



Mathematisch-Naturwissenschaftliche Grundlegung WS 2014/15 *Chemie I*

05.12.2014

Dr. Helge Klemmer



Gase – Flüssigkeiten – Feststoffe

Wiederholung Teil 1 (28.11.2014)

Fragenstellungen:

Druckanstieg im Reaktor bei Temperaturerhöhung und Produktbildung?
Wie groß ist die Masse an Luft in einem Heissluftballon oder dem Hörsaal?

Ideale Gase:

Keine zwischenmolekularen Wechselwirkungen (z.B. Edelgase wie Ne, Ar)
Wenig Gasmoleküle → großes Volumen V [m³], kleiner Druck p [N/m²]

Druck:

$$p = \frac{\text{Kraft}}{\text{Fläche}} = \frac{F}{A}$$

SI-Einheit: 1 Pascal (Pa) = 1 N/m²

1 bar = 1 · 10⁵ Pa

1 atm = 1.103 · 10⁵ Pa

760 Torr = 760 mm Hg = 1 atm

Messen des Drucks:

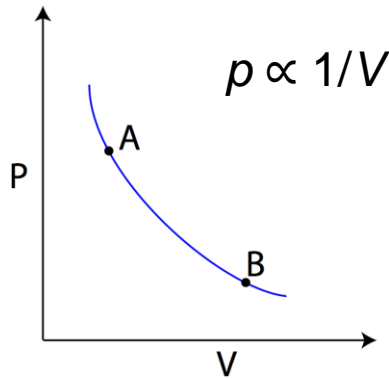
Barometer, U-Rohr Manometer, Membranmanometer



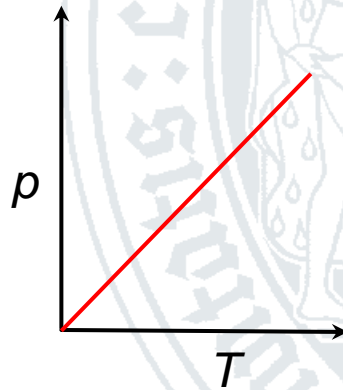
Gase – Flüssigkeiten – Feststoffe

Wiederholung Teil 1 (28.11.2014)

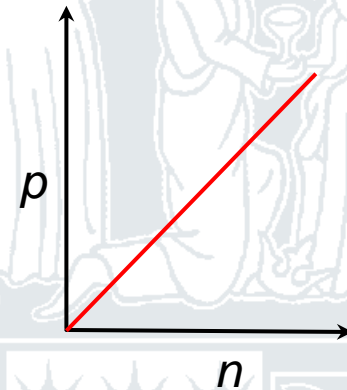
$p(V)$ bei $T, n = \text{konstant}$



$p(T)$ bei $V, n = \text{konstant}$



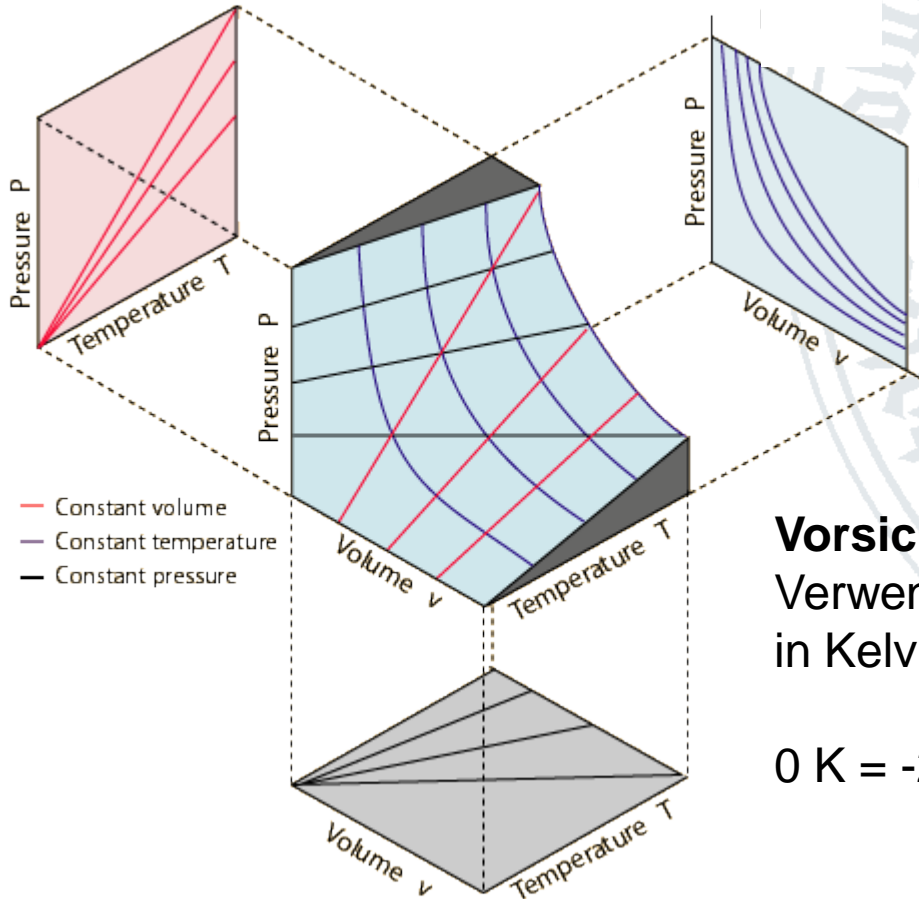
$p(n)$ bei $V, T = \text{konstant}$



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

mit R : Allgemeine Gaskonstante (8.314 J/(mol·K))

Ideales Gasgesetz



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

Beschreibt den Zustand
eines idealen Gases

→ Zustandsgleichung

Vorsicht:

Verwenden Sie die absolute Temperatur T
in Kelvin [K]

$0 \text{ K} = -273.15 \text{ } ^\circ\text{C}$ und $298.15 \text{ K} = 25^\circ\text{C}$

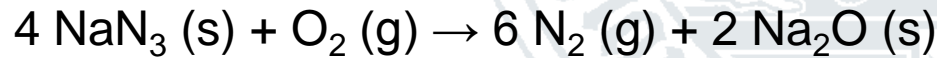
Ideales Gasgesetz - Anwendungsbeispiel



$$V = 100l = 0.1m^3$$

$$T = 20^{\circ}C = 293K$$

$$p = 1.5bar = 1.5 \cdot 10^5 Pa$$

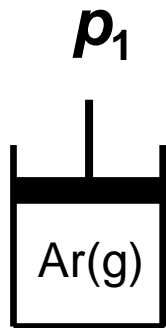


Wie viel Natriumazid muss umgesetzt werden, um den Airbag aufzublasen?

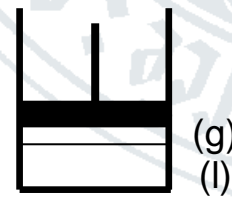
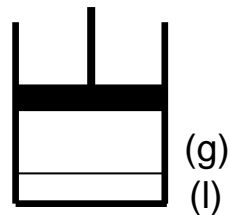
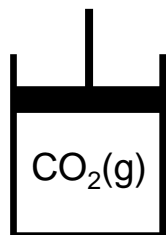
$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1.5 \cdot 10^5 Pa \cdot 0.1m^3 \cdot K \cdot mol}{8.314J \cdot 293K} = 6.16mol$$

Aber, da 4 mol NaN_3 6 mol N_2 liefern, müssen 4.11 mol NaN_3 umgesetzt werden!

Reale Gase



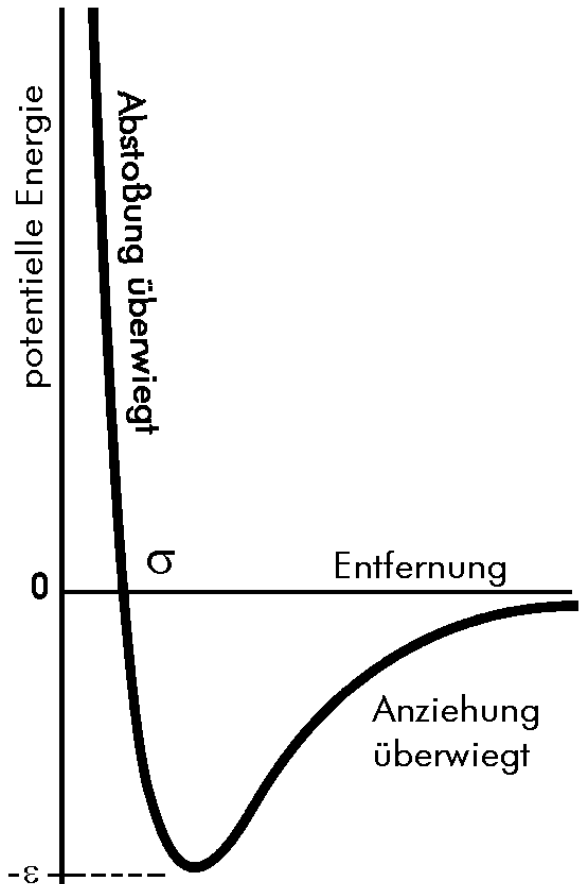
Keine Wechselwirkung \rightarrow ideales Gas



Intramolekulare Wechselwirkung \rightarrow reales Gas

Reale Gase

Begründung der Beobachtung: Warum kondensiert Gas?



Lennard – Jones Potential

Berücksichtigung des Eigenvolumens der Teilchen
der zwischenmolekularen WW

Abstoßende WW bei kleinen Abständen
→ schwer/nicht komprimierbar

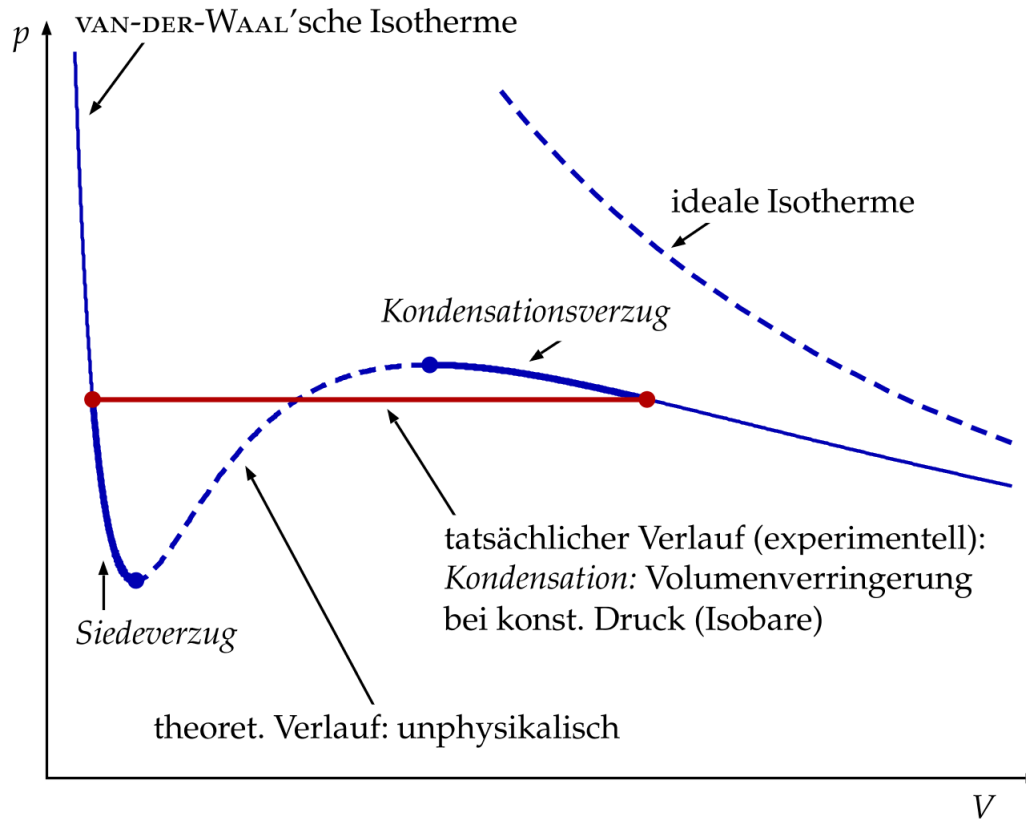
Anziehende WW bei mittleren Abständen
→ leicht komprimierbar (mittlerer Druck)

Kaum/keine WW bei großen Abständen
→ nahezu keine WW (fast ideales Gas)



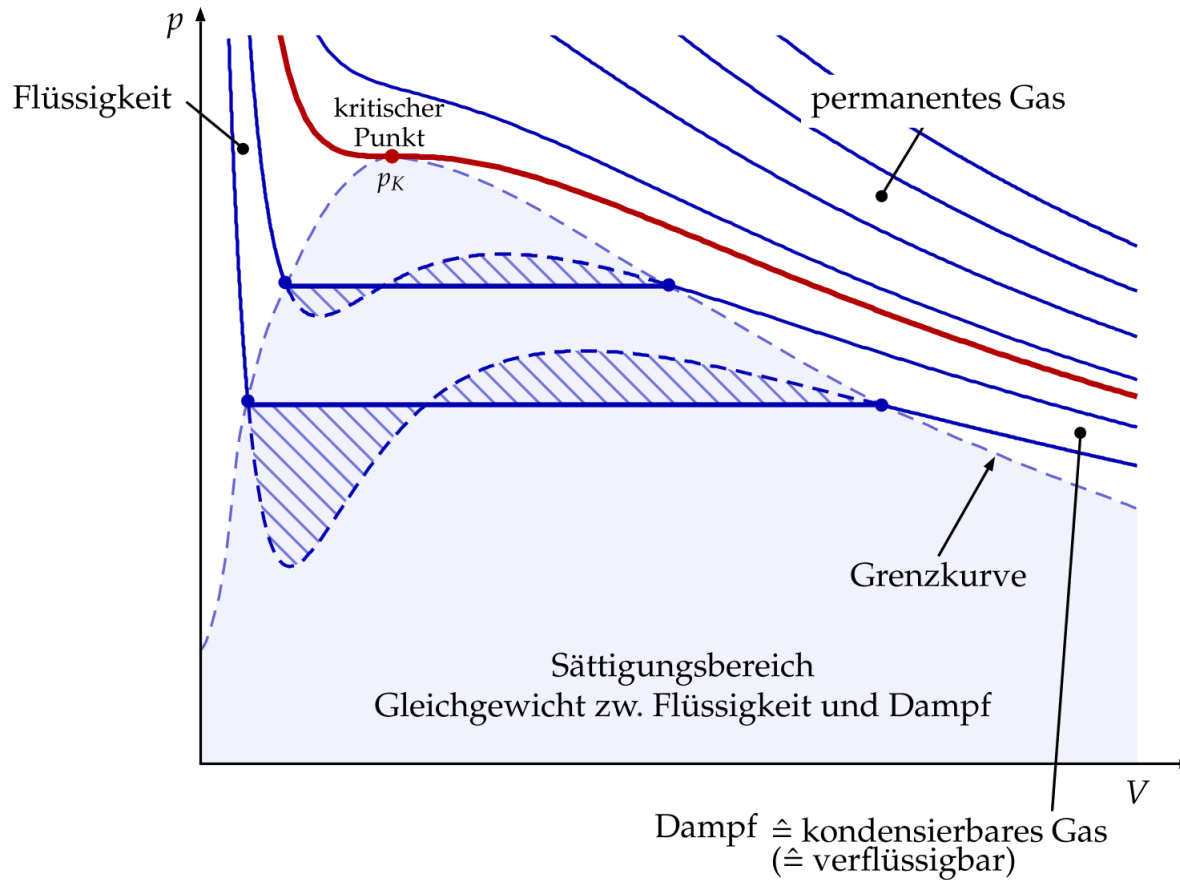
Reale Gase

$p(V)$ – Diagramm: Die *van der Waals* Gleichung



Reale Gase

$p(V)$ – Diagramm: Die *van der Waals* Gleichung



Reale Gase – Van der Waals Gleichung

Berücksichtigung des Eigenvolumens (abstoßende WW)

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

Berücksichtigung der anziehenden WW

→ geringere Stoßhäufigkeit mit Wänden und geringere Stoßkraft
proportional zur Teilchenkonzentration (n/V)

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - nb} - a \cdot \left(\frac{n}{V} \right)^2$$



Reale Gase - Anwendungsbeispiel

In einem Reaktor werden 300 kg Stickstoff bei konstantem Volumen $V = 2 \text{ m}^3$ auf eine Temperatur von $T = 250 \text{ }^\circ\text{C}$ gebracht. Wie groß ist der Druck nach der

- idealen Gasgleichung?

- *van der Waals* Gleichung?

Die van der Waals Parameter haben die Werte $a = 0.139 \text{ m}^6 \cdot \text{Pa} / \text{mol}^2$ und $b = 3.913 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 / \text{mol}$.

Lösungsweg: Stoffmenge Stickstoff N_2 : $n(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2)}{M(\text{N}_2)} = \frac{300 \text{ kg}}{0.0282 \text{ kg/mol}} = 10638 \text{ mol}$

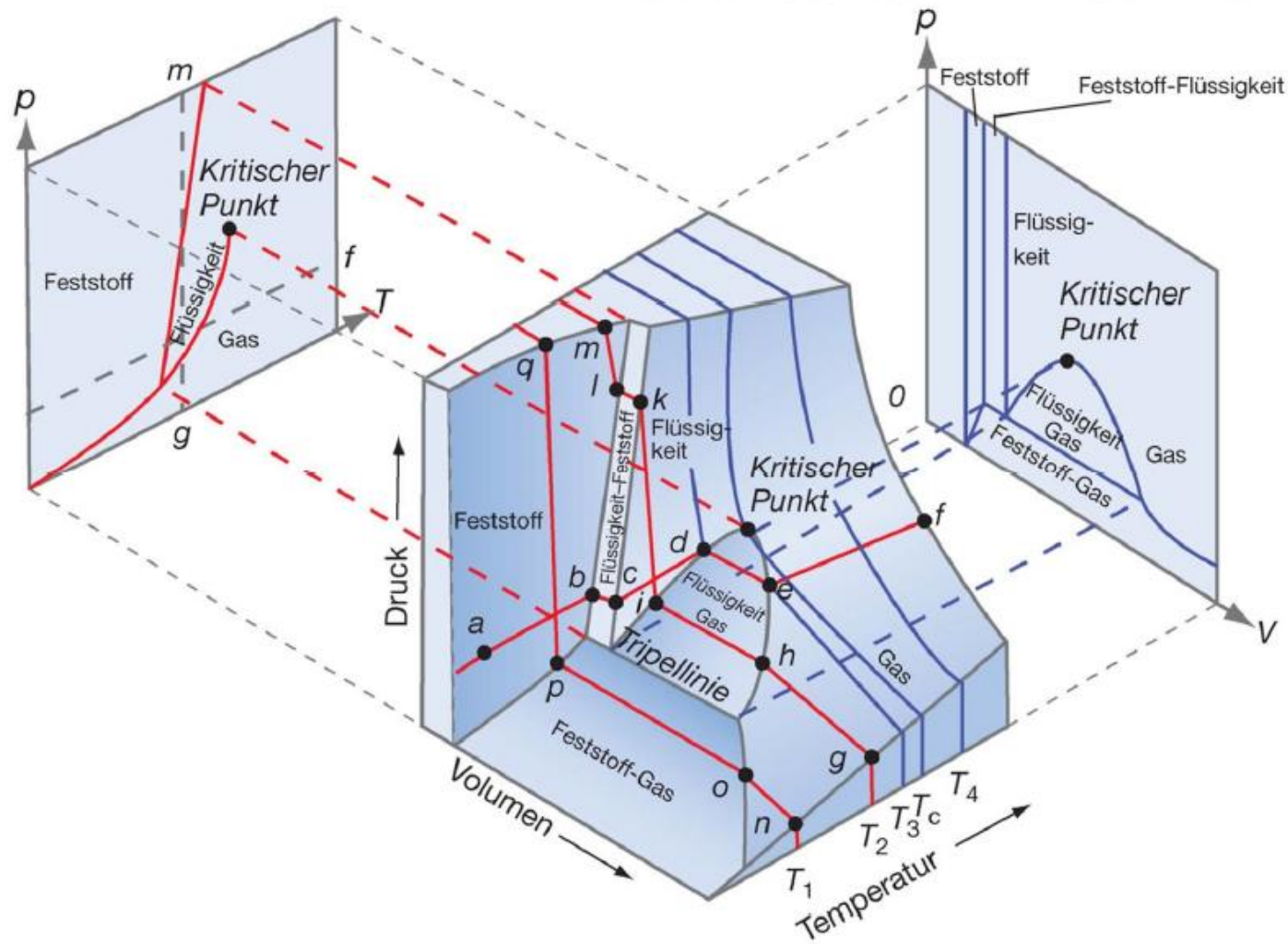
$$p(\text{ideal}) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{10638 \text{ mol} \cdot 8.314 \text{ J} \cdot 523 \text{ K}}{2 \text{ m}^3 \cdot \text{K} \cdot \text{mol}} = 2.31 \cdot 10^7 \text{ Pa} = 231 \text{ bar}$$

$$p(\text{vdW}) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - nb} - a \cdot \left(\frac{n}{V} \right)^2 = \frac{10638 \text{ mol} \cdot 8.314 \text{ J} \cdot 523 \text{ K}}{\left(2 - 10638 \text{ mol} \cdot 3.913 \cdot 10^{-5} \frac{1}{\text{mol}} \right) \text{ m}^3 \cdot \text{K} \cdot \text{mol}} - 0.139 \frac{\text{Pa}}{\text{mol}^2} \cdot \left(\frac{10639 \text{ mol}}{2 \text{ m}^3} \right)^2$$

$$= 2.53 \cdot 10^7 \text{ Pa} = 253 \text{ bar}$$



Phasendiagramm eines Reinstoffs



Thermodynamik – Arbeit und Wärme

Die Untersuchung der Umwandlung von Energieformen

→ beschreibt die Energiebilanz chem. oder phys. Prozesse

Warum werden chemische Gleichgewichte erreicht?

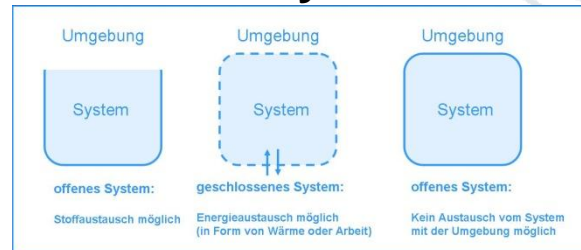
Wie sieht die Zusammensetzung im Gleichgewicht aus?

Wie erzeugen Zellen chemische Energie für biologische Prozesse?

System und Umgebung

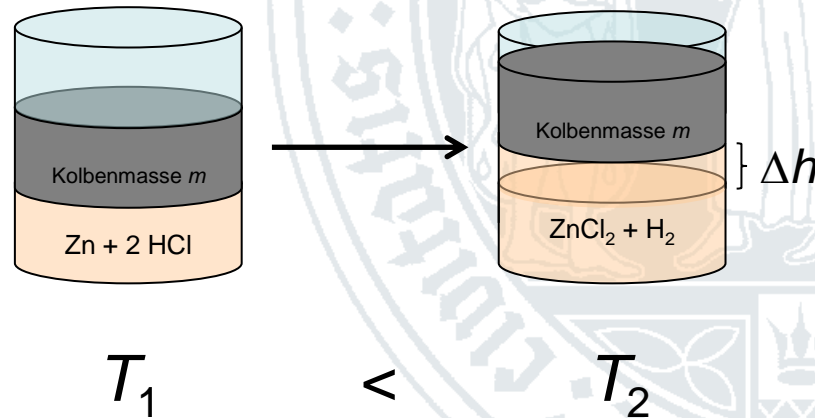
System: Probe deren Eigenschaften untersucht werden

Umgebung: Rest des Universums – System wird von der Umgebung betrachtet



Thermodynamik – Arbeit und Wärme

Energieübertragung bei einer Beispielreaktion:



Entstehendes Gas drückt den Kolben hoch und leistet dabei Arbeit

$$\text{Hubarbeit: } \Delta w = m \cdot g \cdot \Delta h$$

Zusätzlich wird Arbeit in Form von Wärme Δq an das System abgegeben (exotherm)

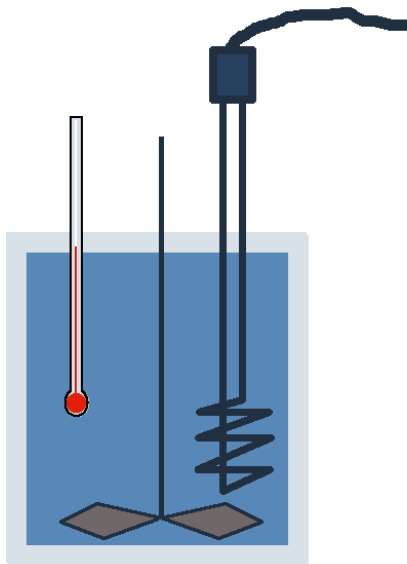
$$\Delta q = c_{s,p} \cdot m \cdot \Delta T = c_{s,p} \cdot m \cdot (T_2 - T_1)$$

Thermodynamik – Messung der Wärme

Wird einem System Wärme zugeführt, so steigt die Temperatur!

→ ein Kalorimeter ermöglicht die Messung dieser Wärme

Experiment: Flüssigkeitskalorimeter zur Bestimmung der Wärmekapazität flüssiger Stoffe



Heizspirale erzeugt elektrische Arbeit:

$$w = I \cdot \Phi \cdot t$$

Messung des durch den elektrischen Strom erzeugten Temperaturanstieg ΔT

$$q = w = I \cdot \Phi \cdot t = c_s \cdot m \cdot \Delta T$$