

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

1 Grundlagen	4
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
2 Thermische Zustandsgleichungen	8
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
3 Der 1. Hauptsatz der Thermodynamik	13
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
4	Kalorische Zustandsgleichungen	18
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
5	Der 2. Hauptsatz der Thermodynamik	22
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
6	Kreisprozesse	26
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
7	Feuchte Luft	30
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
8	Formelsammlung	33
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
9	Hinweise zur Prüfungsvorbereitung	36
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)

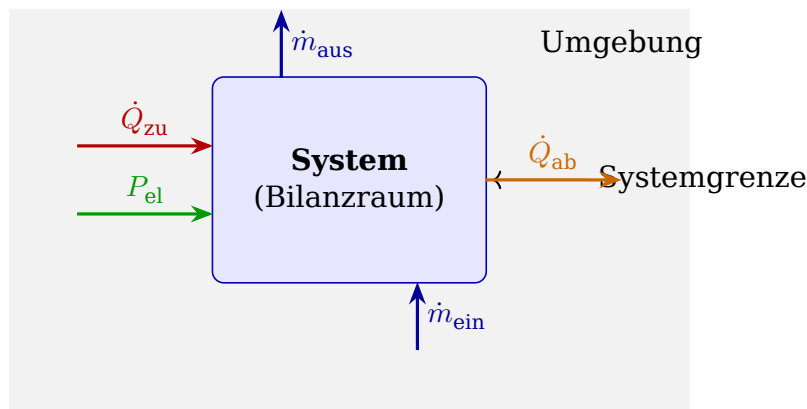


Abbildung 1: System und Umgebung mit Energie- und Massenströmen

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 am 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:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \cdot 1 \frac{\text{kg}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{kg}}{\text{mol}} = 18 \frac{\text{kg}}{\text{mol}}$$

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
isobar	Druck p	$p = \text{const.}$
isotherm	Temperatur T	$T = \text{const.}$
isochor	Volumen V	$V = \text{const.}$
isentrop	Entropie S	$S = \text{const.}$
isenthalp	Enthalpie H	$H = \text{const.}$
adiabat	Wärme Q	$Q = 0$ (kein Wärmeaustausch)

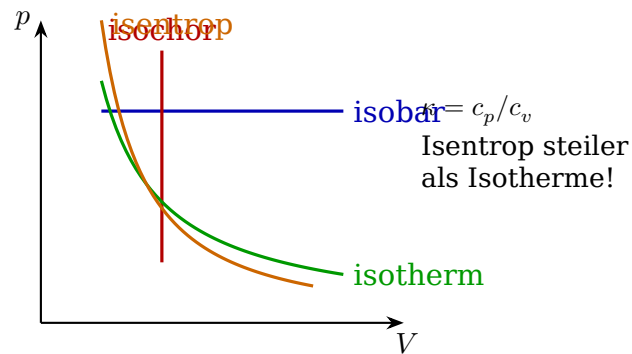


Abbildung 2: Verschiedene Zustandsänderungen im p, V -Diagramm

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_2	2,016	4124
Sauerstoff O_2	32,0	260
Stickstoff N_2	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

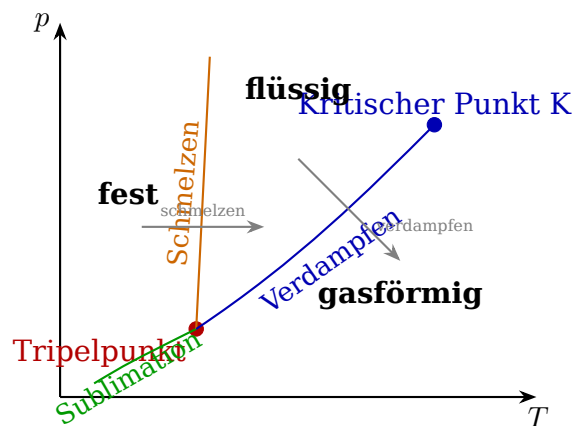


Abbildung 3: p, T -Diagramm mit Phasengrenzen für einen typischen Stoff

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)

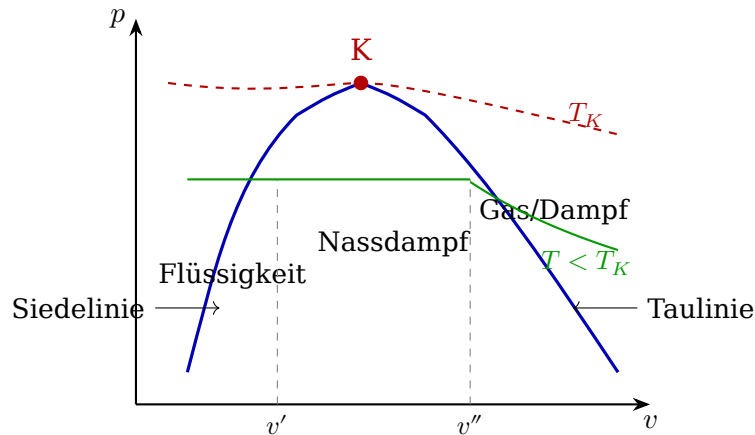


Abbildung 4: p, v -Diagramm mit Nassdampfgebiet

- 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 **Dampf tafeln** 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

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

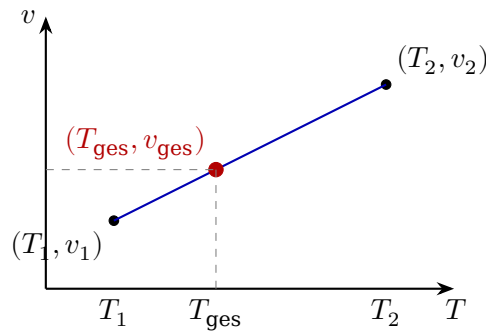


Abbildung 5: Prinzip der linearen Interpolation

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 = **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_{kin} und E_{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 \rightarrow 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! //

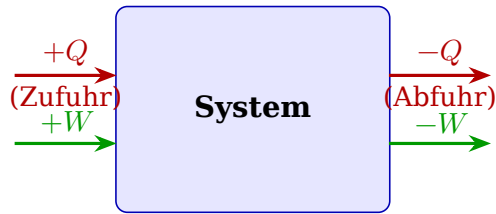


Abbildung 6: Vorzeichenkonvention für Wärme und Arbeit

Systemtyp	Konsequenz
offen	Massenströme können die Systemgrenze passieren
geschlossen	Keine Massenströme ($\dot{m} = 0$)
adiabat	Keine Wärmeströme ($\dot{Q} = 0$)
abgeschlossen	Weder Masse noch Energie passiert die Grenze
stationär	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**:

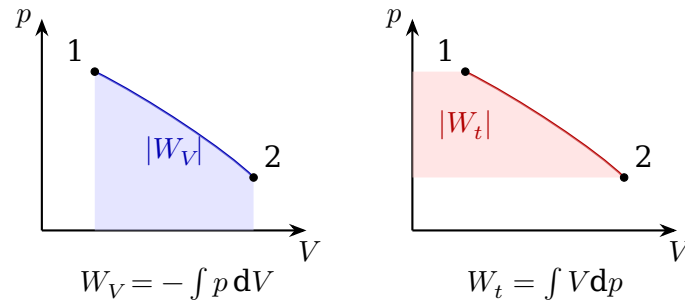


Abbildung 7: Volumenänderungsarbeit (geschl. System) vs. technische Arbeit (offenes System)

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

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

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

- η 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_2 , O_2 , Luft): $\kappa \approx 1,4$
- Dreiatomige Gase (CO_2): $\kappa \approx 1,3$

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:

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

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:

$$p \cdot v^\kappa = \text{const.}$$

und

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

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.

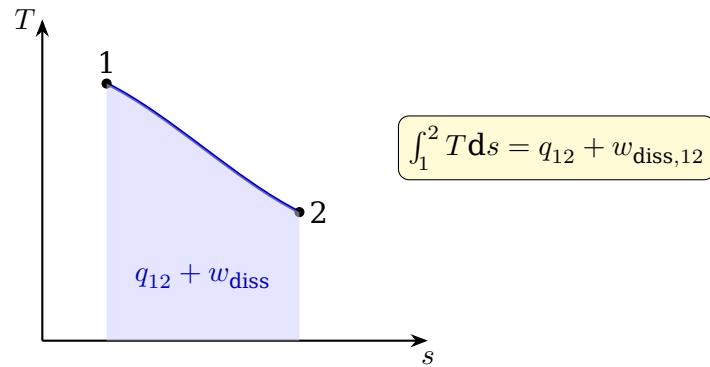


Abbildung 9: T, s -Diagramm: Die Fläche unter der Kurve entspricht $q_{12} + w_{diss}$

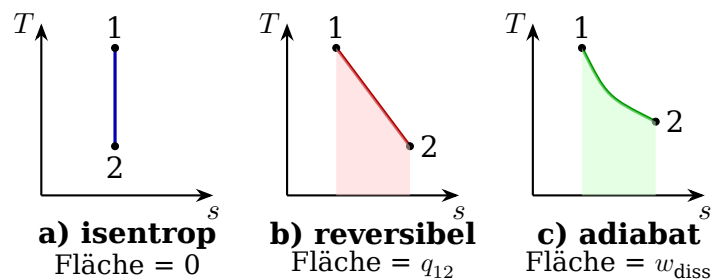


Abbildung 10: Verschiedene Prozesse im T, s -Diagramm

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):

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

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

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

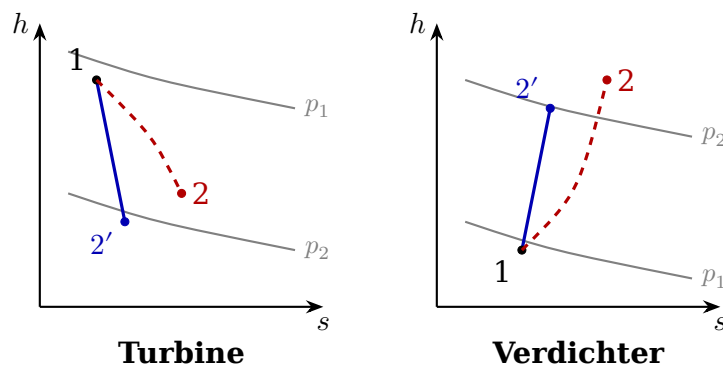


Abbildung 11: Isentroper vs. realer Prozess bei Turbine und Verdichter

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**)

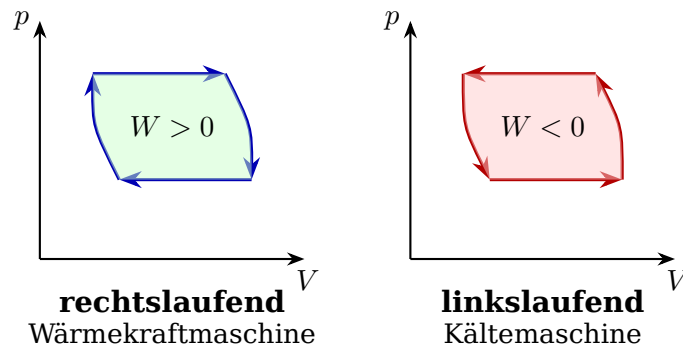


Abbildung 12: Rechts- und linkslaufende Kreisprozesse

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

3. **3 → 4: Isotherme Wärmeabgabe** bei T_K

Wärme q_{34} wird bei unendlich kleiner Temperaturdifferenz abgegeben

4. **4 → 1: Isentrope Kompression**

Adiabat und reibungsfrei, Temperatur steigt von T_K auf T_H

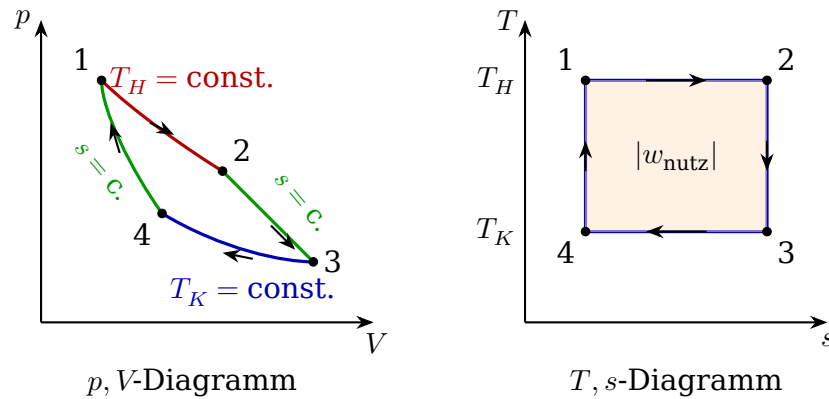


Abbildung 13: Der Carnot-Prozess im p, V - und T, s -Diagramm

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

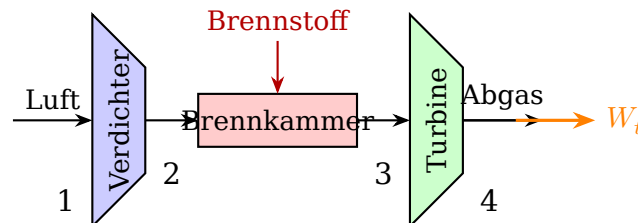


Abbildung 14: Schematische Darstellung des offenen Joule-Prozesses

6.3.2 Die vier Zustandsänderungen

- 1 → 2: Isentrope Kompression**
Gas wird reversibel verdichtet, Druck und Temperatur steigen
- 2 → 3: Isobare Wärmeaufnahme**
Wärme q_{23} wird bei konstantem Druck zugeführt (Verbrennung)
- 3 → 4: Isentrope Expansion**
Gas expandiert reversibel in der Turbine, Druck und Temperatur sinken
- 4 → 1: Isobare Wärmeabgabe**
Wärme q_{41} wird bei konstantem Druck abgegeben

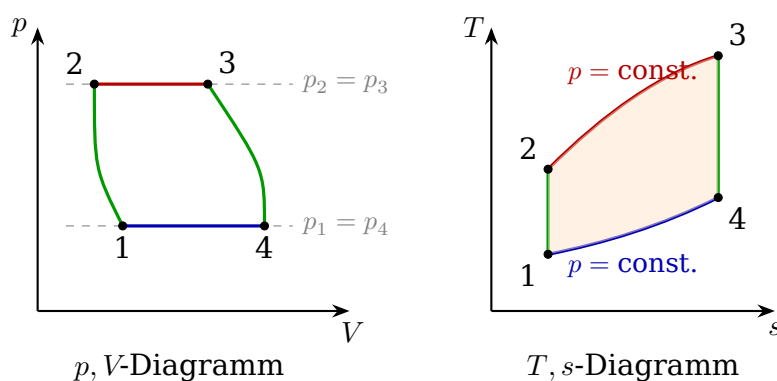


Abbildung 15: Der Joule-Prozess im p, V - und T, s -Diagramm

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 π !
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.

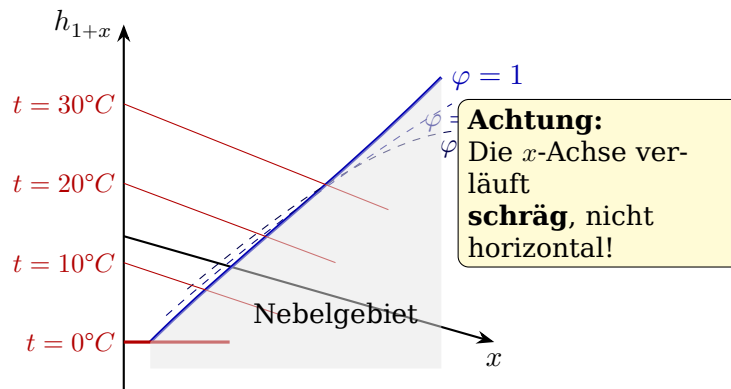


Abbildung 16: Schematische Darstellung des Mollier- h_{1+x}, x -Diagramms

WICHTIG!

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

- Die x -Achse verläuft **schräg** (nicht horizontal!)
- Die Isotherme für $t = 0^\circ\text{C}$ verläuft **waagrecht**
- 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	$pv^\kappa = \text{const.}$	$c_V(T_2 - T_1)$

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

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

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

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

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)
κ Luft	κ_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!)
- Inkompressibles Fluid?
- Reales Fluid (Dampf tafeln)?

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