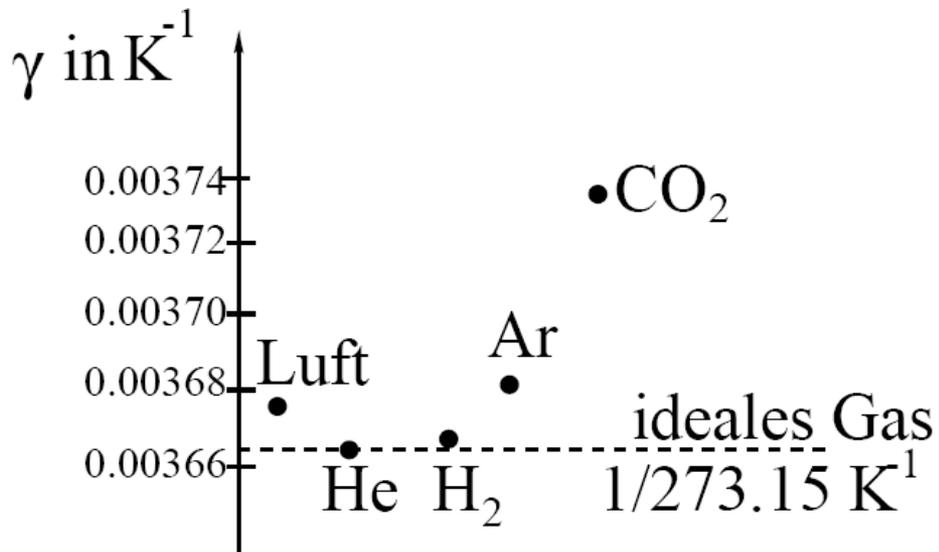
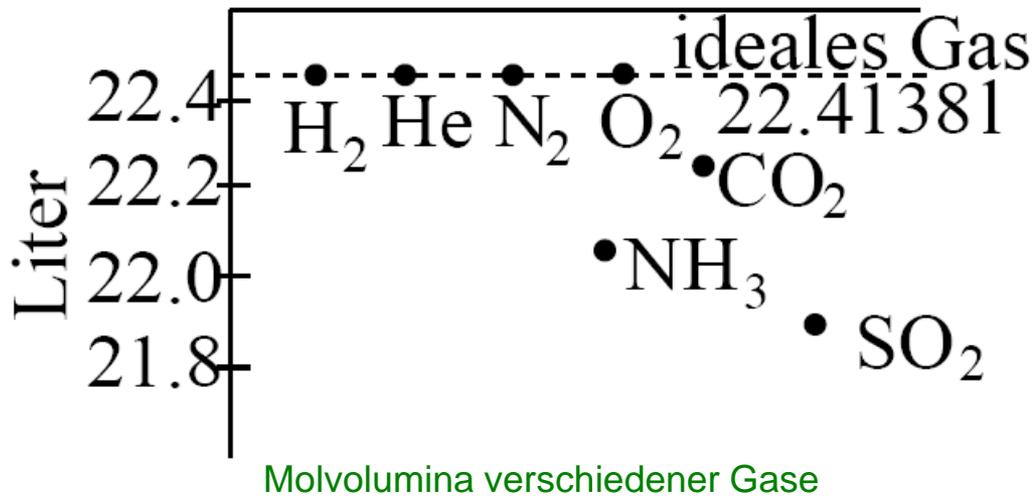
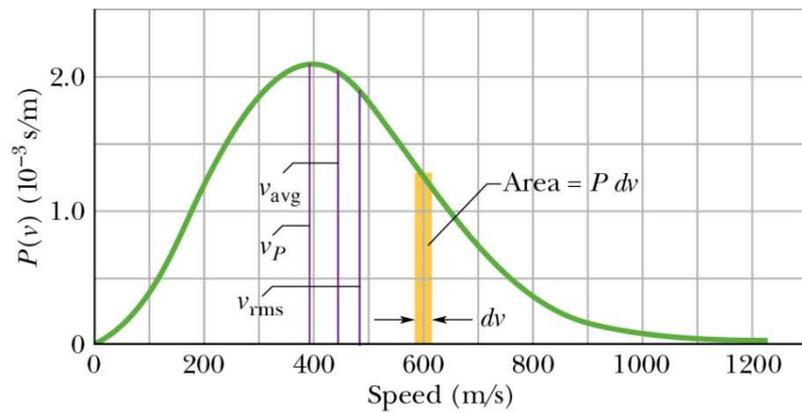


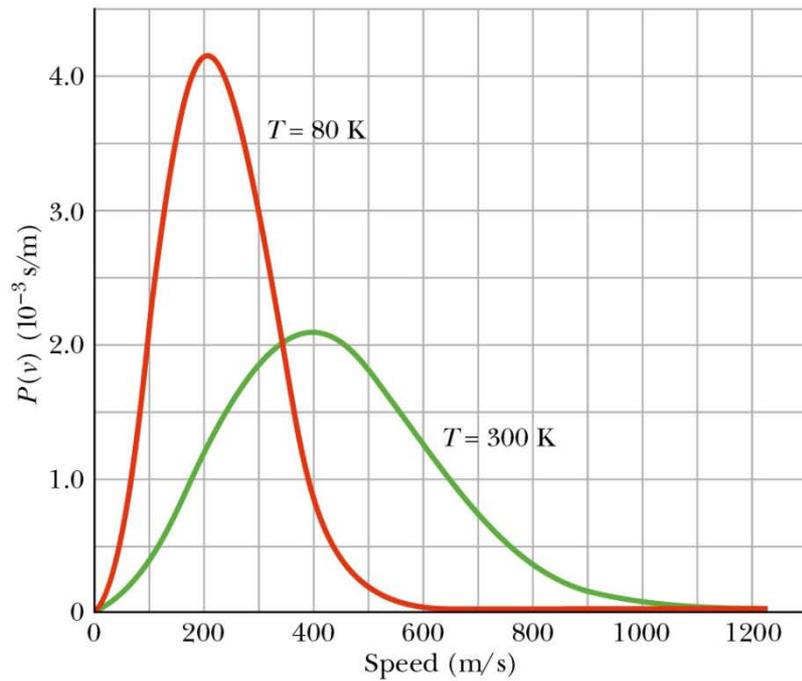
15. Kinetische Gastheorie und Thermodynamik von Gasen

- 15.1 Zustandsgleichung idealer Gase, makroskopische Beschreibung
- 15.2 Kinetische Gastheorie, mikroskopische Beschreibung
- 15.3 Geschwindigkeitsverteilung der Gasmoleküle
- 15.4 Innere Energie und Wärmekapazität von Gasen, Gleichverteilungssatz
- 15.5 Zustandsänderungen von Gasen





(a)



(b)

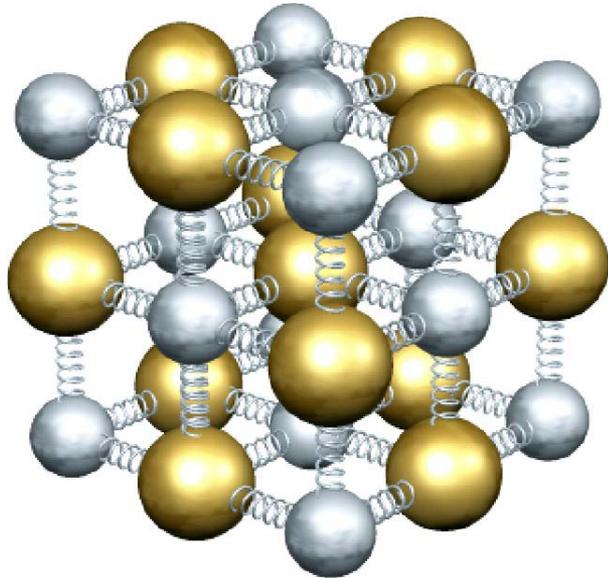
Maxwell-Boltzmannsche Geschwindigkeitsverteilung

Molare Wärmekapazitäten von Gasen (bei Zimmertemperatur)

Gas	C_p in J/(mol·K)	C_V in J/(mol·K)	C_p/C_V	$C_p - C_V$ in J/(mol·K)
Helium	20.95	12.62	1.66	8.33
Neon	20.62	12.57	1.64	8.04
Argon	20.91	12.60	1.66	8.31
Krypton	20.70	12.32	1.68	8.38
Xenon	20.89	12.58	1.66	8.31
Quecksilberdampf	21.00	12.57	1.67	8.43
O ₂	29.21	20.86	1.40	8.35
N ₂	28.62	20.44	1.40	8.18
H ₂	28.70	20.35	1.41	8.35
HCl	29.62	21.01	1.41	8.61
CO	29.32	20.94	1.40	8.38
CO ₂	37.22	28.41	1.31	8.81
N ₂ O	36.85	28.57	1.29	8.28

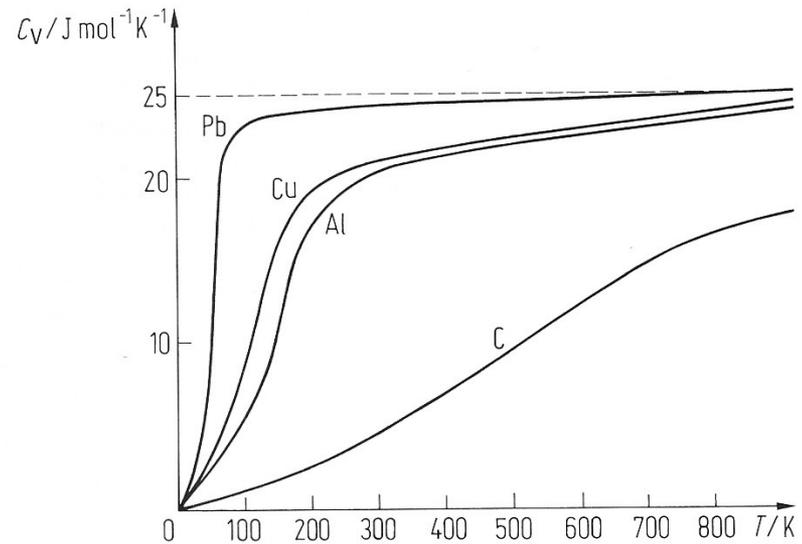
Spezifische und molare Wärmekapazitäten einiger Stoffe bei 25 °C

Stoff	molare Masse M_n in g/mol	spezifische Wärmekapazität c in J/(g · K)	molare Wärmekapazität C_p bei konstantem Druck in J/(mol · K)
Bor	10.811	1.026	11.1
Kohlenstoff (Graphit)	12.01	0.712	8.54
Silizium	28.086	0.708	19.8
Eisen	55.85	0.448	25.1
Nickel	58.71	0.444	26.1
Kupfer	63.54	0.386	24.5
Zink	65.37	0.389	25.4
Palladium	106.4	0.245	26.0
Silber	107.87	0.237	25.5
Cadmium	112.40	0.231	25.9
Zinn	118.69	0.222	26.4
Antimon	121.75	0.207	25.2
Jod	126.90	0.215	54.5
Platin	195.09	0.133	25.9
Gold	196.97	0.129	25.4
Quecksilber	200.59	0.140	28.0
Blei	207.19	0.128	26.5
Bismut	208.98	0.122	25.6
Natriumchlorid	58.5	0.879	51.5
Wasser	18.02	4.178	75.2

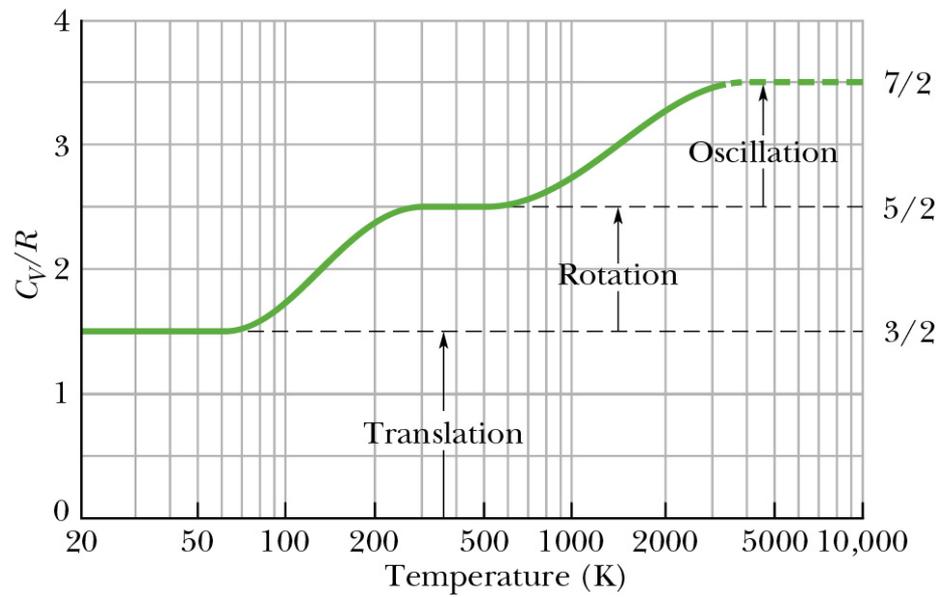


Aus: Tipler/Mosca: Physik, 6. Auflage © Spektrum Akademischer Verlag 2009

Modell eines Festkörpers, bei dem die Atome durch Federn miteinander verbunden sind. Seine innere Energie besteht aus den kinetischen und den potentiellen Schwingungsenergien aller Moleküle.



Temperaturabhängigkeit der molaren Wärmekapazität fester Stoffe



Spezifische Wärme von H_2
als Funktion der Temperatur

15.5 Zustandsänderungen von Gasen

In der Thermodynamik werden vier Größen benutzt, um Zustandsänderungen von Gasen zu beschreiben:

Druck P

Volumen V

Temperatur T

Wärmezufuhr ΔQ

Wird jeweils eine der Größen P , V oder T konstant gehalten, bzw. findet kein Wärmeaustausch mit der Umgebung statt ($\Delta Q = 0$), finden spezielle Zustandsänderungen statt, die im Folgenden beschrieben werden:

(a) Isochore Prozesse ($V=\text{const}$)

$V=\text{const} \rightarrow$ keine Volumenarbeit $dV = 0$

$$dQ = dU = C_V \cdot dT \quad C_V = \left. \frac{dU}{dT} \right|_{V=\text{const}}$$

Die von Außen zugeführte Wärmemenge wird vollständig zur Erhöhung der inneren Energie verwendet.

(b) Isobare Prozesse ($P=\text{const}$)

erster Hauptsatz \rightarrow

$$dQ = dU + P \cdot dV = dH = C_P \cdot dT \quad (H=\text{Enthalpie})$$

Die von Außen zugeführte Wärmemenge wird teilweise zur Expansion genutzt und trägt nicht vollständig zur Erhöhung der inneren Energie bei.

Wie bereits bekannt: $C_P = \left(\frac{dH}{dT}\right)_{P=\text{const}} > C_V$

(c) Isothermer Prozess ($T=\text{const}$)

vgl. Kap. 15.1

$$T=\text{const} \rightarrow dU = 0$$

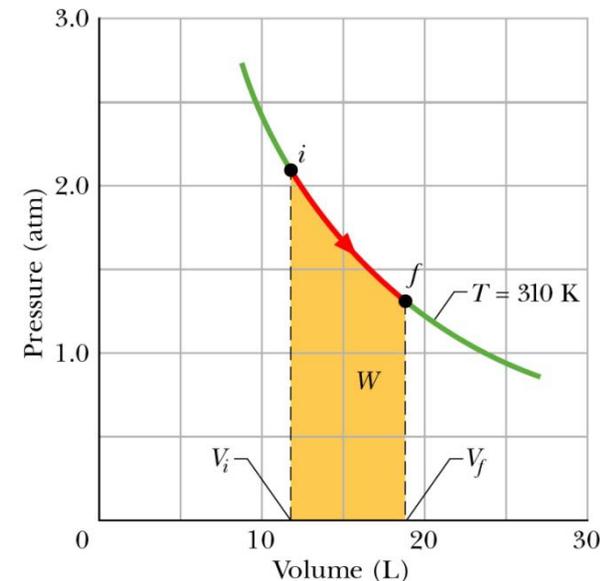
da die innere Energie nur von T , nicht jedoch von P und V abhängen

$$\rightarrow dQ = P \cdot dV$$

Die dem System zugeführte Wärme wird vollständig in Volumenarbeit umgewandelt.

Arbeit (vgl. Kap. 15.1)

$$W_{\text{isotherm}} = - \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV = -n \cdot R \cdot T \ln \frac{V_2}{V_1}$$



(d) Adiabatische Prozesse ($dQ = 0$)

Das System tauscht keine Wärme mit seiner Umgebung aus.

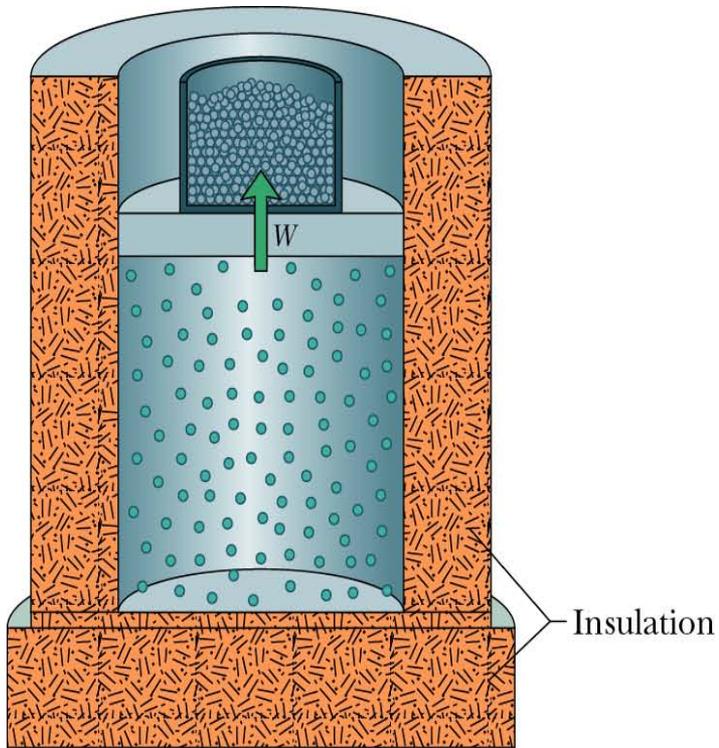
Adiabatengleichungen:

Definierter Adiabatenindex $\gamma := \frac{C_P}{C_V}$

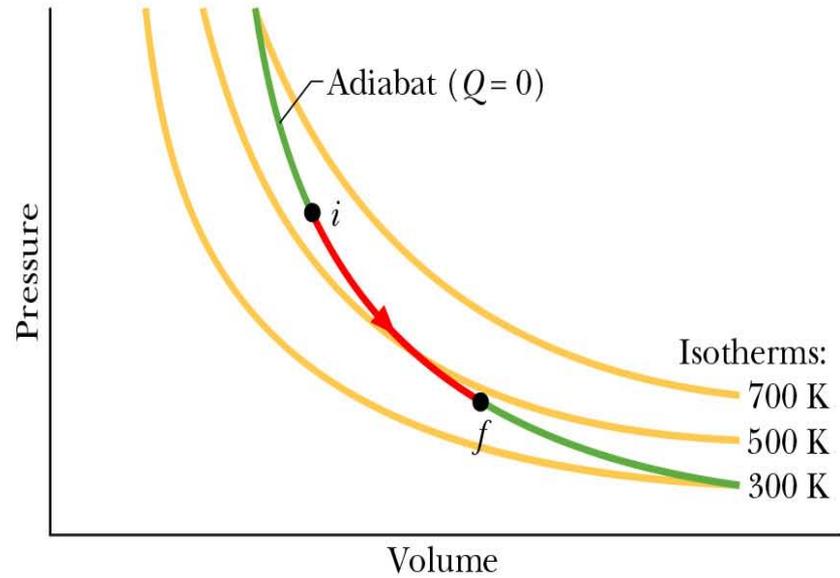
→
$$\boxed{T \cdot V^{\gamma-1} = \text{const}}$$

oder wegen $T = \frac{P \cdot V}{R}$

$$\boxed{P \cdot V^\gamma = \text{const}}$$

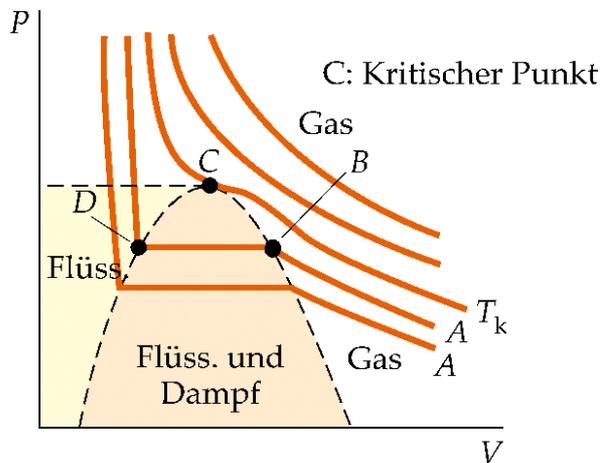


(a)



(b)

Adiabatische Zustandsänderung



Aus: Tipler/Mosca: Physik, 6. Auflage © Spektrum Akademischer Verlag 2009

Die p - v -Isothermen einer Substanz, die flüssig und gasförmig vorliegen kann. Die Substanz ist oberhalb ihrer kritischen Temperatur T_k bei allen Drücken gasförmig. Hier, also außerhalb des Bereichs, in dem Flüssigkeit und Dampf nebeneinander vorliegen, folgen die Isothermen recht gut der Van-der-Waals-Gleichung. Die waagerechten Kurvenstücke innerhalb des orangefarben gekennzeichneten Bereichs geben den jeweiligen Dampfdruck an; das ist der Druck, bei dem Gas und Flüssigkeit im Gleichgewicht miteinander stehen. Links von diesem Bereich, hier gelb schattiert, liegt die Substanz unterhalb der kritischen Temperatur flüssig vor und ist fast nicht kompressibel (das ist an der in diesem Bereich sehr großen Steigung der Kurven abzulesen).