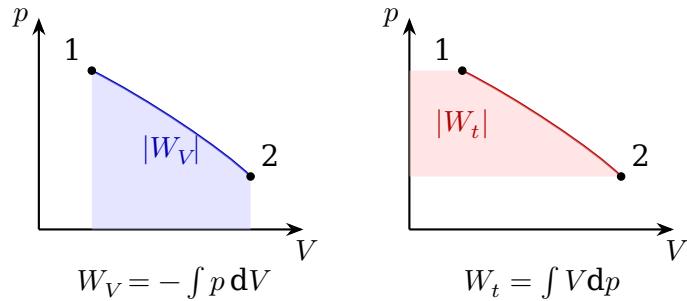


Abbildung 7: Volumenänderungsarbeit (geschl. System) vs. technische Arbeit (offenes System)

$$W_{12} = W_{12,\text{rev}} + W_{12,\text{diss}}$$

### 3.5 Der 1. Hauptsatz für geschlossene Systeme

Keine Massenströme  $\Rightarrow$  vereinfachte Form:

$$E_{\text{Sys},2} - E_{\text{Sys},1} = Q_{12} + W_{12}$$

Meist:  $E_{\text{Sys}} \approx U$ , also:

$$U_2 - U_1 = Q_{12} + W_{V,12}$$

### 3.6 Der 1. Hauptsatz für offene Systeme

Bei offenen Systemen wird zusätzlich zur inneren Energie auch **Volumenänderungsarbeit** mit dem Massenstrom transportiert. Zusammengefasst: **Enthalpie**

**Enthalpie:**

$$H = U + p \cdot V \quad \text{bzw.} \quad h = u + p \cdot v$$

Der 1. Hauptsatz für offene Systeme (Fließprozess):

$$E_{\text{Sys},2} - E_{\text{Sys},1} = Q_{12} + W_{12} + \sum(m \cdot h)$$

#### 3.6.1 Stationärer Fließprozess

Beispiel

**Typisches Beispiel:** Adiabate Strömung durch ein Rohr mit Drossel. Da stationär ( $d/dt = 0$ ) und adiabat ( $\dot{Q} = 0$ ):

$$0 = \dot{m} \left( h_{\text{ein}} + \frac{c_{\text{ein}}^2}{2} - h_{\text{aus}} - \frac{c_{\text{aus}}^2}{2} \right)$$

**Kontinuitätsgleichung:**

$$\dot{m}_{\text{ein}} = \dot{m}_{\text{aus}} = \rho \cdot A \cdot c$$

### 3.7 Der Wirkungsgrad

$$\eta = \frac{|\text{Nutzen}|}{\text{Aufwand}}$$

- $\eta$  liegt **immer zwischen 0 und 1**
- Beschreibt Verluste bei realen Prozessen

## 4 Kalorische Zustandsgleichungen

Kalorische Zustandsgleichungen beschreiben den Zusammenhang zwischen **Energie** (innere Energie  $U$ , Enthalpie  $H$ ) und den thermischen Zustandsgrößen ( $p, v, T$ ).

### 4.1 Die Wärmekapazität

Die **Wärmekapazität** beschreibt, wie viel Energie benötigt wird, um die Temperatur eines Stoffes zu erhöhen.

**Spezifische Wärmekapazität:**

$$c = \frac{\text{zugeführte Wärme}}{\text{Masse} \times \text{Temperaturänderung}} \quad \left[ \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right]$$

#### 4.1.1 Isobare und isochore Wärmekapazität

Je nachdem, ob sich der Stoff frei ausdehnen kann oder nicht:

**Isobare Wärmekapazität** (bei konstantem Druck):

$$c_p = \left( \frac{\partial h}{\partial T} \right)_p$$

**Isochore Wärmekapazität** (bei konstantem Volumen):

$$c_V = \left( \frac{\partial u}{\partial T} \right)_V$$

**WICHTIG!**

Für ideale Gase gilt der wichtige Zusammenhang:

$$c_p = c_V + R$$

#### 4.1.2 Der Isentropenexponent

$$\kappa = \frac{c_p}{c_V}$$

Typische Werte:

- Einatomige Gase (He, Ar):  $\kappa = 1,67$
- Zweiatomige Gase (N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Luft):  $\kappa \approx 1,4$
- Dreiatomige Gase (CO<sub>2</sub>):  $\kappa \approx 1,3$

## 4.2 Kalorische Zustandsgleichungen für ideale Gase

### 4.2.1 Änderung der inneren Energie

$$u_2 - u_1 = \int_{T_1}^{T_2} c_V(T) dT$$

Für konstantes  $c_V$ :

$$u_2 - u_1 = c_V \cdot (T_2 - T_1)$$

### 4.2.2 Änderung der Enthalpie

$$h_2 - h_1 = \int_{T_1}^{T_2} c_p(T) dT$$

Für konstantes  $c_p$ :

$$h_2 - h_1 = c_p \cdot (T_2 - T_1)$$

### 4.2.3 Mittlere Wärmekapazitäten

Für temperaturabhängige Wärmekapazitäten:

$$\bar{c}_p|_{T_1}^{T_2} = \frac{1}{T_2 - T_1} \int_{T_1}^{T_2} c_p dT$$

Umrechnung auf eigenes Temperaturintervall:

$$\bar{c}_p|_{t_1}^{t_2} = \frac{\bar{c}_p|_{0^\circ C}^{t_2} \cdot t_2 - \bar{c}_p|_{0^\circ C}^{t_1} \cdot t_1}{t_2 - t_1}$$

## 4.3 Zustandsänderungen beim idealen Gas

### 4.3.1 Isotherme Zustandsänderung ( $T = \text{const.}$ )

**Gesetz von Boyle-Mariotte:**

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = \text{const.}$$

Da  $T = \text{const.}$ :  $\Delta U = 0$  und  $\Delta H = 0$

**1. Hauptsatz:**

$$0 = q_{12} + w_{V,12} \Rightarrow q_{12} = -w_{V,12}$$

**Volumenänderungsarbeit:**

$$w_{V,12} = -R \cdot T \cdot \ln \left( \frac{v_2}{v_1} \right) = -R \cdot T \cdot \ln \left( \frac{p_1}{p_2} \right)$$

**4.3.2 Isochore Zustandsänderung ( $V = \text{const.}$ )****Gesetz von Amontons:**

$$\frac{T_1}{p_1} = \frac{T_2}{p_2} = \text{const.}$$

Keine Volumenänderungsarbeit:  $w_{V,12} = 0$

**1. Hauptsatz:**

$$q_{12} = u_2 - u_1 = c_V \cdot (T_2 - T_1)$$

**4.3.3 Isobare Zustandsänderung ( $p = \text{const.}$ )****Gesetz von Gay-Lussac:**

$$\frac{T_1}{v_1} = \frac{T_2}{v_2} = \text{const.}$$

**Volumenänderungsarbeit:**

$$w_{V,12} = -p \cdot (v_2 - v_1)$$

**Wärme:**

$$q_{12} = c_p \cdot (T_2 - T_1)$$

**Technische Arbeit:**  $w_{t,12} = 0$  (da  $dp = 0$ )

**4.3.4 Isentrope Zustandsänderung ( $S = \text{const.}$ )**

Eine isentrope Zustandsänderung ist **adiabat** ( $Q = 0$ ) **und reversibel**.

**Isentropenbeziehungen:**

$$\frac{T_1}{T_2} = \left( \frac{v_2}{v_1} \right)^{\kappa-1} = \left( \frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{\kappa-1}{\kappa}}$$

Außerdem gilt:

$$p \cdot v^\kappa = \text{const.} \quad \text{und} \quad T \cdot v^{\kappa-1} = \text{const.}$$

**1. Hauptsatz** (da  $q_{12} = 0$ ):

$$w_{V,12} = u_2 - u_1 = c_V \cdot (T_2 - T_1)$$

Zustandsänderung	Konstant	Arbeit $w_V$	Wärme $q$
isotherm	$T$	$-RT \ln(v_2/v_1)$	$-w_V$
isochor	$V$	0	$c_V \Delta T$
isobar	$p$	$-p \Delta v$	$c_p \Delta T$
isentrop	$S$	$c_V \Delta T$	0

Abbildung 8: Übersicht: Zustandsänderungen beim idealen Gas

#### 4.4 Kalorische Zustandsgleichung für inkompressible Fluide

Für inkompressible Fluide gilt  $c_p = c_V = c$ :

$$h_2 - h_1 = c \cdot (T_2 - T_1) + v_0 \cdot (p_2 - p_1)$$

## 5 Der 2. Hauptsatz der Thermodynamik

Der 2. Hauptsatz beschäftigt sich mit der **Entropie** und der **Richtung** von Prozessen.

### 5.1 Die Entropie

**Definition der Entropieänderung:**

$$\Delta S = \frac{\Delta Q_{\text{rev}}}{T}$$

**Der 2. Hauptsatz in Worten:**

2. Hauptsatz

Änderung der Entropie im System =  
+ aus der Umgebung zugeführte Entropie  
– an die Umgebung abgegebene Entropie  
+ während des Prozesses **erzeugte** Entropie

**WICHTIG!**

**Fundamentale Aussage:**

- Entropie kann nur **erzeugt**, aber **nie vernichtet** werden
- Für reale Prozesse gilt **immer**:  $S_{\text{irr}} > 0$
- Für reversible Prozesse:  $S_{\text{irr}} = 0$
- $S_{\text{irr}} < 0$  ist **unmöglich** – der Prozess kann so nicht ablaufen!

### 5.2 Der 2. Hauptsatz - mathematische Form

$$S_{\text{Sys},2} - S_{\text{Sys},1} = S_{Q,12} + S_{\text{diss},12} + S_{m,12} + S_{12}^{\text{irr}}$$

Ausgeschrieben:

$$= \frac{Q_{12}}{T} + \frac{W_{\text{diss},12}}{T} + m \cdot s + S_{12}^{\text{irr}}$$

### 5.3 Das $T, s$ -Diagramm

Das  $T, s$ -Diagramm ist fundamental für die Analyse thermodynamischer Prozesse.

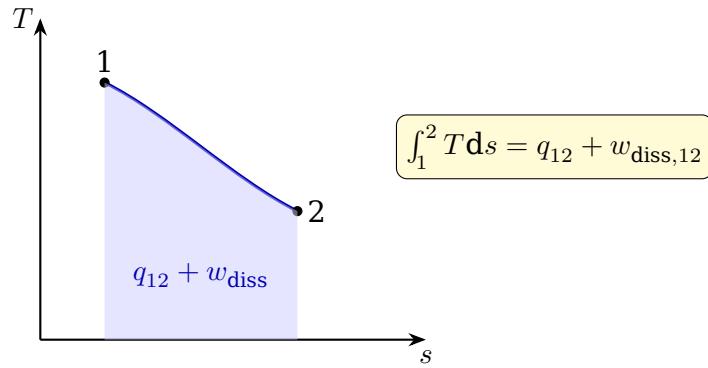


Abbildung 9:  $T, s$ -Diagramm: Die Fläche unter der Kurve entspricht  $q_{12} + w_{\text{diss}}$

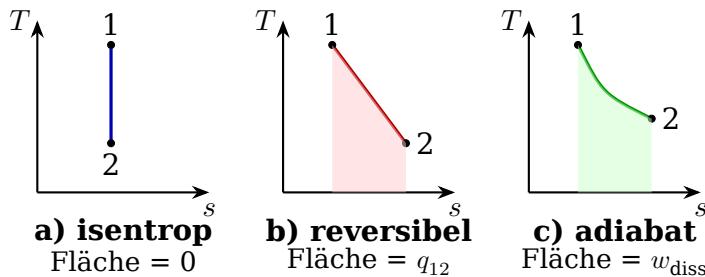


Abbildung 10: Verschiedene Prozesse im  $T, s$ -Diagramm

### 5.3.1 Wichtige Fälle im $T, s$ -Diagramm

Wichtige Zusammenhänge für Klausuren

- Adiabat **und** reversibel  $\Rightarrow$  **isentrop**
- Isentrop muss **nicht** adiabat und reversibel sein!
- Isentrop **und** adiabat  $\Rightarrow$  reversibel
- Isentrop **und** reversibel  $\Rightarrow$  adiabat

## 5.4 Energie und Entropie im Nassdampfgebiet

Bei einer **isobaren Verdampfung**:

**Verdampfungsenthalpie:**

$$\Delta h_V = h'' - h' = T_S \cdot (s'' - s')$$

**Enthalpie im Nassdampfgebiet:**

$$h = (1 - x) \cdot h' + x \cdot h'' = h' + x \cdot \Delta h_V$$

**Entropie im Nassdampfgebiet:**

$$s = s' + x \cdot \frac{\Delta h_V}{T_S}$$

## 5.5 Das $h, s$ -Diagramm (Mollier-Diagramm)

Besonderheiten des h-s-Diagramms

- Kritischer Punkt K liegt **seitlich links**, nicht oben!
- **Isobaren** haben einen *glatten* Verlauf
- **Isothermen** haben *Knicke* an den Phasengrenzen
- Im Nassdampfgebiet fallen Isobaren und Isothermen zusammen

## 5.6 Turbinen und Verdichter

### 5.6.1 Der isentrope Wirkungsgrad

Für **Turbinen** (Entspannung, Arbeit wird abgegeben):

$$\eta_{s,T} = \frac{w_{t,12}}{w_{t,12,rev}} = \frac{h_2 - h_1}{h'_2 - h_1}$$

Für **Verdichter/Pumpen/Kompressoren** (Arbeit wird zugeführt):

$$\eta_{s,V} = \frac{w_{t,12,rev}}{w_{t,12}} = \frac{h'_2 - h_1}{h_2 - h_1}$$

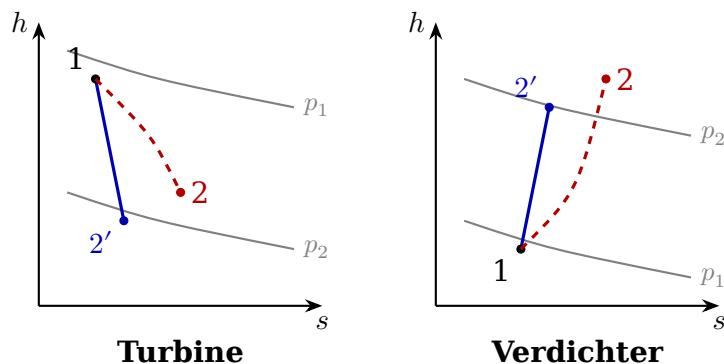


Abbildung 11: Isentroper vs. realer Prozess bei Turbine und Verdichter

Beispiel

### Beispielrechnung: Verdichter

Gegeben: Ideales Gas (Luft),  $\dot{m} = 0,1 \text{ kg/s}$ ,  $R_L = 287,1 \text{ J/(kg}\cdot\text{K)}$ ,  $c_p = 1004 \text{ J/(kg}\cdot\text{K)}$   
Verdichtung von  $p_1 = 1,013 \text{ bar}$  auf  $p_2 = 9,5 \text{ bar}$  bei  $T_1 = 20^\circ\text{C}$ ,  $\eta_{s,V} = 0,9$

**Lösung:**

1. Temperatur bei isentroper Verdichtung:

$$T'_2 = T_1 \cdot \left( \frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{\kappa-1}{\kappa}} = 293,15 \cdot \left( \frac{9,5}{1,013} \right)^{0,286} = 556 \text{ K}$$

2. Antriebsleistung:

$$P = \frac{\dot{m} \cdot c_p \cdot (T'_2 - T_1)}{\eta_{s,V}} = \frac{0,1 \cdot 1004 \cdot (556 - 293,15)}{0,9} = \boxed{29,32 \text{ kW}}$$

## 6 Kreisprozesse

Bei einem **Kreisprozess** kehrt das Arbeitsfluid nach Durchlaufen mehrerer Zustandsänderungen zu seinem Ausgangszustand zurück.

### 6.1 Grundlagen

**Unterscheidung nach Laufrichtung:**

- **Rechtslaufend** (im Uhrzeigersinn im  $p, V$ -Diagramm):  
Wärmezufuhr  $\rightarrow$  Arbeitsabgabe (**Wärmekraftmaschinen**)
- **Linkslaufend** (gegen den Uhrzeigersinn):  
Arbeitszufuhr  $\rightarrow$  Wärmetransport (**Kältemaschinen, Wärmepumpen**)

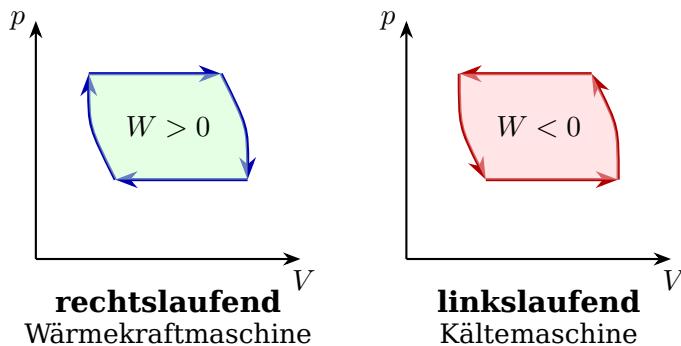


Abbildung 12: Rechts- und linkslaufende Kreisprozesse

#### WICHTIG!

Bei einem **stationären Kreisprozess** gilt:

- An jeder Stelle herrscht der **gleiche Zustand** wie beim letzten Durchlauf
- Die **Netto-Arbeit** entspricht der eingeschlossenen Fläche im  $p, V$ -Diagramm
- Da Anfangs- = Endzustand:  $\Delta U = 0$  und  $\Delta S = 0$  für einen kompletten Zyklus

### 6.2 Der Carnot-Prozess

Der **Carnot-Prozess** ist der ideale, reversible Vergleichsprozess mit dem **höchstmöglichen Wirkungsgrad**.

#### 6.2.1 Die vier Zustandsänderungen

1. **1 → 2: Isotherme Wärmeaufnahme** bei  $T_H$   
Wärme  $q_{12}$  wird bei unendlich kleiner Temperaturdifferenz aufgenommen
2. **2 → 3: Isentrope Expansion**  
Adiabat und reibungsfrei, Temperatur sinkt von  $T_H$  auf  $T_K$

### 3. $3 \rightarrow 4$ : Isotherme Wärmeabgabe bei $T_K$

Wärme  $q_{34}$  wird bei unendlich kleiner Temperaturdifferenz abgegeben

### 4. $4 \rightarrow 1$ : Isentrope Kompression

Adiabat und reibungsfrei, Temperatur steigt von  $T_K$  auf  $T_H$

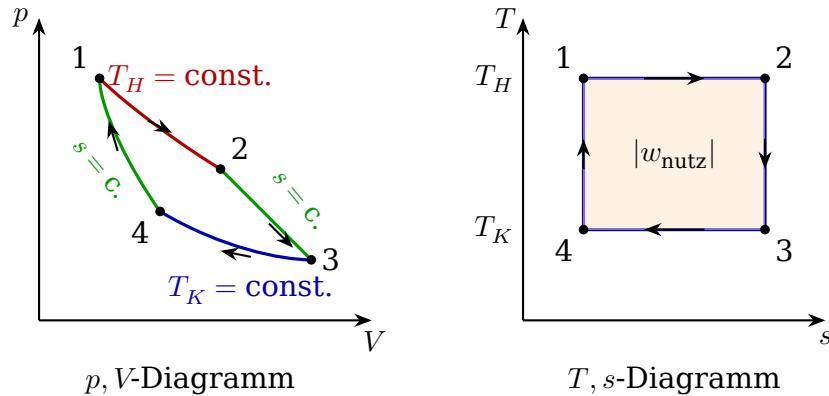


Abbildung 13: Der Carnot-Prozess im  $p, V$ - und  $T, s$ -Diagramm

### 6.2.2 Der Carnot-Wirkungsgrad

**Thermischer Wirkungsgrad des Carnot-Prozesses:**

$$\eta_C = 1 - \frac{T_K}{T_H}$$

Dies ist der **maximal mögliche Wirkungsgrad** für eine Wärmekraftmaschine zwischen den Temperaturen  $T_H$  und  $T_K$ !

Achtung!

Der Carnot-Prozess ist ein **Idealprozess**! Er erfordert:

- Unendlich langsame Prozesse (quasistatisch)
- Unendlich große Wärmetauscher
- Keine Reibung

In der Realität **nicht realisierbar**, aber wichtig als Vergleichsmaßstab!

## 6.3 Der Joule-Prozess (Gasturbinenprozess)

Der Joule-Prozess kann in guter Näherung in **Gasturbinenanlagen** realisiert werden.

### 6.3.1 Offener Joule-Prozess

- Luft wird aus der Umgebung angesaugt

- Im **Verdichter** komprimiert
- In der **Brennkammer** mit Brennstoff vermengt und verbrannt
- In der **Turbine** entspannt
- Abgase werden an die Umgebung abgegeben

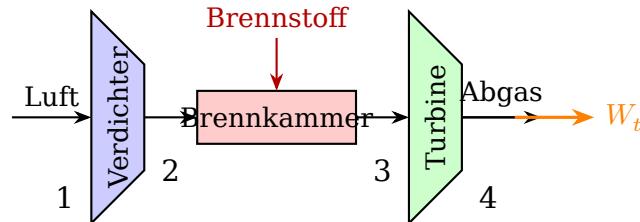


Abbildung 14: Schematische Darstellung des offenen Joule-Prozesses

### 6.3.2 Die vier Zustandsänderungen

#### 1. **1 → 2: Isentrope Kompression**

Gas wird reversibel verdichtet, Druck und Temperatur steigen

#### 2. **2 → 3: Isobare Wärmeaufnahme**

Wärme  $q_{23}$  wird bei konstantem Druck zugeführt (Verbrennung)

#### 3. **3 → 4: Isentrope Expansion**

Gas expandiert reversibel in der Turbine, Druck und Temperatur sinken

#### 4. **4 → 1: Isobare Wärmeabgabe**

Wärme  $q_{41}$  wird bei konstantem Druck abgegeben

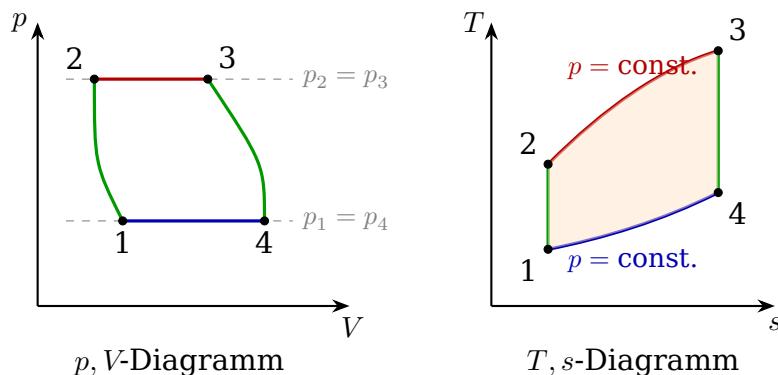


Abbildung 15: Der Joule-Prozess im  $p, V$ - und  $T, s$ -Diagramm

### 6.3.3 Wirkungsgrad des Joule-Prozesses

**Thermischer Wirkungsgrad:**

$$\eta_{\text{Joule}} = 1 - \frac{T_1}{T_2} = 1 - \left( \frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{\kappa-1}{\kappa}} = 1 - \frac{1}{\pi^{\frac{\kappa-1}{\kappa}}}$$

mit dem **Druckverhältnis**  $\pi = p_2/p_1$

Wichtig für die Praxis

Der Wirkungsgrad des Joule-Prozesses steigt mit dem Druckverhältnis  $\pi$ !  
Moderne Gasturbinen arbeiten mit  $\pi \approx 30-40$  und erreichen Wirkungsgrade von ca. 40%.

## 7 Feuchte Luft

### 7.1 Grundbegriffe

Feuchte Luft ist ein **Gemisch aus trockener Luft und Wasser** (als Dampf, Flüssigkeit oder Eis).

#### 7.1.1 Der Wassergehalt

**Definition des Wassergehalts:**

$$x = \frac{m_W}{m_L} = \frac{m_{W,D} + m_{W,F} + m_{W,E}}{m_L}$$

mit:

- $m_W$  = Gesamte Wassermasse (Dampf + Flüssigkeit + Eis)
- $m_L$  = Masse der trockenen Luft
- $m_{W,D}$  = Wasserdampfmasse
- $m_{W,F}$  = Flüssigwassermasse
- $m_{W,E}$  = Eismasse

**WICHTIG!**

Der Wassergehalt  $x$  ist **nicht** das Gleiche wie der Dampfgehalt aus dem Nassdampfgebiet!

#### 7.1.2 Die relative Feuchte

$$\varphi = \frac{p_{W,D}}{p_S}$$

mit:

- $p_{W,D}$  = tatsächlicher Partialdruck des Wasserdampfs
- $p_S$  = Sättigungspartialdruck bei der aktuellen Temperatur

- $\varphi = 0$ : trockene Luft
- $\varphi = 1$  (100%): gesättigte Luft
- $0 < \varphi < 1$ : ungesättigte feuchte Luft

### 7.1.3 Die Wasserdampfbeladung

$$x_{W,D} = \frac{m_{W,D}}{m_L} = \frac{M_W}{M_L} \cdot \frac{p_{W,D}}{p - p_{W,D}}$$

mit  $M_W = 18 \text{ kg/kmol}$  und  $M_L = 28,96 \text{ kg/kmol}$

## 7.2 Stoffwerte feuchter Luft

**Gesamtmasse der feuchten Luft:**

$$m_{\text{feucht}} = m_L + m_W = (1 + x) \cdot m_L$$

**Spezifisches Volumen** (bezogen auf trockene Luft):

$$v_{1+x} = \frac{V}{m_L}$$

Unter Verwendung des **Gesetzes von Dalton**:

$$p = p_L + p_{W,D}$$

## 7.3 Das Mollier- $h_{1+x}, x$ -Diagramm

Das  $h_{1+x}, x$ -Diagramm dient zur Behandlung von Zustandsänderungen feuchter Luft.

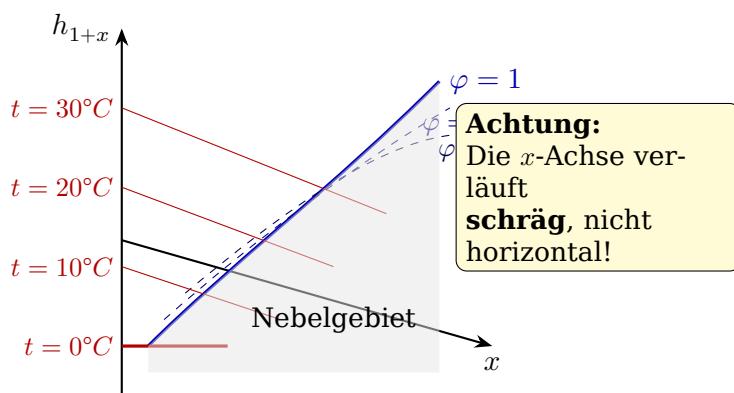


Abbildung 16: Schematische Darstellung des Mollier- $h_{1+x}, x$ -Diagramms

**WICHTIG!**

**Besonderheiten des  $h_{1+x}, x$ -Diagramms:**

- Die  $x$ -Achse verläuft **schräg** (nicht horizontal!)
- Die Isotherme für  $t = 0^\circ\text{C}$  verläuft **waagerecht**
- Linien  $h_{1+x} = \text{const.}$  verlaufen schräg

- Unterhalb der Sättigungslinie ( $\varphi = 1$ ): **Nebelgebiet**

## 8 Formelsammlung

### 8.1 Grundlagen

Größe	Formel
Masse aus Stoffmenge	$m = M \cdot n$
Massenstrom	$\dot{m} = \frac{dm}{d\tau}$
Spezifisches Volumen	$v = \frac{V}{m} = \frac{1}{\rho}$

### 8.2 Thermische Zustandsgleichungen

Ideales Gas:  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$  oder  $p \cdot v = R_i \cdot T$

Van-der-Waals:  $\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = R \cdot T$

Antoine-Gleichung:  $\log_{10}(p_s) = A - \frac{B}{C + T_s}$

Nassdampf:  $v = (1 - x) \cdot v' + x \cdot v''$

### 8.3 1. Hauptsatz

Allgemein:  $\frac{dE_{\text{Sys}}}{d\tau} = \sum \dot{Q} + \sum P + \sum (\dot{m} \cdot e)$

Geschlossenes System:  $U_2 - U_1 = Q_{12} + W_{V,12}$

Offenes System:  $\Delta E = Q_{12} + W_{12} + \sum (m \cdot h)$

Enthalpie:  $h = u + p \cdot v$

Volumenänderungsarbeit:  $W_{V,12} = - \int_1^2 p \, dV$

Technische Arbeit:  $W_{t,12} = \int_1^2 V \, dp$

### 8.4 Kalorische Zustandsgleichungen

$$c_p = c_V + R \quad \kappa = \frac{c_p}{c_V}$$

$$u_2 - u_1 = c_V \cdot (T_2 - T_1) \quad h_2 - h_1 = c_p \cdot (T_2 - T_1)$$

## 8.5 Zustandsänderungen idealer Gase

Prozess	Konstant	Beziehung	Arbeit $w_V$
isotherm	$T$	$p_1 V_1 = p_2 V_2$	$-RT \ln(v_2/v_1)$
isochor	$V$	$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$	0
isobar	$p$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$-p(v_2 - v_1)$
isentrop	$S$	$p v^\kappa = \text{const.}$	$c_V(T_2 - T_1)$

## 8.6 Isentropenbeziehungen

$$\frac{T_1}{T_2} = \left( \frac{v_2}{v_1} \right)^{\kappa-1} = \left( \frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{\kappa-1}{\kappa}}$$

$$p \cdot v^\kappa = \text{const.} \quad T \cdot v^{\kappa-1} = \text{const.}$$

## 8.7 2. Hauptsatz

$$\Delta S = \frac{Q_{\text{rev}}}{T}$$

$$S_{\text{irr}} \geq 0 \quad (= 0 \text{ nur für reversible Prozesse})$$

$$\int_1^2 T \, dS = q_{12} + w_{\text{diss},12}$$

## 8.8 Nassdampfgebiet

$$\Delta h_V = h'' - h' = T_S(s'' - s')$$

$$h = h' + x \cdot \Delta h_V \quad s = s' + x \cdot \frac{\Delta h_V}{T_S}$$

## 8.9 Wirkungsgrade

$$\text{Carnot: } \eta_C = 1 - \frac{T_K}{T_H}$$

$$\text{Turbine: } \eta_{s,T} = \frac{h_2 - h_1}{h'_2 - h_1}$$

$$\text{Verdichter: } \eta_{s,V} = \frac{h'_2 - h_1}{h_2 - h_1}$$

$$\text{Joule: } \eta_{\text{Joule}} = 1 - \left( \frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{\kappa-1}{\kappa}}$$

## 8.10 Feuchte Luft

$$x = \frac{m_W}{m_L} \quad \varphi = \frac{p_{W,D}}{p_S}$$

$$m_{\text{feucht}} = (1 + x) \cdot m_L$$

## 8.11 Wichtige Stoffwerte

Größe	Symbol	Wert
Universelle Gaskonstante	$R$	8,314 J/(mol·K)
Gaskonstante Luft	$R_L$	287,1 J/(kg·K)
$c_p$ Luft	$c_{p,L}$	1004 J/(kg·K)
$c_V$ Luft	$c_{V,L}$	717 J/(kg·K)
$\kappa$ Luft	$\kappa_L$	1,4
Molare Masse Luft	$M_L$	28,96 kg/kmol
Molare Masse Wasser	$M_W$	18,02 kg/kmol

## 9 Hinweise zur Prüfungsvorbereitung

### 9.1 Allgemeine Vorgehensweise

#### 1. Skizze anfertigen!

- Systemgrenzen einzeichnen
- Alle Energie- und Massenströme markieren
- Pfeile für angenommene Richtungen setzen

#### 2. Systemtyp identifizieren

- Offen oder geschlossen?
- Adiabat?
- Stationär oder instationär?

#### 3. Stoffmodell wählen

- Ideales Gas? (Prüfe: moderate Drücke und Temperaturen!)
- Inkompresibles Fluid?
- Reales Fluid (Dampftafeln)?

#### 4. Zustandsänderung erkennen

- Isotherm, isobar, isochor, isentrop?
- Welche Größen bleiben konstant?

#### 5. Bilanzgleichungen aufstellen

- 1. Hauptsatz (Energie)
- 2. Hauptsatz (Entropie) falls nötig
- Kontinuität (Masse) bei offenen Systemen

### 9.2 Typische Fehlerquellen

Achtung!

#### Häufige Klausurfehler:

1. **Einheiten vergessen!** Immer SI-Einheiten verwenden
2. **Kelvin vs. Celsius** – Bei Gasgleichungen IMMER Kelvin!
3. **Überdruck vs. Absolutdruck** – Was ist gefragt?
4. **Vorzeichen bei Arbeit und Wärme**
5. **Ideales Gasgesetz falsch angewendet** – Gültigkeitsgrenzen beachten!
6. **Isentrop  $\neq$  adiabat** – Nur wenn *auch* reversibel!

### 9.3 Checkliste für Kreisprozesse

#### Systematisches Vorgehen bei Kreisprozessen

1. Kreisprozess identifizieren (Carnot, Joule, etc.)
2. Zustandsänderungen zwischen den Eckpunkten bestimmen
3. **Tabelle anlegen:** Für jeden Eckpunkt  $p$ ,  $V$ ,  $T$  eintragen
4. Gegebene Werte eintragen
5. Konstante Größen bei bekannten Zustandsänderungen ergänzen
6. Fehlende Größen aus Zustandsgleichungen berechnen
7. Arbeit und Wärme für jeden Teilprozess berechnen
8. Wirkungsgrad bestimmen

### 9.4 Kontrolle der Ergebnisse

- **Plausibilitätsprüfung:** Ist das Ergebnis physikalisch sinnvoll?
- **Vorzeichen prüfen:** Stimmt die Richtung von Wärme und Arbeit?
- **Größenordnung:** Liegt der Wert im erwarteten Bereich?
- **Bei idealem Gas:**  $\frac{pV}{T} = nR = \text{const.}$  muss für alle Eckpunkte gelten!

„Wenn ihr die Hauptsätze wirklich verstanden habt und die Zustandsänderungen sicher beherrscht, könnt ihr die meisten Thermodynamik-Probleme lösen!“

#### Literaturempfehlung:

Labuhn, D. & Romberg, O.: *Keine Panik vor Thermodynamik!*  
Springer Vieweg Verlag, 6. Auflage  
ISBN 978-3-658-48246-6