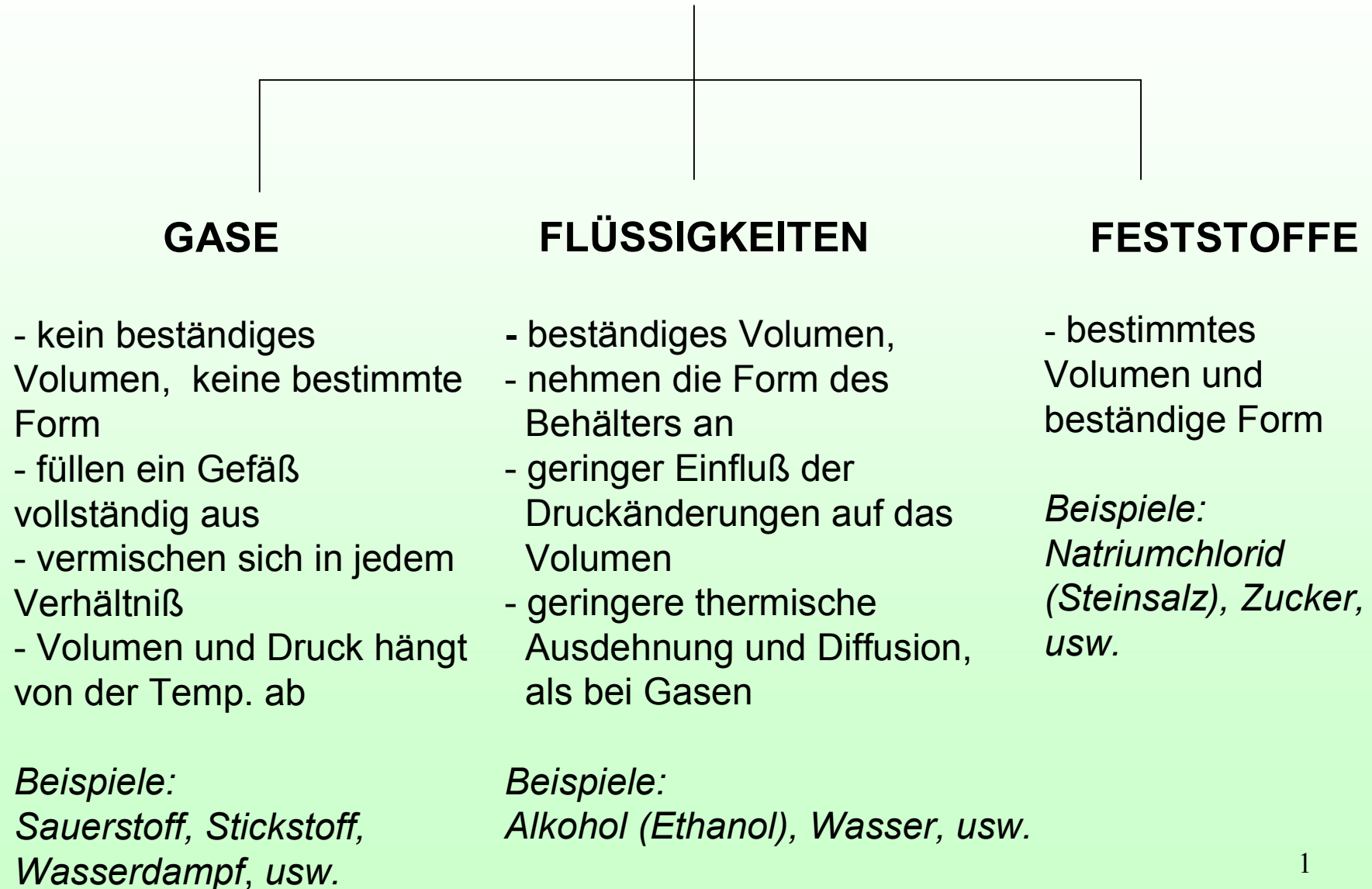


Aggregatzustände der Materie



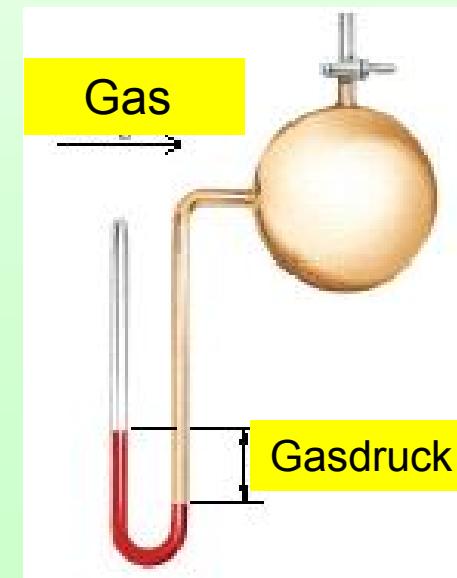
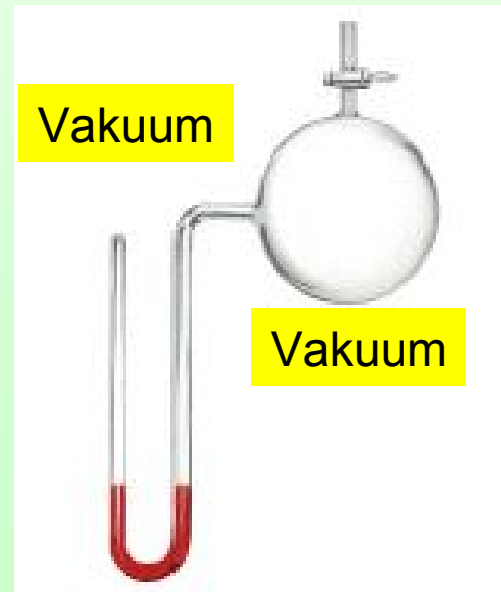
GASE

Druck: die Teilchen der Gase befinden sich in einer ständigen, schnellen, geradlinigen Bewegung; die Aufschläge der Teilchen gegen die Gefäßwände verursachen den Druck des Gases

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

SI-Einheit des Drucks: *pascal (Pa)* $1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ m}^2}$

Bestimmung
des Drucks mit
Manometer



GASE

Atmosphärendruck = Druck der Luft

ändert sich mit

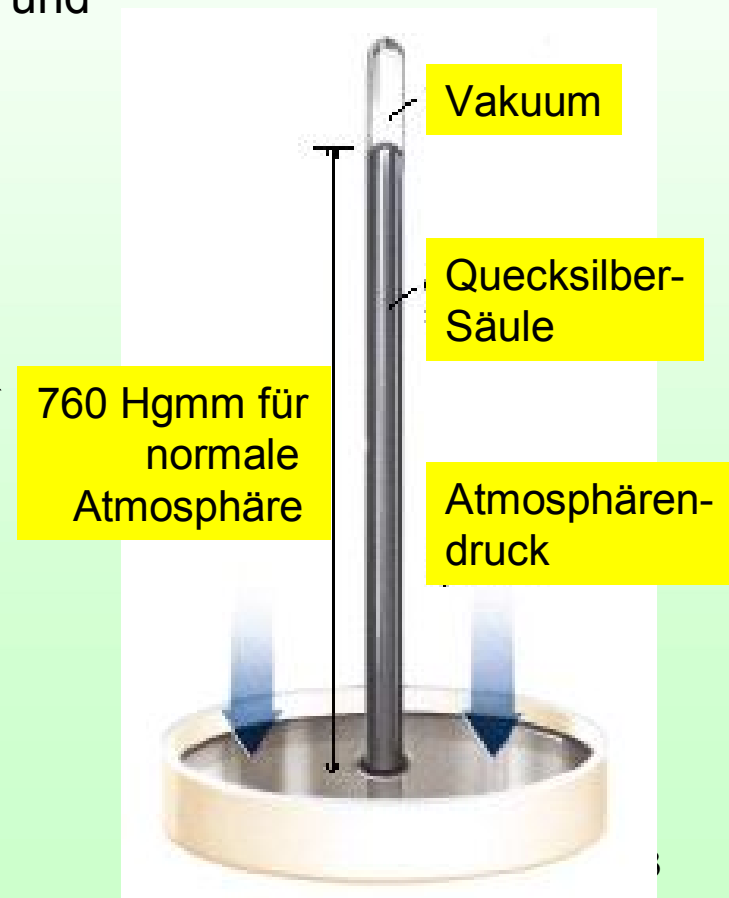
- der geographischen Höhenlage des Standorts und
- dem Wetter

Mittlerer Druck (auf Höhe des Meeresspiegels bei 0°C)
= 760 mm Hg-Säule

Normaldruck = 760 Hgmm (= 760 Torr)
760 Hgmm = 101325 Pa
= 0,101325 MPa \approx 0,1 MPa

*(Früher: 1 atm = 760 Hgmm = 101 325 Pa;
die Einheit atm ist nicht mehr zugelassen.)*

Barometer



Gasgesetze

Zustandsgrößen der Gase:

- Druck (p)
- Volumen (V)
- Temperatur (T)

- Boyle-Mariottesches Gesetz

bei konstanter Temperatur

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad pV = \textit{konstant}$$

Das Volumen eines Gases ist
zum Druck umgekehrt proportional.



Robert Boyle (1627-1691)

Gay-Lussacsche Gesetze

$V = k \cdot T$, wenn $p = \text{konstant}$

Bei konstantem Druck ist das Volumen V zur Temperatur T direkt proportional.

oder

$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{t}{273}\right) \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

T = Temperatur gemessen auf der absoluten Temperaturskala
(Einheit: Kelvin)

$$T (\text{Kelvin}) = t (^\circ\text{C}) + 273,15$$

$p = k \cdot T$, wenn $V = \text{konstant}$

Bei konstantem Volumen ist der Druck p zur Temperatur T direkt proportional.

oder

$$p_t = p_0 \left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

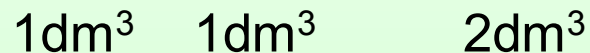
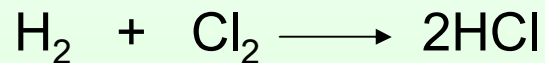
V_t, p_t = Volumen, bzw. Druck
bei Temperatur t ($^\circ\text{C}$)

V_0, p_0 = Volumen, bzw. Druck
bei Temperatur 0°C

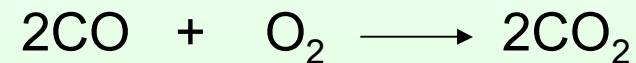
Das Avogadro'sche Gesetz

Experimentelle Beobachtung: die Volumina der Gase, die bei chemischen Reaktionen verbraucht werden oder entstehen, stehen in einem ganzzahligen Verhältnis zueinander (p und T konstant)
(Gay Lussac, 1808)

z.B.



1 Molekül 1 Molekül 2 Moleküle



2 Moleküle 1 Molekül 2 Moleküle

Erklärung für das Gesetz über der Volumenverhältnisse:



Avogadro'sches Gesetz

Avogadrosches Gesetz

Gleiche Volumina zweier Gase bei gleicher Temperatur und gleichem Druck enthalten gleich viele Moleküle.

Eine gleich große Zahl von Molekülen zweier Gase beansprucht das gleiche Volumen, unabhängig von der Art der Moleküle.

Ein Mol eines Gases besteht aus $6,022 \cdot 10^{23}$ Molekülen
(N_A = Avogadro'sche Zahl).

Amadeo Avogadro
(1776-1856)



Das ideale Gasgesetz

$$V \sim \frac{1}{P}$$

T und n konstant

Boyle

$$V \sim T$$

P und n konstant

Gay-Lussac

$$V = nV_m$$

T und P konstant

Avogadro

$$V = \frac{nRT}{P}$$

oder

$$PV = nRT$$

$$R = 0.08203 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

Das ideale Gasgesetz

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

$R = 8,3143 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$
ideale Gaskonstante

$V = \text{Volumen}$

$p = \text{Druck}$

$n = \text{Stoffmenge in mol}$

$T = \text{Temperatur}$

Molvolumen der idealen Gase

Unter Normalbedingungen:

$$\begin{aligned}p &= 101325 \text{ Pa,} \\T &= 273,15 \text{ K,} \\n &= 1\end{aligned}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{8,3143 \text{ Pa}\cdot\text{m}^3/(\text{mol}\cdot\text{K}) \cdot 273,15 \text{ K}}{101325 \text{ Pa}} = 22,414 \text{ dm}^3$$

Unter Normalbedingungen nimmt ein mol eines Gases ein Volumen von 22,414 dm³ ein.

Daher das Molvolumen: **$V_m = 22,414 \text{ dm}^3/\text{mol}$**

bei 25,0 °C: **$V_m = 24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}$**

Die kinetische Gastheorie

Postulate der kinetischen Gastheorie

- Gase bestehen aus Teilchen, die im Raum weit verteilt sind. Das Volumen der einzelnen Teilchen ist vernachlässigbar klein im Vergleich zum Gesamtvolumen.
- Die Teilchen im Gas befinden sich in ständiger, schneller, und geradliniger Bewegung. Sie stoßen miteinander und mit der Gefäßwand zusammen. Bei Stößen kann Energie von einem Teilchen auf ein anderes übertragen werden, aber insgesamt geht keine kinetische Energie verloren.
- Die mittlere kinetische Energie hängt von der Temperatur ab, und sie nimmt mit der Temperatur zu.
- Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sind vernachlässigbar.

Druck, bzw. kinetische Energie der Gase

auf Grund der kinetischen Gastheorie
(ohne detaillierter Ableitung)

$$p \cdot V = \frac{2}{3} \cdot N \cdot E_{kin}$$

p Druck
 V Volumen
 N Anzahl der Moleküle
 E_{kin} kinetische Energie

$$N = n \cdot N_A$$

n Stoffmenge (mol)
 N_A Avogadro'sche Zahl ($6 \cdot 10^{23}$)

Andererseits:
experimentell abgeleitete Gleichung des idealen Gasgesetzes

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

$$\frac{2}{3} \cdot N \cdot E_{kin} = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad E_{kin} = \frac{3 \cdot R \cdot T}{2 \cdot N_A} \quad E_{kin} \sim T$$

Die Temperatur ist der mittleren kinetischen Energie der Teilchen proportional. ¹²

Geschwindigkeit der Gasmoleküle

$$\frac{2}{3} \cdot N_A \cdot E_{kin} = R \cdot T \quad \Rightarrow \quad \frac{2}{3} \cdot N_A \cdot \frac{m \cdot v^2}{2} = R \cdot T$$

$$\Rightarrow \quad v = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

v Wurzel aus dem mittleren Geschwindigkeitsquadrat

Die Geschwindigkeit hängt von

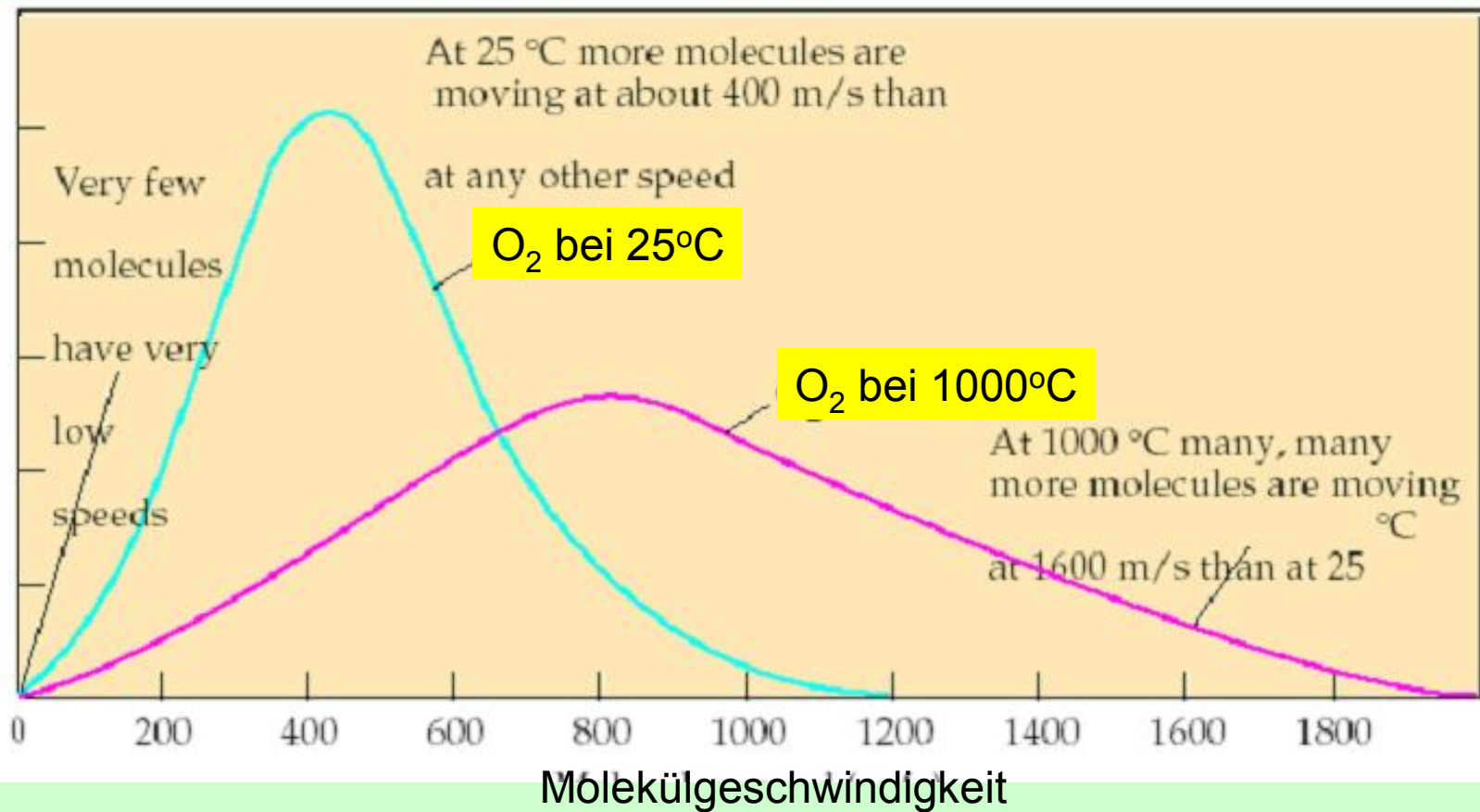
- der Molekülmasse und
- der Temperatur ab.

z.B.	T	$v(\text{H}_2)$	M	$v (T = 20 \text{ °C})$
	0 °C	1840 m/s	N ₂ 28	471 m/s
	100 °C	2150 m/s	O ₂ 32	441 m/s
			CO ₂ 44	376 m/s

Maxwell-Boltzmannsche Verteilung

In einer Gasprobe sind die Molekülgeschwindigkeiten statistisch in definierter Weise verteilt.

Anteil der Moleküle

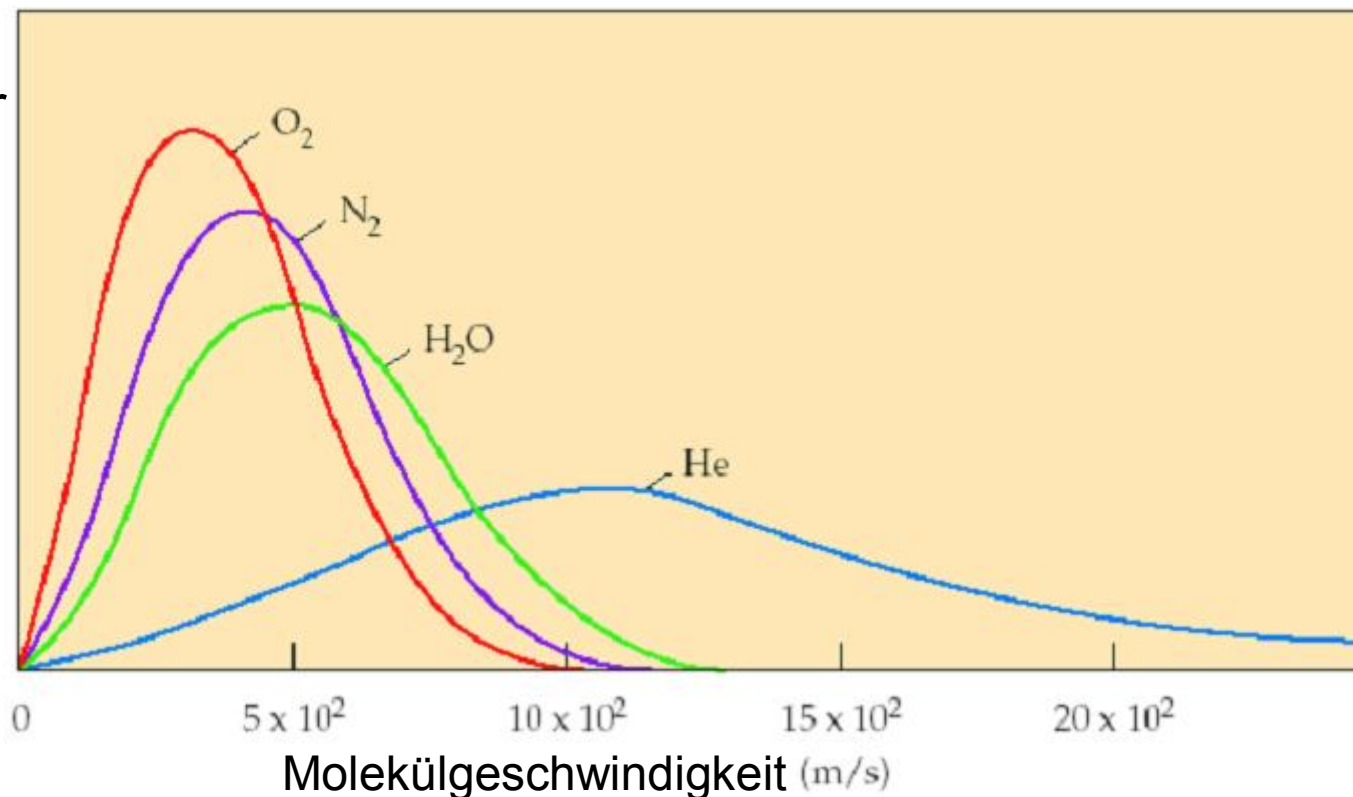


Maxwell-Boltzmannsche Verteilung

Maxwell-Boltzmannsche Verteilungen von verschiedenen Gasen bei gegebener Temperatur (Einfluß der Molekülmasse)

$$v = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Anteil der Moleküle

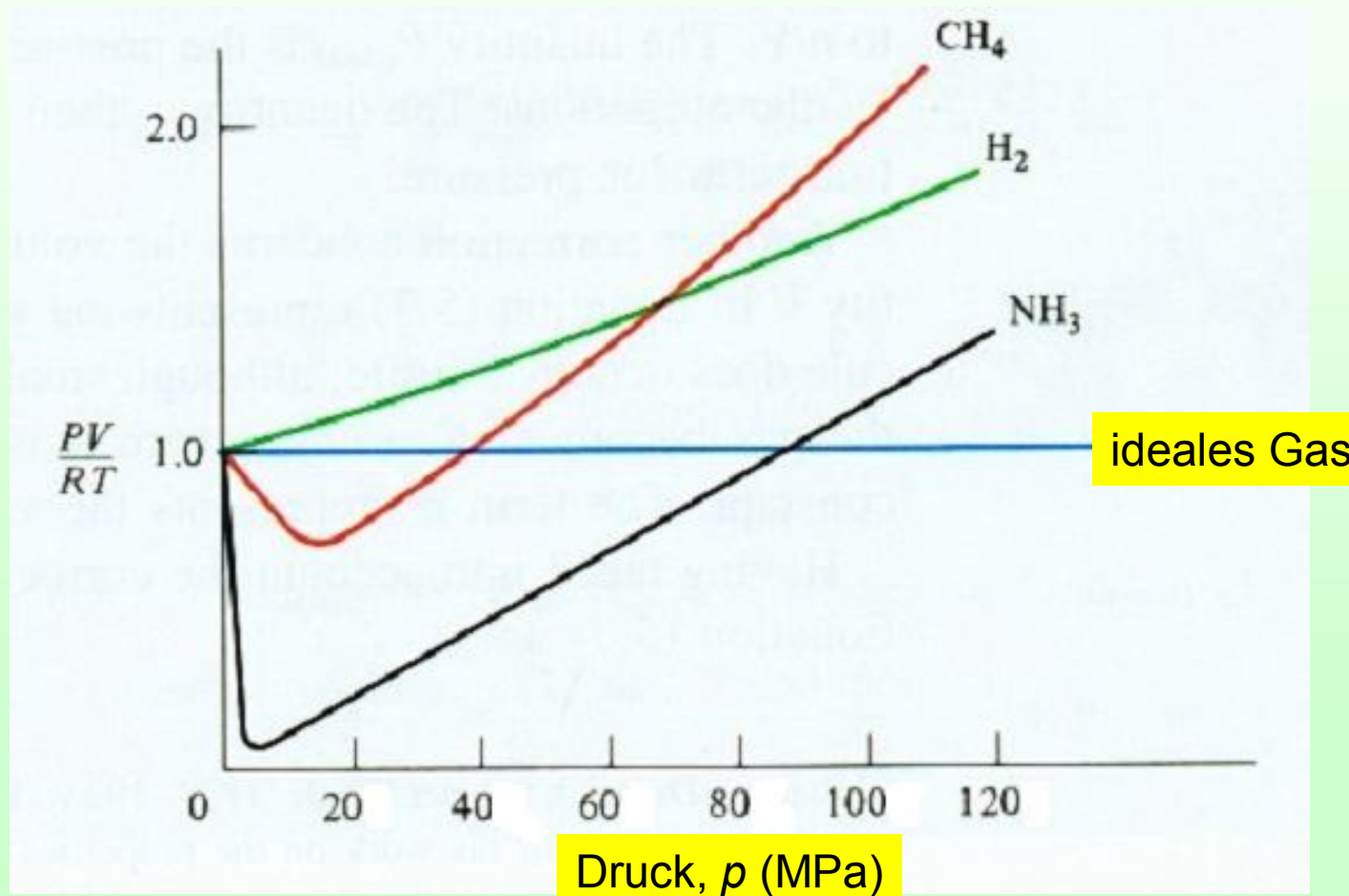


Kompressibilität

Auftragung von $p \cdot V / R \cdot T$ gegen p für verschiedene Gase

Für ideale Gase

$$p \cdot V = R \cdot T \quad \longrightarrow \quad \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = 1$$



Reale Gase. Abweichungen vom idealen Verhalten

Zwei Gründe für die Abweichungen:

- intermolekulare Anziehungskräfte
- eigenes Volumen der Moleküle

van der Waals-Gleichung:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

↑ ↑
korrigierter korrigiertes
Druck Volumen

a, b Konstanten
 n Stoffmenge
 V Volumen

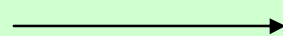
Verflüssigung von Gasen

Bei ausreichend hohem Druck und/oder niedriger Temperatur werden Gase flüssig, sofern die Temperatur unterhalb der kritischen Temperatur liegt. Die Anziehungskräfte sind größer, als die kinetische Energie der Gasmoleküle.

Kritische Temperatur: höchste Temperatur, bei der ein Gas durch Druckausübung verflüssigt werden kann.

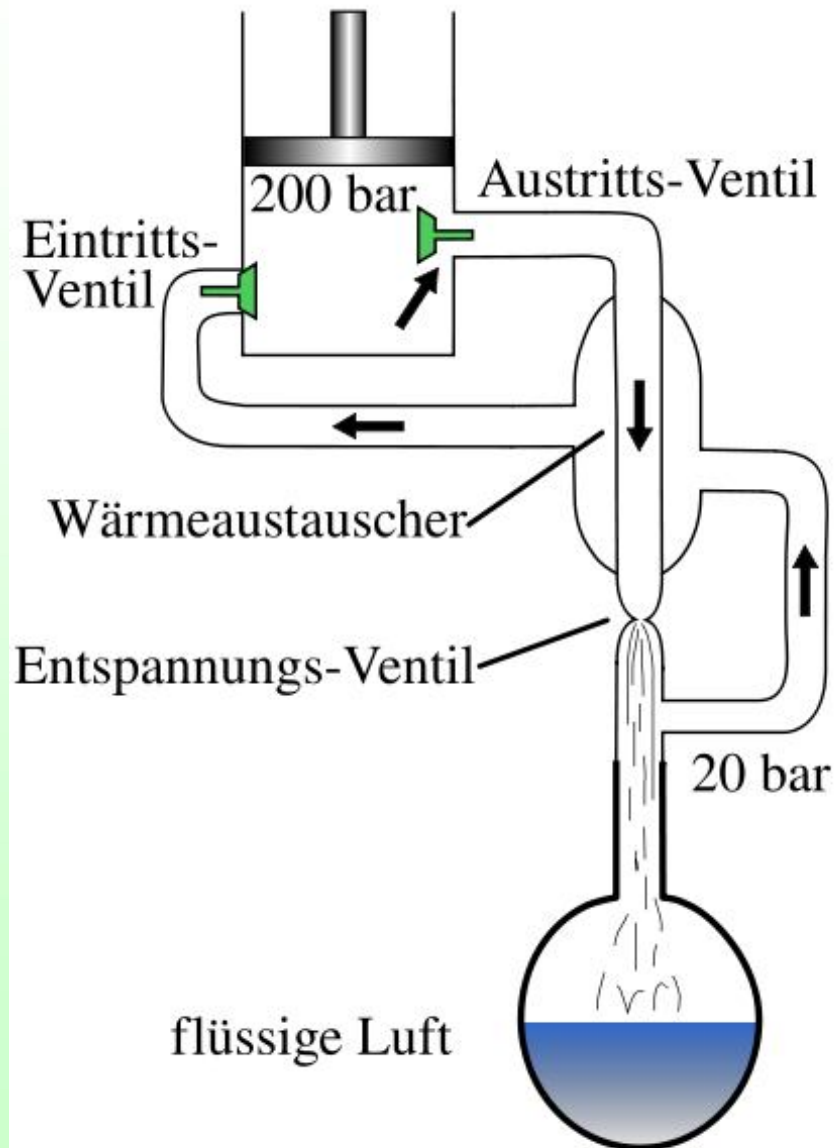
Kritischer Druck: Druck, der mindestens ausgeübt werden muß, um ein Gas bei der krit. Temperatur zu verflüssigen.

Bei der Expansion eines Gases kühlt es sich ab:



Joule-Thomson-Effekt

Verflüssigung von Gasen



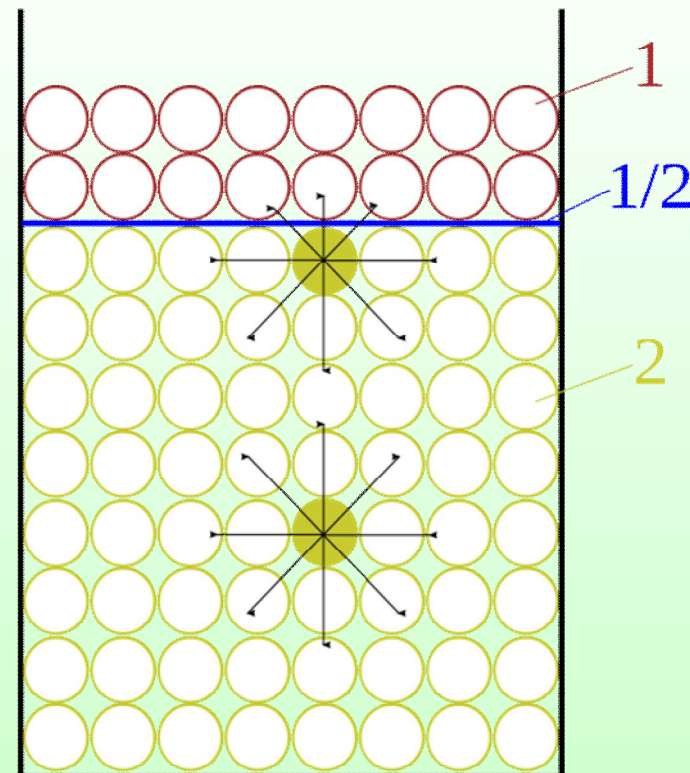
FLÜSSIGKEITEN

- beständiges Volumen,
- nehmen die Form des Behälters an
- geringer Einfluß der Druckänderungen auf das Volumen
- geringere thermische Ausdehnung und Diffusion, als bei Gasen

Beispiele:

Alkohol (Ethanol), Wasser, usw.

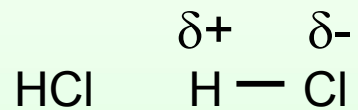
Oberflächenspannung:



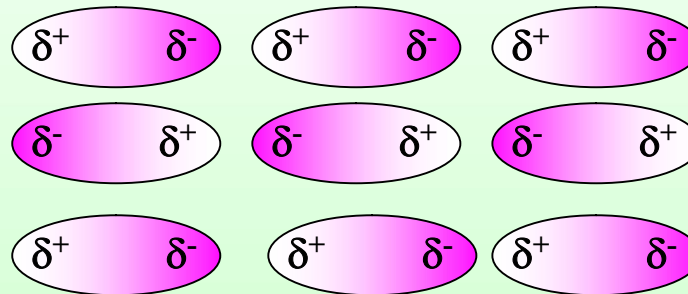
in das Innere einer Flüssigkeit gerichtete Kraft, bedingt durch die intermolekularen Anziehungen

Intermolekulare Anziehungskräfte

- Dipol-Dipol-Kräfte

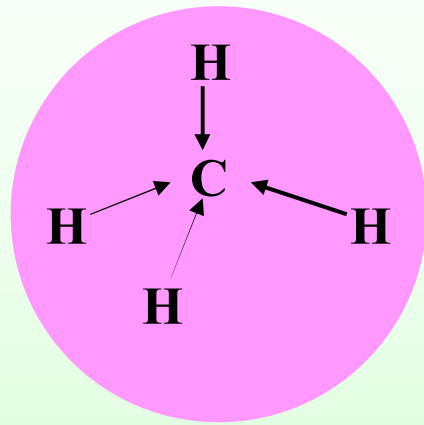


Chlorwasserstoff

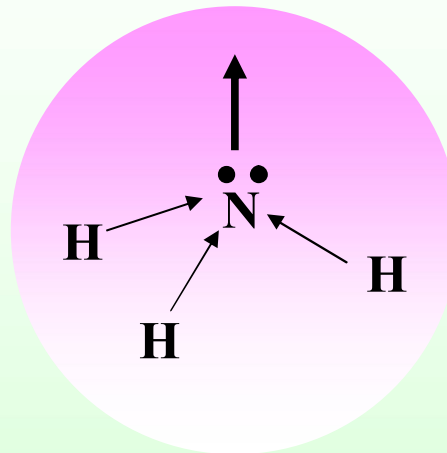


Orientierung der polaren Moleküle
in einem Kristall

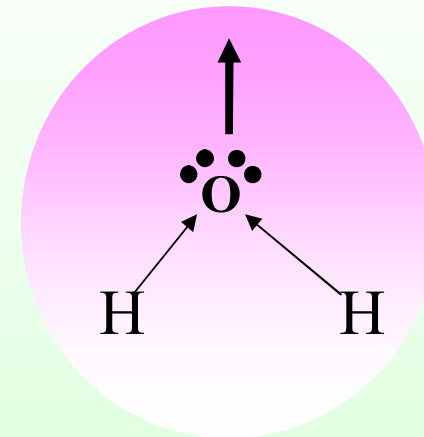
Polarität der Moleküle



Methan CH₄
unpolar



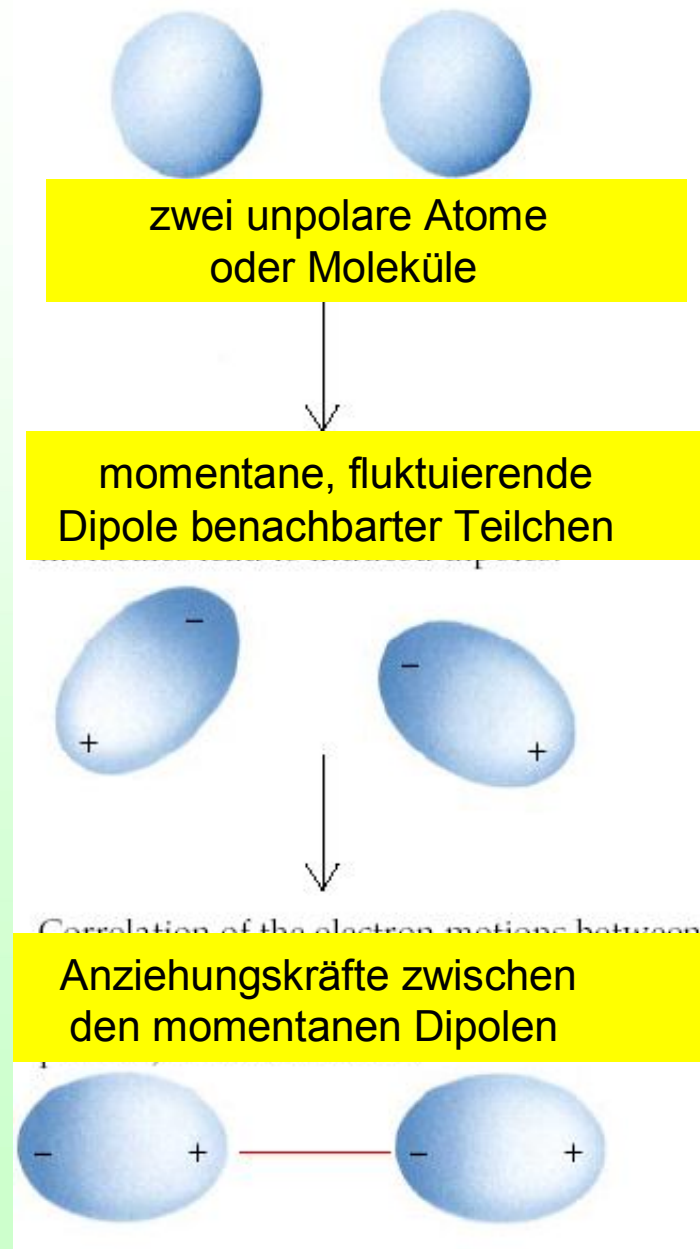
Ammoniak NH₃
polar



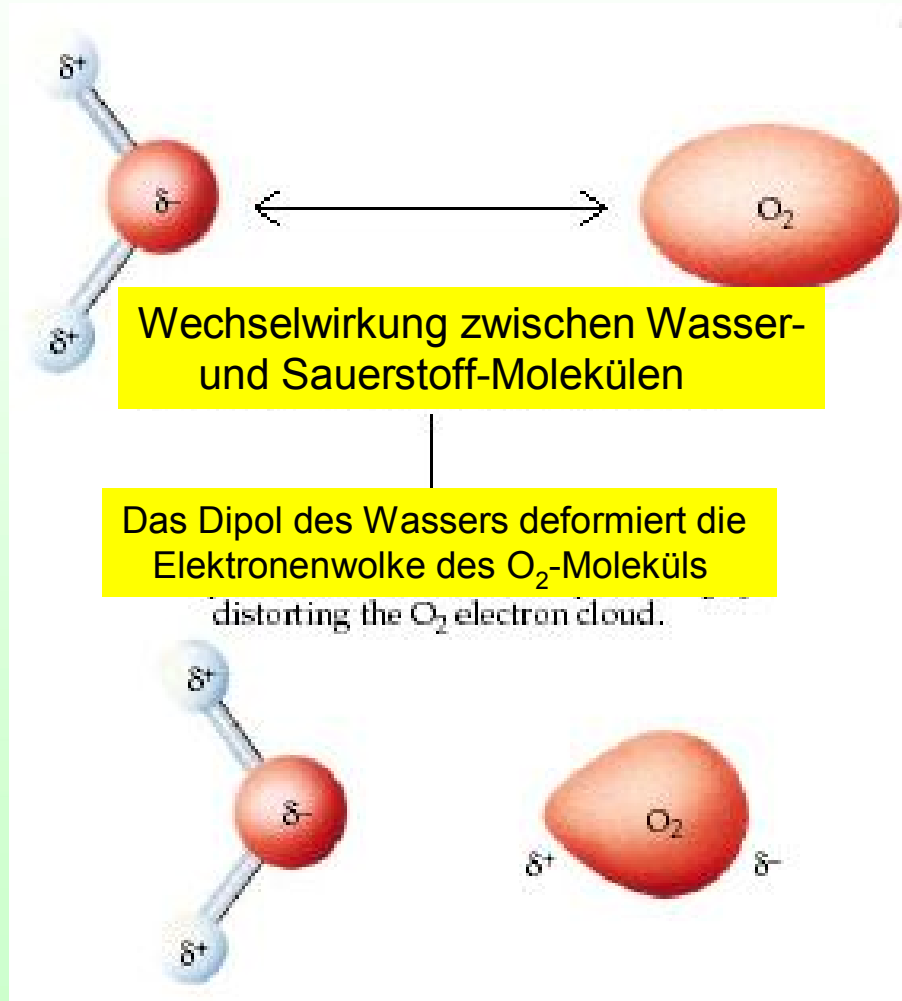
Wasser H₂O
polar

Dispersionskräfte (Londonsche Kräfte)

Wechselwirkung zwischen unpolaren Molekülen

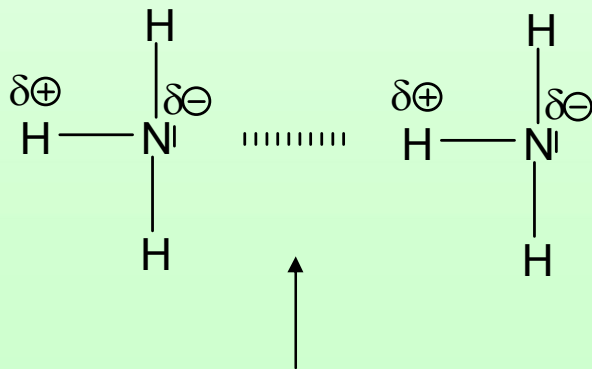
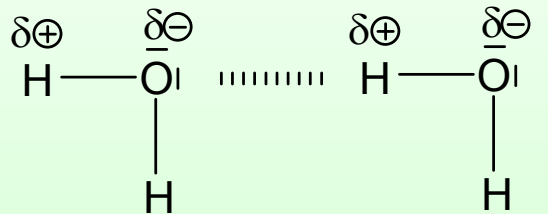


Wechselwirkung zwischen unpolaren und polaren Molekülen (Debye-Kräfte)



Wasserstoff-Brücken

Das Wasserstoffatom eines Moleküls und ein einsames Elektronenpaar am elektronegativen Atom eines anderen Moleküls ziehen sich gegenseitig an.



Wasserstoffbrücke-Bindung

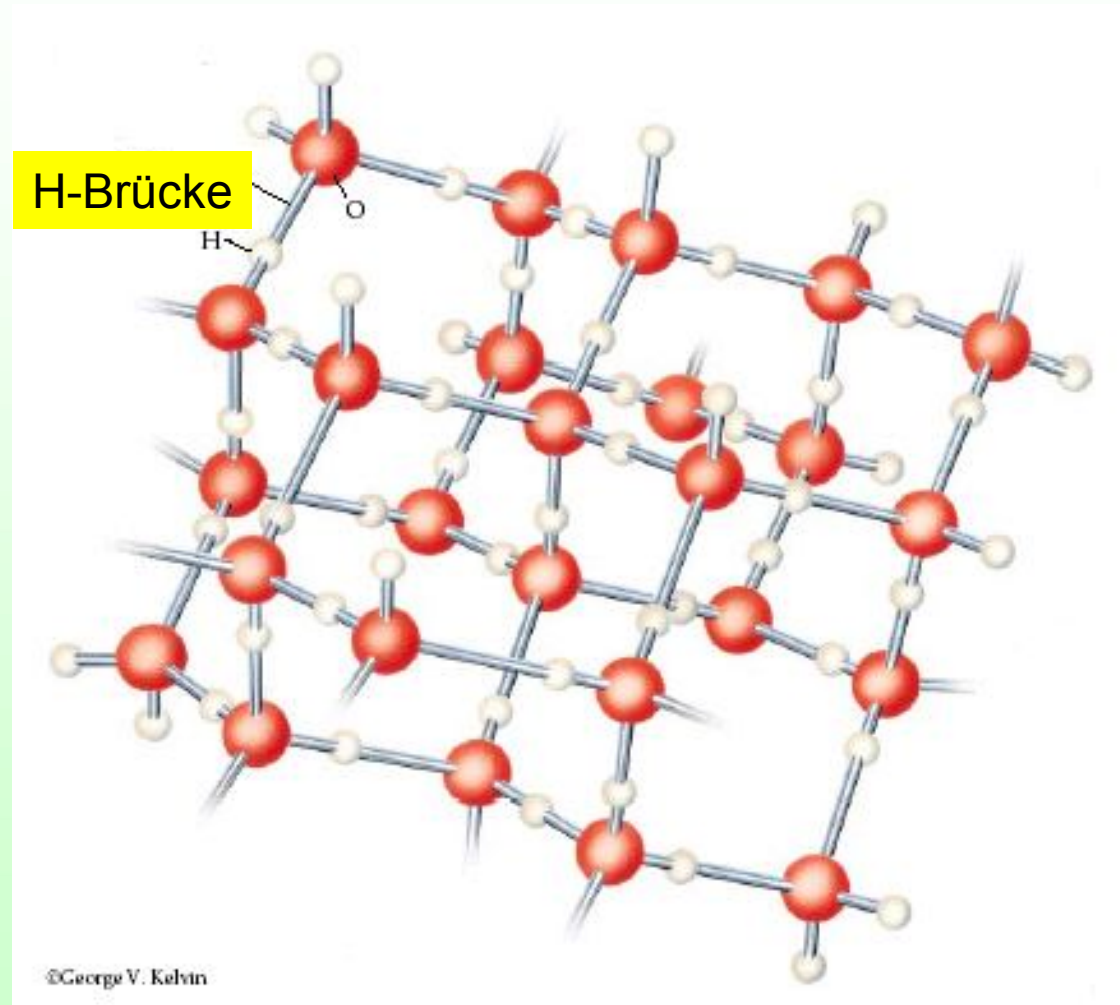
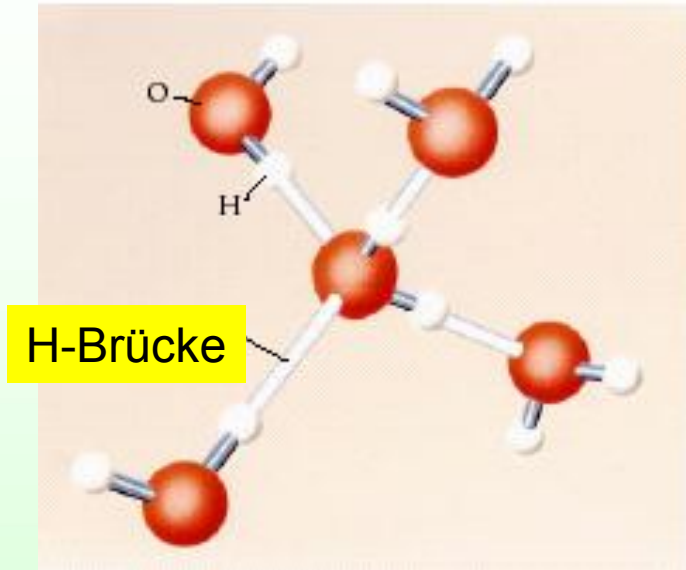
Protonen-Donator: Molekül, welches das Wasserstoffatom zur Wasserstoffbrücke zur Verfügung stellt

(rel. hoher δ^+ Ladungsanteil am H-Atom)

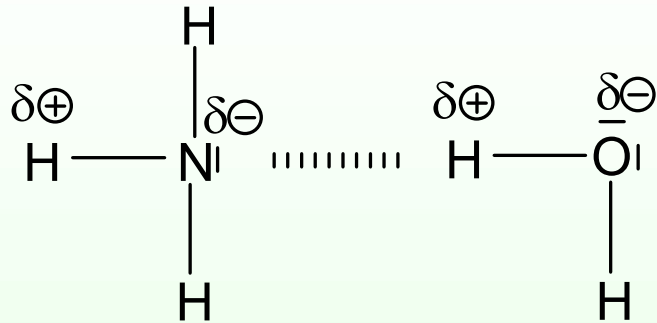
Protonen-Akzeptor: Atom, dessen Elektronenpaar sich an der Wasserstoffbrücke beteiligt

(Das Akzeptor-Atom muß rel. klein sein, z.B. N, O, F !)

Struktur von Wasser und Eis



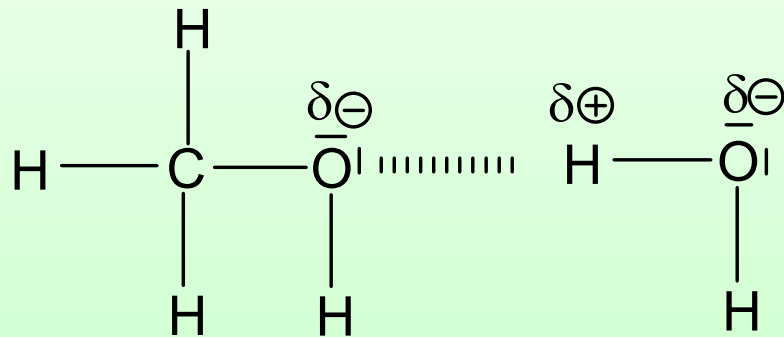
Wasserstoffbrücken zwischen unterschiedlichen Molekülen



NH₃

H₂O

Ammoniak ist sehr gut löslich in Wasser.



Methanol

Wasser

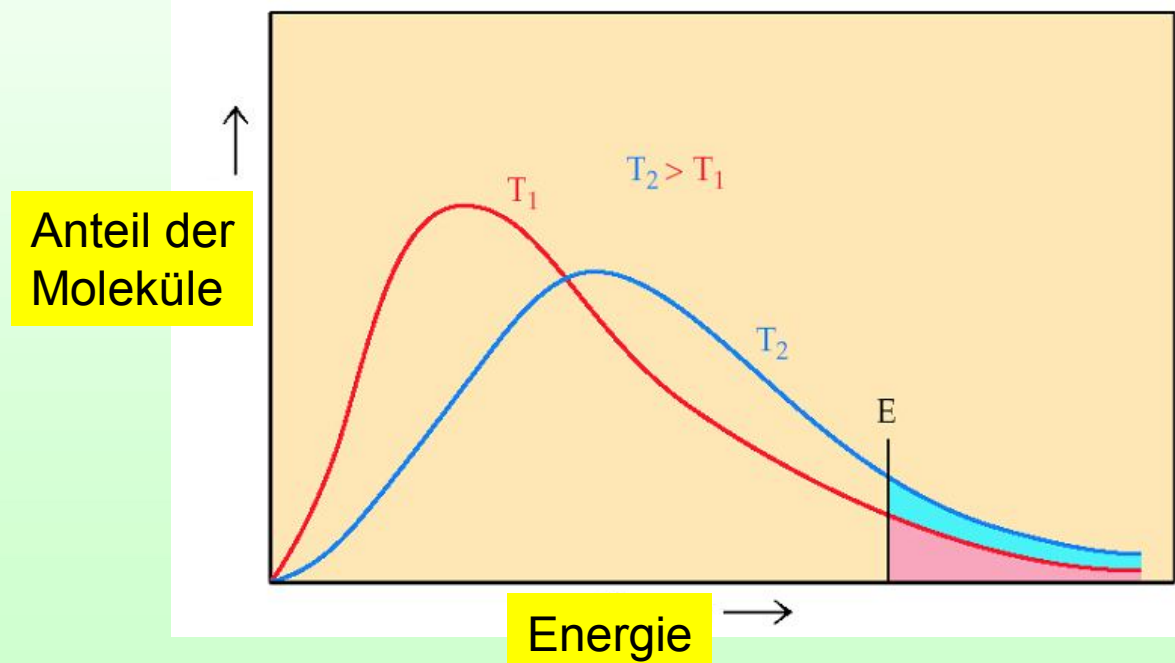
Methanol ist mischbar mit Wasser.

Proteine, Desoxyribonucleinsäuren: durch Wasserstoffbrücken stabilisierte Strukturen

Verdampfung

Die kinetische Energie der Moleküle in einer Flüssigkeit folgt einer Maxwell-Boltzmann-Verteilung.

Verdampfung: die energiereichsten Moleküle entweichen aus der Flüssigkeit in die Gasphase.



Verdampfungswärme (ΔH_v): die Energiemenge, um ein Mol einer Flüssigkeit bei gegebener Temperatur zu verdampfen.

Dampfdruck

Verdampfung: die Moleküle entweichen in die Gasphase

Kondensieren: manche Moleküle kehren in die Flüssigkeit zurück

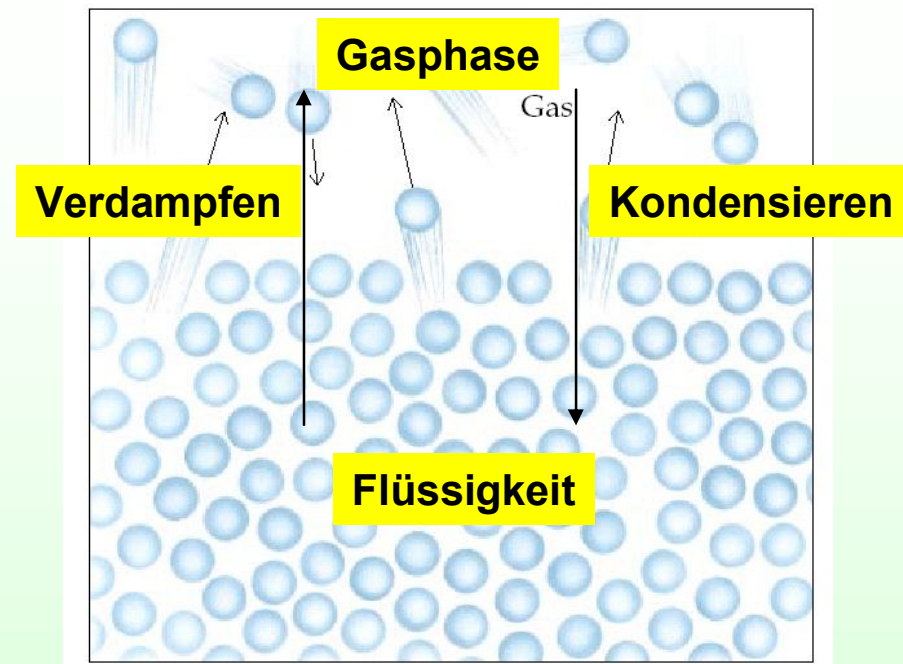
Verdampfung \rightleftharpoons Kondensieren

Gleichgewichtszustand:

die zwei gegenläufige Vorgänge laufen gleich schnell ab.

Im Gleichgewichtszustand ist die Konzentration der Moleküle im Dampf konstant, und ist der Druck auch konstant.

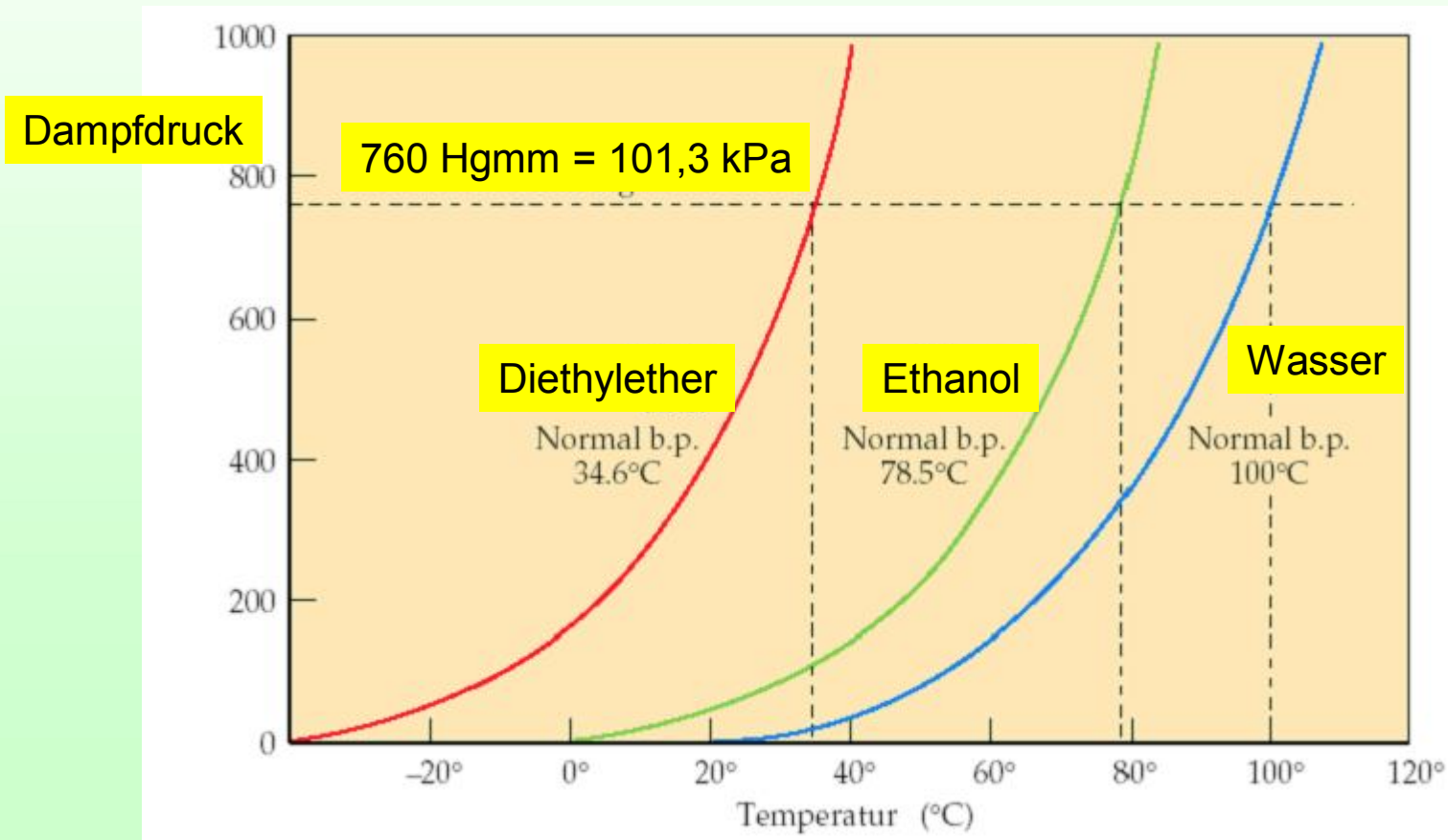
Der Druck des Dampfes, der bei gegebener Temperatur mit der Flüssigkeit im Gleichgewicht steht, wird **Dampfdruck** genannt.



Dampfdruckkurven

Der Dampfdruck hängt von

- der Temperatur und
- den intermolekularen Anziehungskräften
(= der chemischen Struktur der Flüssigkeitsmolekülen) ab.



Siedepunkt, Gefrierpunkt

Siedepunkt (Sdp)

Temperatur, bei welcher der Dampfdruck einer Flüssigkeit gleich groß ist, wie der äußere Atmosphärendruck

Bei Sieden:

- bleibt die Temperatur konstant, bis die ganze Flüssigkeit verdampft ist
- muß Wärme zugeführt werden
- je mehr Wärme zugeführt wird, desto schneller geht die Flüssigkeit in den Dampfzustand über

Siedepunkt: hängt vom äußeren Druck ab.

$p = 101,3 \text{ kPa}$ normaler Siedepunkt; Sdp(Wasser) = $100,0 \text{ °C}$

$p = 90 \text{ kPa}$ Sdp(Wasser) = $96,7 \text{ °C}$

$p = 110 \text{ kPa}$ Sdp(Wasser) = $102,3 \text{ °C}$

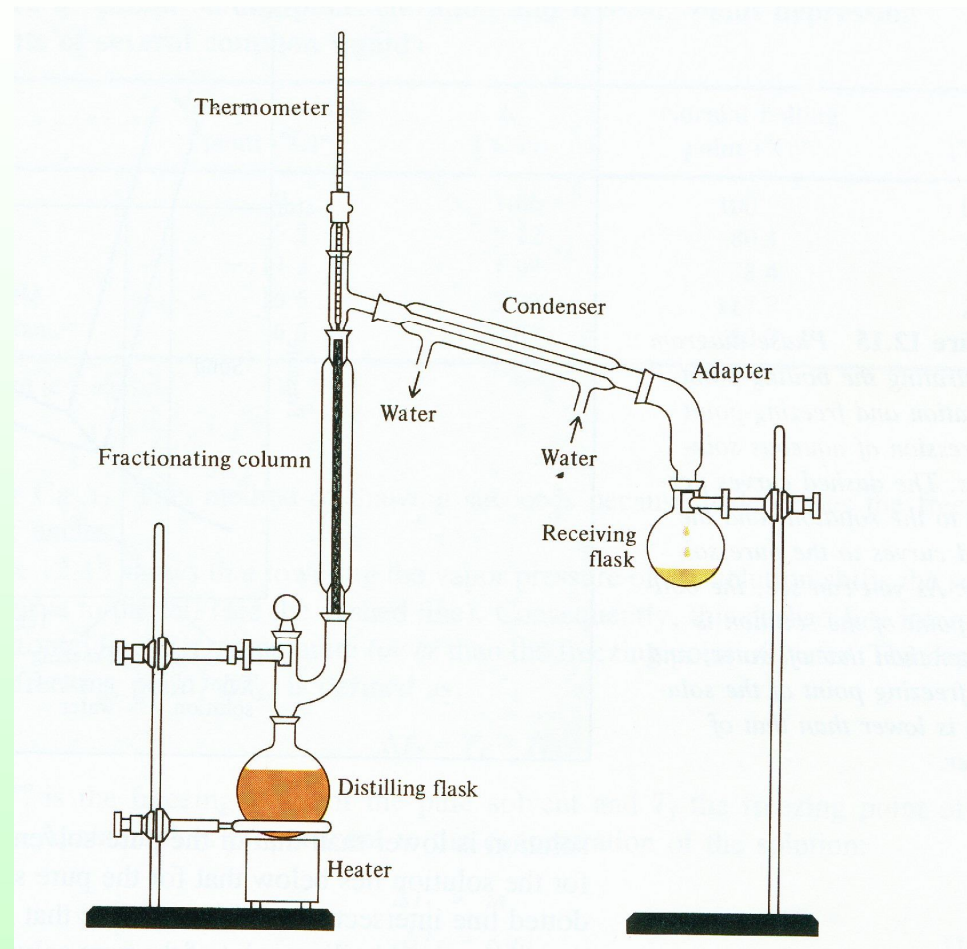
Gefrierpunkt (Gfrp.) (Schmelzpunkt, Schmp.)

Temperatur, bei der Flüssigkeit und Festkörper beim Normaldruck ($101,3 \text{ kPa}$) miteinander im Gleichgewicht sind

Gfrp. = Schmp.

Destillation

- *einfache Destillation*
Abtrennung (Reinigung)
einer Flüssigkeit,
durch Verdampfung und
Kondensation
- *fraktionierte Destillation:*
Trennung der Komponenten
eines Flüssigkeitsgemisches
- *Vakuumdestillation:*
Sieden bei tieferer Temperatur
(als normaler Siedepunkt)
durch Herabsetzung des Drucks



Liofilisieren (= Entwässern der Nahrungsmittel): das Wasser wird bei vermindertem Druck und Temperatur abgedampft.

Vorteile des Verfahrens: keine Zersetzung oder Verfärbung

LÖSUNGEN

Homogene Gemische aus zwei oder mehr Stoffen (Ionenverbindungen oder Molekülverbindungen)

gelöste Stoffe

Gase
Flüssigkeiten
Feststoffe

Lösungsmittel

Flüssigkeit

- vollständige Mischbarkeit: z.B. Alkohol + Wasser
- begrenzte Löslichkeit: z.B. Kochsalz in Wasser

Konzentration:

die Menge des gelösten Stoffes in einer bestimmten Menge Lösung
Lösungen: verdünnte und konzentrierte Lösungen

Löslichkeit:

die maximale Stoffmenge, die sich bei gegebener Temperatur in einer bestimmten Menge eines gegebenen Lösungsmittels lösen läßt.

ungesättigte Lösungen: Konzentration < Löslichkeit

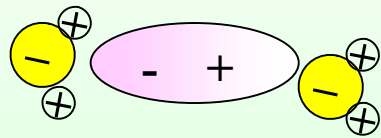
gesättigte Lösungen: Konzentration = Löslichkeit

übersättigte Lösungen: Konzentration > Löslichkeit

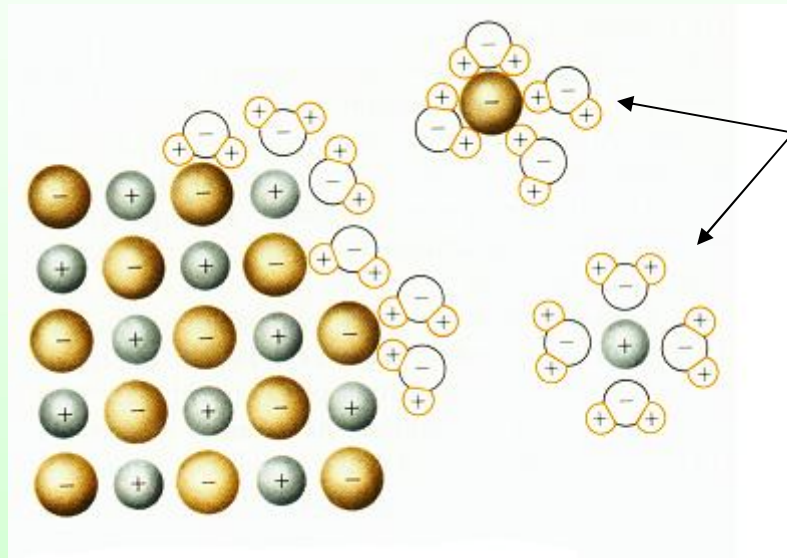
Der Auflösungsprozess

Im allgemeinen:

polare Substanzen lösen sich in polaren Lösungsmitteln,
unpolare Substanzen lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln.
(„Ähnliches löst ähnliches.“)



hydratisiertes Molekül

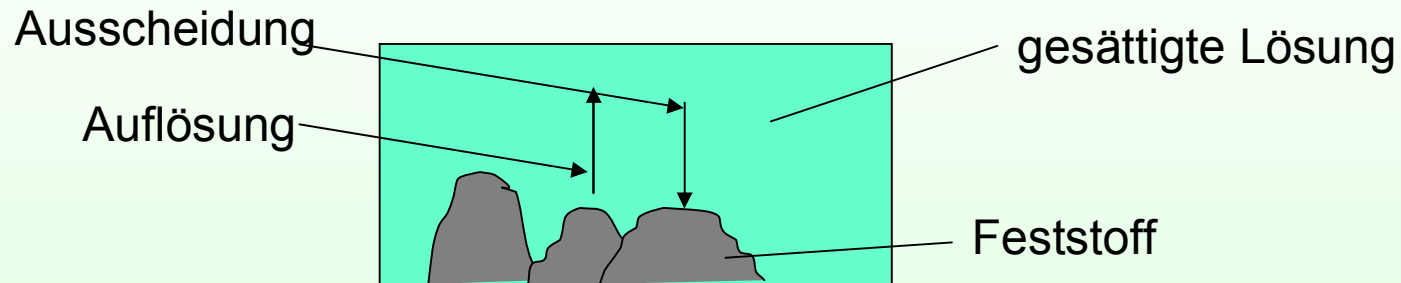


hydratisierte Ionen,
(Anlagerung der
Lösungsmittel-
Moleküle)

Die Wechselwirkung zwischen den gelösten Teilchen (Ionen, Moleküle) und dem Lösungsmittel wird **Solvatation**, im Falle von Wasser **Hydratation** genannt.

Die gelösten Teilchen (z.B. Ionen) sind von einer Hülle der Lösungsmittel-moleküle umgeben.

Bildung von gesättigten Lösungen

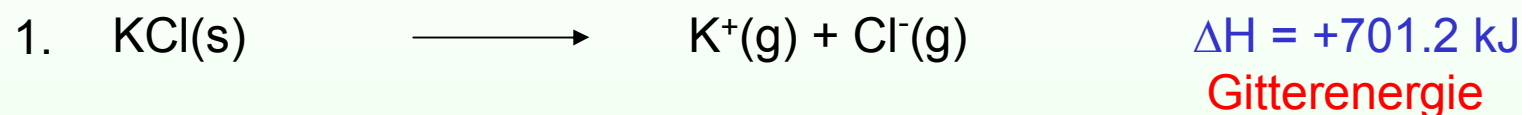


Im Gleichgewichtszustand:

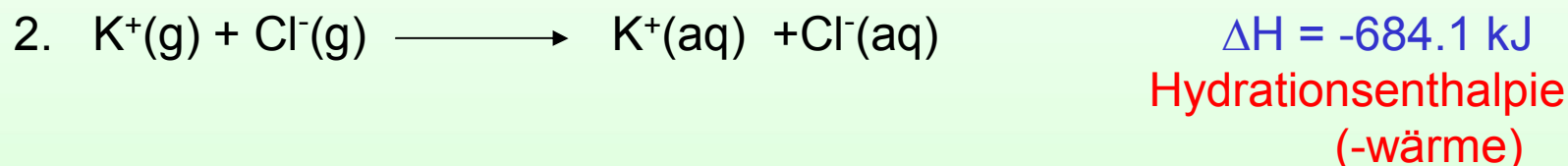
- haben die zwei entgegengesetzten Prozesse gleiche Geschwindigkeit
- bleibt die Konzentration der Lösung konstant (= der Wert der Löslichkeit)

Lösungswärme (Lösungsenthalpie)

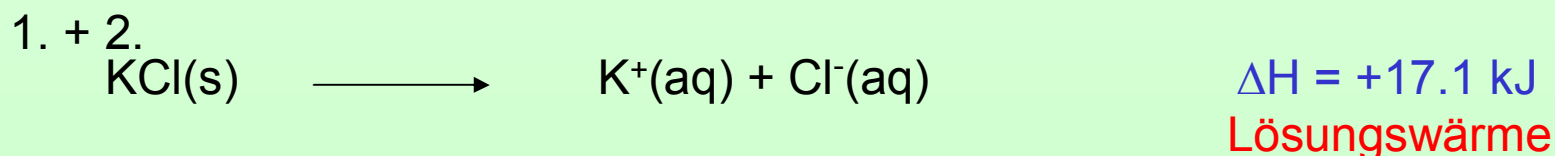
freigesetzte oder aufgenommene Wärme beim Lösen einer bestimmten Stoffmenge (kJ/mol, für eine unendlich verdünnte Lösung)



Trennen der Teilchen: Energizufuhr



Hydrationsenthalpie: die freigesetzte Wärme bei dem Prozess, in welchem Ionen aus dem Gaszustand in gelöste, hydratisierte Ionen überführt werden



Die experimentell bestimmte Lösungswärme setzt sich aus den Energieänderungen der obigen zwei Vorgänge aus.

Abhängigkeit der Löslichkeit von der Temperatur

Im allgemeinen:

Die Löslichkeit bei endothermen Lösungsvorgängen **nimmt** mit steigender Temperatur **zu**.

Die Löslichkeit bei exothermen Lösungsvorgängen **nimmt** mit steigender Temperatur **ab**.

Abhängigkeit der Löslichkeit vom Druck

Henry - Dalton Gesetz:

Löslichkeit (c) von Gasen ist dem Partialdruck p der Gase über der Lösung proportional

$$c = k_h \cdot p$$

Tiefseetaucher

Unter Druck sind die Konzentrationen der im Blut gelösten Gase höher, als bei Normalatmosphärendruck.



Dampfdruck der Lösungen

1. Lösungen aus zwei flüchtigen Komponenten (A und B)

Ideale Lösungen: **Raoult'sches Gesetz**

Dampfdruck:

$$p = p_A + p_B$$

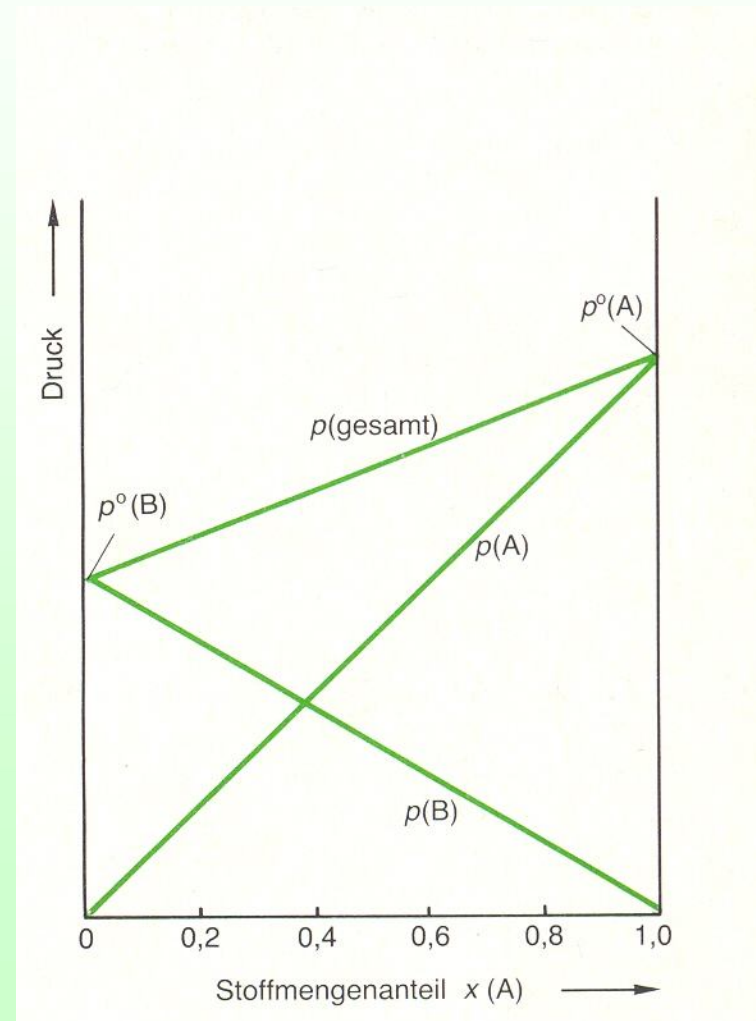
Gesamtdruck Partialdrücke

$$p_A = x_A \cdot p_A^\circ$$

$$p_B = x_B \cdot p_B^\circ \quad p = x_A \cdot p_A^\circ + x_B \cdot p_B^\circ$$

x = Stoffmengeanteil (Molenbruch)

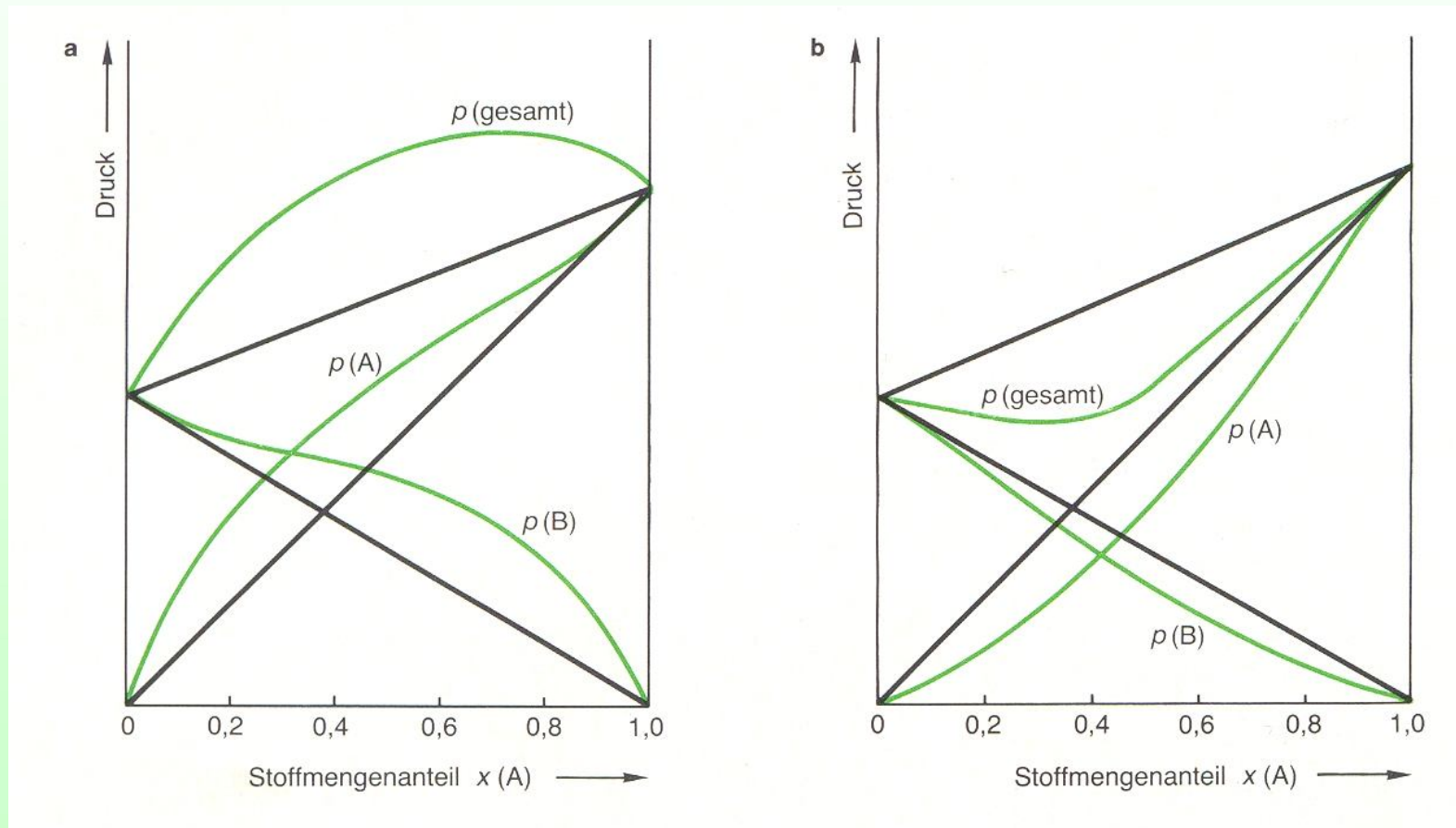
$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$



Abweichungen vom Raoult'schen Gesetz

Positive Abweichung:
Partialdrücke und
Gesamtdruck **höher**

negative Abweichung:
Partialdrücke und
Gesamtdruck **niedriger**



Azeotrope Gemische

Ethanol/Wasser 96:4
Sdp: 78,17 °C
(reines Ethanol: 78,4 °C
Wasser: 100 °C)

Salzsäure, 20,22%
Sdp: 108,6 °C
(reines HCl: -80 °C
Wasser: 100 °C)

positive Abweichung
des Dampfdrucks →
Maximum in der Dampfdruckskurve

→ **Siedepunktminimum**

negative Abweichung
des Dampfdrucks →
Minimum in der Dampfdruckskurve

→ **Siedepunktmaximum**

Bei azeotropen Gemischen

- hat der Dampf die gleiche Zusammensetzung wie die Flüssigkeit,
- sie destillieren ohne Änderung der Zusammensetzung,
bei konstanter Temperatur

Lösungen nichtflüchtiger Stoffe

Raoult'sches Gesetz: $p = x_A \cdot p_A^\circ + x_B \cdot p_B^\circ$

Stoff B ist nichtflüchtig: $p_B^\circ = 0 \implies p = x_A \cdot p_A^\circ$

Da $x_A + x_B = 1$, und $x_A = 1 - x_B$

$p = (1 - x_B) \cdot p_A^\circ$ oder

$$p = p_A^\circ - x_B \cdot p_A^\circ$$

$$p_A^\circ - p = x_B \cdot p_A^\circ$$

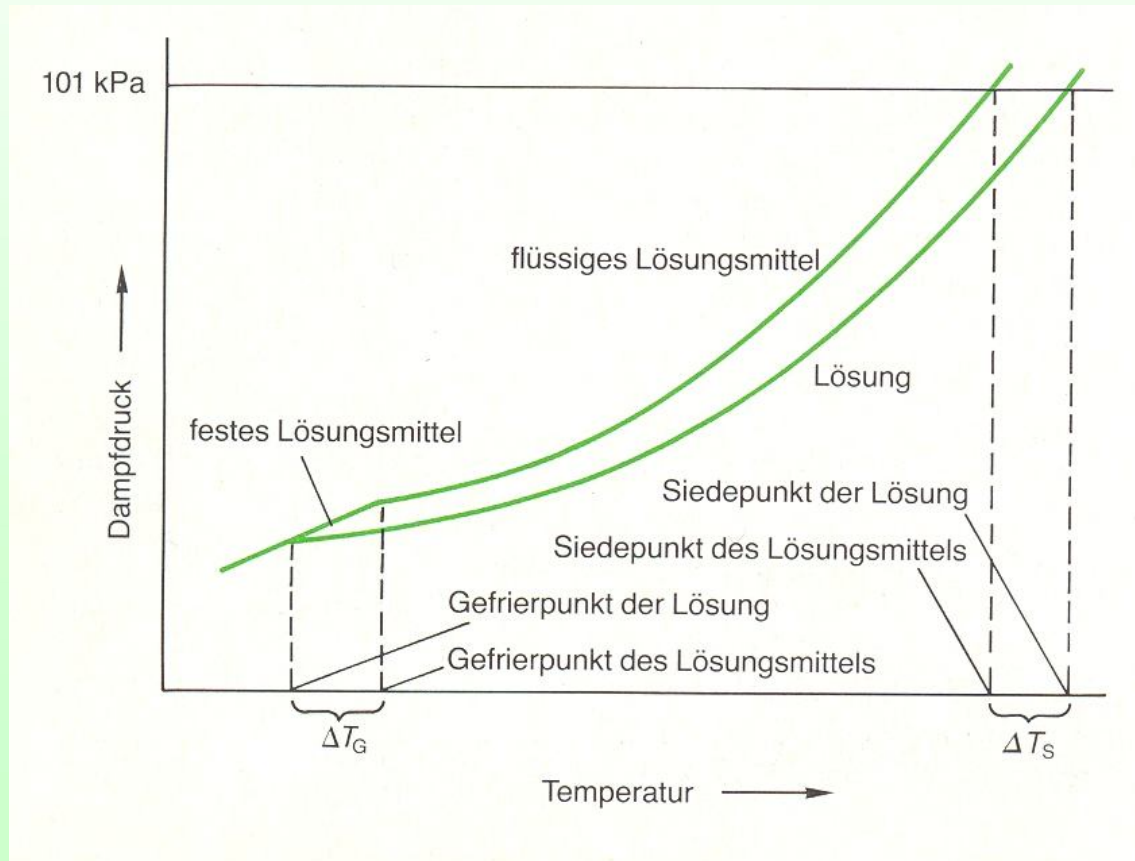
- Die Lösung hat einen geringeren Dampfdruck, als das reine Lösungsmittel.
- Die Dampfdruckerniedrigung $p_A^\circ - p$ ist proportional zum Stoffmengenanteil $x(B)$ des nichtflüchtigen Stoffes B.

Gefrierpunkt und Siedepunkt der Lösungen

Dampfdruck der Lösungen nichtflüchtiger Stoffe ist niedriger, als der des reinen Lösungsmittels.

Dampfdruckkurven

- für ein reines Lösungsmittel und
- für die Lösung eines nichtflüchtigen Stoffes



Konsequenzen der Dampfdruckerniedrigung:

ΔT_G Gefrierpunktserniedrigung
 ΔT_S Siedepunktserhöhung

Gefrierpunkt und Siedepunkt der Lösungen

ΔT_G **Gefrierpunktserniedrigung** und ΔT_S **Siedepunktserhöhung**
sind der Konzentration proportional

$$\Delta T_G = E_G \cdot b$$

E_G = molale
Gefrierpunktserniedrigung
 b = Molalität
Stoffmenge mol/kg Lösungsmittel

$$\Delta T_S = E_S \cdot b$$

E_S = molale Siedepunktserhöhung
 b = Molalität
Stoffmenge mol/kg Lösungsmittel

Lösungsmittel	Sdp.	E_S	Gfrp.	E_G
Essigsäure	118,1	+3,07	16,6	-3,90
Benzol	80,1	+2,53	5,5	-5,12
Campher	-	-	179	-39,7
Tetrachlor- kohlenstoff	76,8	+5,02	-22,8	-29,8
Chloroform	61,2	+3,63	-63,5	-4,68
Wasser	100,0	+0,512	0,0	-1,86

Analytische Anwendung: Bestimmung der Molekülmasse M (Kryoskopie)

$$\Delta T_G = E_G \cdot b$$

$$b = \frac{m_S/M}{m_L}$$

m_S = Masse der eingewogene Substanz (g)

M = Molekülmasse

m_L = Masse des Lösungsmittels

$$\Delta T_G = E_G \cdot \frac{m_S/M}{m_L}$$

$$M = \frac{E_G \cdot m_S}{\Delta T_G \cdot m_L}$$

ΔT_G wird experimentell gemessen!

Rast-Methode: Anwendung von Campher als Lösungsmittel
(hoher E_G -Wert!)

Elektrolytlösungen

ΔT_G **Gefrierpunktserniedrigung** und ΔT_S **Siedepunktserhöhung**:
hängt von der **Zahl** der gelösten Teilchen und **nicht von ihrer Art** ab.

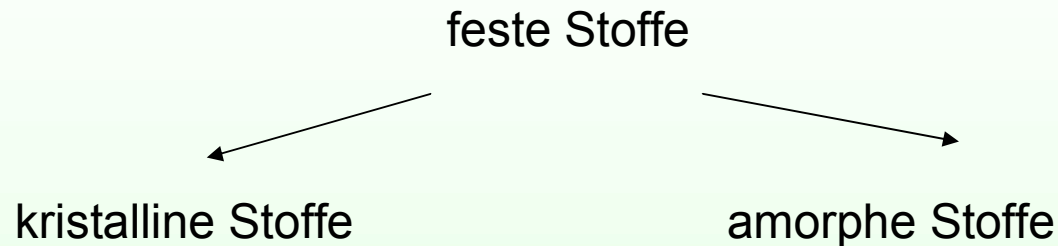


Unterschiede zwischen Lösungen von Elektrolyten und Nichtelektrolyten
der gleichen Stoffmengenkonzentration

Rohrzucker (Nichtelektrolyt)	ΔT_G
NaCl (2 mol Ionen)	$2 \times \Delta T_G$
K_2SO_4 (3 mol Ionen)	$3 \times \Delta T_G$

FESTER ZUSTAND

Einteilung der festen Stoffe



- regelmäßiges Raumgitter
- anisotrope Eigenschaften (richtungsabhängige phys. Eigenschaften, z.B. Brechungsindex, Lichtgeschw., usw.)

- Stoffe ohne regelmäßiges Raumgitter (Unterkühlte Flüssigkeiten, bei denen die Moleküle in einer statistischen Verteilung erstarren)
- isotrope Eigenschaften (phys. Eigenschaften sind nicht-richtungsabhängig) z.B. Glas, Kunststoffe

Nach der Art der Teilchen im Kristallgitter

- Ionenkristalle
- Molekülkristalle
- Atom-(Gerüst-)kristalle
- Metallkristalle

Typen der kristallinen Feststoffe

Strukturtyp	Teilchen	Bindungs-kräfte	Typische Eigenschaften	Beispiele
Ionenkristall	positive und negative Ionen	elektrostatische Anziehung	hoher Schmp., hart, spröde, elektrischer Isolator	NaCl, KNO ₃
Atom-(Gerüst-)kristall	Atome	kov. Bindungen in 2 oder 3 Dimensionen	hoher Schmp., sehr hart, Isolator weich, Leiter	Diamant, SiC, SiO ₂ Graphit
Molekülkristall	Moleküle	Dispersions- und Dipol-Dipol-Kräfte	niedriger Schmp., weich, elektrischer Isolator	H ₂ , Cl ₂ , CH ₄
Metallkristall	positive Ionen und bewegliche Elektronen	metallische Bindung	oft hoher Schmp., verformbar, hart oder weich, elektrisch leitend	Ag, Cu, Na, Fe

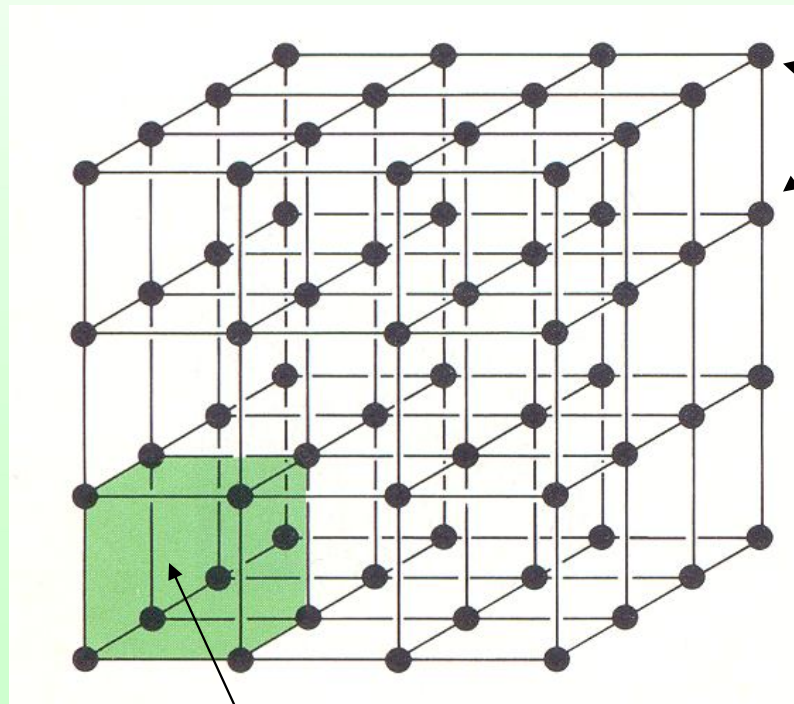
Kristallgitter

Kristallstruktur: regelmäßige räumliche Anordnung der Teilchen

Kristallgitter: eine dreidimensionale Anordnung der Punkte, die die Symmetrie des Kristalls beschreiben

Kubisch-primitives Gitter

(Eine Elementarzelle ist farblich hervorgehoben.)



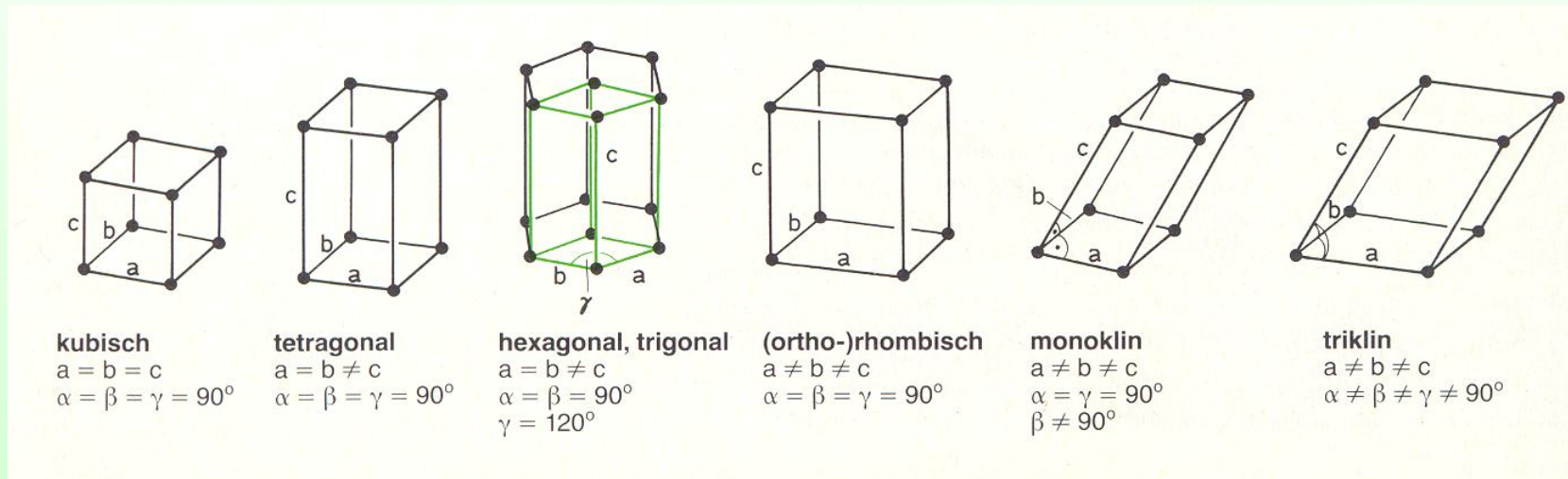
Gitterpunkte

(= Mittelpunkte der Kationen bzw. Anionen, usw.)

Elementarzelle

Elementarzellen der verschiedenen Kristallsysteme

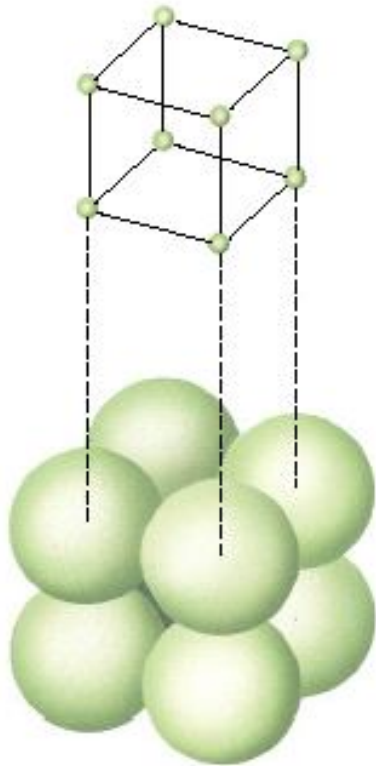
nach der Symmetrie eingeteilte Kristallgitter
(insgesamt 7 verschiedene Strukturen)



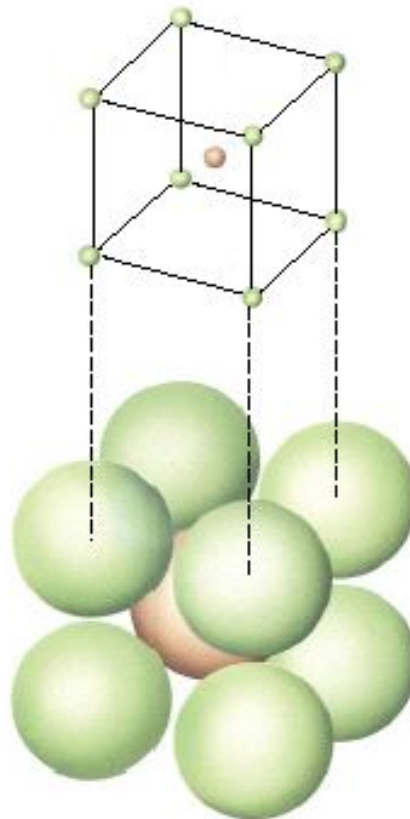
Metrik einer Elementarzelle:
bestimmt durch sechs **Gitterkonstanten**
(3 Kantenlängen + 3 Winkel)

Kubische Elementarzellen

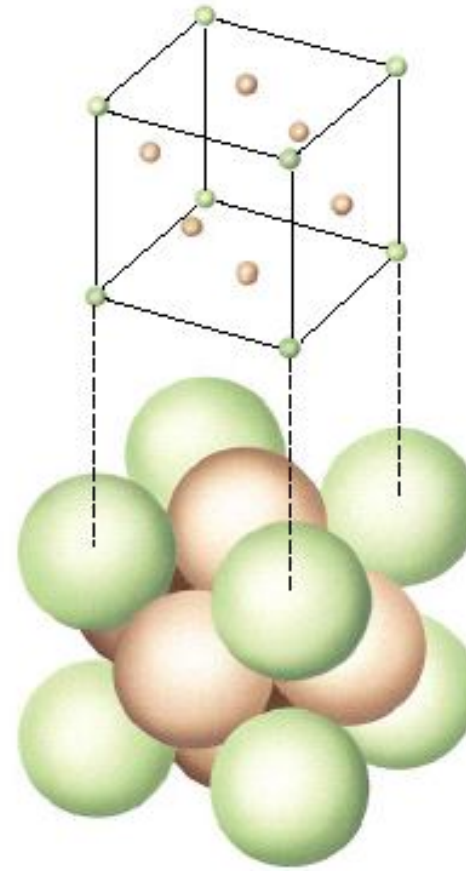
kubisch primitiv



kubisch
innenzentriert



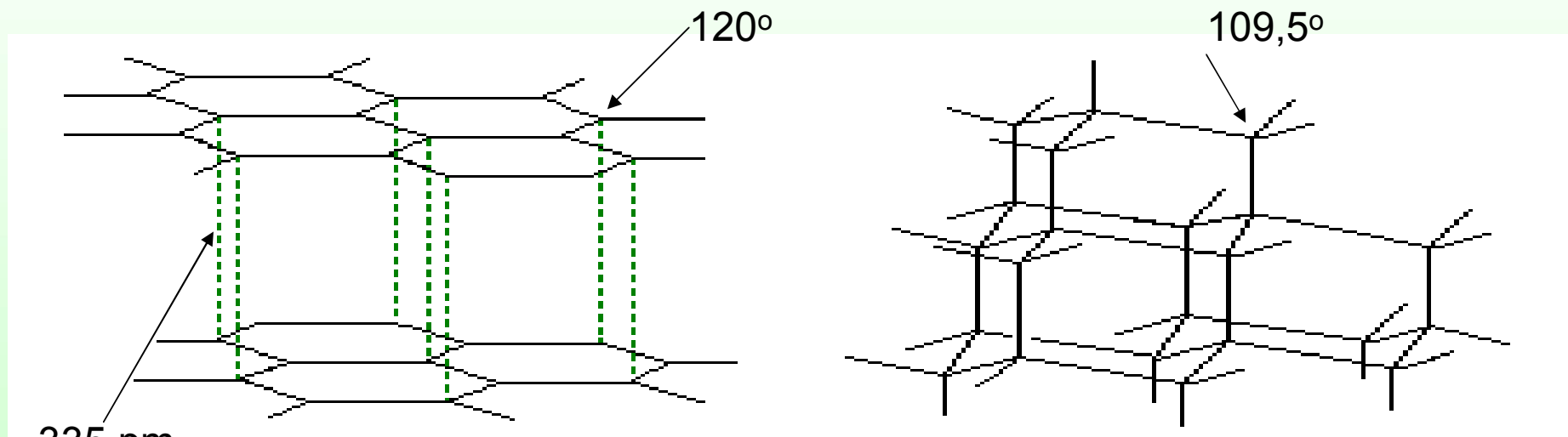
kubisch
flächenzentriert



Atom-(Gerüst-)kristalle

Atome werden durch ein Netzwerk von kovalenten Bindungen zusammengehalten.

z.B.



Graphit
C-C 141 pm

Schichtenstruktur

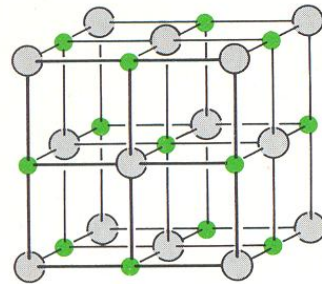
Diamant
C-C 154 pm

Raumnetzstruktur

Ionenkristalle

elektrostatische Anziehungskräfte > elektrostatische Abstoßungskräfte

NaCl

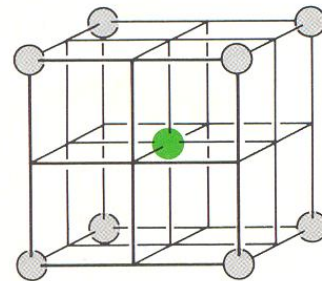


Natriumchlorid-Typ
NaCl

Koordinationszahl: 6

$$r_{M^+}/r_{X^-} = 0,414$$

CsCl

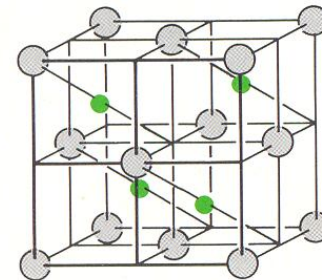


Cäsiumchlorid-Typ
CsCl

Koordinationszahl: 8

$$r_{M^+}/r_{X^-} = 0,732$$

ZnS



Zinkblende-Typ
ZnS

Koordinationszahl: 4

$$r_{M^+}/r_{X^-} = 0,225$$

Defektstrukturen

