

WS18/19

**THERMODYNAMIK UND
THEORIE DER WÄRME**
VORLESUNG #2

17.10.2018

Prof. Dr. Florian U. Bernlochner | IETP - KIT

ÜBERBLICK ÜBER DIE VORLESUNG

1. Grundbegriffe und Hauptsätze
2. **Das ideale Gas**
3. Die kinetische Gastheorie
4. Transportvorgänge
5. Phänomenologische Thermodynamik
6. Thermodynamische Prozesse
7. Thermodynamische Potentiale
8. Reale Gase
9. Das Plancksche Strahlungsgesetz

WH 1. GRUNDBEGRIFFE UND HAUPTSÄTZE

Hauptsätze (HS):

- **0. HS:** Stehen Systeme $A \leftrightarrow B$ und $B \leftrightarrow C$ im thermischen Gleichgewicht, dann stehen auch $A \leftrightarrow C$ im Gleichgewicht

Es gilt $T_A = T_B = T_C$.

- **1. HS:** Ein abgeschlossenes System enthält eine unveränderliche **innere Energie U** .

Die innere Energie ändert sich nur, wenn von außen Energie **zugeführt** oder **entnommen** wird.

→ zugeführte **Wärme Q** oder **am System geleistete Arbeit W**

Es gilt: $\Delta U = Q + W$ bzw. $dU = \delta Q + \delta W$

"d" für Zustandsgrößen und "δ" für Prozessgrößen

WH 1. GRUNDBEGRIFFE UND HAUPTSÄTZE

- **2. HS:** Jeder **Temperaturaustausch durch Wärmekontakt** ist irreversibel und kann nur durch Änderung der Umgebung wieder rückgängig gemacht werden.

Es gibt **keine** Zustandsänderung deren einziges Ergebnis die Übertragung von Wärme von einem Körper niedriger Temperatur auf einen Körper höherer Temperatur ist.

Absolute Differentiale: Innere Energie $U(T, V)$, dann ist dU definiert als

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_T dV.$$

WH 1. GRUNDBEGRIFFE UND HAUPTSÄTZE

Kombination aus **1. HS** und Formel für **Volumenarbeit** ($\delta W = -P dV$) und **Wärmekapazität** $\delta Q = C_V dT|_V$ unter konstantem Volumen:

$$dU = \delta Q - P dV = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV,$$

Für Prozesse mit $dV = 0$ folgt

$$dU = \delta Q - 0 = C_V dT = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V dT + 0,$$

und wir finden für die **Wärmekapazität** C_V die Relation

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$$

2. DAS IDEALE GAS

2.1 Die allgemeine Gasgleichung

Komprimiert man ein Gas bei konstanter Temperatur, so steigt der Druck P , während das Volumen V abnimmt.

Beim **Expandieren** (ebenfalls bei konstanter Temperatur) sinkt der Druck P , während das Volumen V zunimmt.

In guter Näherung ist $P \sim \frac{1}{V}$ (Boyle 1662, Mariotte 1676)

Gesetz von Boyle-Mariotte:

$$P \sim \frac{1}{V}, \quad P \cdot V = \text{konstant}, \quad \frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1},$$

für $T = \text{konstant}$ und Gase geringer Dichte

2. DAS IDEALE GAS

Erwärmt man ein Gas bei gleichbleibendem Druck, so vergrößert sich sein Volumen.

Analog verkleinert sich das Volumen, wenn man bei gleichbleibendem Druck ein Gas **abkühlt**.

In guter Näherung ist $V \sim T$ (Gay-Lussac 1802, Charles 1787)

Gesetz von Gay-Lussac / Charles:

$$V \sim T, \quad \frac{V}{T} = \text{konstant}, \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2},$$

für $P = \text{konstant}$ und Gase geringer Dichte

2. DAS IDEALE GAS

Erwärmt man ein Gas bei gleichbleibendem Volumen, so vergrößert sich sein Druck

Analog verkleinert sich der Druck, wenn man bei gleichbleibendem Volumen ein Gas **abkühlt**.

In guter Näherung ist $P \sim T$ (Gay-Lussac 1802, Amontons um 1690)

2. Gesetz von Gay-Lussac / Amontons:

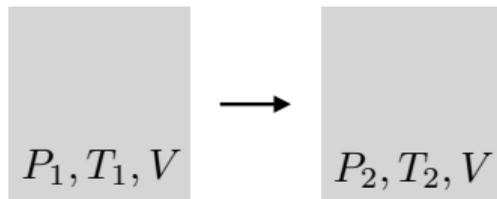
$$P \sim T, \quad \frac{P}{T} = \text{konstant}, \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2},$$

für $V = \text{konstant}$ und Gase geringer Dichte

2. DAS IDEALE GAS

Wir können nun mit einem **Gedankenexperiment** die **thermische Zustandsgleichung für ideale Gase** herleiten:

Isochor ($V = \text{const}$)

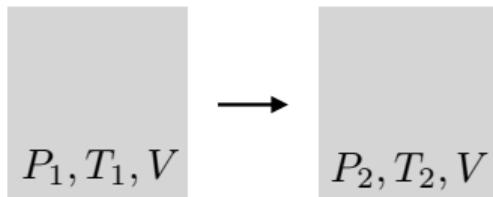


Gesetz von Gay-Lussac / Charles:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \Rightarrow \quad T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$$

2. DAS IDEALE GAS

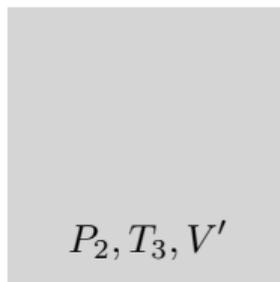
Isochor ($V = \text{const}$)



Gesetz von Gay-Lussac / Charles:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$$

↓ Isobar ($P = \text{const}$)

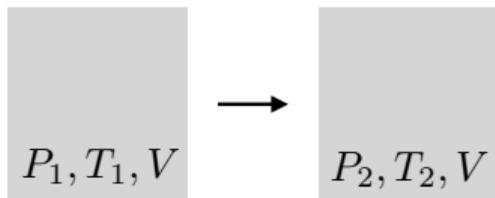


2. Gesetz von Gay-Lussac / Amontons:

$$\frac{V}{T_2} = \frac{V'}{T_3} \Rightarrow V' = \frac{V T_3}{T_2}$$

2. DAS IDEALE GAS

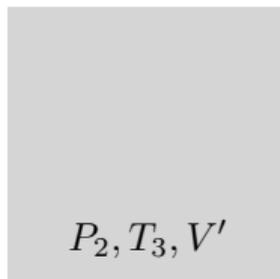
Isochor ($V = \text{const}$)



Gesetz von Gay-Lussac / Charles:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$$

↓ Isobar ($P = \text{const}$)



2. Gesetz von Gay-Lussac / Amontons:

$$\frac{V}{T_2} = \frac{V'}{T_3} \Rightarrow V' = \frac{V T_3}{T_2}$$

$$\Rightarrow \frac{P_1 V}{T_1} = \frac{P_2 V'}{T_3} \quad \text{oder} \quad \frac{P V}{T} = \text{konstant}$$

2. DAS IDEALE GAS

Anders formuliert ist dann

$$P \cdot V = C \cdot T, \quad (1)$$

mit C einer **Proportionalitätskonstante**, welche von der vorliegenden Gasmenge abhängt.

Ein weiteres **Gedankenexperiment**: Stellen wir uns zwei identische Behälter vor, die mit gleichen Mengen desselben Gases bei der gleichen Temperatur gefüllt sind.

Fügen wir nun beide Behälter zusammen, so erhalten wir das **doppelte Gasvolumen** bei gleichem Druck P und gleicher Temperatur T . **Aber C ist nun doppelt so gross!**

⇒ C is proportional zur Gasmenge N : $C = N \cdot k_B$ und damit $P \cdot V = N \cdot k_B \cdot T$

2. DAS IDEALE GAS

Die Größe k_B heißt **Boltzmann-Konstante** und hat für alle Gase denselben Wert:

$$k_B = 1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K.}$$

Die Boltzmann-Konstante ist eine von der **Definition der Temperaturskala abhängige** Größe.

Davon unabhängig dagegen ist die energetische Größe $k_B T$. Bei Raumtemperatur ($T_{\text{RT}} = 293\text{K}$) ist $k_B T_{\text{RT}} \approx 4 \times 10^{-21} \text{ J}$ (= 25 meV).

2. DAS IDEALE GAS

Oft ist es günstiger die Gasmenge als Anzahl Mol anzugeben. Liegen n mol einer Substanz vor (vgl. letzte Vorlesung), dann enthält sie die folgende Anzahl an Teilchen:

$$N = n N_A . \quad (2)$$

mit N_A der Avogadrokonstante ($N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

Fügen wir alles zusammen erhalten wir die **Zustandsgleichung für ideale Gase**:

$$P \cdot V = N \cdot k_B \cdot T = n \cdot N_A \cdot k_B \cdot T = n \cdot R \cdot T$$

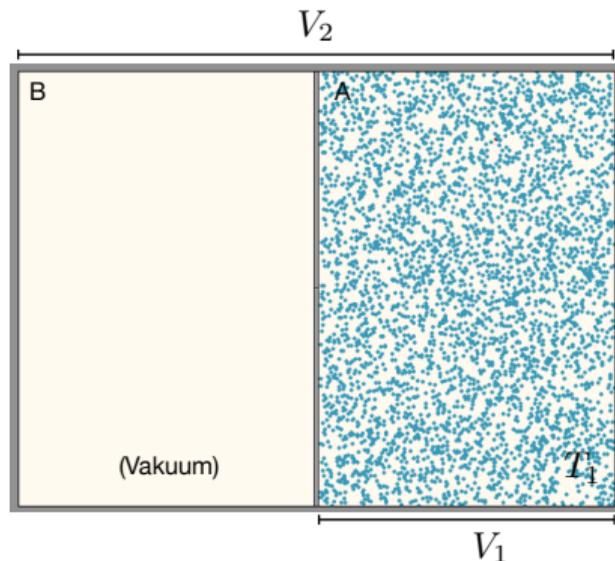
mit $R = k_B N_A$ der **universellen Gaskonstante**

$$R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} .$$

2. DAS IDEALE GAS

Für viele Gase hat sich das allgemeine Gasgesetz in einem weiten Temperaturbereich als gute Beschreibung erwiesen. Es ist aber z.B. **nicht** imstande Phasenübergänge zu erklären.

2.2 Irreversible adiabatische Expansion (oder: das Experiment von Joule)

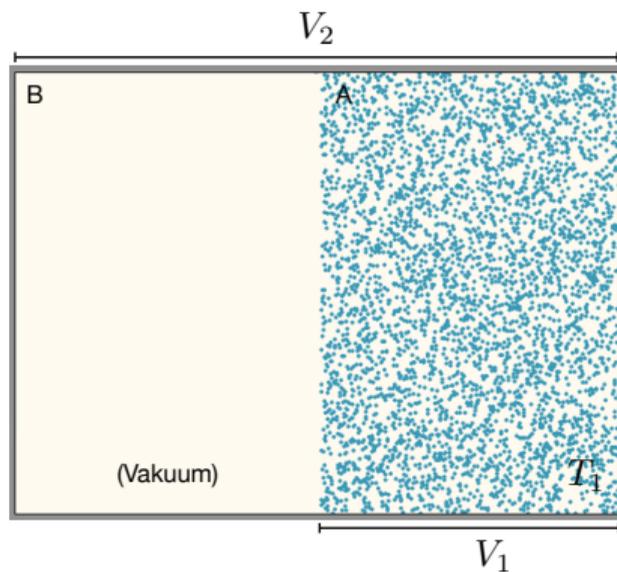


A sei mit Gas gefüllt und von B (Vakuum) durch eine Wand getrennt. Die gesamte Anordnung ist thermisch isoliert, i.e.

$$\Delta Q = 0 \quad (\text{adiabatischer Prozess})$$

2. DAS IDEALE GAS

Nach der Entfernung der Wand **ohne Arbeitsleistung** ($\Delta W_A = 0$) wurde gemessen: $\Delta T = 0$



Da $U(V_1, T_1) = U(V_2, T_2)$
(abgeschlossenes System) und
somit

$$dU = \underbrace{\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V}_{C_V} dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV = 0$$

Bleibt die Temperatur gleich folgt
aus $dT = 0$ unmittelbar

$$\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T = 0$$

2. DAS IDEALE GAS

Und damit gilt viel allgemeiner für $dT \neq 0$, dass $dU = C_V dT$

Die innere Energie U ist alleine eine Funktion der Temperatur T :

$$dU = C_V dT \quad \text{bzw.} \quad \Delta U = C_V \Delta T$$

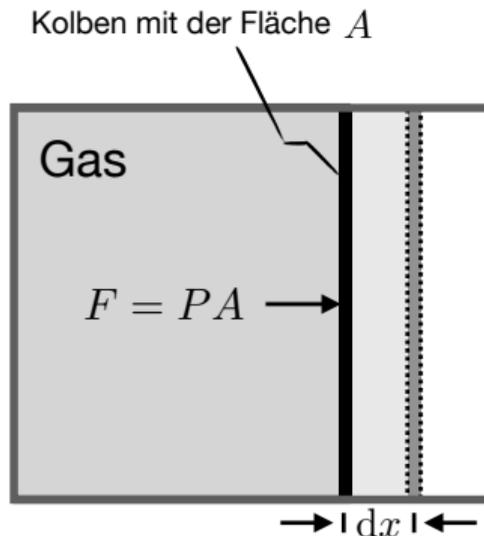
Gase dieser Eigenschaft nennen wir "ideal" und das Ergebnis lässt sich gut verstehen, wenn die **Wechselwirkungskräfte** zwischen den Gaskonstituenten **verschwinden**, so dass keine abstandsabhängige Energie vorhanden ist ($E_{\text{pot}} = 0$). Dann gilt $U_{\text{ges}} \simeq E_{\text{kin}} \sim T$.

Definition

Ein **ideales Gas** ist eine große Anzahl Teilchen (Atome, Moleküle), deren gegenseitige Wechselwirkung und Ausdehnung klein sind und dessen Stoßprozesse **elastisch** sind.

2. DAS IDEALE GAS

2.3 Volumenarbeit und $P - V$ Diagramme



Gedankenexperiment: Behälter mit reibungsfreiem Kolben

Aus $PV = nRT$ folgt bei **Expansion**:

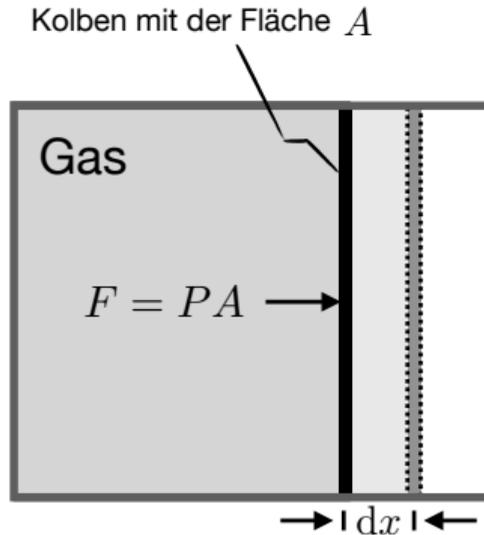
- Änderung in $V \rightarrow$ Änderung in P/T

Schnelle **Kompression**:

- **Störung** des Gleichgewichtszustand, z.B. Bildung eines P -Gradienten
- Muss abwarten bis sich das Gas wieder im thermischen Gleichgewicht befindet

2. DAS IDEALE GAS

2.3 Volumenarbeit und $P - V$ Diagramme

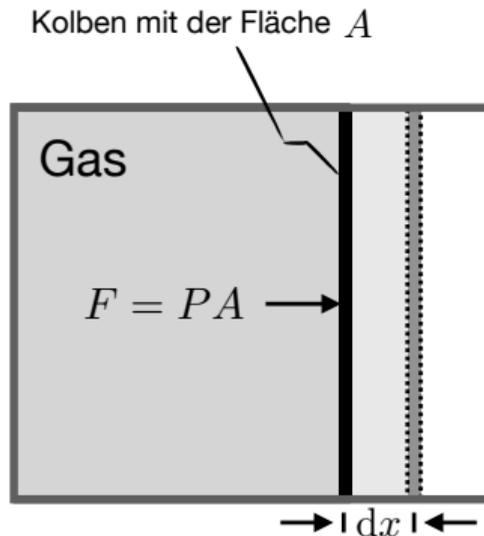


Langsame **Kompression**:

- Infinitesimal langsam \simeq Gas zu jedem Zeitpunkt im Gleichgewicht
- Quasi-statische oder **reversibler Prozess**
→ In der Praxis nur näherungsweise realisierbar

2. DAS IDEALE GAS

2.3 Volumenarbeit und $P - V$ Diagramme



Zurück zum **Gedankenexperiment**:

Hoher Druck P des Gases, **reversible** Expansion

→ geleistete Arbeit nach infinitesimaler Strecke dx

$$\delta W = -|F| dx = -PA dx = -P dV.$$

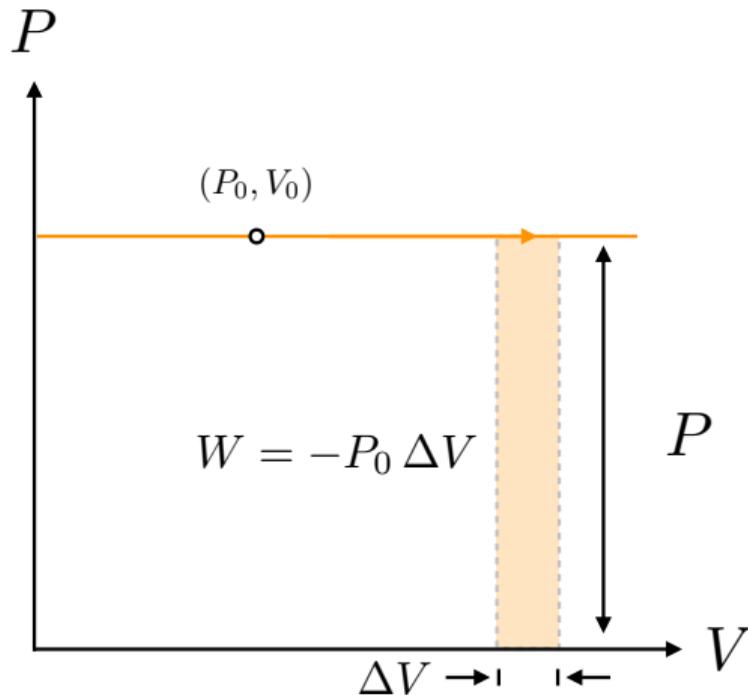
(-, vgl. letzte Vorlesung. Kurz: Es wird Arbeit an die Umgebung verrichtet)

→ Um W auszurechnen müssen wir wissen wie P von V und T abhängt.

Ideales Gas: $P = nRT/V$

2. DAS IDEALE GAS

Zustand festgelegt durch P und $V \leftrightarrow P$ - V Diagramme



P - V Diagramm bei konstantem Druck $P_0 \leftrightarrow$ isobar

Isobare Arbeit: $W = -P_0 \Delta V$

Allgemeiner:

$$W = - \int_{V_1}^{V_2} P dV = - \int_{\Delta V} P dV$$

Volumenarbeit = Fläche unter P - V -Kurve zwischen Anfangs- und Endvolumen

2. DAS IDEALE GAS

Einschub: Zustandsänderungen

- **Isobar:** Druck $P = \text{konstant}$
- **Isochor:** Volumen $V = \text{konstant}$
- **Isotherm:** Temperatur $T = \text{konstant}$
- **Adiabatisch:** Wärme $Q = \text{konstant}$

Einschub: Liter · atm in Joule

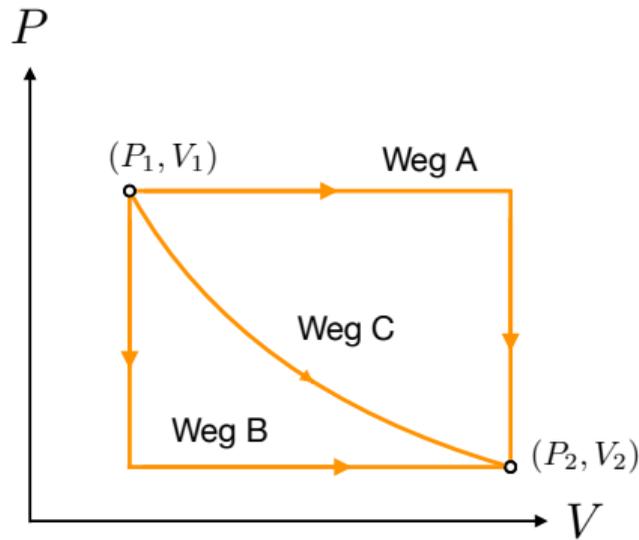
Häufig wird Druck in Atmosphären und Volumen in Litern angegeben:

$$1 \text{ L} \cdot 1 \text{ atm} = 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot 101.3 \times 10^3 \text{ N/m}^2 = \mathbf{101.3 \text{ J}}$$

2. DAS IDEALE GAS

Weiter mit unserem Gedankenexperiment:

Untersuchen **drei** verschiedene Wege von (P_1, V_1) nach (P_2, V_2) zu gelangen:



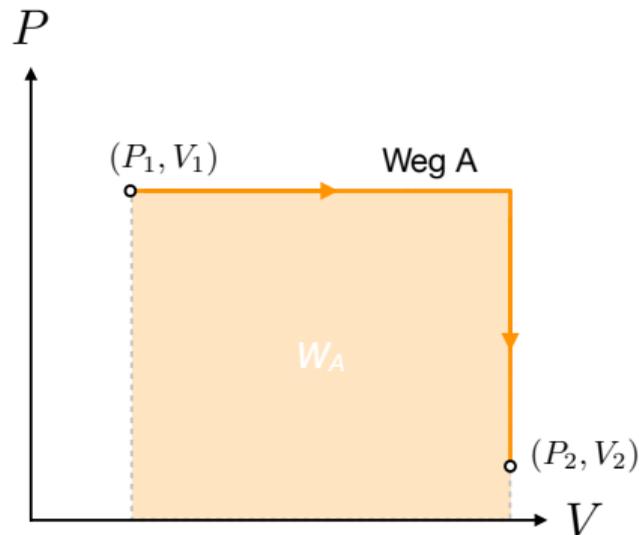
Randbedingung: Ideales Gas, $T = \text{konst}$

$$\rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2 = n R T$$

- **Weg A:** Gas erwärmt bei konstantem Druck, danach bei konstantem Volumen abgekühlt
- **Weg B:** Gas bei konst. Volumen abgekühlt, dann bei konst. Druck erwärmt
- **Weg C:** Expansion bei konst. Temperatur

2. DAS IDEALE GAS

Weg A: **Isobare & Isochore** Zustandsänderung



■ **Isobar:** $(P_1, V_1) \rightarrow (P_1, V_1 + \Delta V = V_2)$

Volumenarbeit:

$$W = - \int_{\Delta V} P_1 dV = -P_1 \Delta V$$

■ **Isochor:** $(P_1, V_2) \rightarrow (P_1 - \Delta P = P_2, V_2)$

Volumenarbeit:

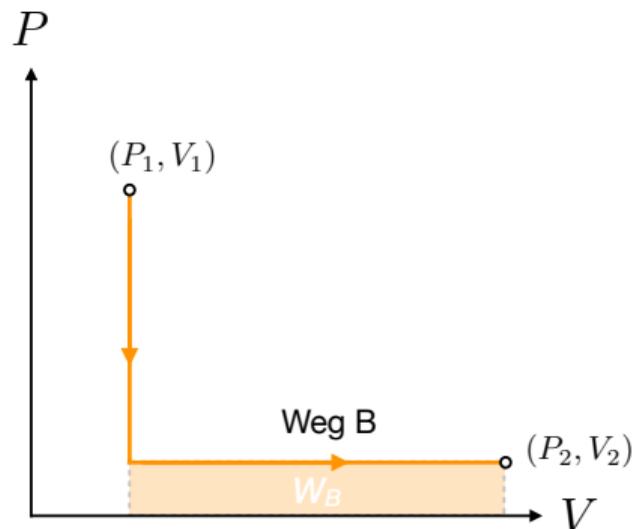
$$W = 0$$

Totale Arbeit: $W_A = -P_1 \Delta V$

$W_A \hat{=}$ Fläche unter Kurve im P - V Diagramm

2. DAS IDEALE GAS

Weg B: **Isochore** & **Isobare** Zustandsänderung



- **Isochor:** $(P_1, V_1) \rightarrow (P_1 - \Delta P = P_2, V_1)$

Volumenarbeit:

$$W = 0$$

- **Isobar:** $(P_2, V_1) \rightarrow (P_2, V_1 + \Delta V = V_2)$

Volumenarbeit:

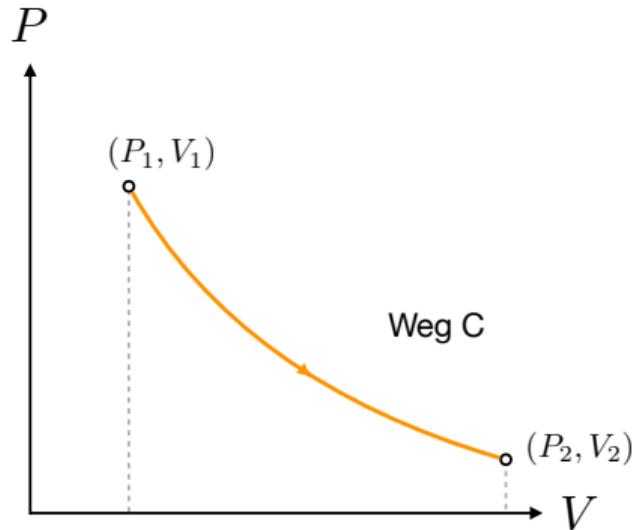
$$W = - \int_{\Delta V} P_2 dV = -P_2 \Delta V$$

Totale Arbeit: $W_B = -P_2 \Delta V$

→ Aus $P_2 < P_1$ folgt $W_B < W_A$

2. DAS IDEALE GAS

Weg C: **Isotherme** Expansion



■ **Isotherm:**

$$(P_1, V_1) \rightarrow (P_1 - \Delta P = P_2, V_2 - \Delta V)$$

Volumenarbeit:

Aus $P = nRT/V$ und $T = \text{konst.}$ folgt:

$$\begin{aligned} W &= - \int_{\Delta V} P dV = - \int_{\Delta V} \frac{nRT}{V} dV \\ &= -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}. \end{aligned}$$

2. DAS IDEALE GAS

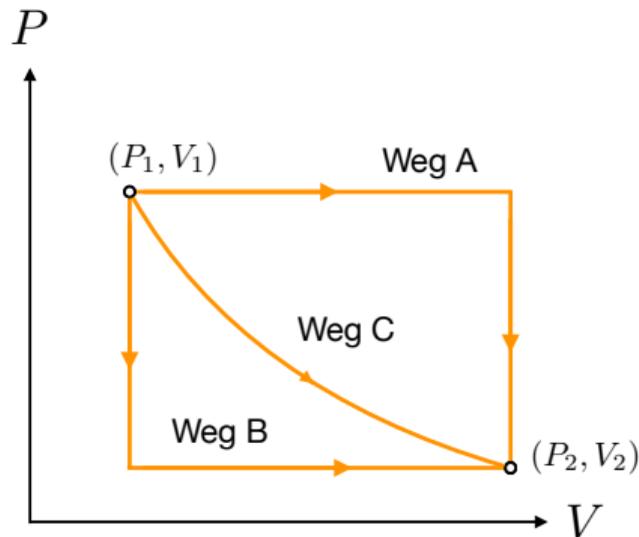
Volumenarbeit **stark unterschiedlich** bei den drei Expansionswegen:

Es gilt: $W_B < W_C < W_A$

Da das ideale Gas aber beim Anfangs- und Endzustand die gleiche Temperatur hat, kann sich seine **innere Energie** insgesamt **nicht** geändert haben.

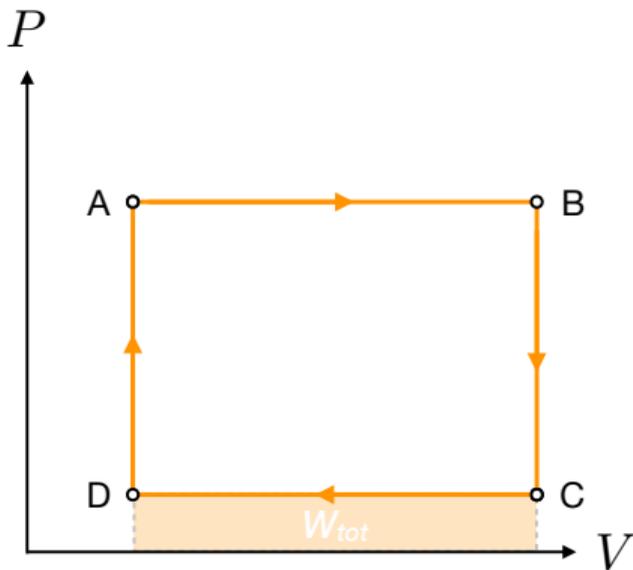
Abgegebene Volumenarbeit muss durch **absorbierte Wärmemenge** ausgeglichen worden sein:

$$\begin{aligned}\Delta U &= Q_A + W_A = Q_B + W_B = Q_C + W_C \\ &= C_V \Delta T = 0\end{aligned}$$



2. DAS IDEALE GAS

2.4 Kreisprozesse: **Zyklischer Prozess:** $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D$ mit $T = \text{konst.}$



$$(P_A, V_A) = (2 \text{ atm}, 1 \text{ L})$$

$$(P_B = P_A, V_B) = (2 \text{ atm}, 2 \text{ L})$$

$$(P_C, V_C = V_B) = (1 \text{ atm}, 2 \text{ L})$$

$$(P_D = P_C, V_D = V_A) = (1 \text{ atm}, 1 \text{ L})$$

Volumenarbeit:

$$W_{AB} = -P(V_B - V_A) = -2 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L} = -202.6 \text{ J}$$

$$W_{CD} = -P(V_D - V_C) = -1 \text{ atm} \cdot -1 \text{ L} = 101.3 \text{ J}$$

Gesamtbilanz pro Zyklus:

$$W_{tot} = W_{AB} + W_{CD} = -101.3 \text{ J}$$

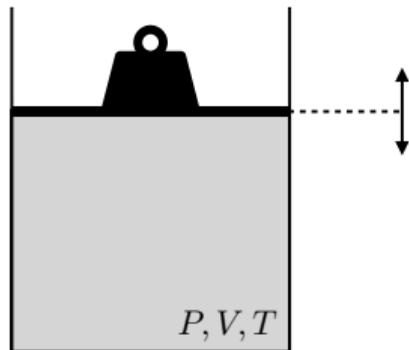
Nach Zyklus hat das ideale Gas wieder seinen Anfangszustand erreicht (U, P, V, T)

→ **1. HS: Wärmemenge muss zugeführt worden sein, welche Volumenarbeit kompensiert.**

2. DAS IDEALE GAS

2.5 Reversible adiabatische Expansion

Erinnerung: **adiabatisch** $\simeq \Delta Q = 0$ bzw. $\delta Q = 0$, also **kein** Wärmetausch mit der Umgebung (Wärmeisolierung)



Gedankenexperiment:

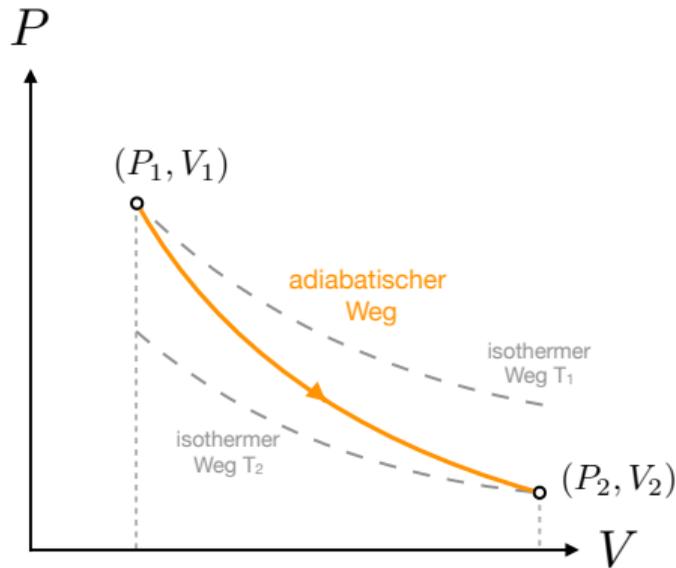
Ein Gewicht der Masse m werde durch den Druck P in die Höhe gedrückt.

Wie ändern sich Temperatur T und Volumen V eines (idealen) Gases?

Da keine Wärmeaufnahme möglich ist, muss die Volumenarbeit alleine auf Kosten der inneren Energie gehen \rightarrow **Temperatur sinkt**

2. DAS IDEALE GAS

P - V Diagramm der Situation: $T_1 > T_2$



- Gestrichelte Kurven: **isotherme** ($PV = nRT$)
- Durchgezogene Kurve: **adiabatische** Expansion

→ Die Kurve ist **steiler**, weil während der Expansion die **Temperatur abnimmt**

U wird kleiner, deshalb ist $\Delta U = C_V \Delta T$ mit ΔT negativ

Mit Hilfe der Zustandsgleichung idealer Gase und dem 1. HS können wir die Gleichung der adiabatischen Kurve herleiten.

2. DAS IDEALE GAS

1. HS: $dU = \delta Q + \delta W_{\text{rev}} = 0 + \delta W_{\text{rev}}$ und für ideale Gase gilt: $dU = C_V dT$

$$C_V dT = 0 - P dV \quad ; \quad P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$
$$C_V \frac{dT}{T} = -n \cdot R \frac{dV}{V} \quad ; \quad n \cdot R = C_P - C_V$$
$$\frac{dT}{T} = -\frac{C_P - C_V}{C_V} \frac{dV}{V} \quad ; \quad \gamma = \frac{C_P}{C_V}$$

mit γ dem sog. **Adiabatexponent**

Integration führt zur Poissongleichung:

$$\ln T + (\gamma - 1) \ln V = \text{const.}$$

Mit $PV = nRT$ findet man $\frac{PV}{nR} V^{\gamma-1} = \text{const.}$

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

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

2. DAS IDEALE GAS

Wie groß ist die bei der **adiabatischen Expansion** verrichtete **Volumenarbeit**?

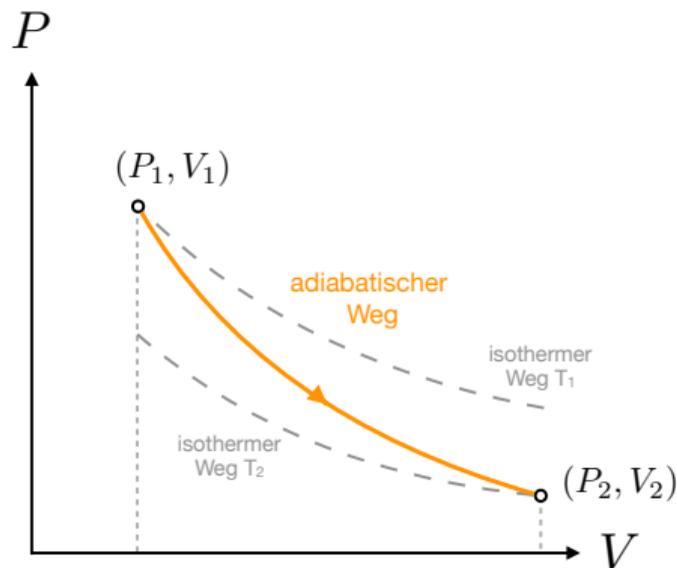
Mit $\delta Q = 0$ folgt aus $dU = \delta Q + \delta W$

$$P dV = -C_V dT$$

Damit folgt für die adiabatische Arbeit

$$W_{\text{adb}} = - \int P dV = \int C_V dT = C_V \Delta T.$$

→ die vom Gas verrichtete Arbeit hängt nur von der Änderung der absoluten Temperatur ab



Wir können die adiabatische Volumenarbeit auch durch die Volumen- und

Druckänderung ausdrücken: $W_{\text{adb}} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1}$

2. DAS IDEALE GAS

Einschub: $n \cdot R = C_P - C_V$; letzte Vorlesung: $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$

Wir wollen nun die Differenz der Wärmekapazitäten C_P und C_V für ein ideales Gas berechnen. Die Wärmekapazität bei konstantem Druck ist definiert als

$$\delta Q = C_P dT$$

und mit dem 1. HS und $\delta W_A = -P dV$ ist

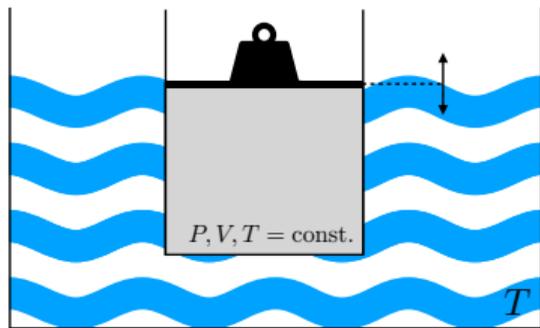
$$\begin{aligned} dU &= \delta Q + \delta W_A \\ &= C_P dT - P dV \end{aligned}$$

Für ideale Gase gilt $dU = C_V dT$ und $P V = n R T$ und es folgt

$$\begin{aligned} C_P dT &= C_V dT + P dV = C_V dT + n R dT \\ \Rightarrow C_P - C_V &= n \cdot R \end{aligned}$$

2. DAS IDEALE GAS

2.6 Reversible isotherme Expansion



Das Gas stehe diesmal im thermischen Gleichgewicht zu einem Wärmebad unendlicher Wärmekapazität, so dass $dT = 0$.

$$dU = \delta Q_{\text{rev}} + \delta W_{\text{rev}}.$$

Wegen $dU = C_V dT$ folgt $dU = 0 \Rightarrow \delta W_{\text{rev}} = -\delta Q_{\text{rev}}$

Expansion: Die dem Wärmebad entzogene thermische Energie wird vollständig in Arbeit umgewandelt (in Form potentieller Energie der Masse m)

2. DAS IDEALE GAS

$$\begin{aligned}\delta W_{\text{rev}} &= -P dV \quad ; \quad p \cdot V = n \cdot R \cdot T \\ &= -n \cdot R \cdot T \frac{dV}{V}\end{aligned}$$

also folgt

$$\begin{aligned}Q_{\text{rev}} &= -W_{\text{rev}} = - \int_{V_1}^{V_2} \delta W_{\text{rev}} \\ &= -n \cdot R \cdot T \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)\end{aligned} \tag{3}$$

Kompression: Die pot. Energie wird wieder vollständig in thermische Energie des Bades umgesetzt.

Gas und Wärmebad sind wieder im Ausgangszustand → **Reversibilität**

2. DAS IDEALE GAS

2.7 Reversible und realistische Prozeßführung

Im Gegensatz zu irreversiblen Zustandsänderungen können **reversible Zustandsänderungen** rückgängig gemacht werden, ohne dass in der Umgebung anderweitige Änderungen zurückbleiben.

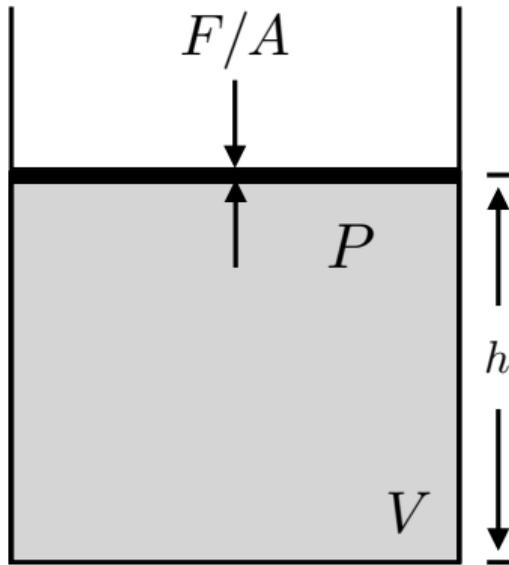
Eine Zustandsänderung ist genau dann reversibel, wenn das betrachtete thermodyn. System **in jedem Moment** im thermodyn. Gleichgewicht ist

Demgemäß beschreibt das vollständige Differential einer Zustandsgröße reversible Zustandsänderungen.

Zur näherungsweisen Realisierung reversibler Zustandsänderungen im Experiment müssen die Prozesse **sehr langsam** durchgeführt werden.

2. DAS IDEALE GAS

Beispiel: **Volumenänderung**



Auf das System geleistete Arbeit:

$$\begin{aligned}\delta W &= -F dh \\ &= -\frac{F}{A} dV\end{aligned}$$

Gleichgewicht: $P = \frac{F}{A}$

$$\rightarrow \delta W_{\text{rev}} = -P dV$$

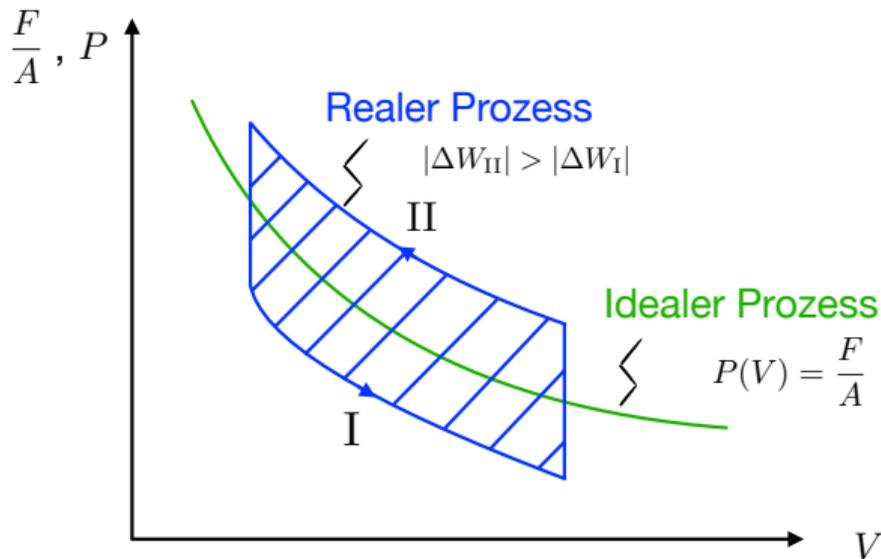
bzw.

$$W_{\text{rev}} = -\int_{V_1}^{V_2} P dV$$

2. DAS IDEALE GAS

Reale Prozessführung

- I. Expansion: $\frac{F}{A} < P$
- II. Kompression: $\frac{F}{A} > P$



Nur im Grenzfall **unendlich langsamer Prozessführung** fallen die Kurven I und II mit $P(V)$ exakt zusammen.

2. DAS IDEALE GAS

Wie kann man den Zufluss von Wärme reversibel durchführen?

2. HS: Thermodynamisches Gleichgewicht verlangt $T = \text{const.}$

$$\Rightarrow dT = 0 \quad \Rightarrow \Delta Q = \Delta Q_{\text{rev}} . \quad (4)$$

In einem **realen Prozess** fließt Wärme in endlicher Zeit nur, wenn ein Temperaturgradient existiert. Auch hier wird die Reversibilität nur durch unendlich langsame Prozessführung erreicht.

Schlussfolgerung: Reversible Prozesse sind nur näherungsweise realisierbar. Sie sind ein **theoretisches Konzept**.

2. DAS IDEALE GAS

Verständnisfragen: (Diskutieren Sie mit ihrem Sitznachbarn)

- Was ist der Unterschied zwischen **adiabatischer**, **isobarer** und **isothermer** Expansion eines idealen Gases? Zeichnen sie die entsprechenden P - V -Diagramme
- **Zyklischer Prozess** mit $T = \text{konst.}$
Skizzieren sie das P - V -Diagramm. Was ist die Gesamtbilanz der Volumenarbeit pro Zyklus? Wie muss die Volumenarbeit kompensiert werden, damit sich die innere Energie nicht ändert?
- Das **Experiment von Joule**
Erklären sie den Aufbau und Anfangszustand. Welcher Endzustand stellt sich ein? (Diskutieren Sie was bei verschiedenen Zeiten mit P , V und T passiert)