

1

b) Umwandlung flüssig $\leftrightarrow$ gasförmig

Um eine Flüssigkeit zu verdampfen, ist Zufuhr von therm. Energie erforderlich (sog. Verdampfungswärme):

$$\Delta Q_{\text{verd.}} = m \cdot c_{\text{verd.}}$$

$c_{\text{verd.}}$: spezifische Verdampfungswärme

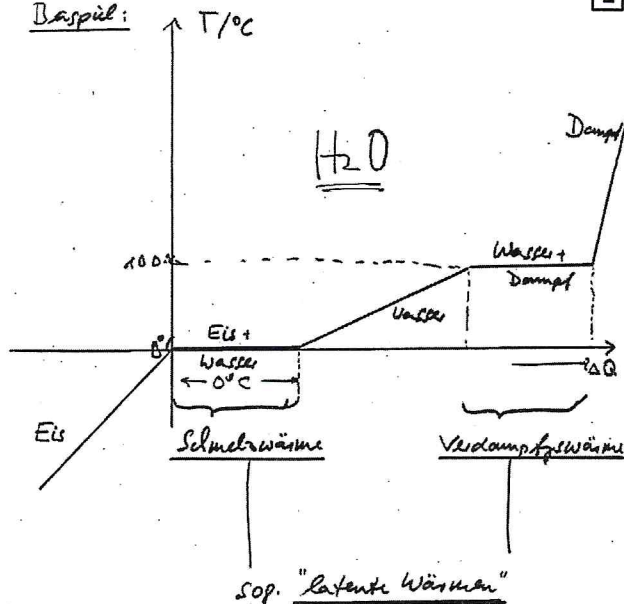
Bei reversibler Kondensation wird $\Delta Q_{\text{verd.}}$ wieder frei (Kondensationswärme).

Beispiele:

- Tau
- Nebelbildung
- Schmelzen
- Kühltürme von Kraftwerken

} Kond. Wärme

Beispiel:



Temperaturen der Phasenübergänge

abhängig von:

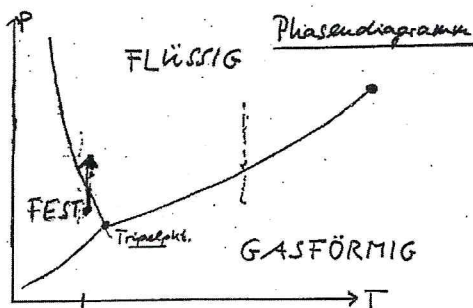
- Druck
- gelösten Stoffen (z.B. Salz in H_2O senkt den Gefrierpunkt)
- Nukleationskeimen (sonst z.B. Siedeverzug)

3

7.) Phasendiagramme

a) Temperatur der Phasenübergänge ist druckabh.

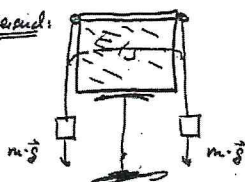
Bsp. H_2O :



$\Rightarrow$

- unter Druck wird Eis flüssig:
- Schlittschuhlaufen
 - Wandern von Gletschern
 - Draht wandert durch das Eis:

Veränd:



Veränd: Temperaturerhöhung bei $\approx -8^\circ\text{C}$

4

b) Temp. der Phasenübergänge von gelösten Stoffen

Bsp.: Gefrierpunktniedrigung von H_2O durch Kohlsalz bis -21°C je nach Konzentration der NaCl.

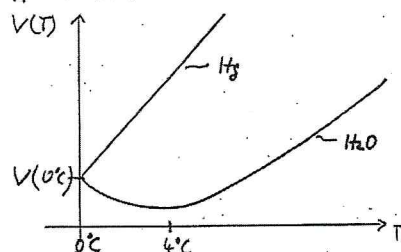
c) Ohne Keime Verzug der Phasenübergänge

- unterkühlte Flüssigkeiten (reines H_2O bis ca. -10°C)
- überhitzte Flüssigkeiten (zur Vermeidung: Siedestöpseln als Keime)

8) Die Dichte-Anomalie des Wassers

- * Wasser dehnt sich beim Gefrieren aus
- $\rightarrow$ alte Sprengtechnik
- $\rightarrow$ Verwitterung von Gesteinen

* max. Dichte bei 4°C



5

18. Ideale und reale Gase

1) Die Stoffmenge und das Gesetz von Avogadro

Gase enthalten sehr viele Teilchen.
Anstatt die Teilchen Stückweise zu zählen,
wählt man bequemer eine größere Einheit:
das sog. "mol"

Ein mol ist die Menge eines Stoffes,
die $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält.

Die Stoffmenge ist also lediglich
die Anzahl an Teilchen in Einheiten
von mol ($\approx 6,022 \cdot 10^{23}$ Stück).

Trotzdem wurde im SI-System die
Stoffmenge zur Basisgröße,
das mol zur Basiseinheit gemacht.
(sekundär...).

$$[n] = 1 \text{ mol}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{Teilchen}}{\text{mol}}$$

heißt Avogadro-Konstante (früher: Losmidt-Zahl).

6,022 · 10²³ : Wäre gerade diese Zahl? 6

Antwort: 12 p des Kohlenstoffisotops ¹²C
enthalten 6,022 · 10²³ Atome

Massenzahl = Zahl der Protonen und
Neutronen zusammen
("relative Atommasse")
= Zahl der sog.
Nukleonen im Kern
Protonen & Neutronen

Kernladungszahl = Zahl der Protonen
im Kern

Die Molmasse m_{molar} ist die
Masse von $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
(= 1 mol) eines Stoffes.

Die Molmasse beträgt (näherungsweise)
genausoviel Gramm, wie die
Massenzahl (bei Atomen) bzw.
die relative Teilchenmasse (bei
Molekülen) angibt.

↳ Vorausschaulich von $6,022 \cdot 10^{23}$
= 602 200 000 000 000 000 000 000 (!)

7

2) Die Zustandsgleichung für ideale Gase

Experimentell findet man bei idealen Gasen:

1) $p \cdot V = \text{const}$ bei $T = \text{const}$
 $\Rightarrow p \sim \frac{1}{V}$ "Gesetz von Boyle-Mariotte"

2) $p \cdot V \sim T$ "Gesetz von Gay-Lussac"
 $\Rightarrow \frac{pV}{T} = \text{const}$

3) $V \sim n$ (Stoffmenge)

$$\frac{pV}{T} = n \cdot R \quad \text{Konstante}$$

⇔ $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ ideale Gasgleichung

Bestimmung von R nach dem Gesetz von Avogadro:

$$p = 1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$T = 273,15 \text{ K}$$

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$V_{\text{molar}} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

⇒ universelle Gas-Konstante $R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ für alle idealen Gase gleich!

8

Teilchenzahl N:

$$N = n \cdot N_A$$

$$= n \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{\text{mol}} \Rightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

Folglich:

$$pV = nRT = N \left(\frac{R}{N_A} \right) T = NkT$$

↑ "Molare" ↑ Anzahl der Teilchen

$$p \cdot V = NkT$$

mit: $k := \frac{R}{N_A} = 1,3807 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} = k_B$
 sog. Boltzmann-Konstante

Das Molvolumen V_{molar} (Volumen von 1 mol)
unter Normalbedingungen (1 atm, 273,15 K)
ist für alle idealen Gase gleich
und beträgt:

$$V_{\text{molar}} = 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 22,414 \text{ L}$$

(Gesetz von Avogadro)

Drei Bedingungen:

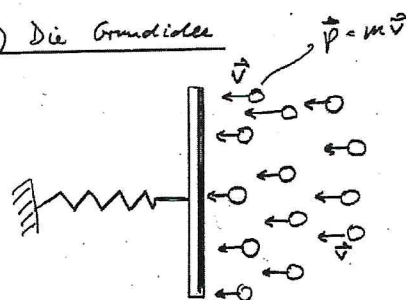
- 1) Gas besteht aus einer großen Zahl von Teilchen, die untereinander und mit den Wänden unelastische Stöße machen.
- 2) Großer Teilchenabstand, d.h. $\text{Gefäßvolumen} \gg \text{Eigenvolumen aller darin enthaltenen Teilchen}$
- 3) Zwischen den Stößen bewegen sich die Teilchen wechselseitig frei.

Bsp.: Moleküldurchmesser $2 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

↓
1 mol hat Eigenvolumen
 $V_m \approx 20 \text{ cm}^3$
aber Molvolumen des Gases ist
 22.400 cm^3

↓
Eigenvolumen $\ll$ Gefäßvol. bei Normal bed.

a) Die Grundidee



Stallkugeln prasseln in dichter Folge auf die rote Stahlwand und werden an ihr elast. reflektiert.

Folge: Wegen $\vec{F} = \dot{\vec{p}}$ (2. Newton-Gesetz) üben die Stallkugeln in Mittel eine Kraft auf die Wand aus.

Näherung großer Teilchenzahl: gleichmäßige Kraft auf Wand.

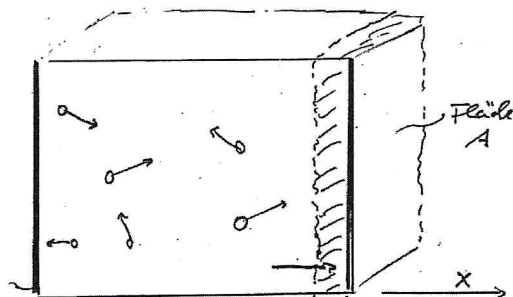
b) Mikroskopische Definition des Gasdrucks und des Temp.

Moleküle des idealen Gases prasseln auf Gefäßwände

↓
werden elastisch reflektiert

↓
übertragen Impuls $2mv_x$ auf Wand
[kommen mit $+mv_x$
gehen mit $-mv_x$
 $\Rightarrow \Delta p = 2mv_x$]

↓
 $F = \dot{p} = \frac{\Delta p}{\Delta t} \Leftrightarrow$ Kraft auf Wand



N : Zahl der Moleküle in V
 V : Volumen

$\left(\frac{N}{V}\right)$: Anzahldichte, Zahl der Molek. pro Vol.
 $V(t) = A \cdot \Delta x = A \cdot v_x \cdot \Delta t$

elast. Stoß mit roter Wand (s.o.):
 $v_x \rightarrow -v_x$; v_y, v_z bleiben gleich.

Anzahl der Moleküle, die auf die rote Wand aufliegen, d.h. $v_x > 0$

$\langle v_x \rangle$: $|v_x|$ für alle Moleküle gleich.

Zahl der Moleküle, die in Δt auf rote Wand treffen:

$$\rightarrow \Delta N_{\text{rot}}(\Delta t) = \frac{N}{2V} \cdot \underbrace{A \cdot \Delta x}_{v_x \cdot \Delta t}$$

Impulsübertrag Δp in Δt :

$$\Delta p = \Delta N_{\text{rot}}(\Delta t) \cdot 2mv_x = \frac{N}{2V} A v_x \Delta t \cdot 2mv_x = \frac{N}{V} A m v_x^2 \Delta t$$

Kraft F :

$$F = \frac{\Delta p}{\Delta t} = \frac{N}{V} A m v_x^2$$

Druck p :

$$p = \frac{F}{A} = \frac{N}{V} m v_x^2 \quad \text{mikroskopische Def. des Drucks (*)}$$

$$\Rightarrow \left. \begin{aligned} p \cdot V &= \left(N \cdot \frac{1}{2} m v_x^2 \right) \\ p \cdot V &= \left(N \cdot \frac{1}{2} kT \right) \end{aligned} \right\} \text{(id. Gasgleich.)}$$

$$\Rightarrow ! \quad \frac{1}{2} kT = \frac{m}{2} v_x^2$$

In Wirklichkeit:

$$\frac{1}{2} kT = \frac{m}{2} \overline{v_x^2}$$

mit $\overline{v_x^2} = \frac{1}{N} \sum_{i=1}^N v_{xi}^2$ mittleres
Gesamtes Quadrat

$$\overline{v^2} = \overline{v_x^2} + \overline{v_y^2} + \overline{v_z^2} = 3 \overline{v_x^2}$$

$$\Rightarrow \left[\frac{m}{2} \overline{v^2} = \frac{3}{2} kT \right] \Rightarrow v_{rms} = \sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

root mean square

$\frac{3}{2} kT$ ist also die mittlere kinet.

Energie eines Teilchens bei seiner
statistischen Wärmebewegung.

"mikroskopische Deutung der Temperatur"

ferner:

$$(*) \Rightarrow p = \frac{N}{V} m \overline{v_x^2} = \underbrace{\frac{Nm}{V}}_{\text{Dichte } \rho} \cdot \frac{\overline{v^2}}{3} = \frac{\rho}{3} \overline{v^2}$$

$$p = \frac{\rho}{3} \overline{v^2} \Leftrightarrow v_{rms} = \sqrt{\frac{3p}{\rho}}$$

(Beschleunigung der quad. mittleren Teilchengeschwindigkeit)

Bsp.: N_2 -Moleküle bei $0^\circ C$: $v_{rms} = 493 \frac{m}{s} \approx 1800 \frac{km}{h}$ root mean square

5) Gleichverteilungssatz (Äquipartitionstheorem)

Die kinetische Energie eines Moleküls
verteilt sich im zeitlichen Mittel
gleichmäßig auf seine Freiheitsgrade.

Jeder Freiheitsgrad hat die mittlere
kinetische Energie

$$\overline{E_{kin,i}} = \frac{1}{2} kT$$

mögliche Freiheitsgrade:

- Translation in x-, y- und z-Richtung $\rightarrow 3 \cdot \frac{1}{2} kT$
- Rotation (z.B. um x-, y-, z-Achse) $\rightarrow 3 \cdot \frac{1}{2} kT$
- Schwingung $\rightarrow 2 \cdot \frac{1}{2} kT$ (1)

Schwingungsfreiheitsgrade zählen doppelt:
pro Freiheitsgrad $\frac{1}{2} kT$ in pot. Energie
und $\frac{1}{2} kT$ in kinet. Energie.

6) Brownsche Bewegung kleiner Teilchen

Moleküle stoßen an ein kleines Teilchen.

$\rightarrow$ führt unter dem Mikroskop
eine sichtbare Zitterbewegung aus.

7) Reale Gase: von der Van-der-Waals'schen Zustandsgleichung

ideale Gase:

$$p \cdot V = n R T \quad \text{ideale Gasgleichung}$$

reale Gase:

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

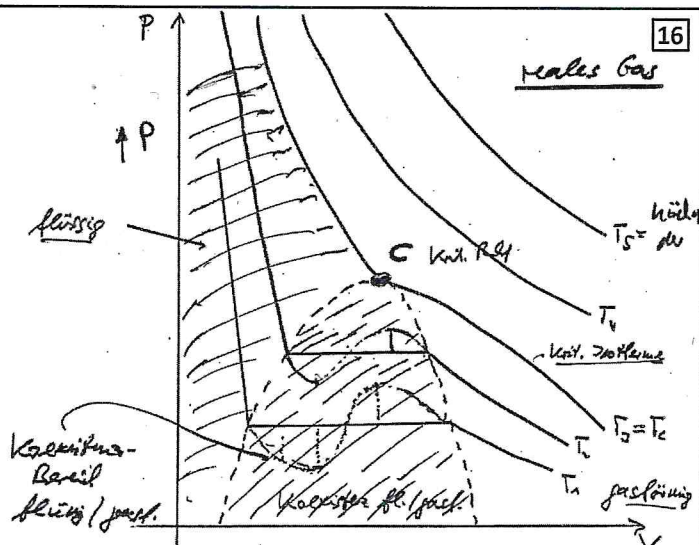
von der Van-der-Waals'schen Zustandsgleichung

$\frac{a m^2}{V^2}$: Druckdruck: $b n$: Eigenvolumen

entspricht dem äußeren Druck p der
Gefäßwände auf das Gas und das
das Gas noch immer anreichende
Kräfte.

$b n$: von der Van-der-Waals'schen Koavolumen = Eigen-
das für die Gasbewegung verfügbare
Volumen wird durch das Eigenvolumen
vermindert.

$\gg$ Realität: p wird erhöht, V wird vermindert
kein reales Gas!!



— Isothermen (Kurven konstanter Temp.)
im p-V-Diagramm; $T_1 < \dots < T_5$

/// Koexistenz von flüssiger und
gasförmiger Phase

● C Kritischer Punkt:
abseits von T_c keine Verflüssigung
mehr möglich
(T_c : hängt vom Gas ab).

○ halb-
falsche Beschreibung durch van-der-Waals-
Gleichung im ///-Gebiet