

6.8. REALE GASE

ideales Gas $pV = nRT$

$$p \frac{V}{n} = RT$$

$$p V_M = RT \quad \text{mit} \quad V_M = \frac{V}{n}$$

$V_M = \frac{V}{n}$
 molares Volumen

→ Moleküle sind punktförmig
 → keine Kräfte zwischen den Molekülen

van-der-Waals - Gleichung

$$\left(p + \frac{a}{V_M^2} \right) (V_M - b) = RT$$

↑ Kräfte zwischen den Gasteilchen (anziehend)
 ↑ Eigenvolumen der Gasteilchen

a: Kohäsionsdruck

b: Kovolumen

Wärmeänderung

$$\Delta Q = c_{VM} \Delta T + \frac{a}{V_M^2} \Delta V_M$$

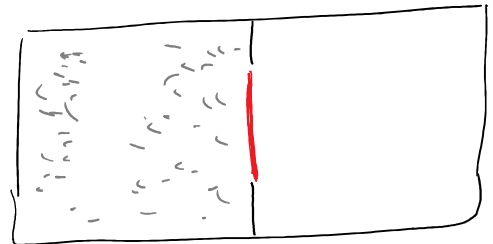
Joule-Thomson-Effekt

abgeschlossenes System: $\Delta Q = 0,$
 $W = 0$

- ideales Gas

$$\Delta U = 0 \rightarrow T = \text{const}$$

- reales Gas



• reales Gas

$$\Delta Q = c_{VM} \cdot n \Delta T + \frac{a}{V_m^2} \cdot \Delta V = 0$$

$$\Delta Q = c_{VM} \cdot \Delta T + \frac{a}{V_M^2} \Delta V_M = 0$$

$$\underline{\Delta T = -\frac{a}{c_{VM}} \cdot \frac{\Delta V_M}{V_M^2}}$$

< 0 für Vol. vergrößerung
 $\hat{=}$ Abkühlung

Kühlschrank,
 Gasverflüssigung



Versuch: CO₂ - Schnee

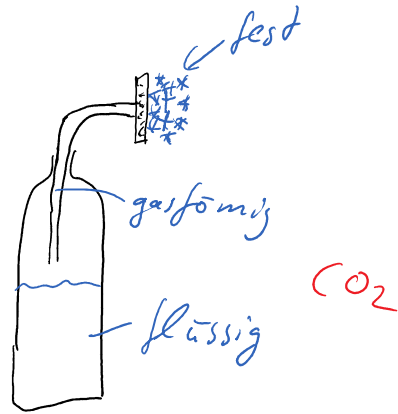
• flüssiges CO₂

↓

• gasförmig, strömt als Gas aus

↳ expandiert & kühlt ab
 (Joule - Thomson - Effekt)

↳ gefriert als CO₂ Schnee



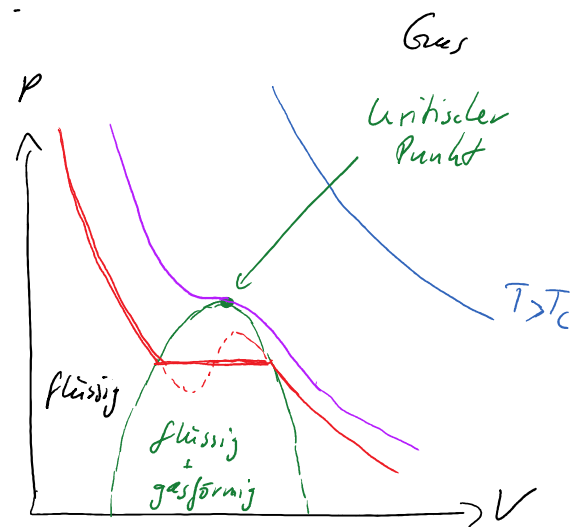
Warum ist CO₂ in der Flasche flüssig?

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2} \quad (\text{VdW-Gl.})$$

↳ $T > T_c$: annähernd ein ideales Gas

$T = T_c$: Druck unabhängig vom Volumen

$T < T_c$: Phasenübergang
 flüssig ↔ gasförmig



Phasen diagramm

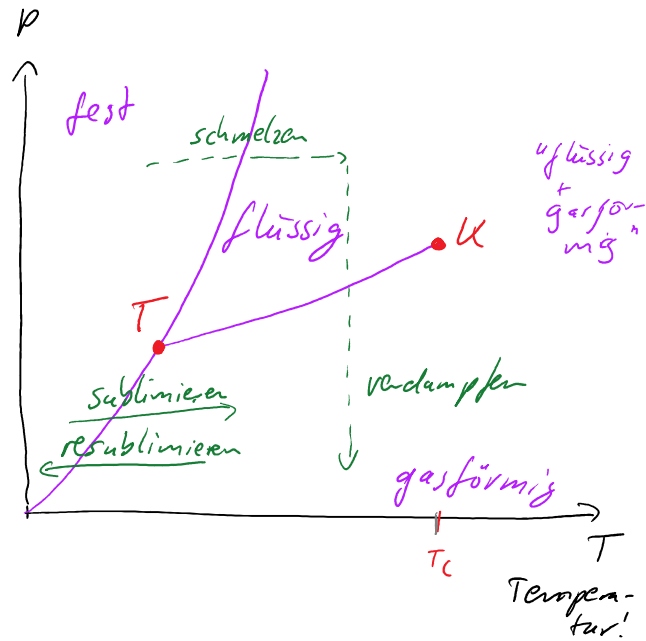
Aggregatzustand (fest, flüssig, gasförmig)
hängt von **Temperatur** und
Druck ab.

• Tripelpunkt T:

alle drei Phasen (Aggregatzustände)
liegen gleichzeitig vor

• Kritischer Punkt K:

keine Unterscheidung zwischen flüssig & gasförmig mehr
möglich



Phasenübergang

Änderung des Bindungszustandes

⇒ zusätzliche Wärme wird
frei/benötigt

① Schmelzwärme $334 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$ (H_2O)

② Verdampfungswärme $2246 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$

