

II. Wärmelehre

II.1 Temperatur

Temperaturabhängigkeit von Stoffeigenschaften

Temperatur

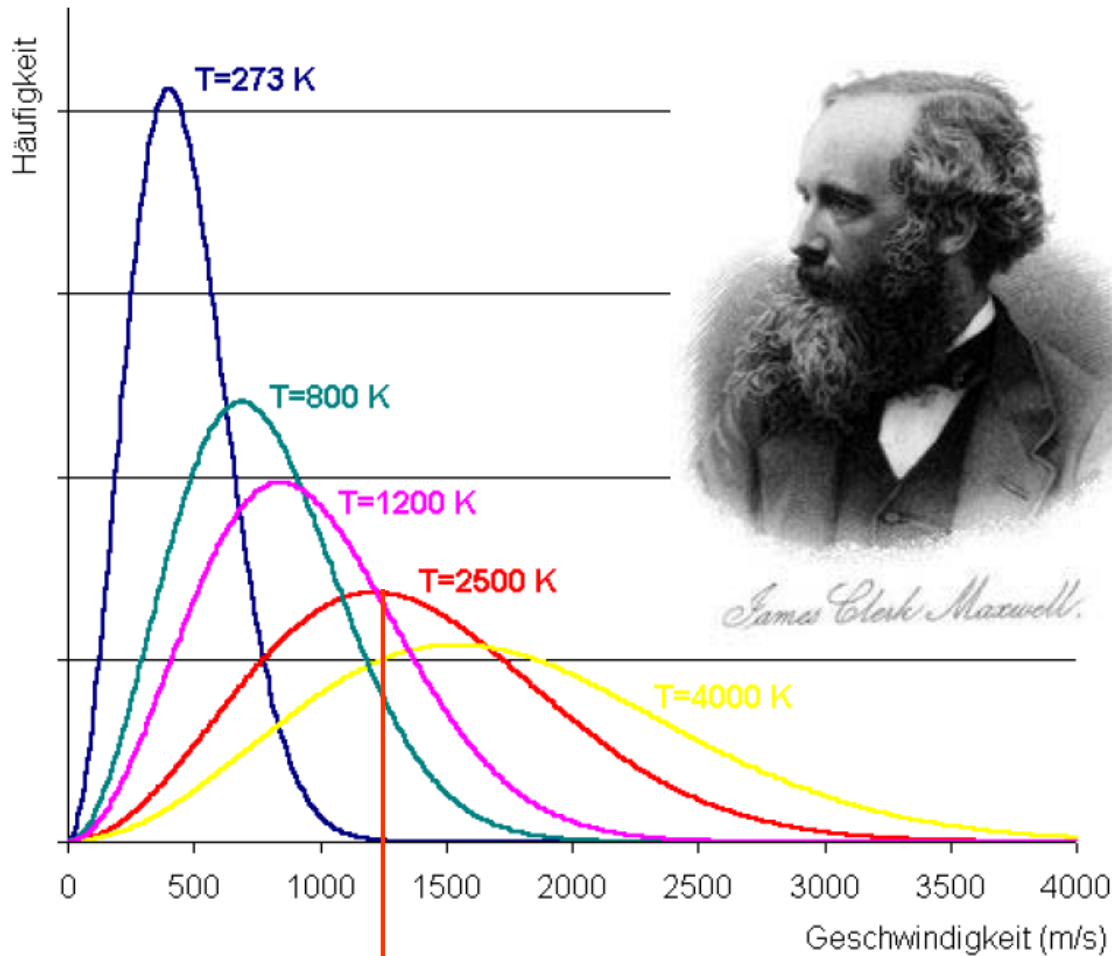
- Temperatur ist ein alltäglicher Begriff; Wahrnehmung über die Haut als warm oder kalt
- physikalisch gesehen ist Temperatur eine makroskopische **Zustandsgröße**. Auf mikroskopischer Skala nur mittels Statistik für ein Ensemble von Teilchen definierbar.
- Beispiel: **Brownsche Bewegung**: ein Staubpartikel unter dem Mikroskop bewegt sich aufgrund von Stößen mit Atomen des umgebenden Mediums
- Die mittlere kinetische Energie der Atome / Moleküle definiert die **Temperatur**



$$\langle E_{\text{kin}} \rangle = \frac{1}{2} \cdot m \cdot \langle v^2 \rangle = \frac{3}{2} \cdot k \cdot T$$

Boltzmann-Konstante $k=1,3806 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$

Maxwellsche Geschwindigkeitsverteilung



$$f(v) = \sqrt{\frac{2}{\pi}} \cdot \left(\frac{m}{k \cdot T}\right)^{3/2} \cdot v^2 \cdot e^{-\frac{m \cdot v^2}{2 \cdot k \cdot T}}$$

m = Masse

T = Temperatur

v = Geschwindigkeit

k = Boltzmann-Konstante

Die Maxwellsche Geschwindigkeitsverteilung gibt die relativen Häufigkeiten für die verschiedenen Geschwindigkeiten an

mittlere Geschwindigkeit:

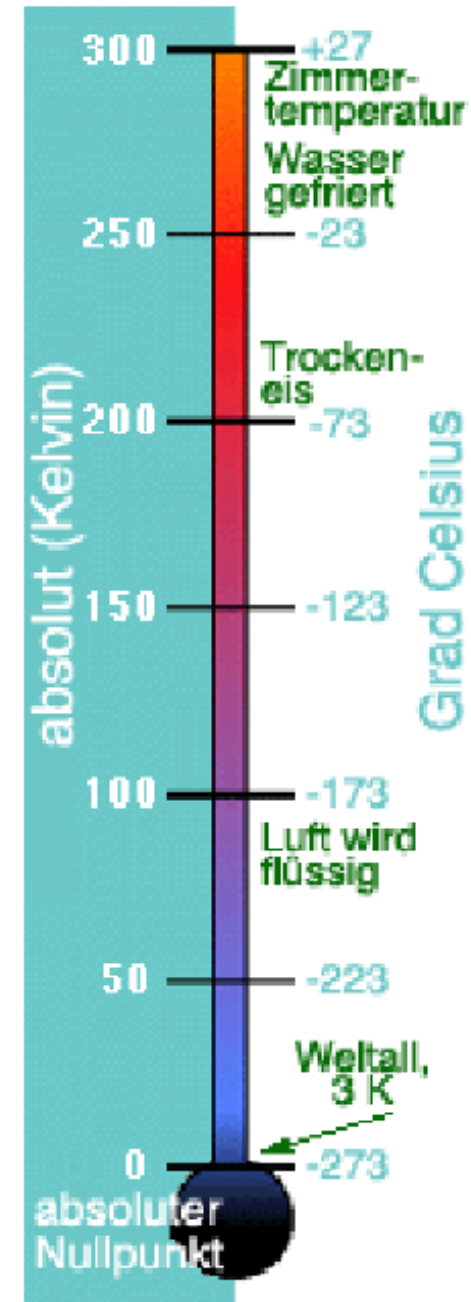
$$\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8 \cdot k \cdot T}{\pi \cdot m}} > v_w$$

wahrscheinlichste Geschwindigkeit v_w

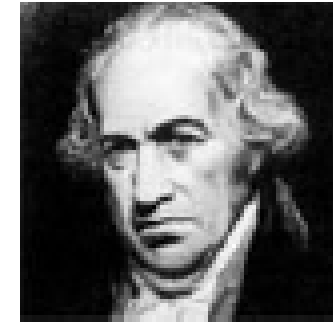
Die Existenz des absoluten Temperatur-Nullpunkts

$$\langle E_{\text{kin}} \rangle = \frac{1}{2} \cdot m \cdot \langle v^2 \rangle = \frac{3}{2} \cdot k \cdot T$$

- die mittlere kinetische Energie der Atome / Moleküle kann nicht kleiner als Null werden. Wäre sie Null, dann würden alle Teilchen des Ensembles ruhen:
⇒ **absoluter Temperatur-Nullpunkt**
- der absolute Temperatur-Nullpunkt liegt bei $T = 0 \text{ K}$ bzw. $T = -273,15^\circ\text{C}$
- **K (Kelvin)** bzw. **Grad Celsius (0°C)** sind die **SI-Einheiten** der Temperatur
- in der Praxis wird die Temperatur mit Thermometern gemessen, die auf dem reproduzierbaren Temperaturverhalten von Stoffen beruhen. Phasenübergänge definieren **Fixpunkte** zur **Temperatureichung**



Temperaturskalen



Celsius-Skala:

nach Anders Celsius,
schwedischer Astronom
(*27.11.1701, +25.4.1744)



Siedepunkt
des Wassers



100 gleichgroße
Skalenteile



Schmelzpunkt
des Wassers

Kelvin-Skala:

nach Lord Kelvin,
(*1824, +1907)

Beginn der Temperatur-
skala am absoluten
Nullpunkt ($-273,15^{\circ}\text{C}$)

Schmelzpunkt
des Wassers



$273,15\text{K}$

Siedepunkt
des Wassers



$373,15\text{K}$

verschobene
Celsius-Skala

Fahrenheit-Skala:

Nach G. Fahrenheit
(*1686, +1736)

0°F = Kältemischung
(Salmiak/Wasser)

100°F = Körpertemperatur
benutzt in USA

Vergleich der Temperaturskalen

absoluter Nullpunkt:	$-273,15^{\circ}\text{C}$	0K	
Schmelzpunkt v. Eis	0°C	$273,15\text{K}$	32°F
Siedepunkt v. Wasser	100°C	$373,15\text{K}$	212°F

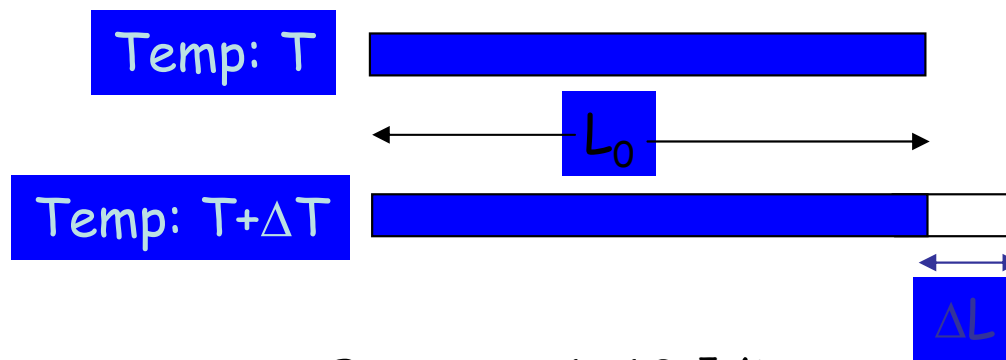
$$T[\text{K}] = T[^{\circ}\text{C}] + 273.15$$

Thermische Ausdehnung

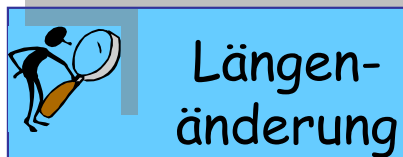
- im Allgemeinen dehnen sich Stoffe (Festkörper, Flüssigkeiten und Gase) bei Erwärmung aus;
- die Längenänderung ΔL ist proportional zur ursprünglichen Länge L und zur Temperaturdifferenz ΔT :

$$\Delta L = \alpha \cdot L \cdot \Delta T$$

α = Längenausdehnungskoeffizient



z.B. $\alpha_{Fe} \approx 1 \cdot 10^{-5}/K$



$$\alpha_{Al} = \frac{\Delta L}{L \cdot \Delta T} = \frac{0,9 \cdot 10^{-3} \text{ m}}{0,5 \text{ m} \cdot 80^{\circ}} = 2,3 \cdot 10^{-5}$$

Längenausdehnung als technisches Problem

Dehnungsfugen bei

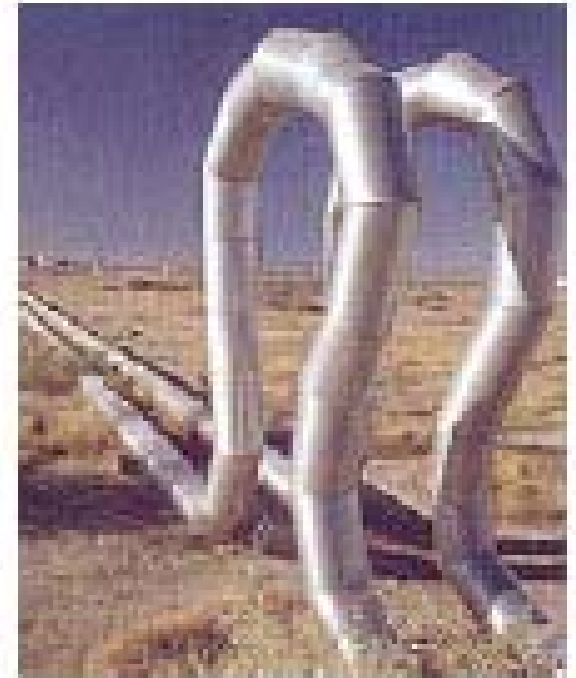
Brücken



Eisenbahnschienen



Öl-Pipeline



Schon Temperaturschwankungen zwischen Sommer und Winter müssen bei technischen Anwendungen berücksichtigt werden

Temperatureffekte

Temperatureffekte, die zur Temperaturmessung eingesetzt werden

- die Dichte (fast) aller Stoffe nimmt mit der Temperatur ab, Ausnutzen der **Längen - oder Volumenänderung**
- der **elektrische Widerstand** von Metallen nimmt mit der Temperatur zu \Rightarrow **Widerstandsthermometer**
- der **elektrische Widerstand** von Halbleitern nimmt mit der Temperatur ab
- Auftreten von **Thermospannungen** \Rightarrow **Thermoelemente**
- **Wärmestrahlung** \Rightarrow **Pyrometer**

Thermometerbauformen

- die thermische Ausdehnung lässt sich zur Konstruktion von Thermometern verwenden:

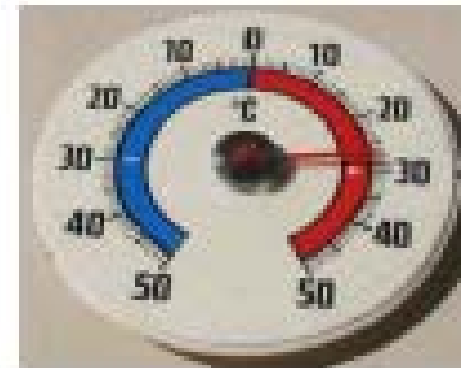
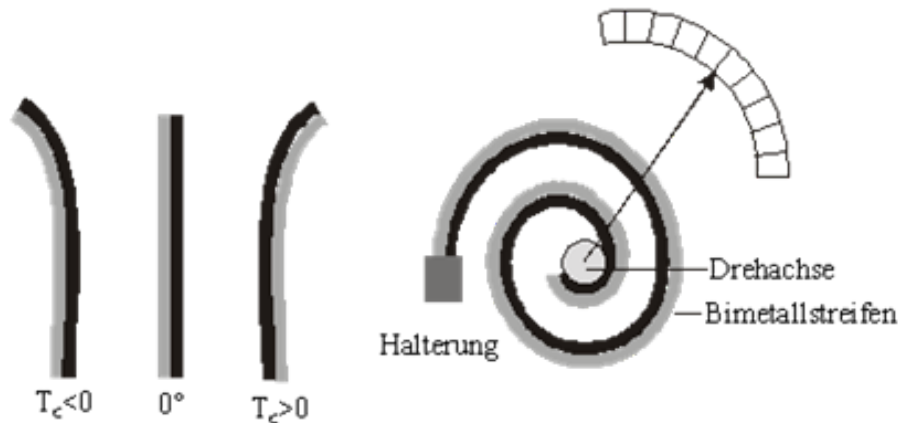
Beispiele:

- **Bi-Metall-Thermometer**

(2 Metalle mit unterschiedlichen Ausdehnungskoeffizienten)

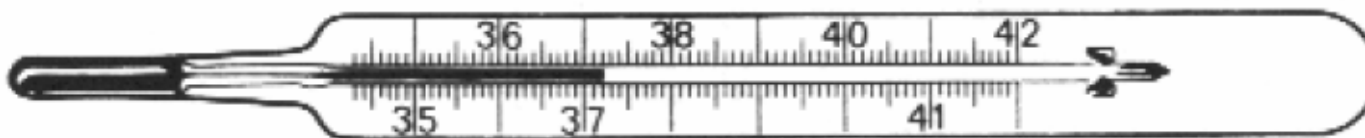


Bi-Metall-
Streifen



- **Quecksilber (Hg) - Thermometer**

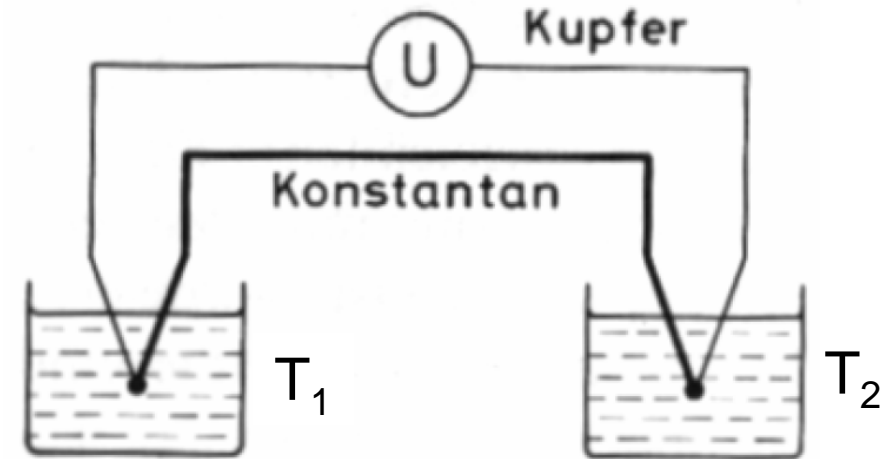
Fieberthermometer (Ausdehnung einer Quecksilbersäule)



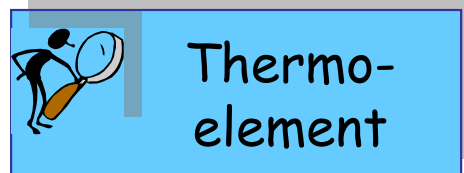
Weitere Thermometer-Bauformen

- **Thermoelement:**

verbindet man zwei verschiedene Metalldrähte miteinander, so entsteht eine **Thermospannung**, wenn die beiden Verbindungsstellen unterschiedliche Temperaturen haben. Die Spannung U ist der Temperaturdifferenz proportional



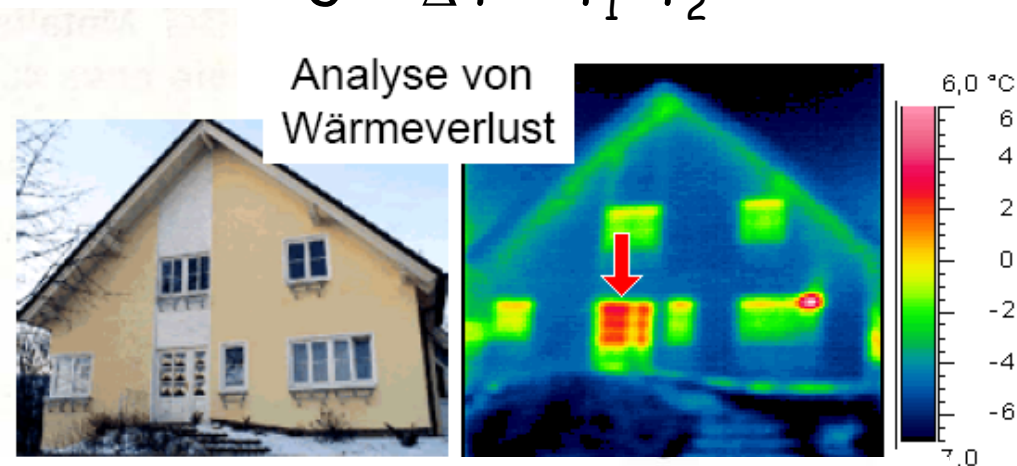
$$U \sim \Delta T = T_1 - T_2$$



- **Pyrometer:**

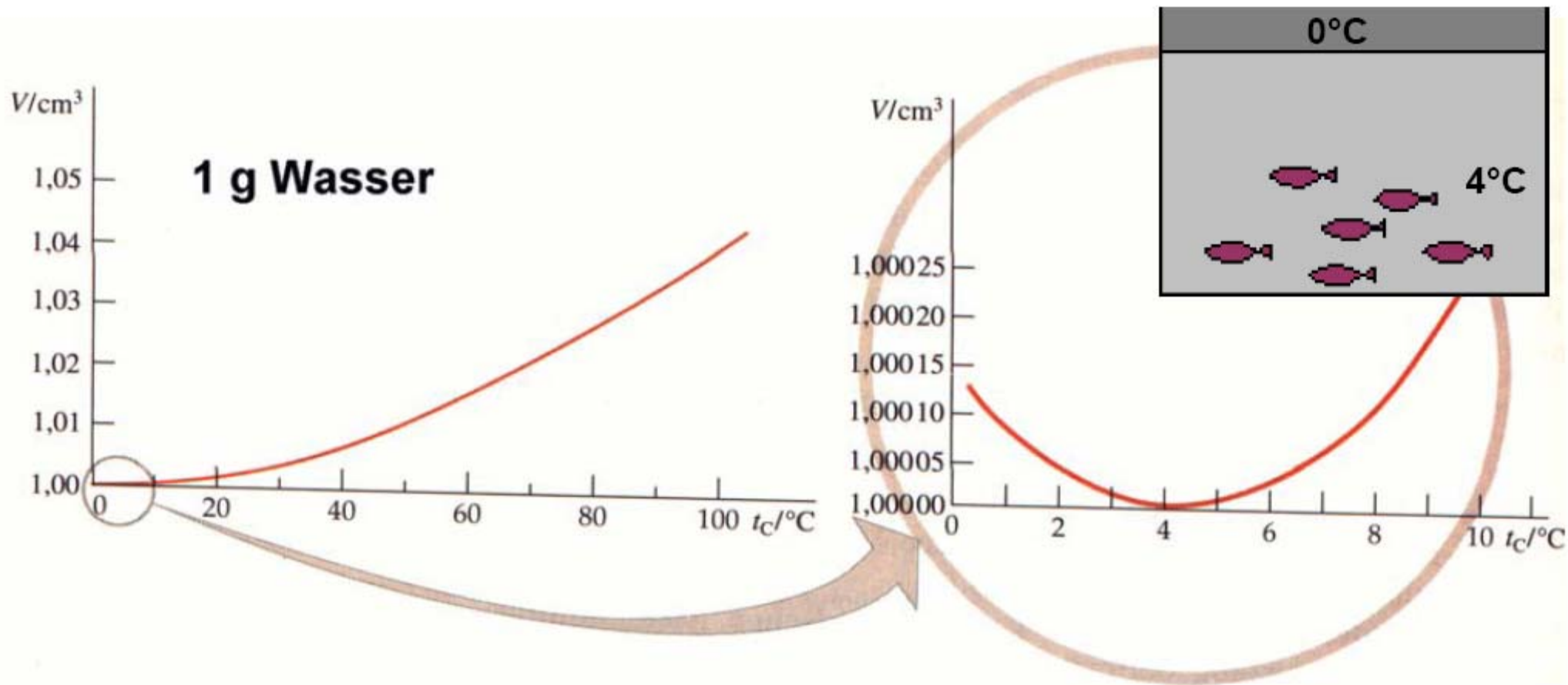
Jeder Gegenstand emittiert **Infrarot-Strahlung**, deren Intensität von der 4. Potenz seiner Temperatur abhängt:

$$\text{Gesamtstrahlungsleistung } P \sim T^4$$



Nachtsichtgeräte

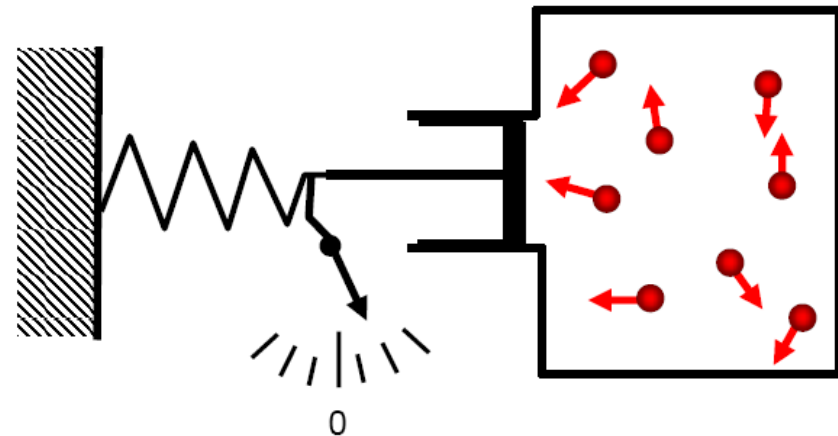
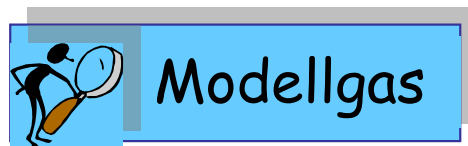
Anomalie des Wassers



- Dichte von Wasser ist bei $4^\circ C$ am größten
- Eis hat eine kleinere Dichte als Wasser
- beides wichtig für Wasserfauna und -flora

Temperaturverhalten von Gasen

- ein **ideales Gas** besteht aus punktförmigen Gasteilchen (Atomen, Molekülen), die elastisch miteinander und mit der Gefäßwand stoßen, aber sonst keine Kräfte untereinander ausüben
- beim Auftreffen eines Atoms/ Moleküls auf die Gefäßwand wird ein Impuls von $2 \cdot m \cdot v$ übertragen
 - ⇒ Kraftwirkung (zeitliche Impulsänderung)
 - ⇒ Druck = Kraft/ Fläche



- Zurückführung der Wärmelehre (Thermodynamik) auf die Mechanik
 - ⇒ **kinetische Gastheorie**

Ideale Gasgleichung

- eine Erhöhung der Temperatur entspricht einer Erhöhung der mittleren kinetischen Energie der Teilchen
 - ⇒ höhere Molekülgeschwindigkeit
 - ⇒ größerer Impulsübertrag auf Gefäßwand
 - ⇒ höherer Druck
- bei Temperaturerhöhung in einem konstanten Volumen steigt der Druck

$$p \cdot V \sim T \Rightarrow \text{ideale Gasgleichung: } p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

n ist die Stoffmenge, d.h. Zahl der **Mole**

1 Mol = Stoffmenge eines Elements oder einer chemischen Verbindung, die aus ebensoviel Teilchen besteht, wie Atome in 12g ^{12}C enthalten sind, nämlich $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ Teilchen
(N_A = Avogadro-Zahl)

1 Mol entspricht der Stoffmenge von A g (A = atomare Masseneinheiten)

$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ **allgemeine Gaskonstante**

Das Gesetz von Boyle-Mariotte

- aus der idealen Gasgleichung folgt für konstante Temperatur T


Gesetz von Boyle-Mariotte

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad p \cdot V = \text{const} \quad \text{für } T = \text{const}$$



Edme Mariotte
(1620-1684)

Das Produkt aus Druck p und Volumen V einer abgeschlossenen Gasmenge ist bei gleichbleibender Temperatur konstant

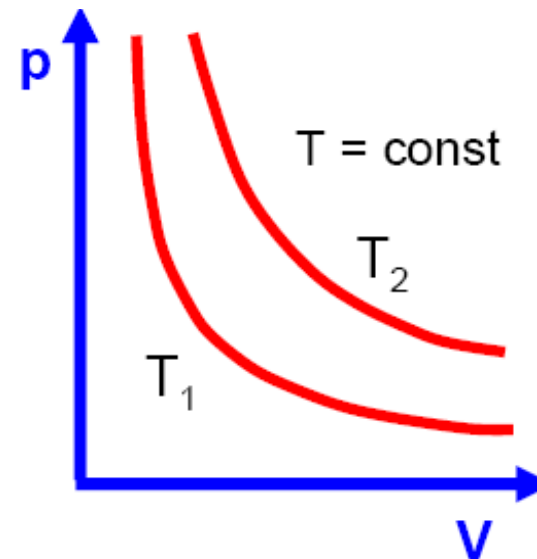

$$p \cdot V = \text{const}$$



Robert Boyle
(1627-1691)

Darstellung in einem p - V -Diagramm

$$p \sim \frac{1}{V} \quad (\text{mathematisch: Hyperbel})$$



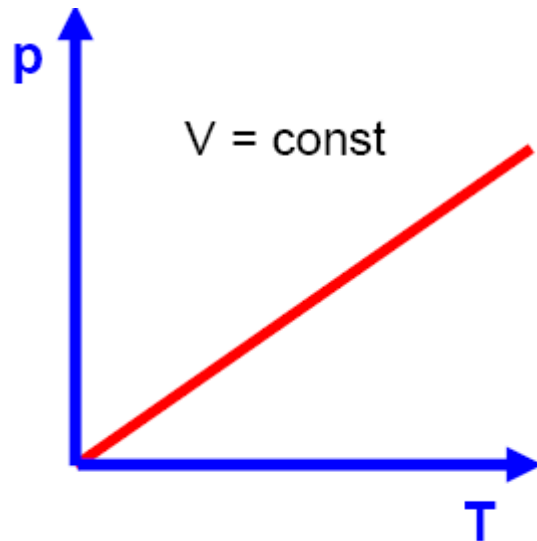
Ideale Gasgleichung

- weitere Schlussfolgerungen aus der idealen Gasgleichung

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

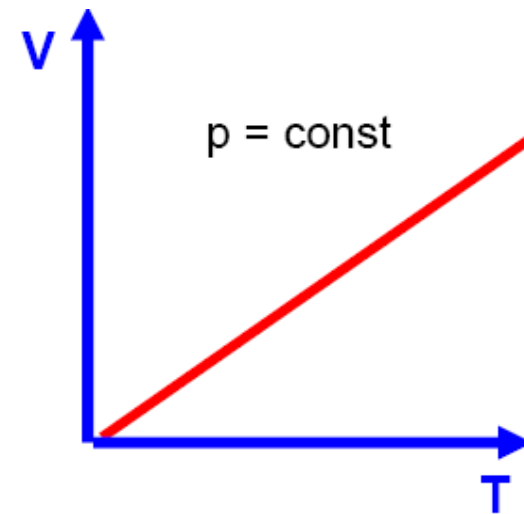
$$p = \frac{n \cdot R}{V} \cdot T$$

$p \sim T$ für $V = \text{const}$



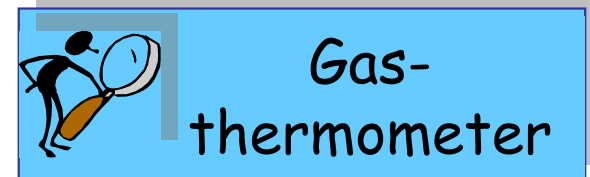
$$V = \frac{n \cdot R}{p} \cdot T$$

$V \sim T$ für $p = \text{const}$



Anwendung: **Gasthermometer**:
durch Druckmessung kann bei konstantem
Volumen die absolute Temperatur bestimmt
werden ohne Eichpunkte wie siedendes
oder gefrierendes Wasser; d.h.
unabhängig von Materialeigenschaften !!

Gesetz von Gay-Lussac



Wärme als Energieform

- werden 2 Körper mit unterschiedlicher Temperatur in Kontakt gebracht, so erfolgt ein Temperatúrausgleich
⇒ das System strebt ein thermisches Gleichgewicht an

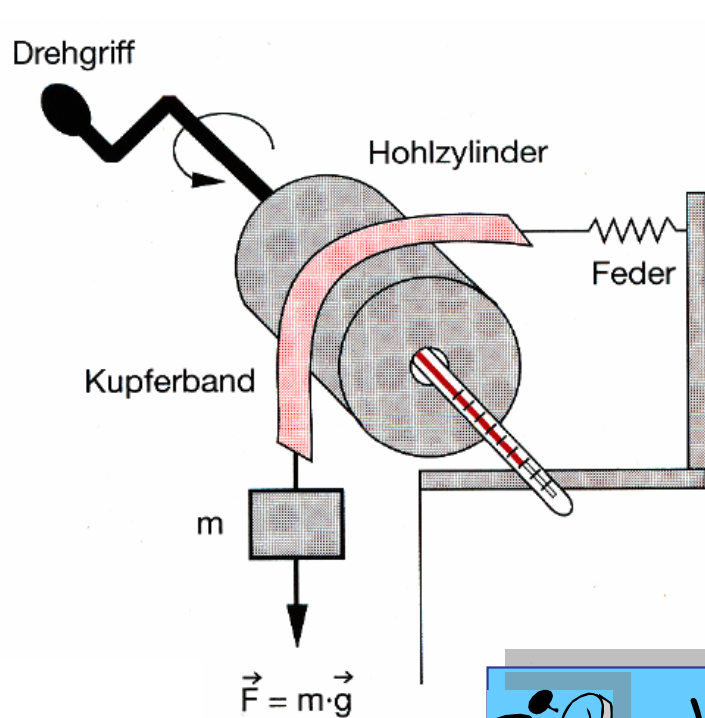


dabei erwärmt sich der kältere Körper und der wärme kühlt sich ab

- dies entspricht einer Erhöhung der mittleren kinetischen Energie der Moleküle des kälteren Körpers bei gleichzeitiger Absenkung der mittleren kinetischen Energie der Moleküle des wärmeren Körpers
⇒ Energietransport vom wärmeren zum kälteren Körper:
diese Form der Energie nennt man **Wärmeenergie**

Äquivalenz von mechanischer und Wärmeenergie

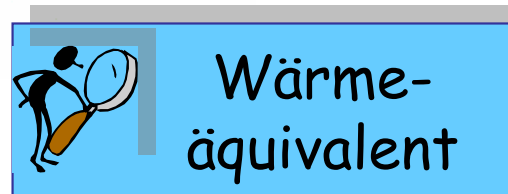
- mechanische Energie lässt sich in Wärmeenergie umsetzen



James Joule
(1818-1889)



Robert Mayer
(1814-1878)



Wärme-
äquivalent

- Wärme als Energie lässt sich in andere Energieformen umwandeln:
z.B. Dampfmaschine, Verbrennungsmotor (später)

Vergleich: Erwärmung von 1 l Wasser (1kg) um 1 K erfordert 4186 J
Heben von 1 kg um 1 m erfordert nur 9,81 J

Unterschiede zwischen mechanischer und Wärmeenergie

- Arbeit entspricht einer **gerichteten kinetischen Energie**:
bei Heben einer Last bewegen sich alle Moleküle in einer Richtung
- Wärmeenergie ist **ungeordnete kinetische Energie** der Moleküle
⇒ statistische Beschreibung; anstatt mikroskopische Bewegungsgleichungen für jedes einzelne Molekül einer Substanz zu lösen, beschreibt man ihre makroskopischen Eigenschaften durch **Zustandsgrößen** wie **Druck, Temperatur, Volumen**
- entsprechend ihrem statistischen Charakter hat Wärmeenergie andere Eigenschaften als die bisher bekannten Energieformen
- obwohl Energieerhaltung strikt gilt, kann man nicht ohne weiteres Wärmeenergie vollkommen in mechanische Energie umwandeln:
Beispiel: Stein fällt auf Boden und erwärmt sich bei Aufprall; kinetische Energie wird in Wärmeenergie umgewandelt.
Der umgekehrte Prozess wird in der Natur nicht beobachtet: warmer Stein liegt auf Boden; springt plötzlich hoch und kühlt sich dabei ab

Wärmekapazität und spezifische Wärme

- wird einer Substanz Wärmeenergie zugeführt, so steigt i.A. die Temperatur
- die für die Temperaturerhöhung ΔT notwendige Wärmemenge Q ist proportional zu ΔT und zur Masse m der Substanz

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

$c =$ **spezifische** Wärmekapazität

Einheit: $[c] = \text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- entsprechend wird die molare Wärmekapazität definiert:

$$Q = c_m \cdot n \cdot \Delta T$$

$c_m =$ **molare** Wärmekapazität

Einheit: $[c_m] = \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

($n =$ Zahl der Mole)

- um 1 Gramm Wasser um 1 Grad zu erwärmen, benötigt man eine Wärmeenergie von 4,184 J
- historische Einheit für die Wärmemenge: Kalorie: $1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$ (heute noch benutzt, um Verbrennungswerte bei Nahrungsmitteln anzugeben, meistens in kcal)

Beispiel für spezifische Wärmen

Stoff	c [J/(kg °C)]
Wasser (flüssig)	4186
Wasser (Eis)	2100
Wasser (Dampf)	2010
Äthylalkohol	2400
Holz	1700
Aluminium	900
Marmor	860
Glas	840
Eisen	450
Kupfer	390
Silber	230

Beispiel: welche Wärmemenge ist notwendig, um 3 kg Kupfer um 20 Grad zu erwärmen?

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T = 390 \text{ Jkg}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 3 \text{ kg} \cdot 20 \text{ K} = 23400 \text{ J} = 23,4 \text{ kJ}$$

da nur die Temperaturdifferenz eingeht, spielt es keine Rolle, ob wir die Temperatur in Kelvin oder Celsius einsetzen

Wärmekapazität von Gasen

- Druck p , Volumen V und Temperatur T eines Gases sind über die ideale Gasgleichung: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ verknüpft; d.h. bei Erwärmen des Gases (Zunahme von T) müssen V und/oder p zunehmen

- man unterscheidet deshalb 2 molare Wärmekapazitäten:

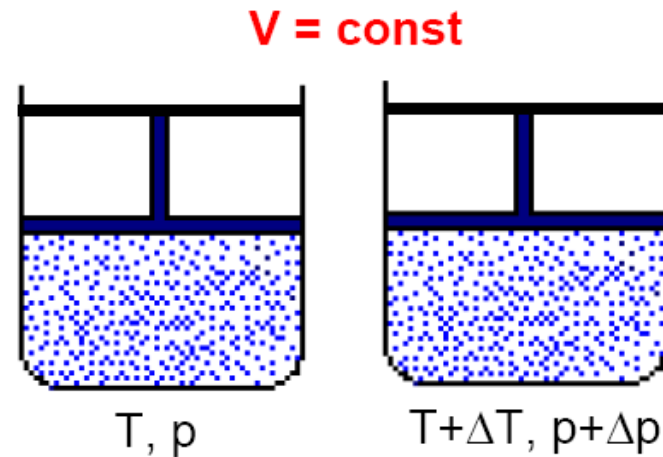
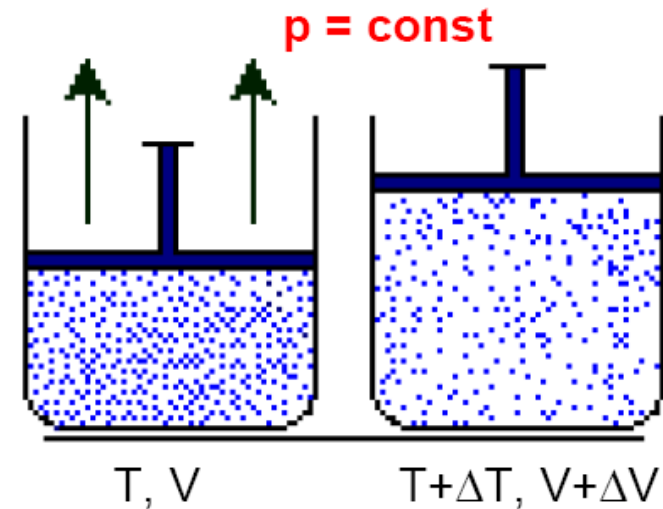
$$\Delta Q = c_{mp} \cdot n \cdot \Delta T; \quad p = \text{const}$$

c_{mp} = molare Wärmekapazität des Gases bei konstantem Druck

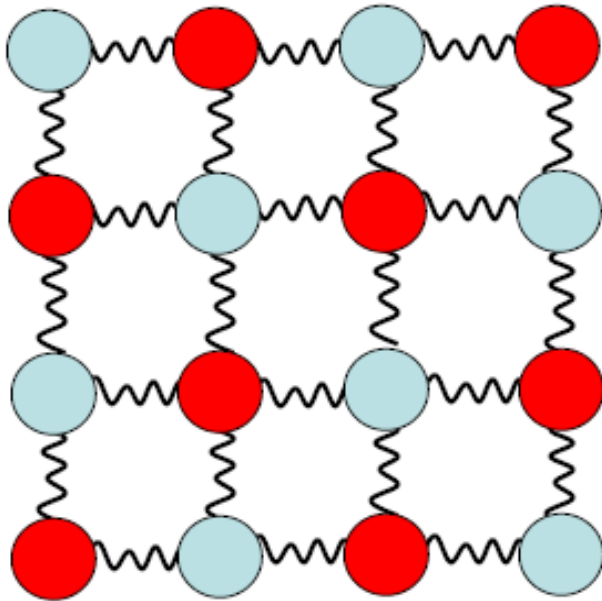
$$\Delta Q = c_{mV} \cdot n \cdot \Delta T; \quad V = \text{const}$$

c_{mV} = molare Wärmekapazität des Gases bei konstantem Volumen

- für ideale Gase gilt $c_{mp} > c_{mV}$, da bei konstantem Druck das Volumen größer werden muss; dazu muss Arbeit geleistet werden: $c_{mp} = c_{mV} + R$



Wärmekapazität von Festkörpern



- bei Festkörpern (z.B. Kristallen) wird die zugeführte Wärmeenergie in Schwingungsenergie gespeichert
- bei hohen Temperaturen, d.h. wenn alle Gitterschwingungen thermisch angeregt werden können, ist die molare Wärmekapazität für die meisten Festkörper gleich:

$$c_m = 3R \approx 25 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Regel von Dulong-Petit

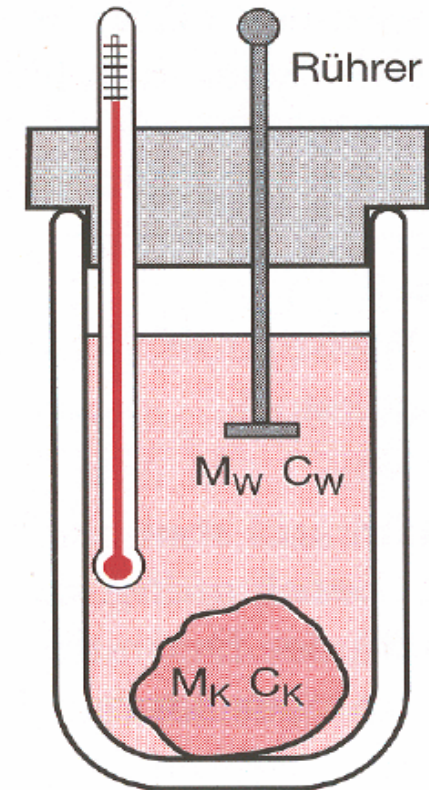
- mikroskopische Erklärung:
Atome sind im Gitter eingebunden; jedes Atom kann drei unabhängige Schwingungsmoden (entlang der x-, y-, z-Achse) gegen die Nachbaratome ausüben; jede Schwingungsmoden speichert die Energie von $R \cdot T$



Pierre Louis Dulong
(1785-1838)

Kalorimetrie

- Messung von Wärmekapazitäten bzw. Wärmemengen mit einem **Kalorimeter**
- Körper K der Masse M_K und der Temperatur T_K aber unbekannter Wärmekapazität c_K wird in Wasser der Masse M_W im Dewar D bei einer Temperatur T_W geworfen: $T_W < T_K$; Wärmekapazitäten c_D und c_W sind bekannt.
- es findet ein Temperatúrausgleich statt (thermisches Gleichgewicht): es stellt sich eine Mischtemperatur T_M ein: $T_W < T_M < T_K$
- Körper K, Dewar D und Wasser bilden ein abgeschlossenes System:



⇒ **Energieerhaltung bei Wärmeaustausch**



Kalorimeter

$$\Delta Q_K + \Delta Q_W + \Delta Q_D = 0$$

von K abgegebene Wärmemenge

von Wasser und Dewar aufgenommene Wärme

$$\Rightarrow c_K = \frac{(c_W \cdot M_W + c_D \cdot M_D) \cdot (T_M - T_W)}{M_K \cdot (T_K - T_M)}$$

$$c_K \cdot M_K \cdot (T_K - T_M) + c_W \cdot M_W \cdot (T_W - T_M) + c_D \cdot M_D \cdot (T_W - T_M) = 0$$

Reale Gase: Van der Waals Gleichung

- das Verhalten realer Gase weicht von dem idealer Gase bei tiefen Temperaturen und hohen Drucken ab;
z.B. **reale Gase lassen sich verflüssigen**

Ursachen: bisher vernachlässigt:

- **Anziehungskräfte** zwischen den Molekülen;
- **Eigenvolumen** der Moleküle

1.) anziehende Kräfte zwischen den Gasmolekülen verringern den Druck p , der nach außen wirkt; $p \Rightarrow p + \frac{a}{V^2}$
im Gas ist der Druck höher
 a beschreibt die Stärke der Anziehungskräfte

2.) das Eigenvolumen b der Moleküle verringert das zur Verfügung stehende Volumen: $V \Rightarrow V - N_A \cdot b$

Die ideale Gasgleichung $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ geht über in die **van der Waals-Gleichung für reale Gase**

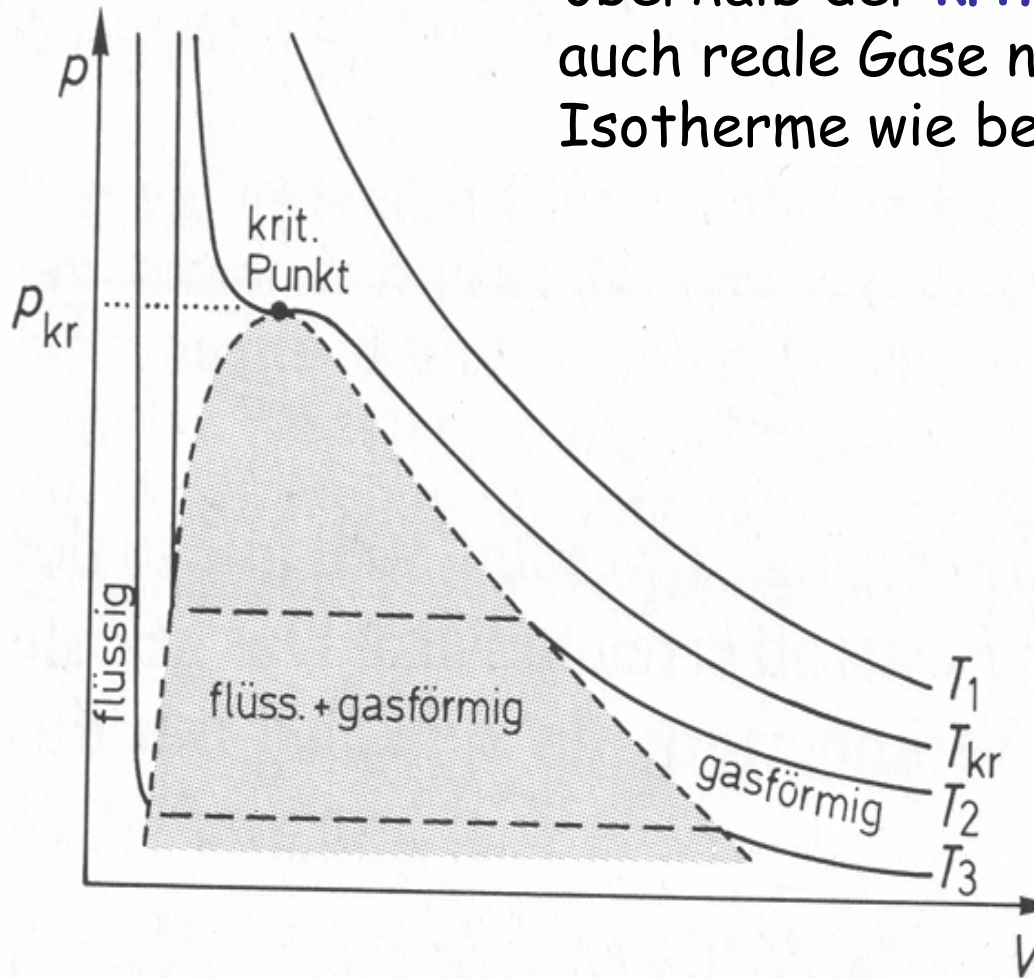
$$\text{(für 1 Mol:)} \quad \left(p + \frac{a}{V^2} \right) \cdot (V - N_A \cdot b) = R \cdot T$$



Johannes Diderick van der Waals
(1837-1923)

Reale Gase im p-V-Diagramm

- oberhalb der **kritischen Temperatur** T_{kr} lassen sich auch reale Gase nicht verflüssigen; Isotherme wie bei idealen Gasen: $p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$



Kritische Daten:

Stoff	T_{kr} (K)	p_{kr} (bar)
Wasser	647	220
Kohlendioxid	304	74
Ammoniak	406	113
Wasserstoff	33	13

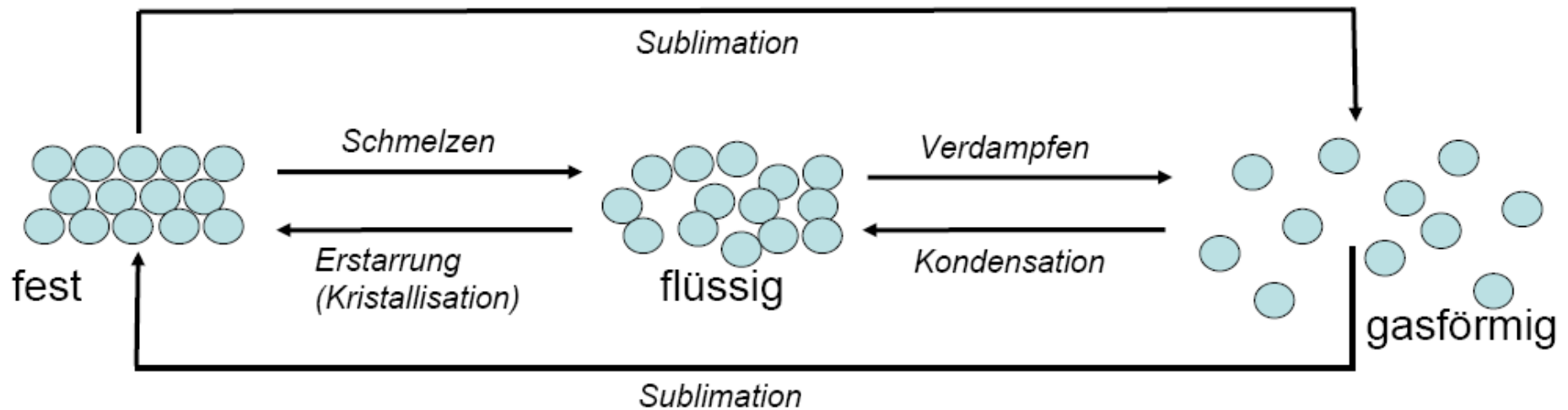
Van der Waals-Gleichung

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

- unterhalb der kritischen Temperatur T_{kr} : **Verflüssigung**
für $T < T_{kr}$: bei Volumenverkleinerung zunächst Kondensation:
Mischphase flüssig + gasförmig;
bei weiterer Kompression: rein flüssige Phase; extremer Druckanstieg wegen Inkompressibilität der Flüssigkeit

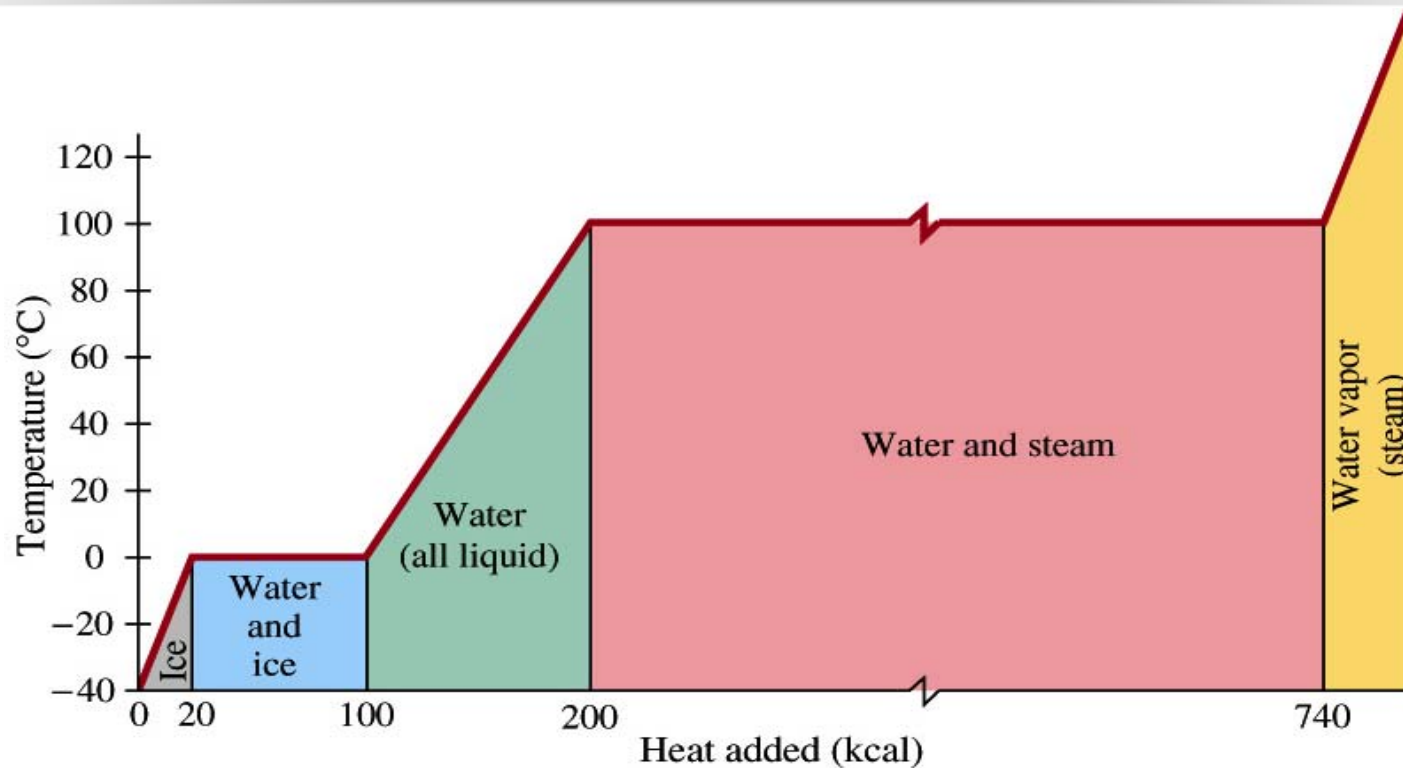
Phasenumwandlungen

- Zur Umwandlung zwischen Aggregatzuständen (fest, flüssig, gasförmig) muss der Materie Energie zugeführt oder entzogen werden



- um eine Flüssigkeit in ein Gas umzuwandeln, muss Energie aufgewendet werden, um die Kohäsionskräfte zwischen den Flüssigkeitsmolekülen zu überwinden;
- während des Phasenübergangs ändert sich die Temperatur nicht; die Energie wird benötigt, um die Trennung der Moleküle zu bewirken. Man spricht von **latenter Wärme**, weil die Wärmemenge nicht der Temperaturänderung dient sondern nur die innere Struktur ändert

Kalorische Kurve von Wasser



Phasenübergang: **fest** → **flüssig**; **schmelzen**;

zum Schmelzen von Wasser wird - ohne dass sich dabei die Temperatur erhöht - eine Schmelzwärme von 333,5 kJ/kg benötigt (1 atm Druck)

Phasenübergang: **flüssig** → **gasförmig**; **verdampfen**

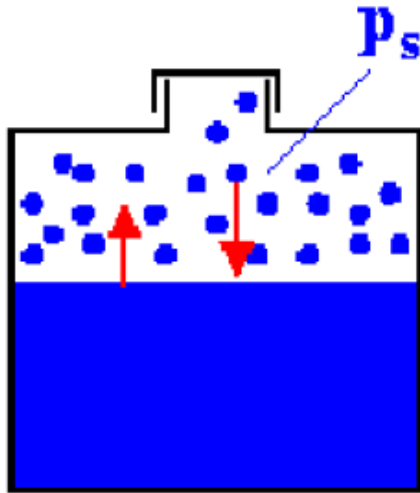
zum Verdampfen von Wasser wird - ohne dass sich dabei die Temperatur erhöht - eine Verdampfungswärme von 2,26 MJ/kg benötigt (1 atm Druck)



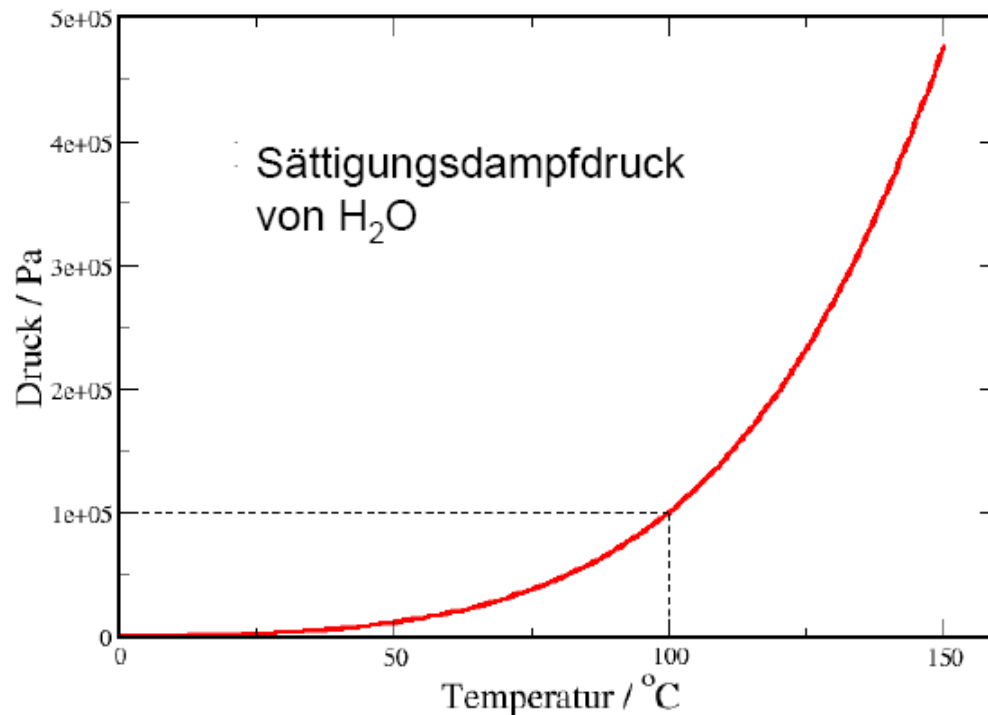
kalorische Kurve Wasser

Koexistenzlinie: Sättigungsdampfdruck

- **Thermodynamisches Gleichgewicht** im geschlossenen System



- der leere Raum oberhalb der Flüssigkeit füllt sich mit Dampf
- im Gleichgewicht verdampfen genauso viele Moleküle aus der Flüssigkeit wie aus dem Dampf kondensieren
- Dampfdruck im Gleichgewicht = **Sättigungsdampfdruck**



Der Sättigungsdampfdruck ist abhängig von der Temperatur



Dampfdruck-Kurve Wasser

Sieden und Verdunsten

- **Sieden und Siedepunkt**

Der Siedevorgang findet bei einer Temperatur T_s statt, bei der der Sättigungsdampfdruck gleich dem von außen auf der Flüssigkeit lastenden Luftdruck ist



Sieden unter
vermindertem Druck



- **Verdunstung** = Verdampfen einer Flüssigkeit, ohne dass der Sättigungsdampfdruck erreicht ist. Die zur Verdunstung notwendige Energie wird der Umgebung entzogen: **Verdunstungskälte**

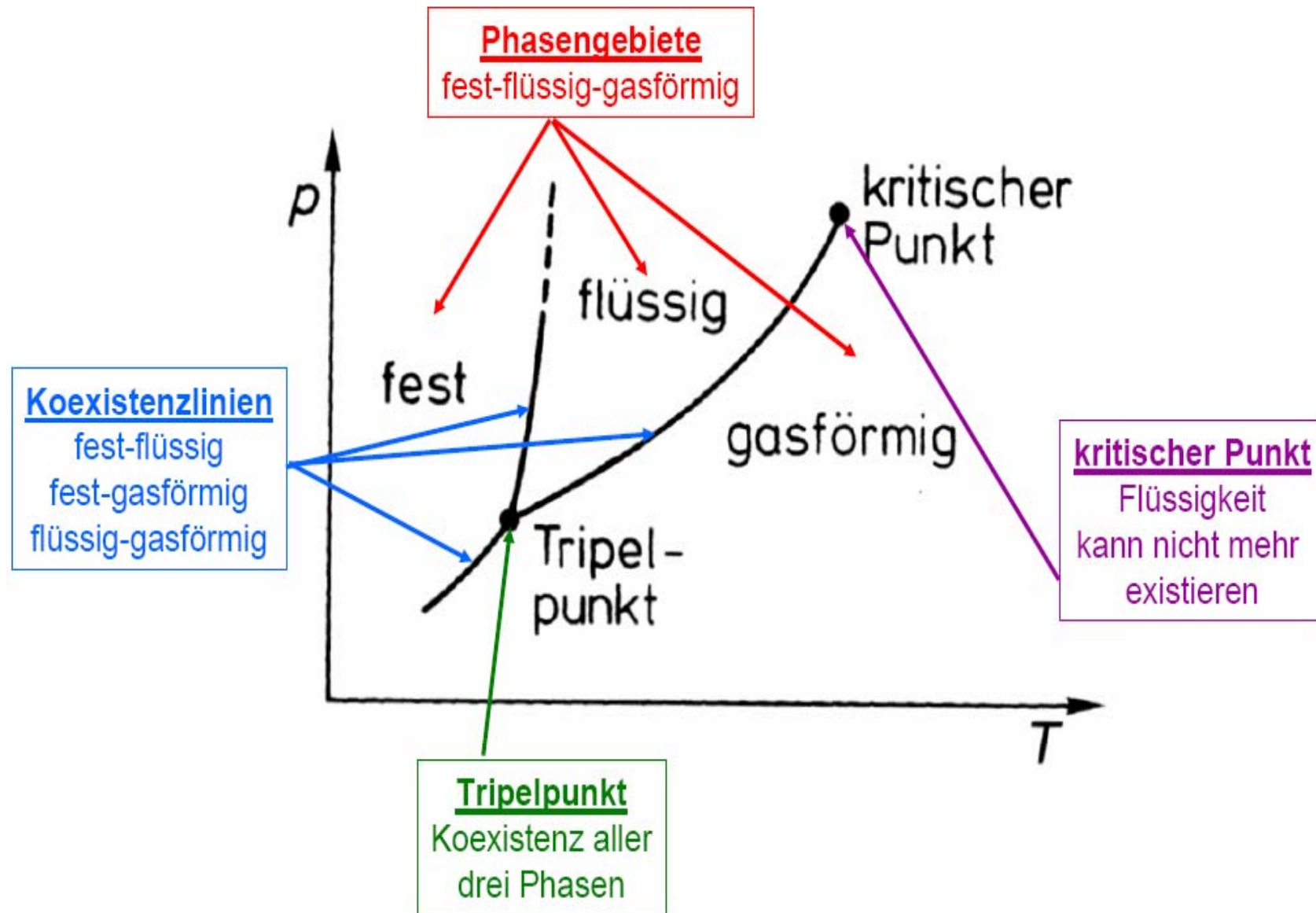


Verdunstungskälte



- **Luftfeuchtigkeit** = Verhältnis aus tatsächlichem Dampfdruck und dem Sättigungsdampfdruck
- **Taupunkt** = Temperatur, bei der sich bei plötzlicher Temperaturerniedrigung Kondensat in der Luft bildet (Nebel)

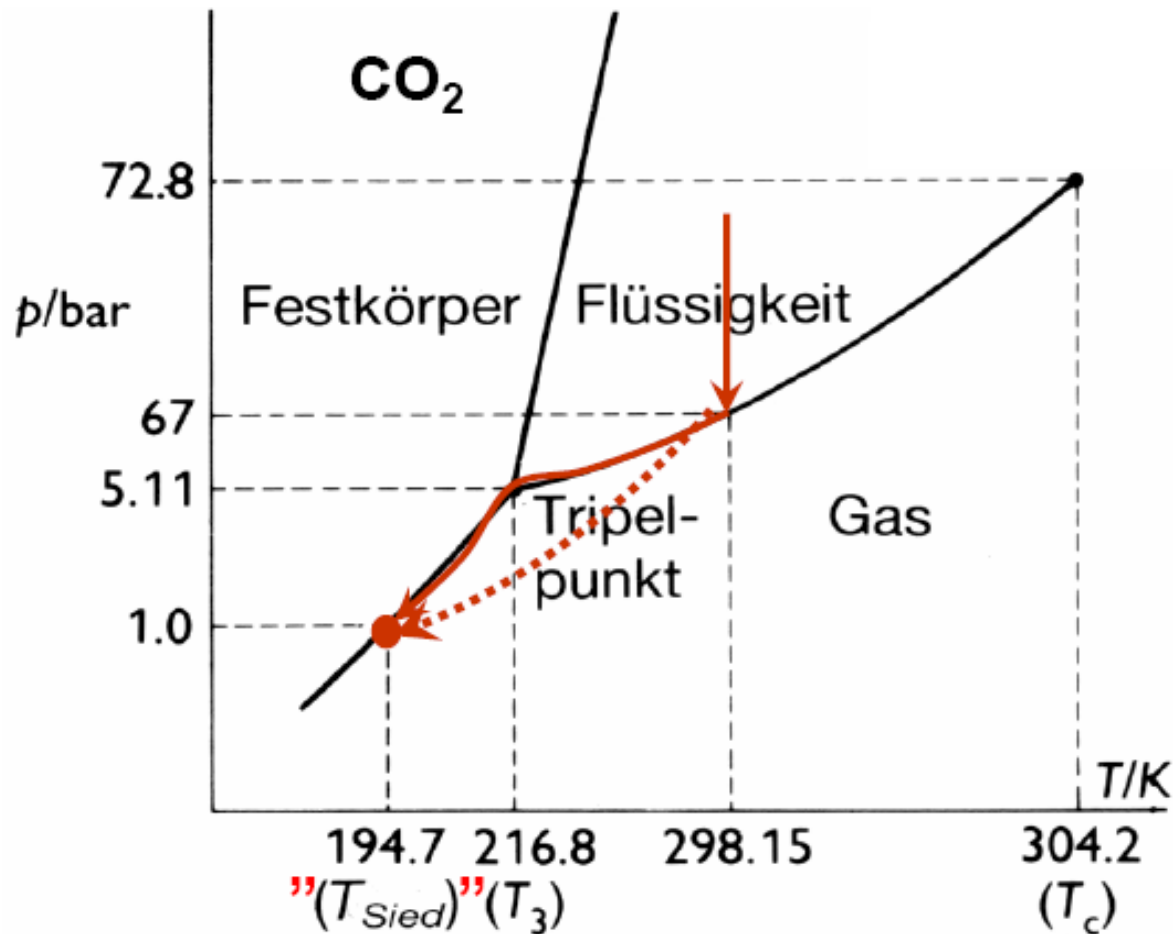
Phasendiagramm eines Ein-Stoffsystems



- entlang der Phasengrenzen sind je 2 Phasen im Gleichgewicht
- am Tripelpunkt koexistieren alle 3 Phasen

Sublimation

Phasenübergang: **gasförmig** → **fest**; **sublimieren**



Entspannen eines Flüssigkeits-/Gas-Gemisches: CO₂



CO₂-Schnee

Wärmetransport

- **Wärmeleitung:**

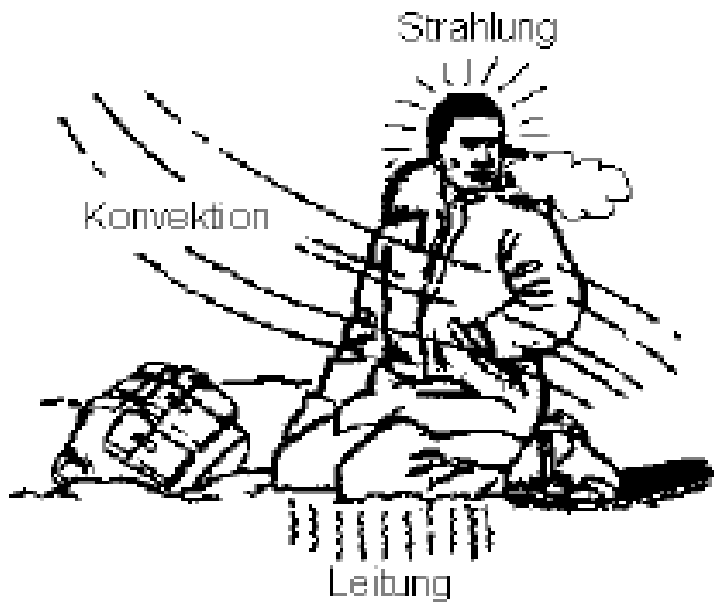
Wärmetransport vom wärmeren zum kälteren Körper durch Kontakt ohne Materialtransport

- **Konvektion:**

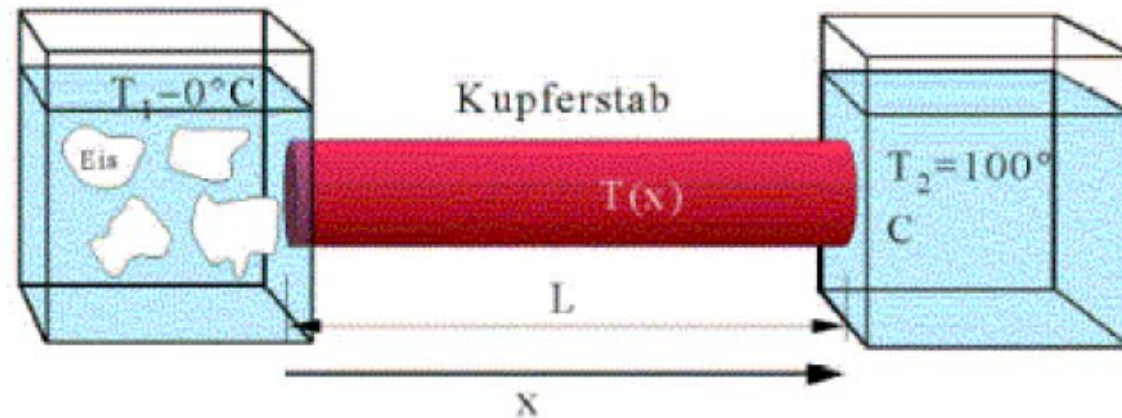
Wärmetransport durch Materietransport

- **Wärmestrahlung:**

alle Körper strahlen Wärmeenergie als elektromagnetische Strahlung ab (ohne Materietransport, auch im Vakuum)



Wärmeleitung



- **Wärmeleitung = Energietransport** über einen Stab der Länge L , der im Kontakt mit zwei Wärmebädern auf unterschiedlichen Temperaturen T_1 und T_2 steht

- Wärmeleitungsgleichung:

In der Zeit Δt transportierte Wärmemenge ΔQ
= **Wärmestrom** $\Delta Q/\Delta t$

$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = \lambda \cdot \frac{A}{L} \cdot (T_1 - T_2)$$



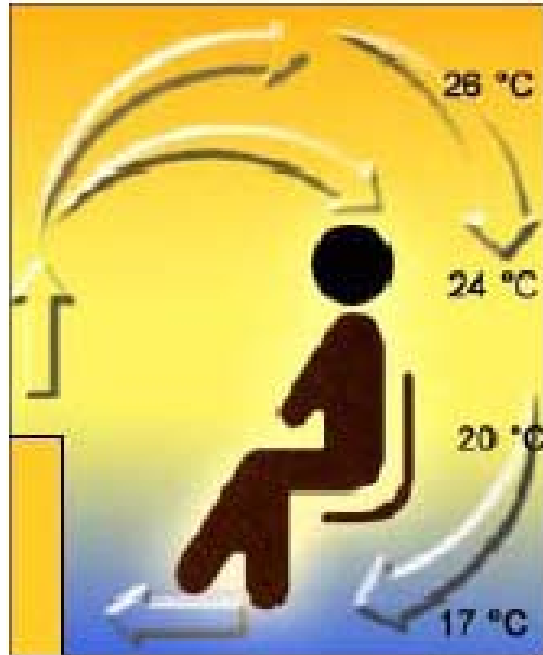
Wärmeleitung

λ = materialspezifischer
Wärmeleitkoeffizient

Geometrie

Wärmekonvektion

- strömendes Gas oder strömende Flüssigkeit kann Wärme an einer Stelle aufnehmen und an einer anderen Stelle abgeben:



⇒ Wärmetransport verbunden mit Materietransport

⇒ Energietransport abhängig von Art, Geschwindigkeit und Wärmekapazität des strömenden Mediums

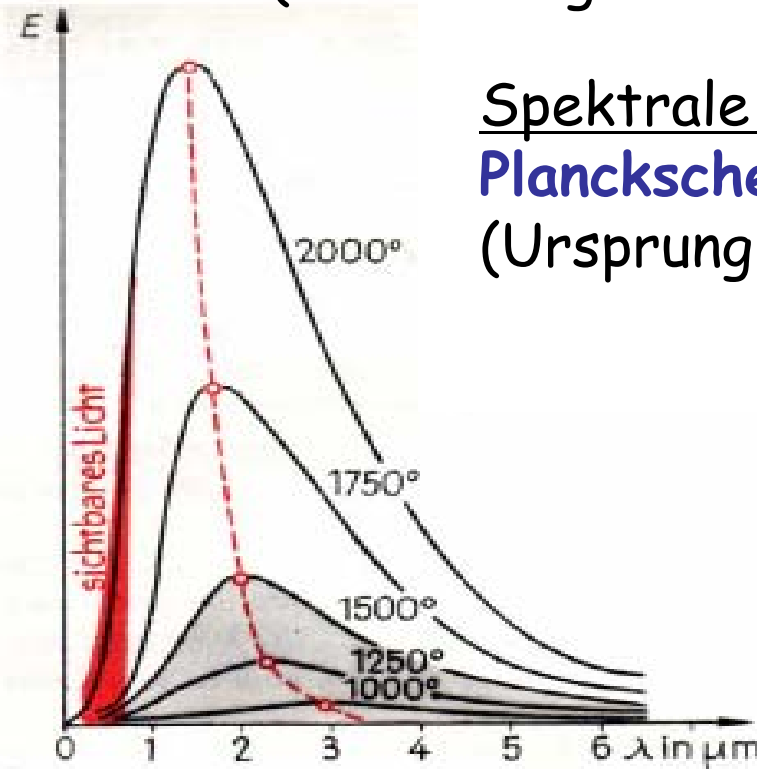
Beispiele: Wind, Ventilator, Fön, Warmwasserheizung



Wärmekonvektion

Wärmestrahlung

- Alle Körper geben Energie in Form von Wärmestrahlung ab (elektromagnetische Wellen)

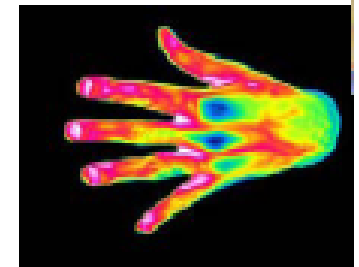


Spektrale Verteilung:
Plancksche Strahlungsgesetz:
(Ursprung der Quantenphysik)

integriert über alle Wellenlängen: Gesamtstrahlungsintensität:

$$P = \sigma \cdot A \cdot T^4 \text{ (Stefan-Boltzmann Gesetz)}$$

Beispiele: Sonnenstrahlung, Pyrometer, Thermographie



Wärmestrahlung

Zusammenfassung

- **Temperatur** entspricht der kinetischen Energie der Atome/ Moleküle
- **Temperaturmessung** nutzt verschiedene thermische Effekte aus: thermische Ausdehnung, Änderung des elektrischen Widerstands, Wärmestrahlung
- **ideale Gasgleichung:** $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
- **van der Waals Gleichung** für reale Gase
(Berücksichtigung der Wechselwirkung zwischen den Atomen und deren Eigenvolumen)
$$\left(p + \frac{a}{V^2} \right) \cdot (V - N_A \cdot b) = R \cdot T$$
- **Zustandsänderungen** von Stoffen bei Erwärmung:
 - Temperaturänderung proportional zur zugeführten Wärmemenge
Proportionalitätskonstante: **Wärmekapazität**
 - bei **Phasenübergängen** wird zusätzliche Wärmemenge benötigt oder frei, da sich die Bindungen zwischen den Atomen ändern (**latente Wärme**)
- **Wärmetransport** durch Wärmeleitung, Konvektion, Wärmestrahlung