



3 Der Erste Hauptsatz der Thermodynamik



3.1 Wärmekapazität

3.2 Innere Energie

3.3 Arbeit, Wärme und Innere Energie

3.4 Ideale Gase

(innere Energie, Druck-Volumenarbeit, Wärmekapazitäten)

3.5 Wärmekapazität von Festkörpern/Metallen

3.6 Reversible adiabatische Prozesse

3.7 Ergänzung - Partialdruck



Erwärmen um ΔT : von 20° auf 30°

1 l Wasser : 41,82 kJ

5 l Wasser : 209,1 kJ

1 kg Eisen : 4,52 kJ

Die benötigte Wärme ΔQ

steigt proportional mit der Temperaturerhöhung ΔT

ist proportional zur Masse m der Substanz

ist vom Material abhängig.

$$\Delta Q = c m \Delta T ;$$

c : spezifische Wärmekapazität

$$[Q] = 1 \text{ J}; \quad (\text{früher: } 1 \text{ cal})$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$



Weitere Formulierungen:

$$\Delta Q = c m \Delta T;$$

c : spezifische Wärmekapazität

$$\Delta Q = C \cdot \Delta T;$$

C : Wärmekapazität des Körpers

$$\Delta Q = \nu c_{mol} \Delta T;$$

c_{mol} : molare Wärmekapazität

Die **Wärmekapazität C** eines Körpers gibt an, wie viel Energiezufuhr ΔQ (Wärme) nötig ist, um die Temperatur eines Körpers um 1 K zu erhöhen.

Die **spezifische Wärmekapazität $c = C/m$** ist die Wärmekapazität pro Masseneinheit.

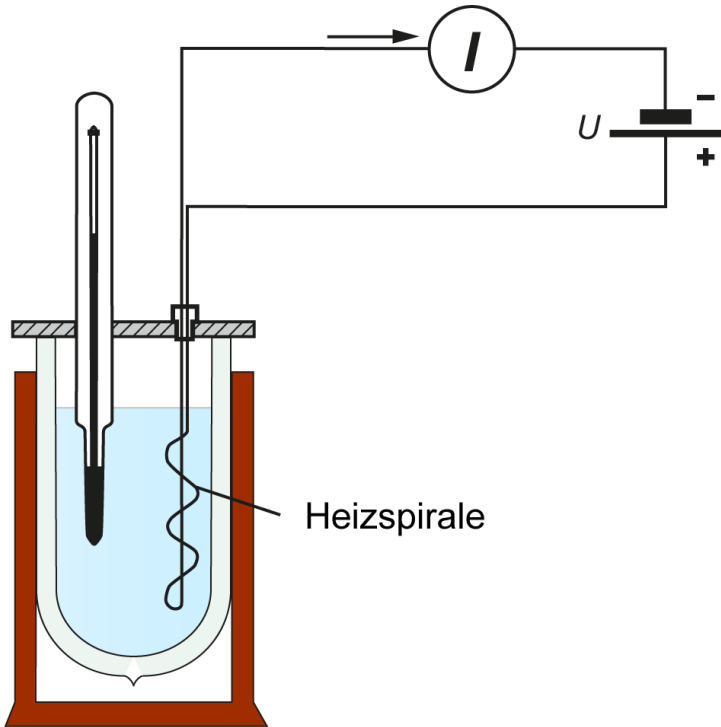
Die **molare Wärmekapazität c_{mol}** ist die Wärmekapazität von einem Mol.



Spezifische Wärmekapazitäten verschiedener Materialien:

Material	Aluminium	Eisen	Kupfer	Wasser	Hg	Petroleum
$c / \text{kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$	0,896	0,452	0,382	4,182	0,139	2,14

Berechnen der spezifische Wärmekapazität von Wasser (Bsp. Harten S.135)



Daten aus dem Experiment:

$$m_w = 200 \text{ g};$$

$$U_0 = 10 \text{ V};$$

$$I_0 = 4,7 \text{ A};$$

$$\Delta t = 50 \text{ s};$$

$$\vartheta_1 = 18,3 \text{ }^\circ\text{C};$$

$$\vartheta_2 = 21,1 \text{ }^\circ\text{C};$$

Versuchsaufbau zur Bestimmung
der spezifischen Wärmekapazität
von Wasser



Kalorimetrie (Bestimmung der spezifischen Wärmekapazität)



- > Energiebilanzgleichung ansetzen
- > siehe Rechenübungen



"Latente Wärme" und Phasenübergänge

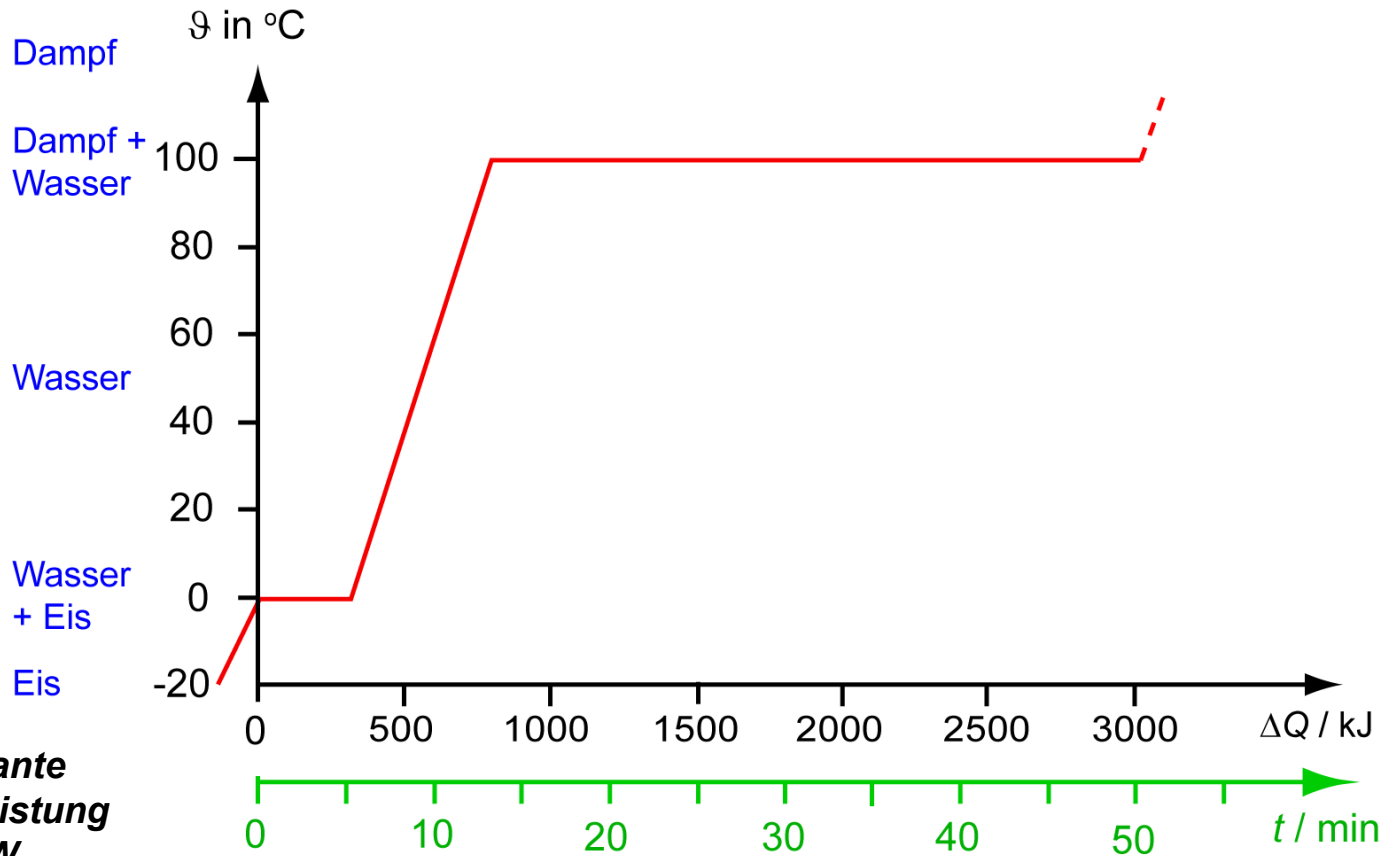
Schmelzwärme

Verdampfungswärme



Phasenübergänge und latente Wärme

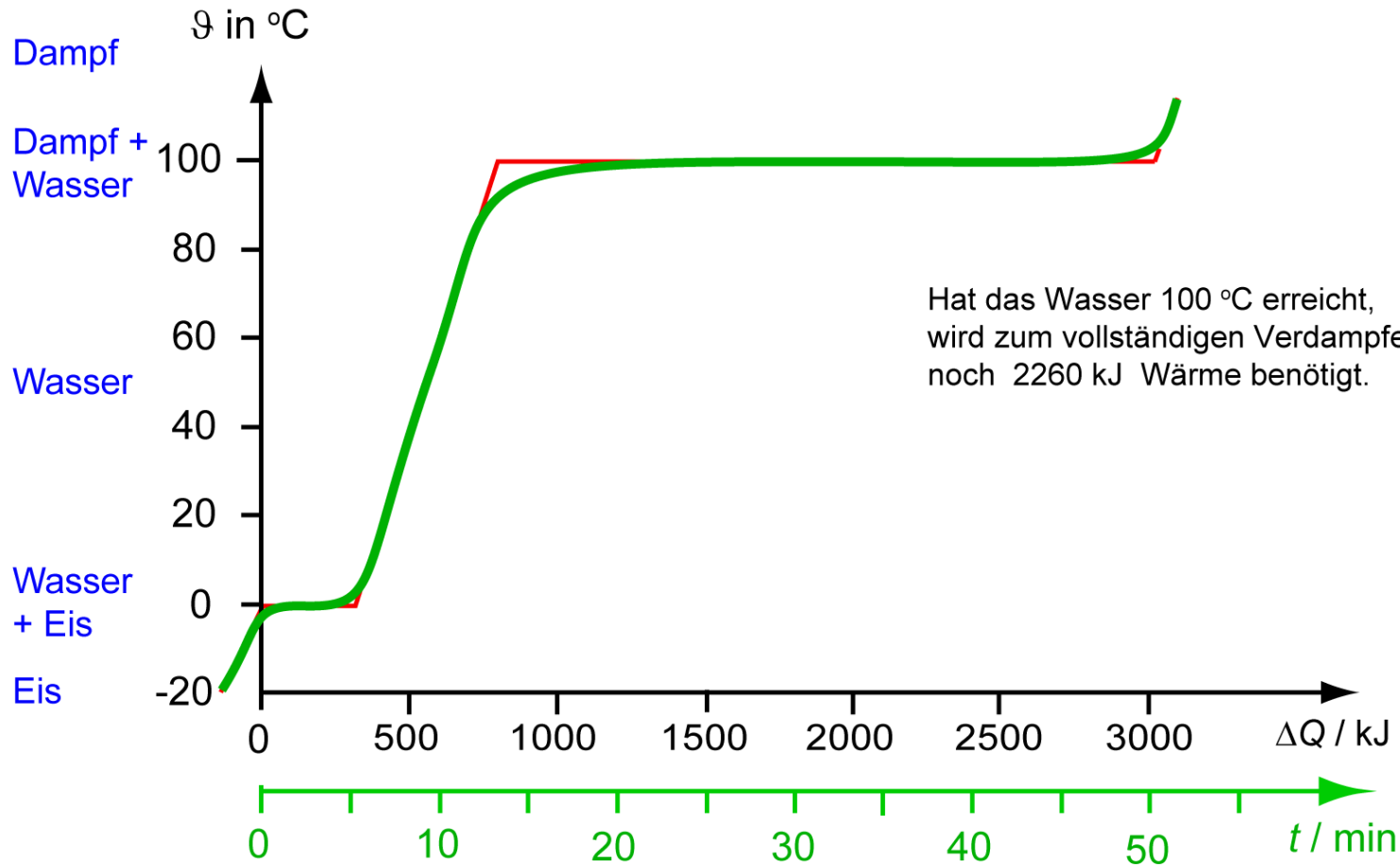
1000 g "Wasser" werden erwärmt





Phasenübergänge und latente Wärme

1000 g "Wasser" werden erwärmt






Schmelzwärme, Verdampfungswärme (latente Wärmen)

Schmelzen:

$$Q_S = \lambda_S \cdot m$$

λ_S : spezifische Schmelzwärme



Die spezifische Schmelzwärme gibt die Energie an, die nötig ist, (bei seiner Schmelztemperatur) um 1 kg eines festen Stoffes zu verflüssigen.



Schmelzwärme, Verdampfungswärme (latente Wärmen)

Schmelzen:

$$Q_S = \lambda_S \cdot m$$

spezifische Schmelzwärme λ_S	
Wasser	333,5 kJ/kg
Eisen	268 kJ/kg
Gold	63 kJ/kg
Wachs	176 kJ/kg

Alltagsrelevanz: Blüten in kalten Frühjahresnächten



Schmelzwärme, Verdampfungswärme (latente Wärmen)

Verdampfen:

$$Q_V = \lambda_V \cdot m$$

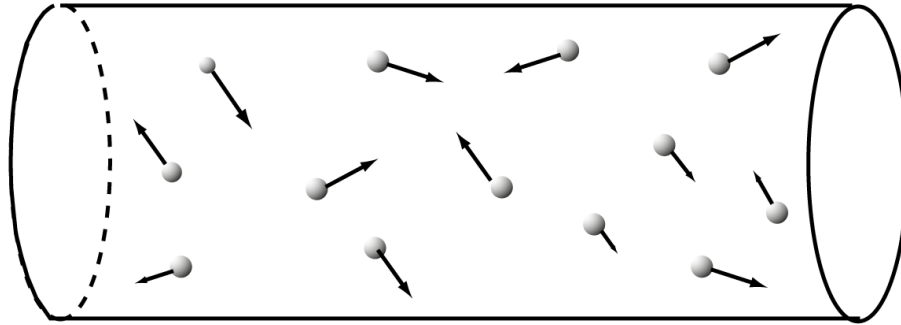
Die spezifische Verdampfungswärme gibt an, wieviel Energie nötig ist, um 1 kg einer Flüssigkeit (bei seiner Siedetemperatur) zu verdampfen.

spezifische Verdampfungswärme λ_V	
Wasser	2253 kJ/kg
Stickstoff	201 kJ/kg
Hg	283 kJ/kg

Alltagsrelevanz: Kochen (Siedetemperatur), "Schutz"



3.2 Die Innere Energie U



Die innere Energie U ist eine Zustandsgröße zur Beschreibung der gesamten mikroskopischen Energie eines Körpers oder einer Substanz.

Sie umfasst die Energien in Bezug zu dem Massenmittelpunktsystem.

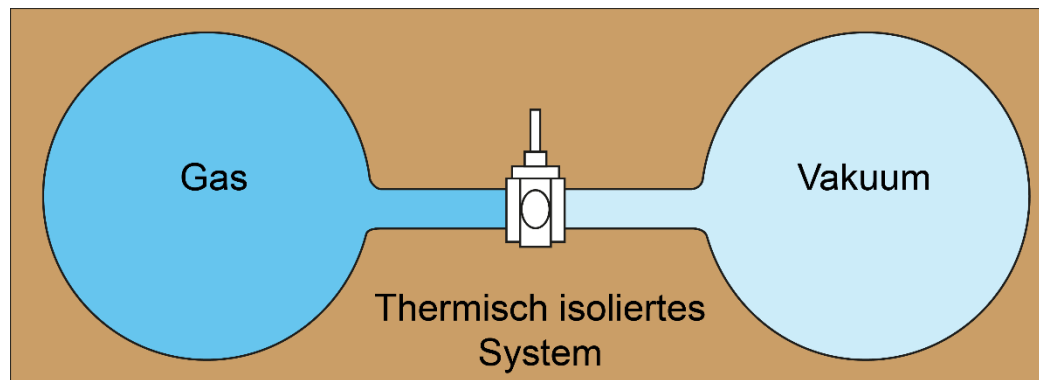
Einbezogen sind die kin. Energie der ungeordneten Bewegung, Rotations- und Schwingungsenergien der Teilchen, potentielle Energie der Wechselwirkungen, chem. Bindungsenergien, ...

3 Erster Hauptsatz der Thermodynamik

3.2 Die Innere Energie U



Die innere Energie hängt von der molekularen Struktur der Substanz ab. Beim idealen Gas ist sie nur durch die kinetischen Energien der Teilchen und damit nur von der Temperatur abhängig (nicht von Volumen und Druck).



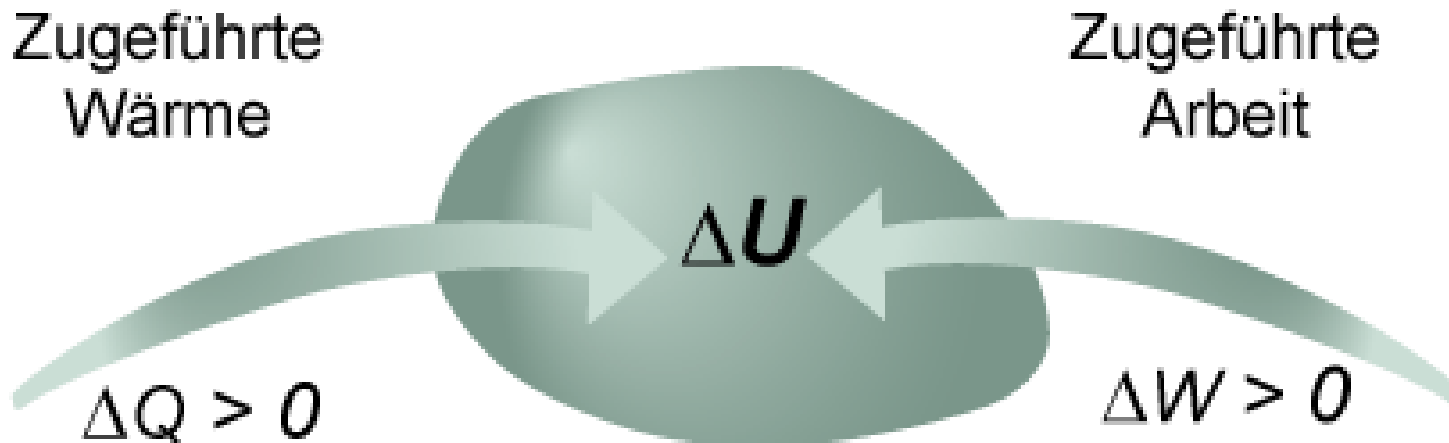
Wird in der gezeichneten Anordnung der Hahn in dem Verbindungsrohr geöffnet, so strömt ideales Gas in das Vakuum.

Dabei ändert sich die innere Energie nicht und auch nicht die Temperatur.

!!! Das gilt nur für ein ideales Gas !!!



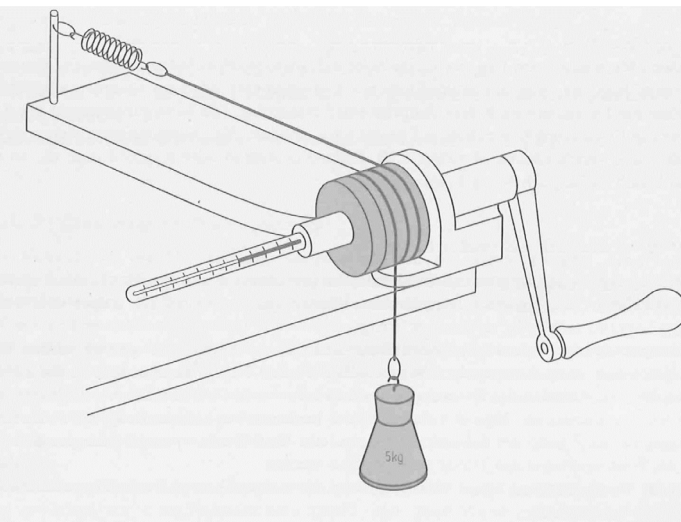
Die Änderung der inneren Energie ΔU
ist durch Wärmezufuhr und durch mechanische Arbeit möglich.



?



Vorversuch: Hände reiben



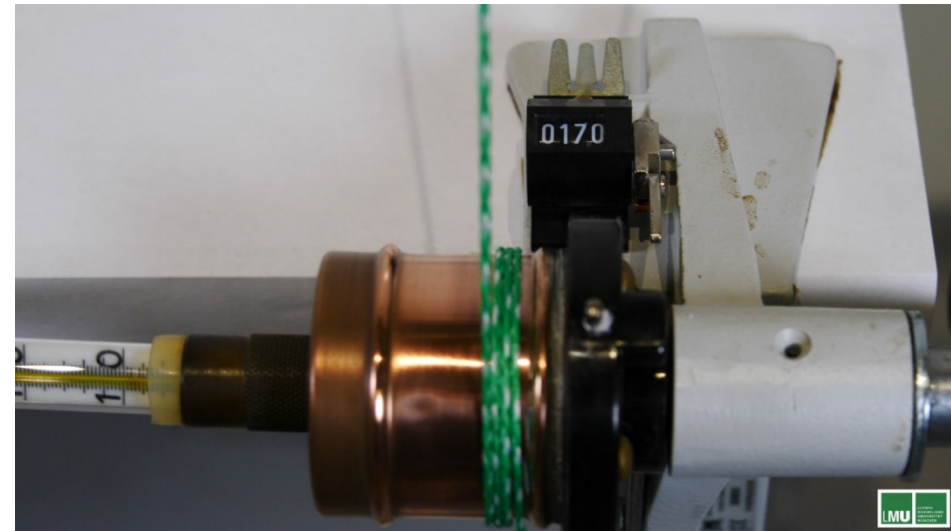
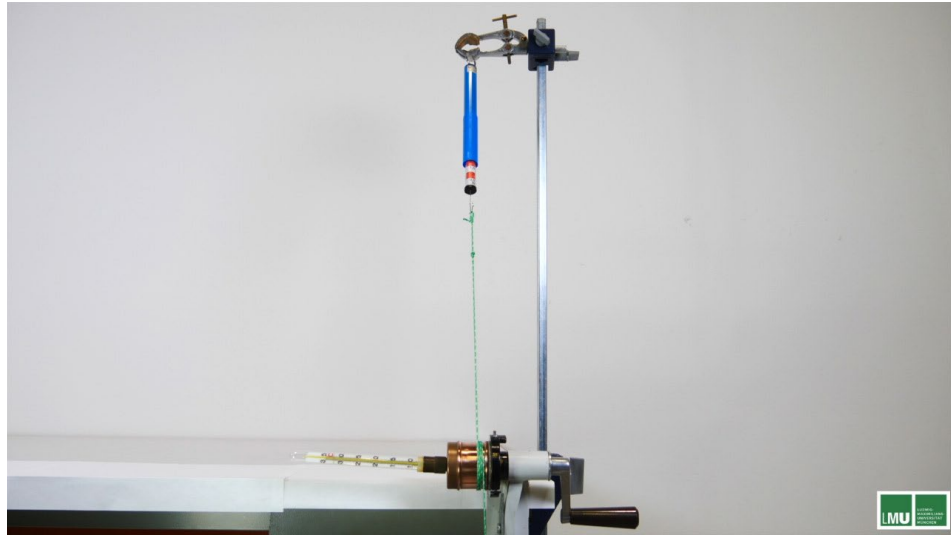
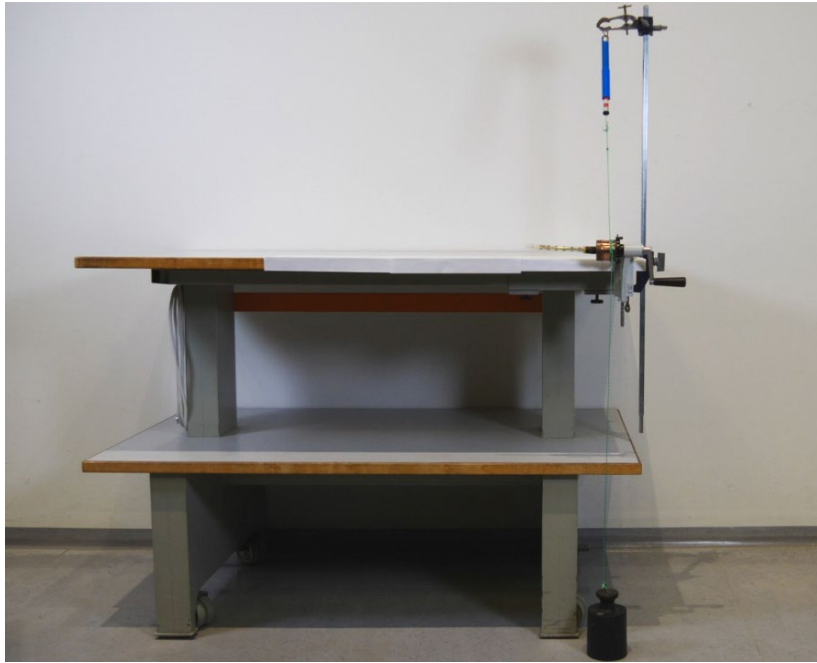
aus Handbuch des Physikunterrichts, S. 97

[Link zum Experiment:](https://www.didaktikonline.physik.uni-muenchen.de/EP2_W_Video/3-3-Mech_Waermeaquivalent-K-1.m4v)

https://www.didaktikonline.physik.uni-muenchen.de/EP2_W_Video/3-3-Mech_Waermeaquivalent-K-1.m4v

3 Erster Hauptsatz der Thermodynamik

3.3 Arbeit, Wärme und innere Energie





Bilanz:

Arbeit

? = ?

Wärmezufuhr

$$m \cdot g \cdot n \cdot 2\pi r = c_{H_2O} \cdot m \cdot \Delta\vartheta + c_{Cu} \cdot m \cdot \Delta\vartheta$$

n : Anzahl der Umdrehungen
 m : Masse des Kupferzylinders
 c : Wärmekapazitäten

Der Versuch zeigt die "Gleichwertigkeit" / Äquivalenz einer Zufuhr von mechanischer **Arbeit** und **Wärme**.



1. Hauptsatz der Thermodynamik

$$\Delta U = Q + W$$

$$dU = \delta Q + \delta W$$

Anmerkung:

Der absolute Wert der inneren Energie lässt sich nicht angeben.
Deshalb bezieht sich der erste Hauptsatz auf die Änderungen.

Heron von Alexandria

Erfindung der Aeolipile,
auch Heronsball genannt



Heronin aeolipiili

3 Erster Hauptsatz der Thermodynamik

3.3 Arbeit, Wärme und innere Energie



Volumenarbeit beim Verdampfen



[Link zum Experiment:](https://www.didaktikonline.physik.uni-muenchen.de/EP2_W_Video/3-4-Verdampfen-Heron-K-1.m4v)

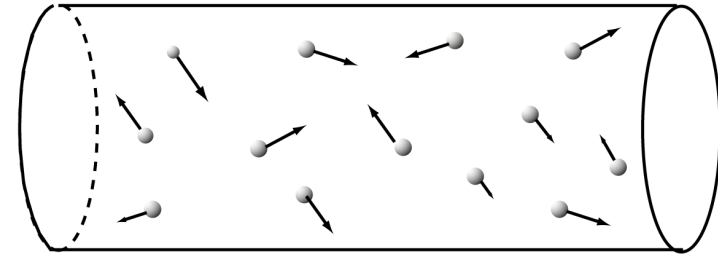
https://www.didaktikonline.physik.uni-muenchen.de/EP2_W_Video/3-4-Verdampfen-Heron-K-1.m4v



Ideale Gase (2)

- a) **innere Energie**
- b) **Druck-Volumen-Arbeit**
- c) **Wärmekapazität**

a) innere Energie von (eiatomigen) idealen Gasen



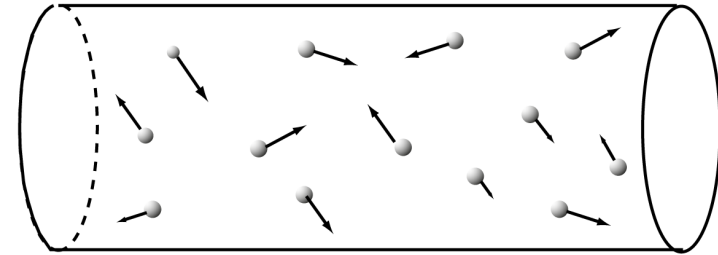
nur kinetische Energie der Teilchen zu berücksichtigen:

$$\text{für 1 Teilchen: } \langle E_{kin} \rangle = \frac{3}{2} k_B T ;$$

Die innere Energie hängt beim idealen Gas
nur von der Temperatur ab.



a) innere Energie von (eiatomigen) idealen Gasen



nur kinetische Energie der Teilchen zu berücksichtigen:

$$\text{für 1 Teilchen: } \langle E_{kin} \rangle = \frac{3}{2} k_B T ;$$

$$\text{für 1 Mol: } U = \frac{3}{2} N_A k_B T = \frac{3}{2} R T ;$$

$$\text{für } n \text{ Mol: } U = n \cdot \frac{3}{2} R T ;$$



Freiheitsgrade und Gleichverteilungssatz (Äquipartitionsprinzip):

Freiheitsgrade beschreiben, in wie vielen erlaubten Formen die Teilchenenergien auftreten können.

Im thermischen Gleichgewicht verteilt sich die Energie gleichmäßig auf die Freiheitsgrade.

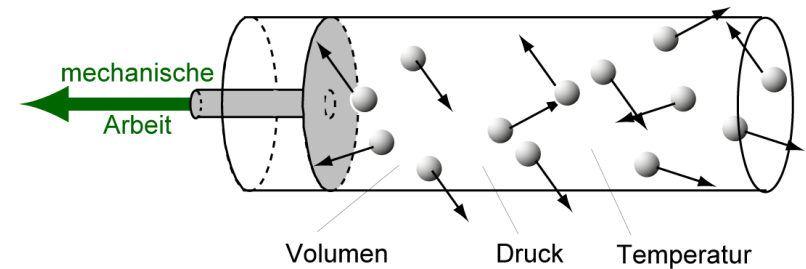
mittlere Energie pro Freiheitsgrad: $\langle E \rangle = \frac{1}{2} k_B T$

Also:

thermische Energie eines einatomigen idealen Gases
(Bew. in 3 Raumrichtungen)

Für 1 Mol: $U_{th} = N_A \cdot 3 \cdot \frac{1}{2} k_B T = \frac{3}{2} R T$

b) Druck-Volumen-Arbeit



Grundannahme:

reversible Zustandsänderung - "langsam" / quasistatisch

$$\delta W = F_{\text{außen}} \cdot dx ;$$

δW positiv:

wenn dem System Arbeit zugeführt wird

δW negativ:

wenn von dem System Arbeit verrichtet wird

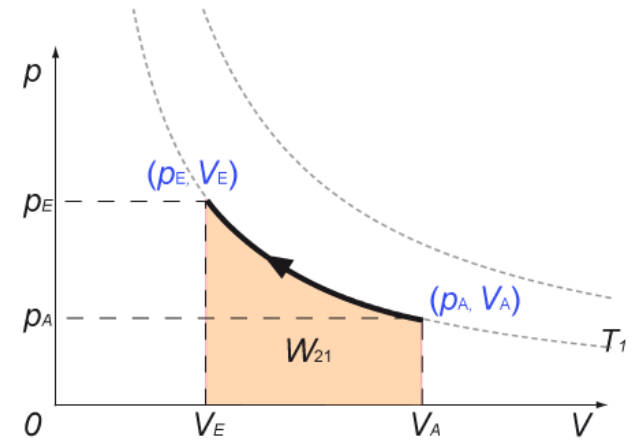
Druck-Volumen-Arbeit: $\delta W = -p dV ;$



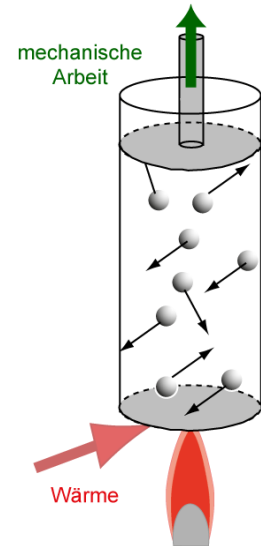
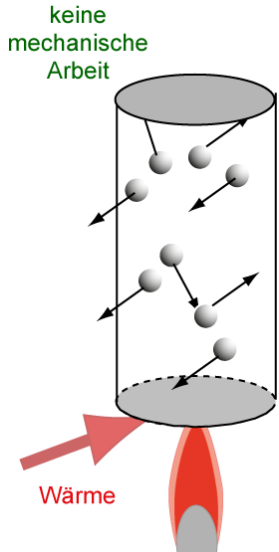
Druck vom Kolben
entgegengerichtet zum Gasdruck



b) Druck-Volumen-Arbeit



c) Wärmekapazität von Gasen





c) Molare Wärmekapazität von Gasen (bei Zimmertemp.)

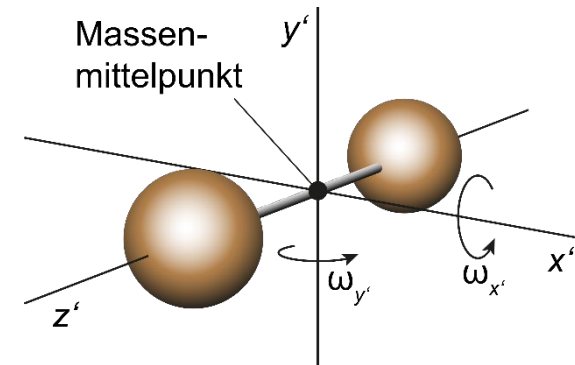
- einatomige Gase:
$$\left. \begin{aligned} \Delta U &= n \cdot \left[\frac{3}{2} R \right] \Delta T \\ \Delta U &= n \cdot \left[c_{v, \text{mol}} \right] \cdot \Delta T \end{aligned} \right\} c_{v, \text{mol}} = \frac{3}{2} R ;$$



c) Molare Wärmekapazität von Gasen (bei Zimmertemp.)

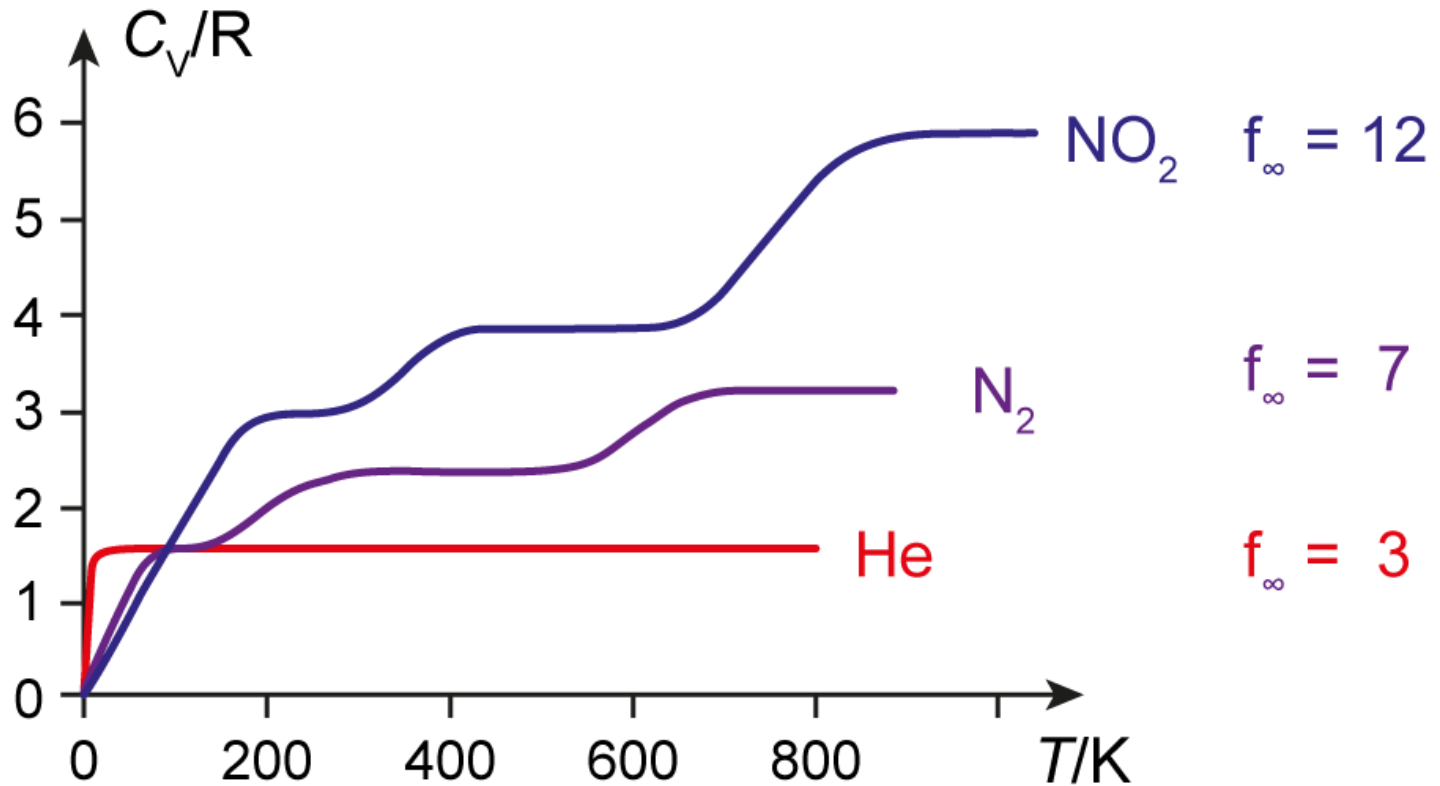
- einatomige Gase: $c_{V,mol} = \frac{3}{2} R ;$

- zweiatomige Gase: $c_{V,mol} = \frac{5}{2} R ;$





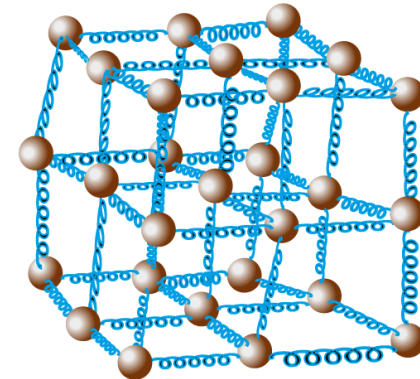
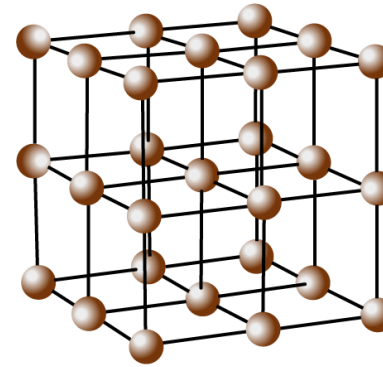
Temperaturverlauf der molaren Wärmekapazität



Bei niedrigen Temperaturen sind einige Freiheitsgrade "eingefroren".



Dulong-Petit'sche Regel:



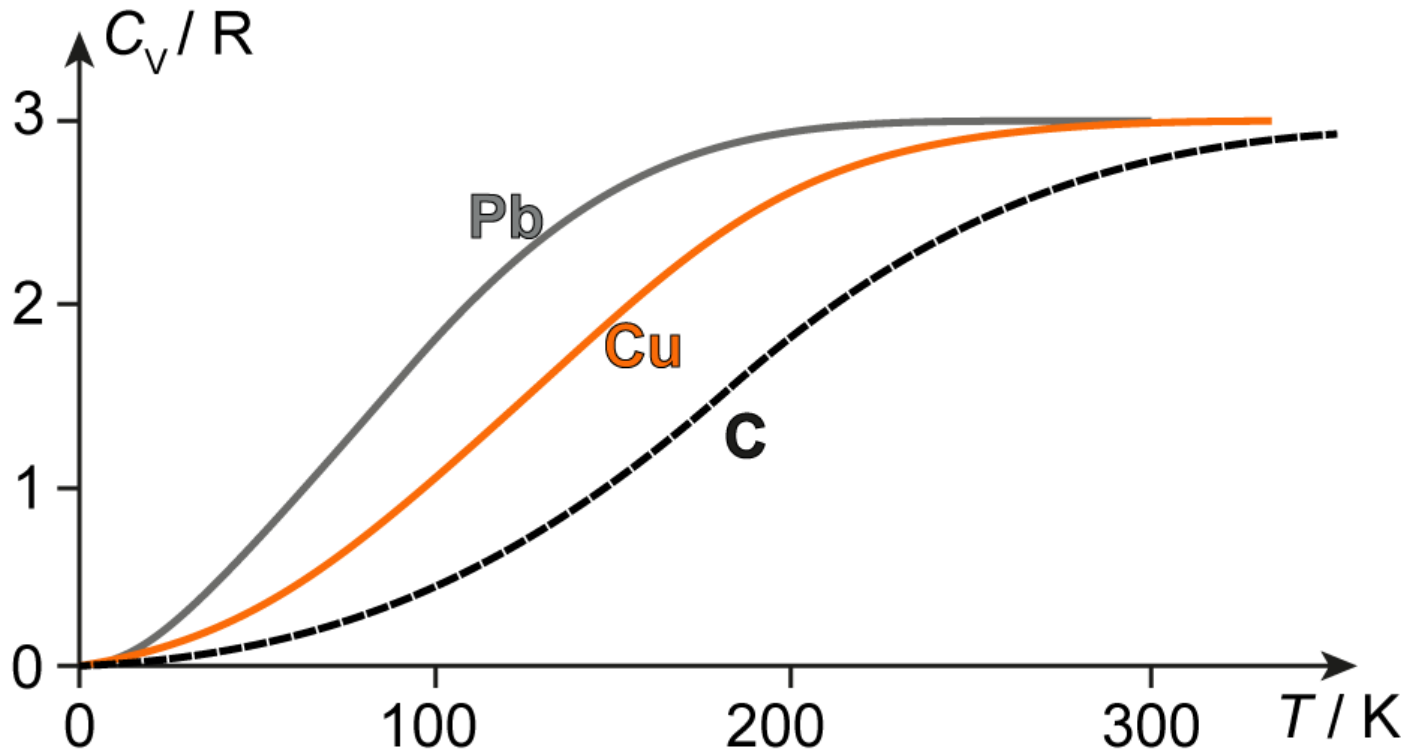
Für Festkörper,
speziell Metalle gilt **bei Zimmertemperatur**:

$$c_{mol} \approx 3R = 24,9 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

Pro Schwingungsrichtung zwei Freiheitsgrade: E_{kin} und E_{pot}



Temperaturabhängigkeit der molaren Wärmekapazität bei verschiedenen Festkörpern (qualitativer Verlauf)

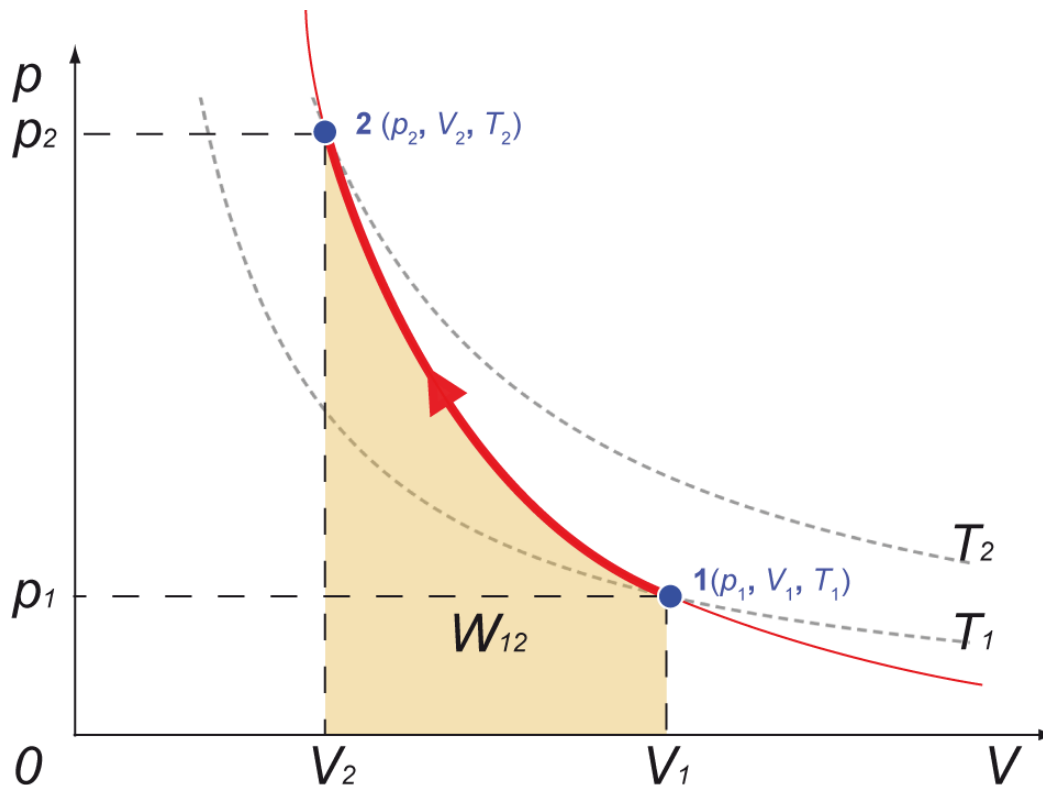
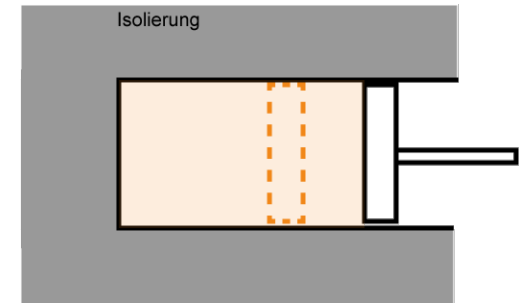


adiabatisch:

kein Wärmeaustausch mit der Umgebung

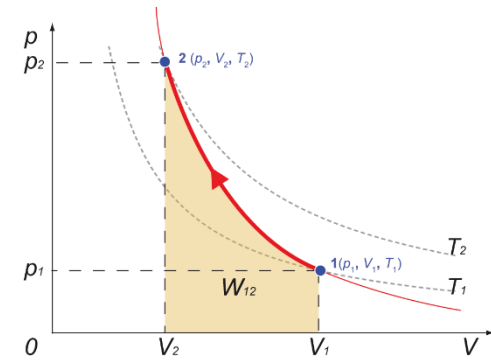
(d.h. sehr gute thermische Isolierung

/ zu "schneller" Ablauf für Wärmeaustausch)



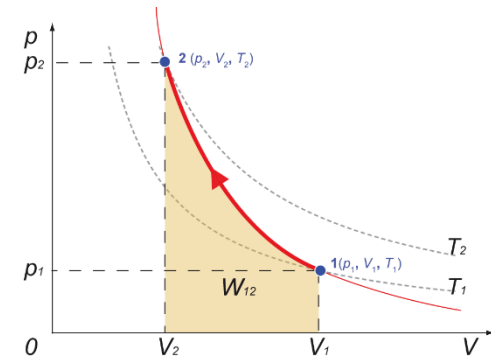
3 Erster Hauptsatz der Thermodynamik

3.6 Adiabatische Prozesse



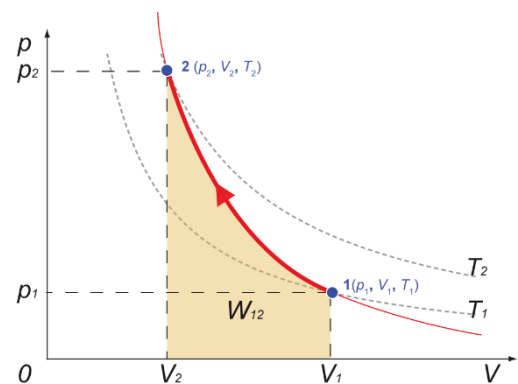
3 Erster Hauptsatz der Thermodynamik

3.6 Adiabatische Prozesse



3 Erster Hauptsatz der Thermodynamik

3.6 Adiabatische Prozesse



$$T \cdot V^{(\gamma-1)} = \text{konst. ;}$$

Adiabatengleichung





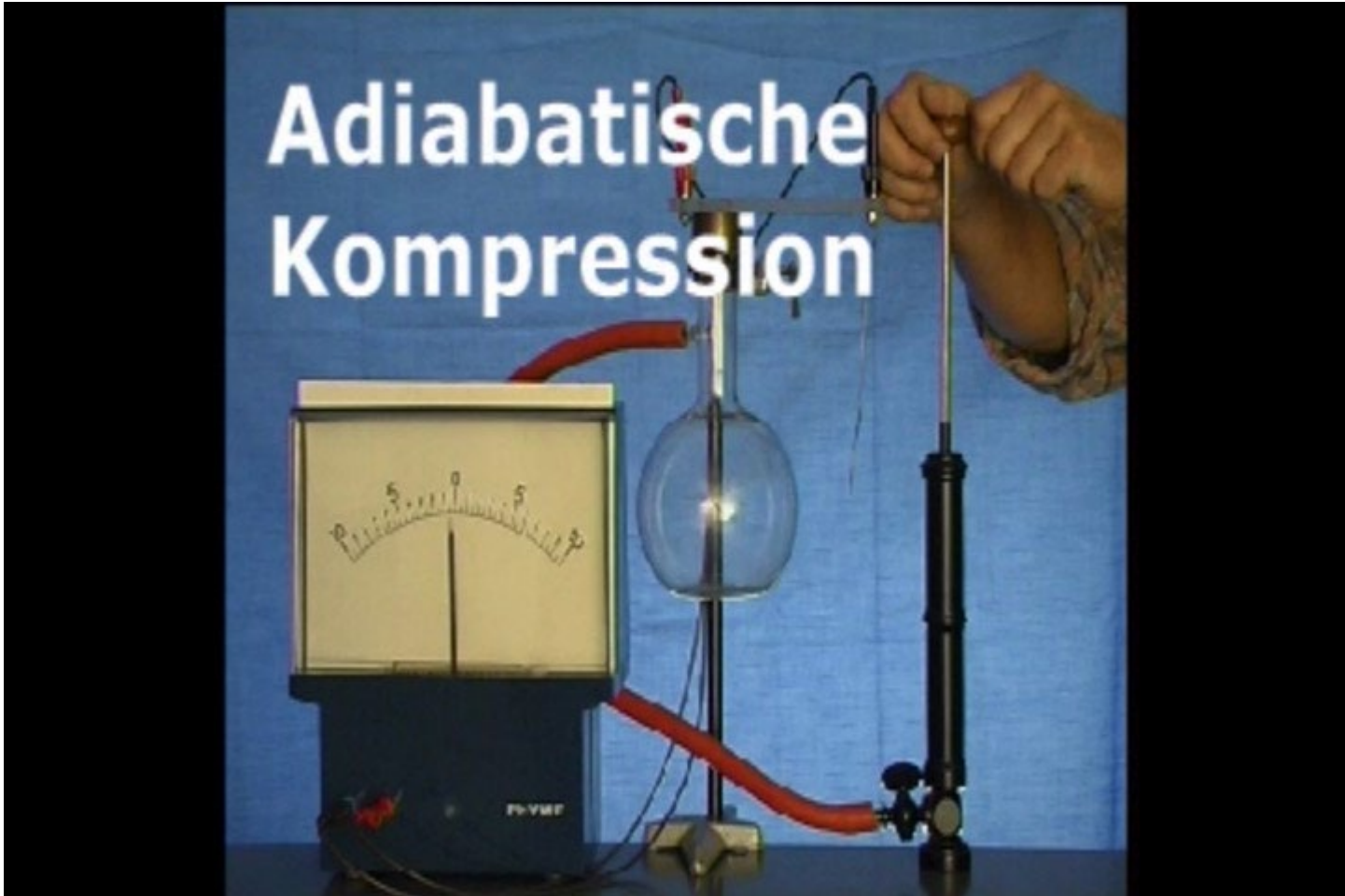
Adiabatengleichungen

$$T \cdot V^{(\gamma-1)} = \text{konst. ;}$$

$$p \cdot V^\gamma = \text{konst. ;}$$

$$\frac{T^\gamma}{p^{(\gamma-1)}} = \text{konst. ;}$$

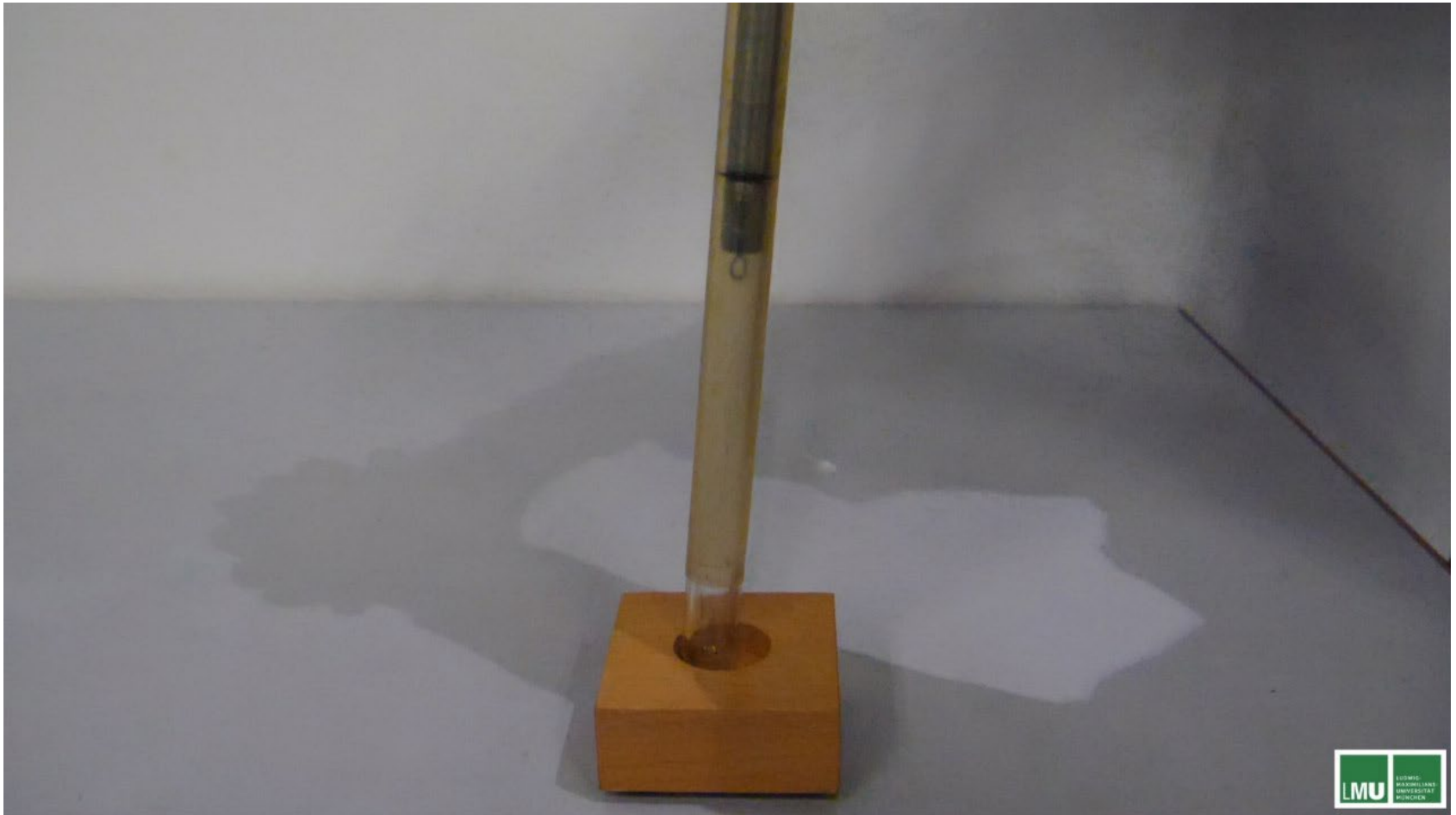
"Schnelles" Pumpen



[Link zum Experiment:](https://www.didaktikonline.physik.uni-muenchen.de/EP2_W_Video/3-6-Adiabat-K01-1.m4v)

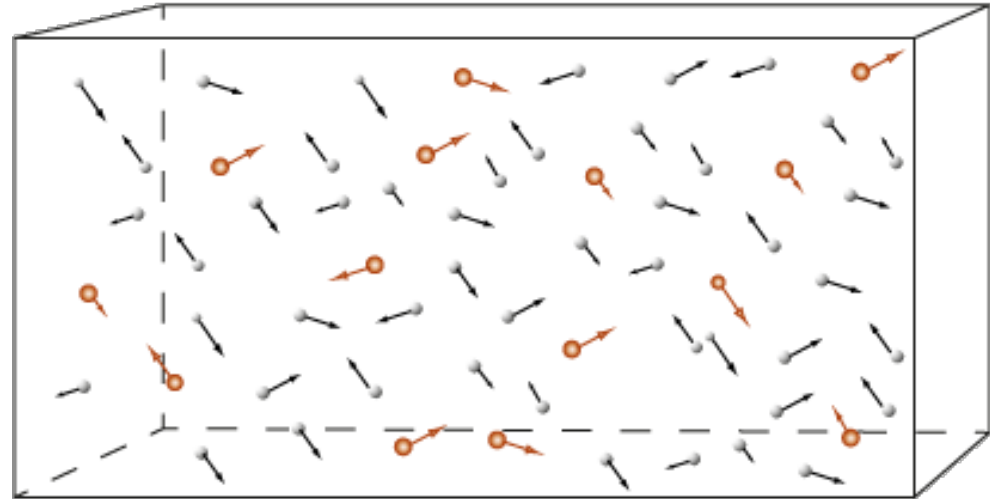
https://www.didaktikonline.physik.uni-muenchen.de/EP2_W_Video/3-6-Adiabat-K01-1.m4v

Pneumatisches Feuerzeug



Gasgemische und Partialdruck

Wir betrachten ein Gasgemisch aus j Teilchenarten der Anzahl N_j :



$$p \cdot V = (N_1 + \dots + N_j) \cdot k_B \cdot T$$

$$(p_1 + \dots + p_j) \cdot V = (N_1 + \dots + N_j) \cdot k_B \cdot T$$

Die Partialdrücke stehen in demselben Verhältnis wie die Teilchenzahlen und addieren sich zum Gesamtdruck

$$p_1 : p_2 : \dots : p_j = N_1 : N_2 : \dots : N_j$$