

Vorlesung Allgemeine Chemie: Thermodynamik, Gase Flüssigkeiten, Lösungen

Inhalte

Thermochemie: Prozessgrößen Wärme, Arbeit, Zustandsgröße Innere Energie, Erster Hauptsatz der Thermodynamik, Enthalpie, Energieumsatz chemischer Reaktionen, Kalorimetrie, Wärmekapazität, Bombenkalorimeter, Satz von Hess, Standardgrößen: Standard-Bildungsenthalpien, Berechnung von Standard-Reaktionsenthalpien aus Standard-Bildungsenthalpien

Verhalten von Gasen: Luftdruck, Druckgrößen, ideale Gasgleichung und abgeleitete Beziehungen, Gasdichte, Partialdruck, Daltonsches Gesetz, Verhalten von Gasen: Arbeit als Prozessgröße: reversibles und irreversibles Entspannen eines Druckbehälters, Partialdruck (des Wassers beim Auffangen von Gasen über Wasser), kinetische Gastheorie, mittlere Geschwindigkeit und Grahamsche Effusionsgesetz, Verhalten realer Gase (qualitativer Zusammenhang zu den Näherungen für das ideale Gas), Gasverflüssigung (Joule-Thomson-Effekt)

Eigenschaften von Flüssigkeiten: van der Waals-Kräfte (Dipol-Dipol-WW, London'sche Dispersionskräfte), Wasserstoffbrücken-Bindung (Struktur und Auswirkungen), relative Größenordnungen, Dampfdruck, p-T-Kurven von Lösungsmitteln (Clausius-Clapeyron-Gleichung), Siedeverhalten von Flüssigkeitsgemischen, Siedediagramme, azeotropes Verhalten, Dampfdruckerniedrigung des Wassers durch Lösung von Salzen, Gefrierpunktserniedrigung, Siedepunktserhöhung

Vorlesung Allgemeine Chemie: Thermodynamik, Gase Flüssigkeiten, Lösungen

Inhalte

Eigenschaften von Lösungen: Lösungsenthalpien, Gitterenergien, Solvationsenthalpien, Löslichkeitstrends von Salzen, Dissoziation und Leitfähigkeit, Wechselwirkungen: protische/aprotische, unpolare/polare Lösungsmittel, Mischbarkeit, hydrophobe und hydrophile Wechselwirkungen, Sättigung, Temperaturabhängigkeit c_{sa} , bzw. K_L , Zusammenhang zur Lösungsenthalpie

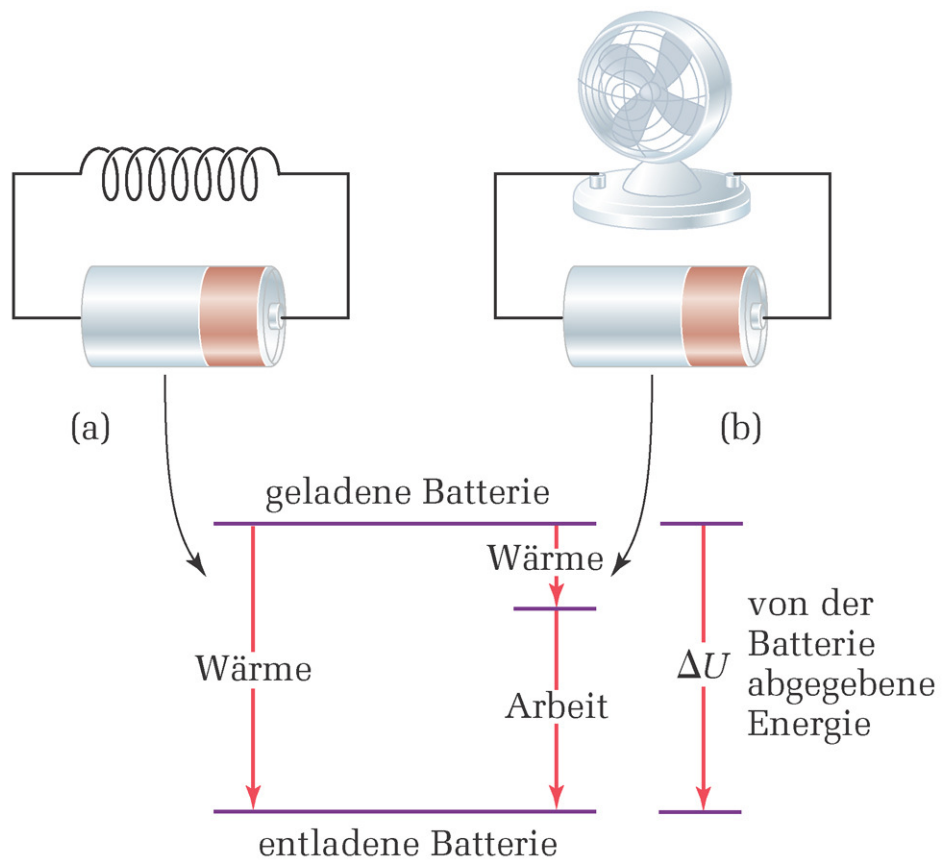
Thermodynamik: Spontanität von Prozessen, Entropiebegriff, 2. Hauptsatz der Thermodynamik, Gibbs-Helmholtz-Gleichung, ΔG als Kriterium für Reaktionen, Einfluss der Temperatur, Entropie: 3. Hauptsatz der Thermodynamik und Standard-Entropie von Elementen, Größenordnungen, Zusammenhang ΔG und der Gleichgewichtskonstante K , Abschätzung der Temperaturabhängigkeit von K (Beispiel CO-Konvertierung), Zusammenhang ΔG mit ΔE , Konzentrationszellen: Nernstsonde als Lambda-Sonde

Die folgenden Folien haben in der Vorlesung zur Veranschaulichung ausgewählter Fakten gedient, sie stellen keine umfassende Darstellung der betreffenden Themen dar.

Vorlesung Allgemeine Chemie: Thermochemie

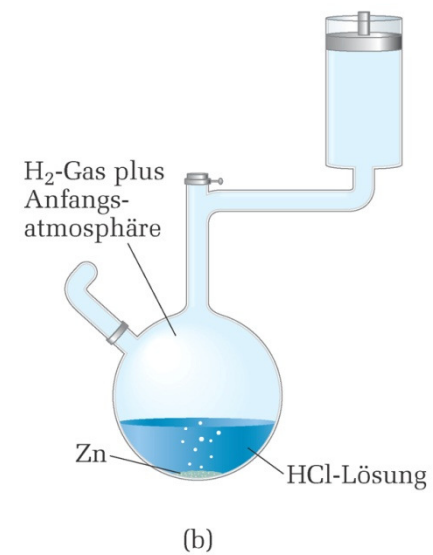
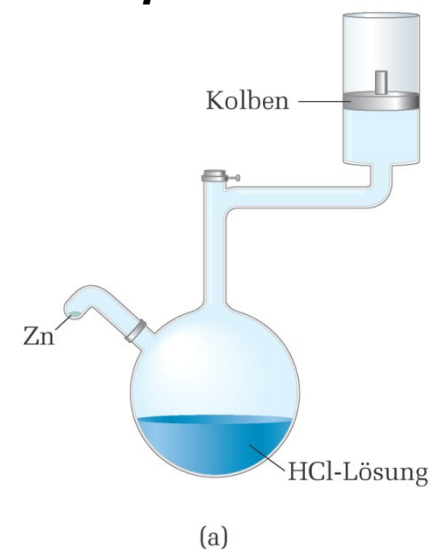
Erster Hauptsatz der Thermodynamik

$$\Delta U = Q + W$$



Volumenarbeit

$$W = -p \Delta V$$



Kalorimeter

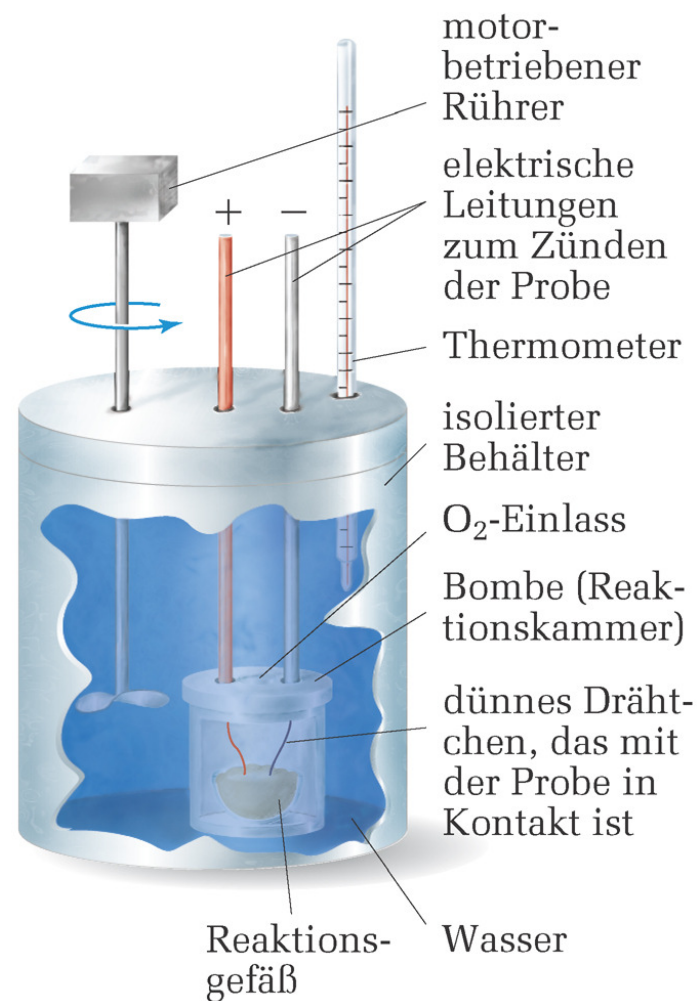
$$p = \text{const.}$$

$$Q_p = \Delta H$$

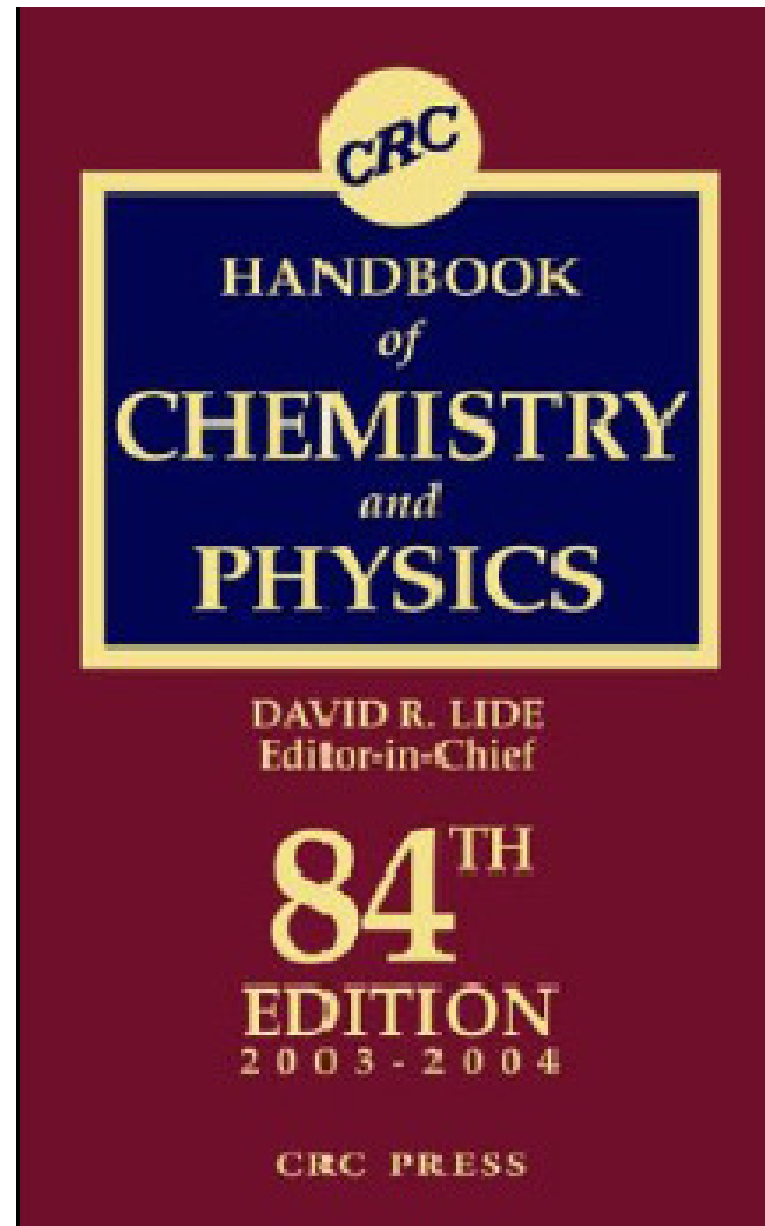


$$v = \text{const.}$$

$$Q_v = \Delta U$$



Vorlesung Allgemeine Chemie: Thermochemie



Vorlesung Allgemeine Chemie: Thermochemie

Molecular Formula	Name	Crystal			
		$\Delta_f H^\circ$ kJ/mol	$\Delta_f G^\circ$ kJ/mol	S° J/mol K	C_p J/mol K
Substances not containing oxygen					
Ac	Actinium	0.0		56.5	27.2
Ag	Silver	0.0		42.6	25.4
AgBr	Silver(I) bromide	-100.4	-96.9	107.1	52.4
AgBrO ₃	Silver(I) bromate	-10.5	71.3	151.9	
AgCl	Silver(I) chloride	-127.0	-109.8	96.3	50.8
AgClO ₃	Silver(I) chlorate	-30.3	64.5	142.0	
AgClO ₄	Silver(I) perchlorate	-31.1			
AgF	Silver(I) fluoride	-204.6			
AgF ₂	Silver(II) fluoride	-360.0			
AgI	Silver(I) iodide	-61.8	-66.2	115.5	56.8
AgIO ₃	Silver(I) iodate	-171.1	-93.7	149.4	102.9
AgNO ₃	Silver(I) nitrate	-124.4	-33.4	140.9	93.1
Ag ₂	Disilver				
Ag ₂ CrO ₄	Silver(I) chromate	-731.7	-641.8	217.6	142.3
Ag ₂ O	Silver(I) oxide	-31.1	-11.2	121.3	65.9
Ag ₂ O ₂	Silver(II) oxide	-24.3	27.6	117.0	88.0
Ag ₂ O ₃	Silver(III) oxide	33.9	121.4	100.0	
Ag ₂ O ₄ S	Silver(I) sulfate	-715.9	-618.4	200.4	131.4

Vorlesung Allgemeine Chemie: Thermochemie

Abhängigkeit der Bindungsdissoziationsenthalpie von der Bindungslänge		
Bindung	Bindungslänge in pm	Bindungsenthalpie in kJ pro mol
H-H	109	436
Cl-Cl	199	242
Br-Br	228	193
Abhängigkeit der Bindungsdissoziationsenthalpie von der Bindungsart		
Bindung	Bindungslänge in pm	Bindungsenthalpie in kJ pro mol
C-C	154	356
C=C	134	594
C≡C	120	812
Abhängigkeit der Bindungsdissoziationsenthalpie von der Polarität		
Bindung	Bindungslänge in pm	Bindungsenthalpie in kJ pro mol
H-H	109	436
H-F	92	567
O=O	121	498
C=O	122	695

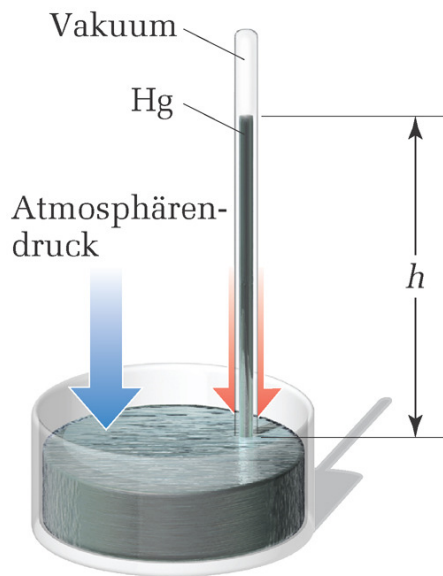
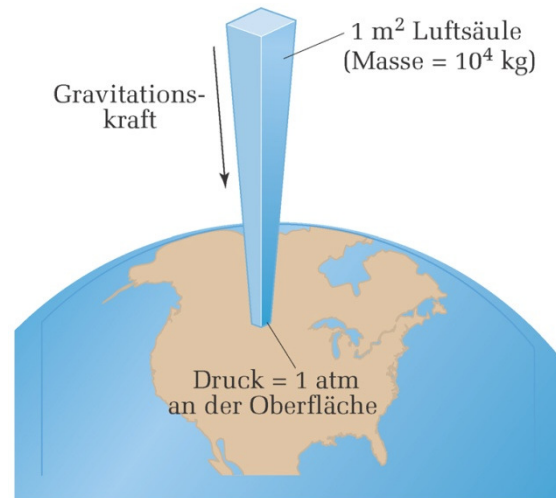
Vorlesung Allgemeine Chemie: Gase



Evangelista Torricelli
1608-1647



Blaise Pascal
1647



1 Torr = 1 mm Hg-Säule
760 Torr = 101325 Pa

Puy de Dome



Vorlesung Allgemeine Chemie: Gase

Gasgesetze

Boyle'sches Gesetz:

$$p \cdot v = \text{const. (für gegebenes } n \text{ und } T)$$

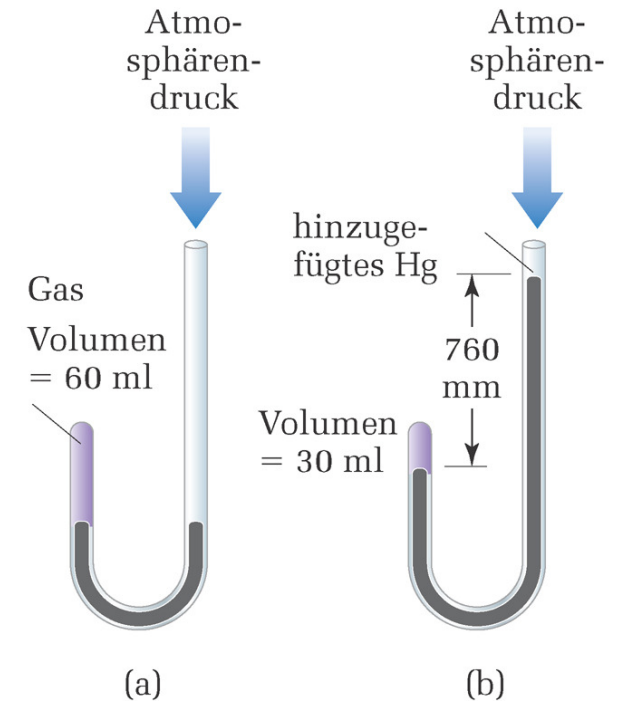
Charles'sches Gesetz:

$$\frac{v}{T} = \text{const. (für gegebenes } n \text{ und } p)$$



Avogadro'sches Gesetz:

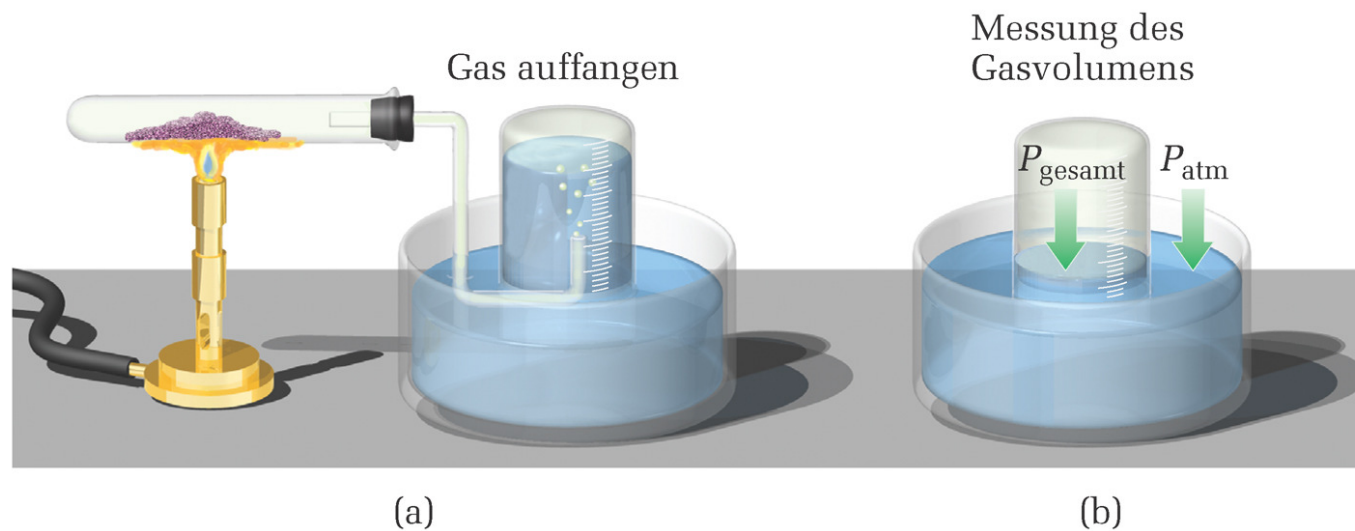
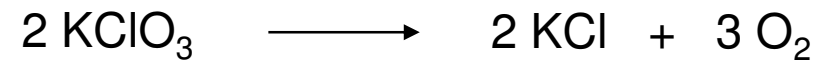
$$\frac{v}{n} = \text{const. (für gegebenes } p \text{ und } T)$$



	He	N ₂	CH ₄
Volumen	22,4 l	22,4 l	22,4 l
Druck	1 atm	1 atm	1 atm
Temperatur	0 °C	0 °C	0 °C
Gasmasse	4,00 g	28,0 g	16,0 g
Anzahl der Gasteilchen	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$

Vorlesung Allgemeine Chemie: Gase

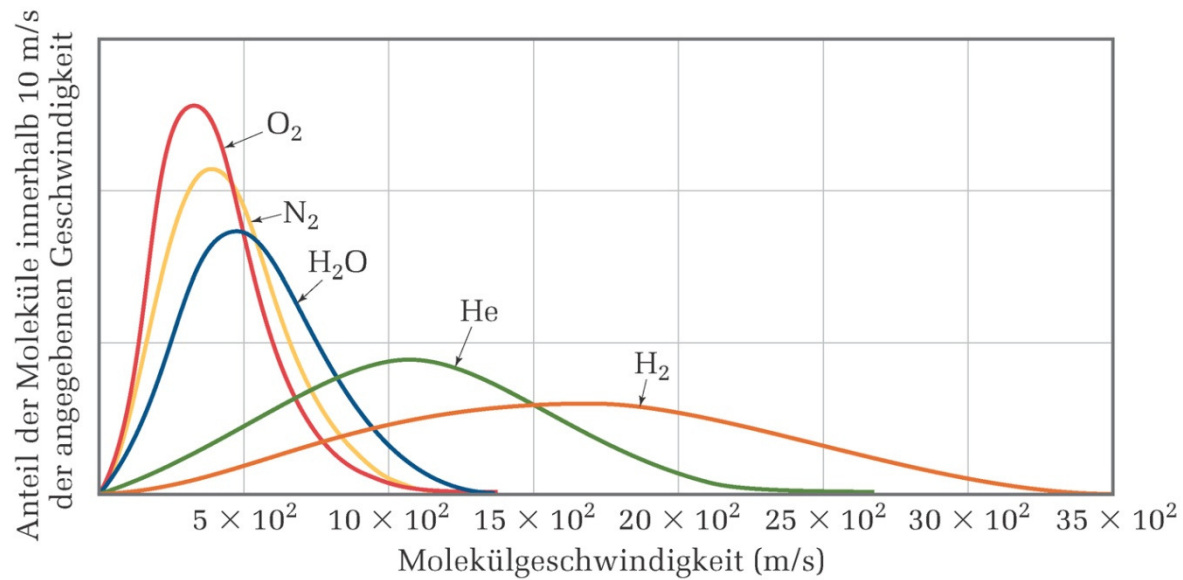
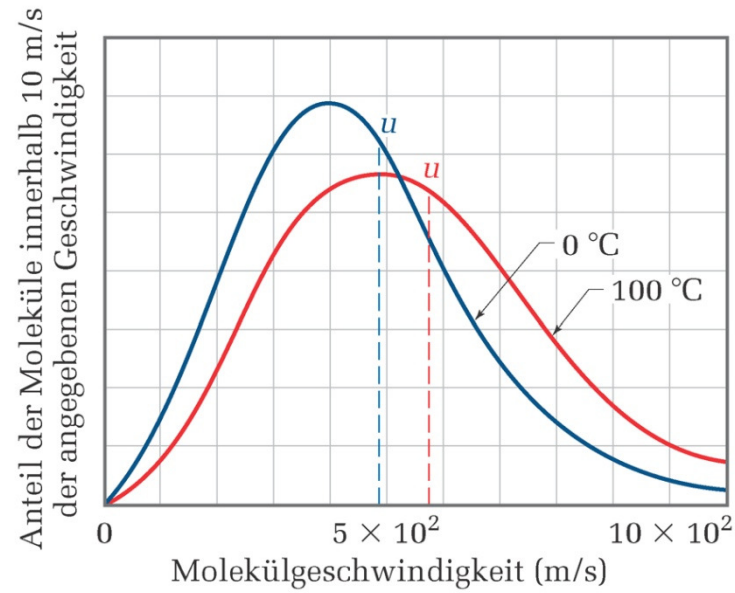
Partialdrücke in Gasmischungen



$$p(\text{gesamt}) = p(\text{Gas}) + p(\text{H}_2\text{O})$$

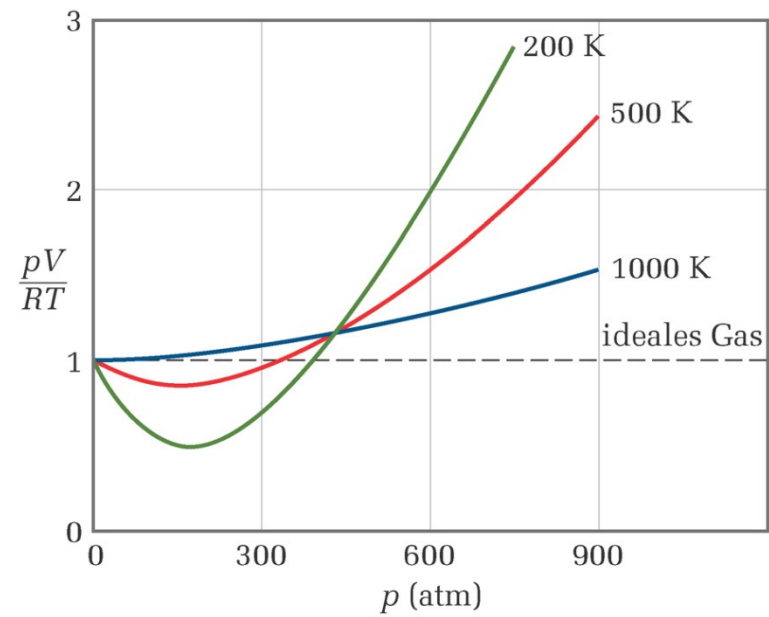
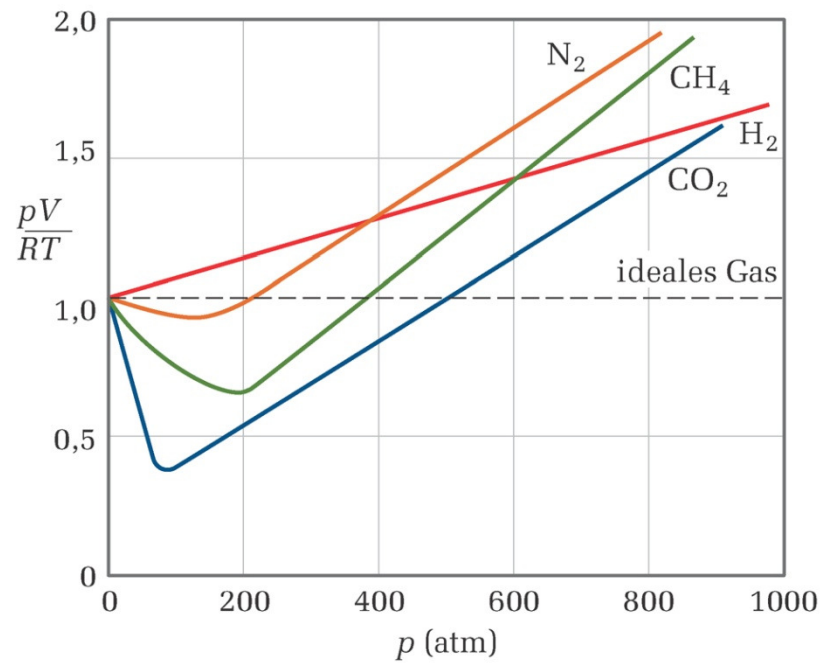
Vorlesung Allgemeine Chemie: Gase

Kinetische Gastheorie



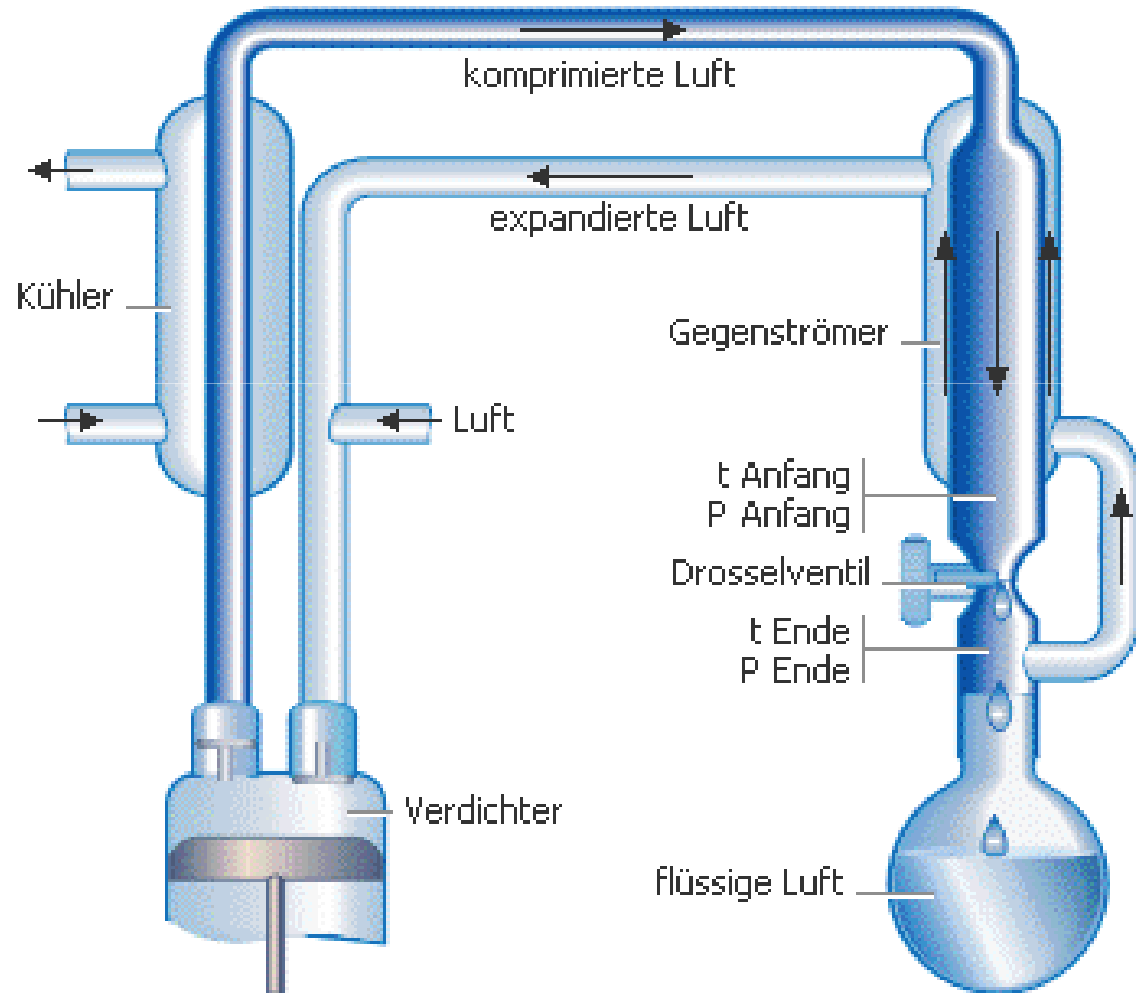
Vorlesung Allgemeine Chemie: Gase

Verhalten realer Gase



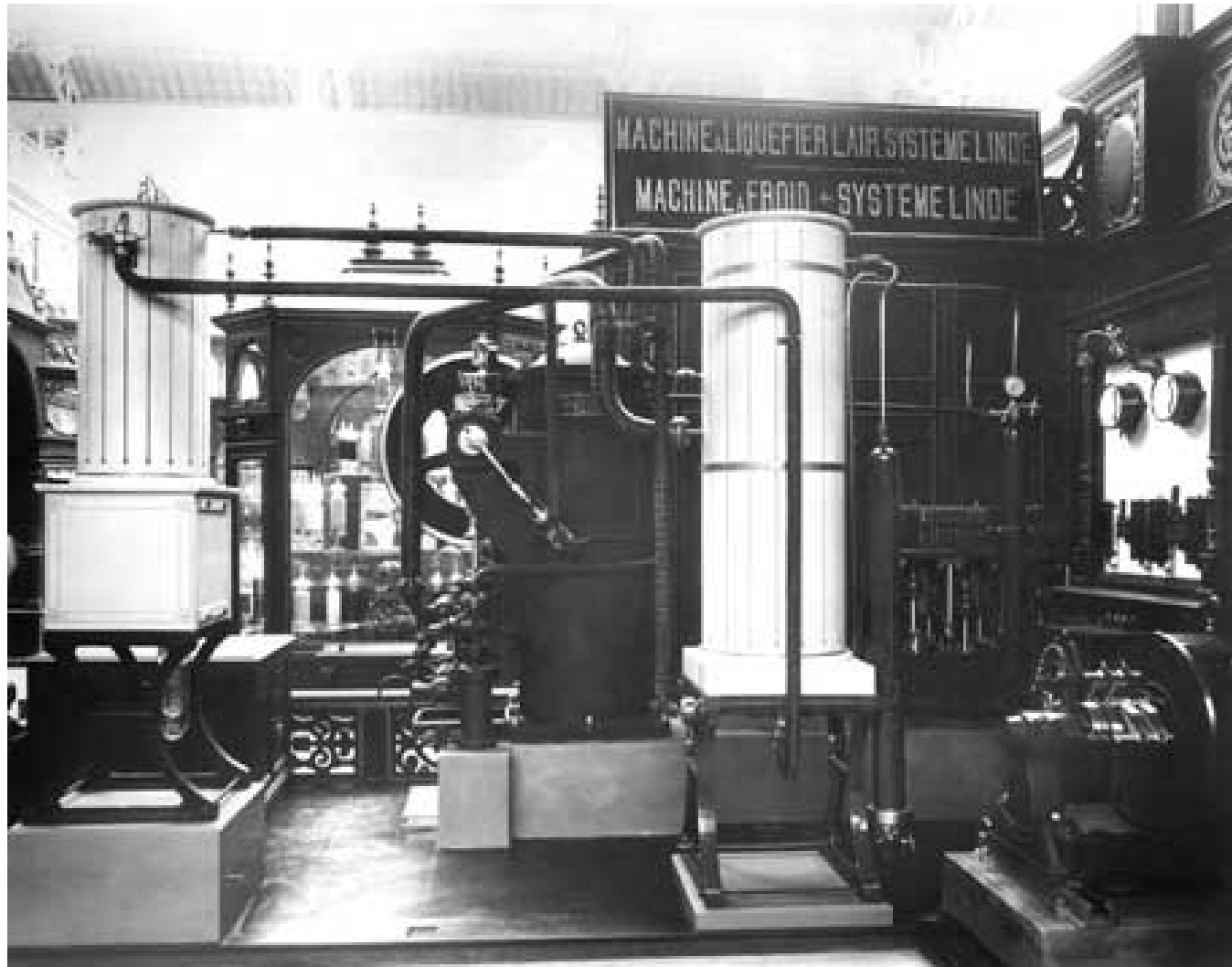
Vorlesung Allgemeine Chemie: Gase

Luftverflüssigung nach Linde



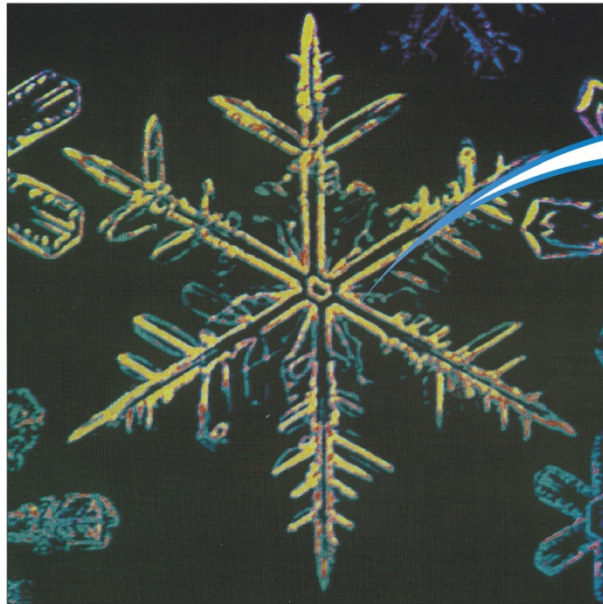
Vorlesung Allgemeine Chemie: Gase

Luftverflüssigungsanlage auf der Weltausstellung in Paris (1900)

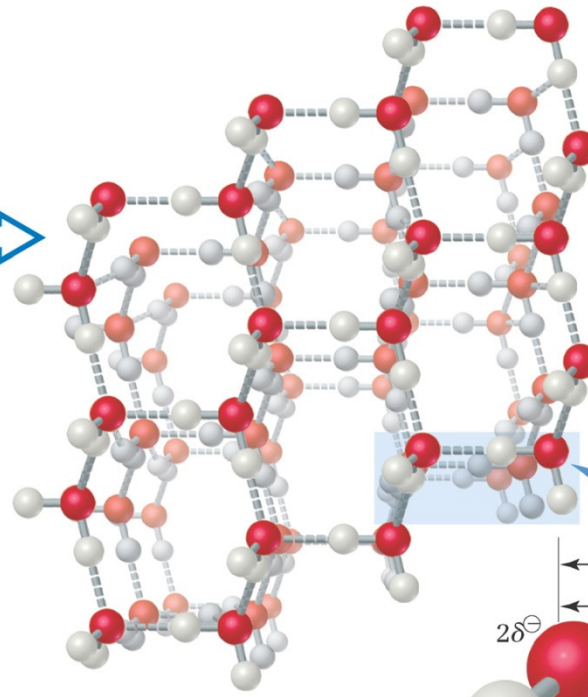


Vorlesung Allgemeine Chemie: Flüssigkeiten

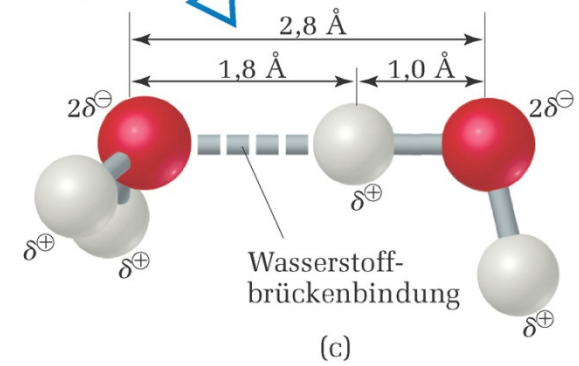
Dichte-Anomalie des Wassers



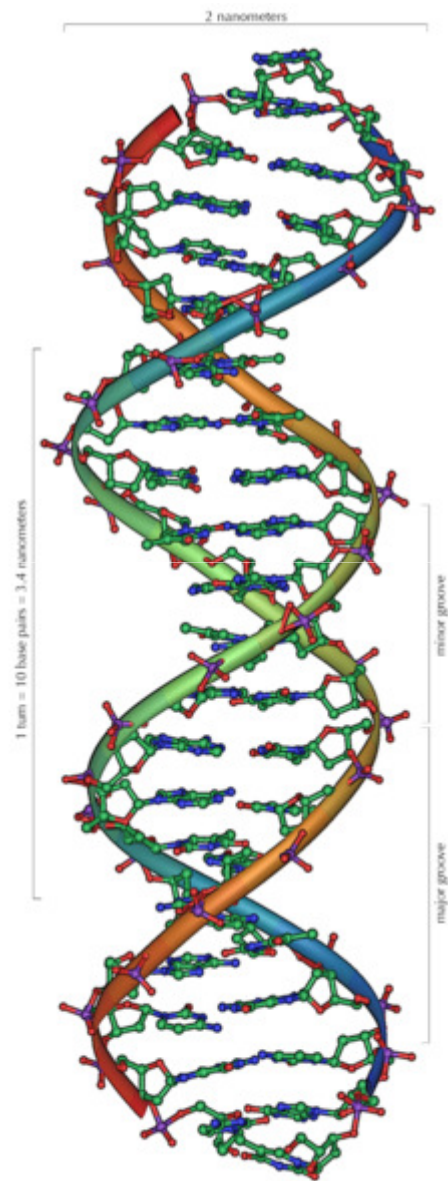
(a)



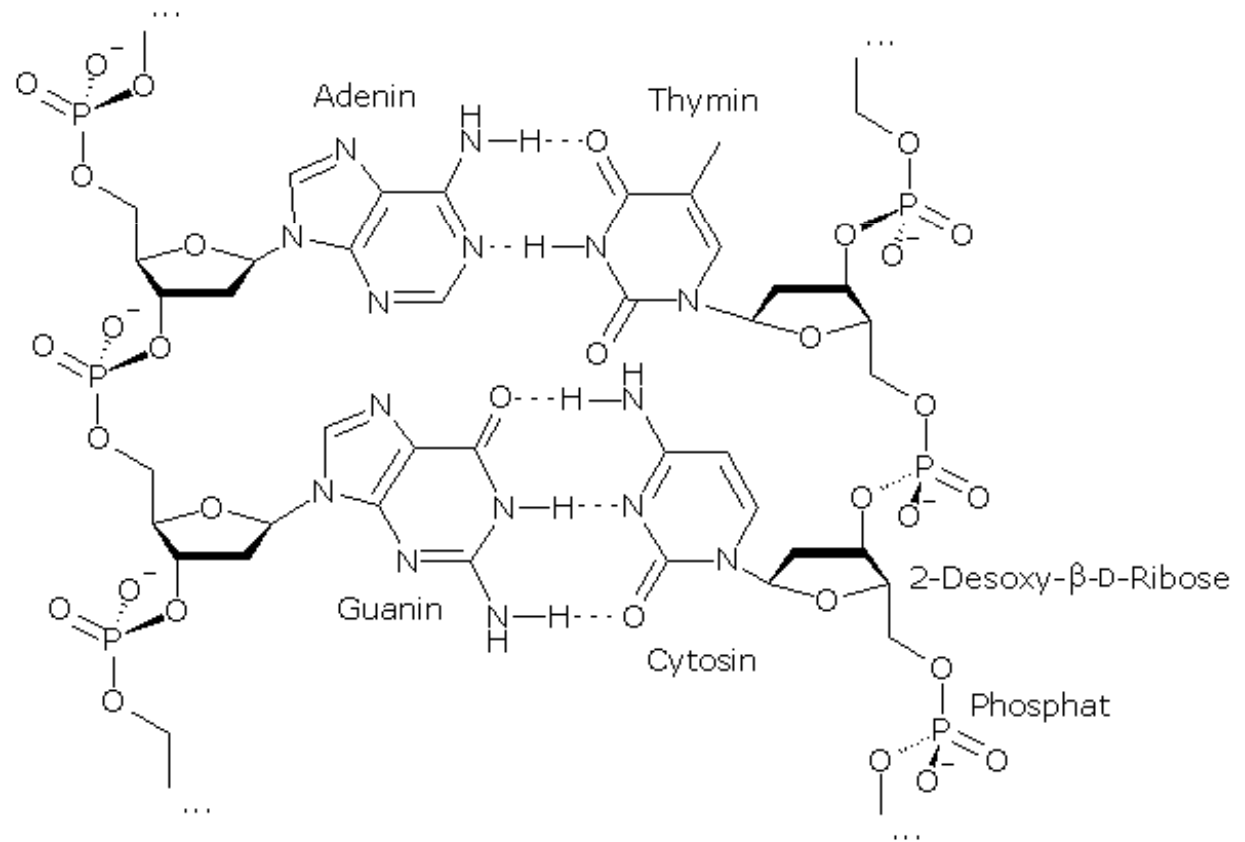
(b)



Vorlesung Allgemeine Chemie: Flüssigkeiten

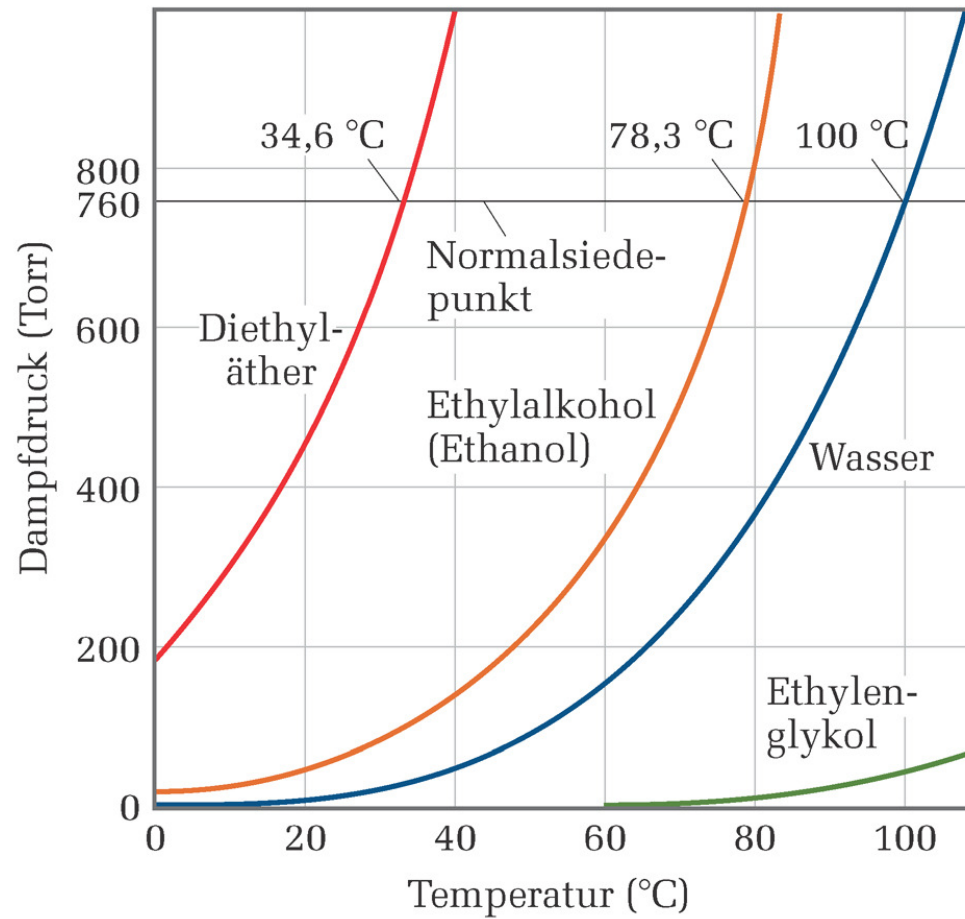


Bedeutung der Wasserstoff-Brückenbindung



Vorlesung Allgemeine Chemie: Flüssigkeiten

Siedeverhalten

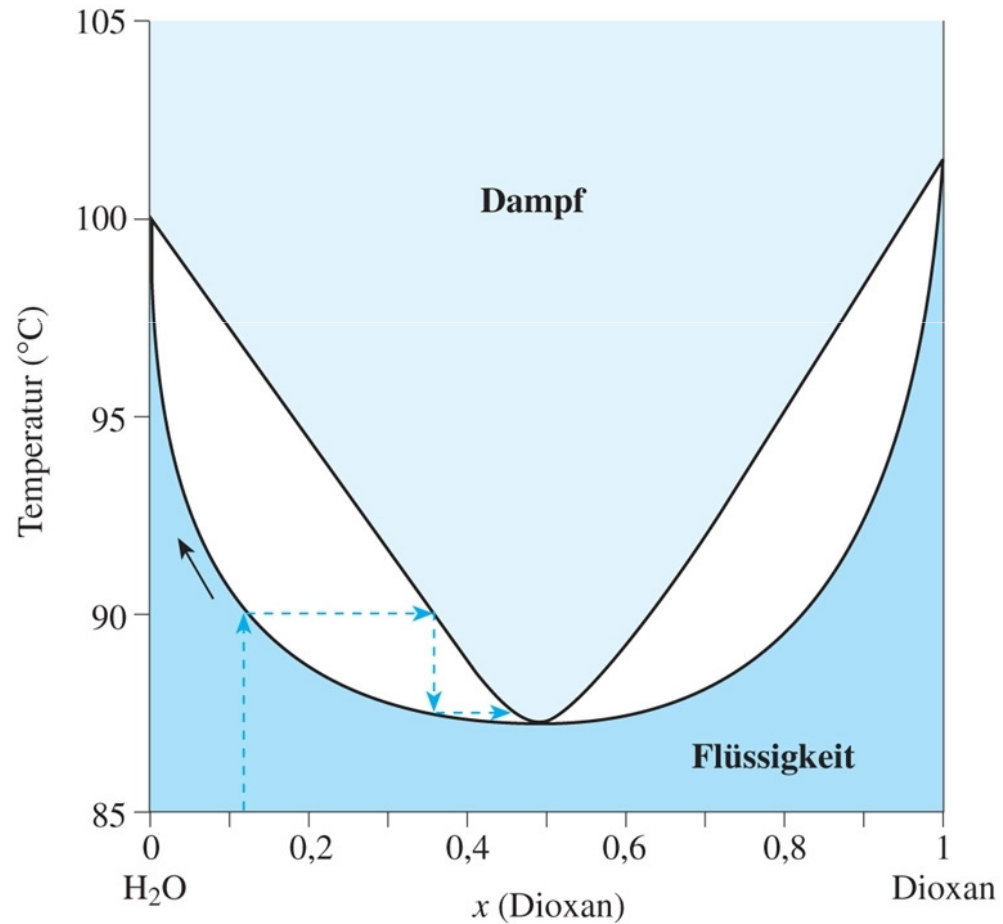


Clausius-Clapeyron-Gleichung

$$\ln p = \frac{-\Delta_v H}{RT} + C$$

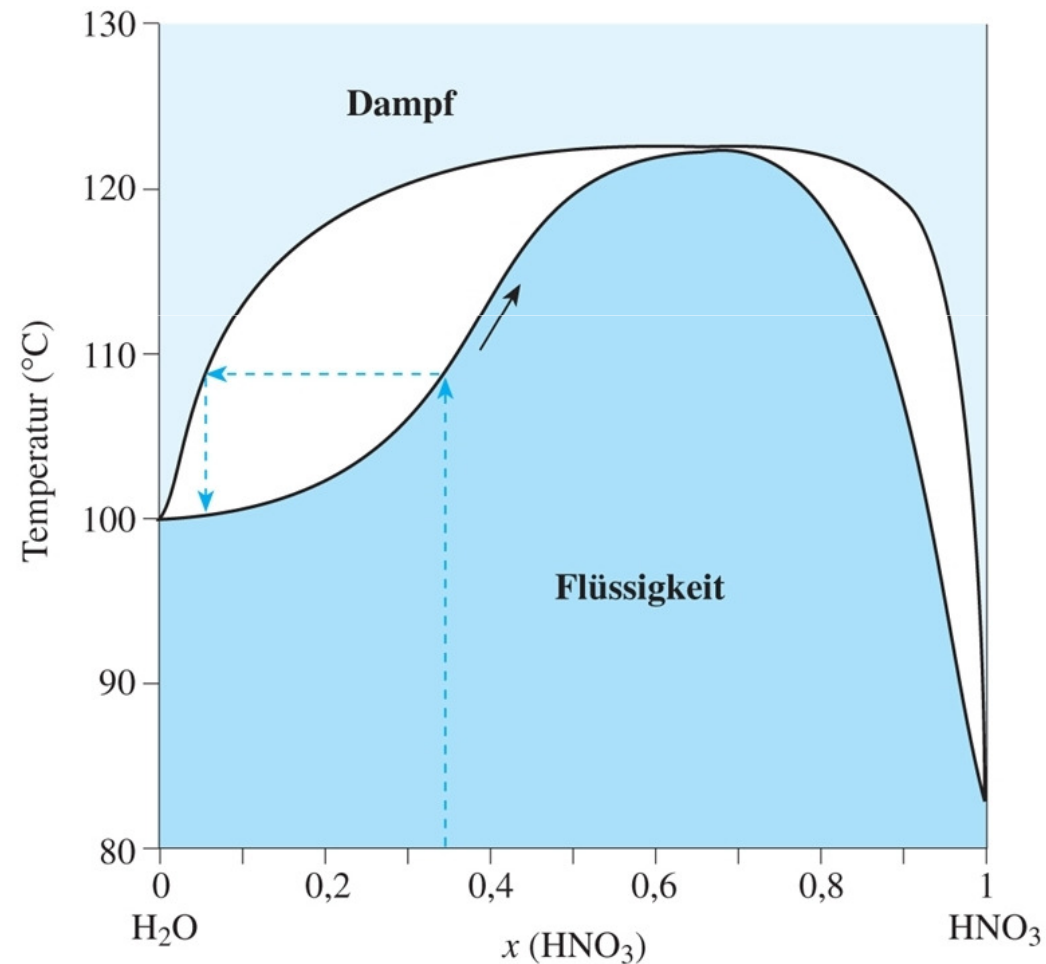
Vorlesung Allgemeine Chemie: Flüssigkeiten

Siedeverhalten:
Minimumazeotrop
Azeotrop im Kolonnenkopf



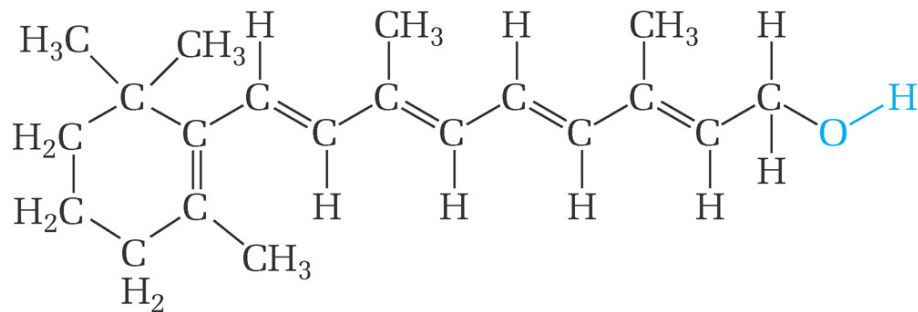
Vorlesung Allgemeine Chemie: Flüssigkeiten

Siedeverhalten:
Maximumazeotrop
Azeotrop im Kolonnensumpf



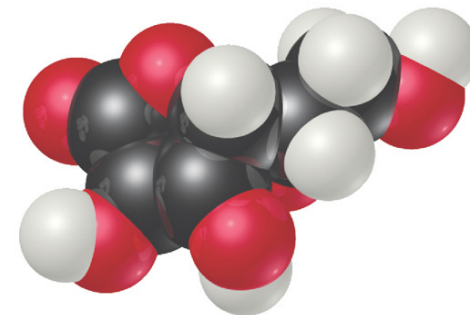
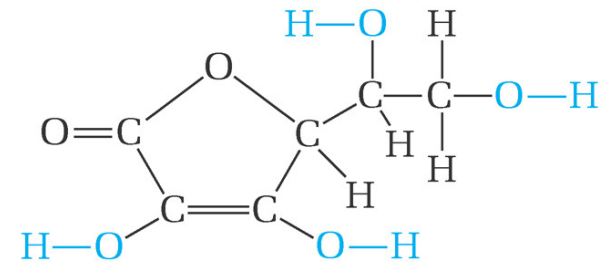
Vorlesung Allgemeine Chemie: Lösungen

fettlöslich: hydrophob
(wasserabweisend)



Vitamin A
(a)

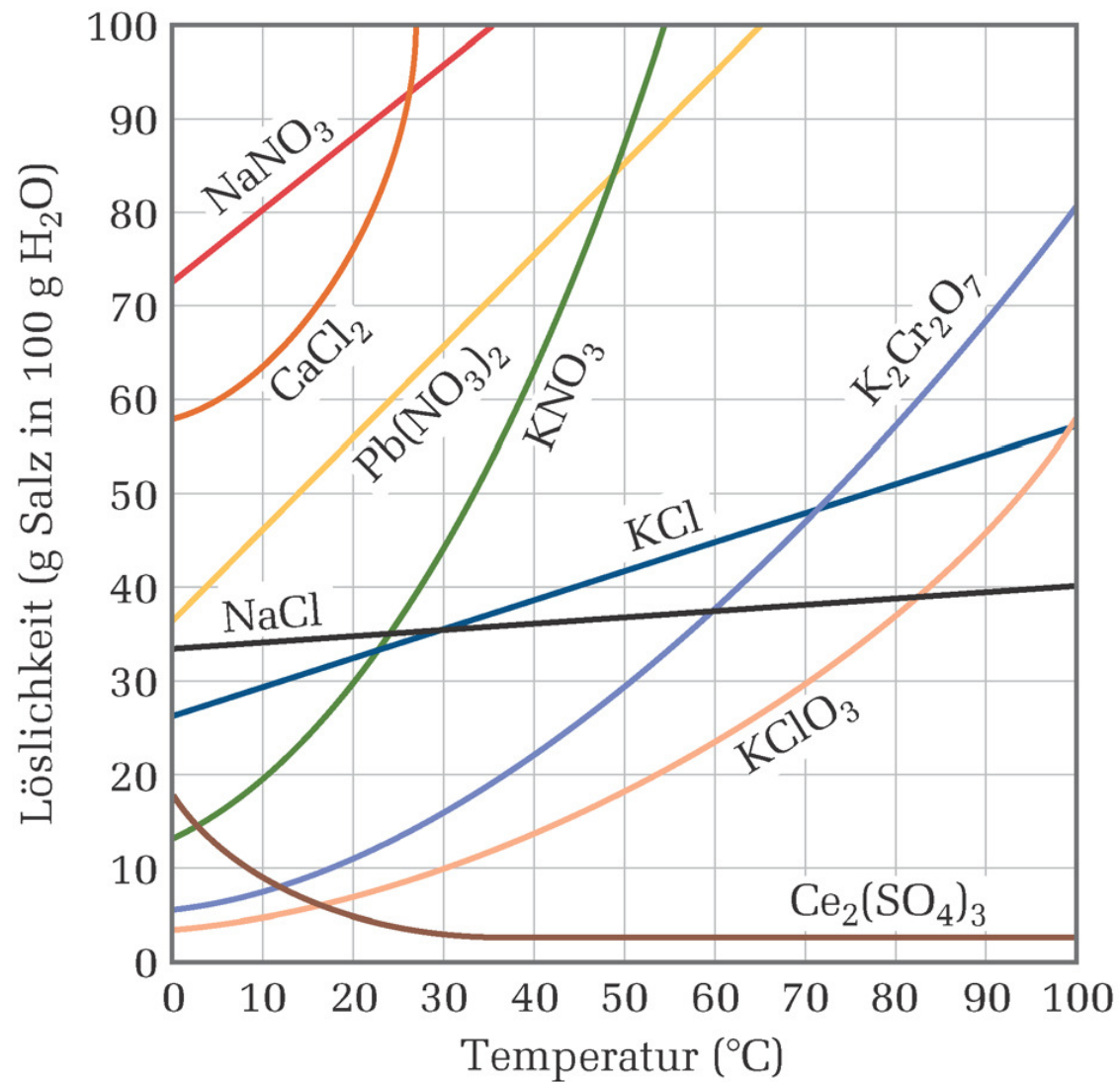
wasserlöslich: hydrophil



Vitamin C
(b)

Vorlesung Allgemeine Chemie: Lösungen

Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit



Vorlesung Allgemeine Chemie: Lösungen

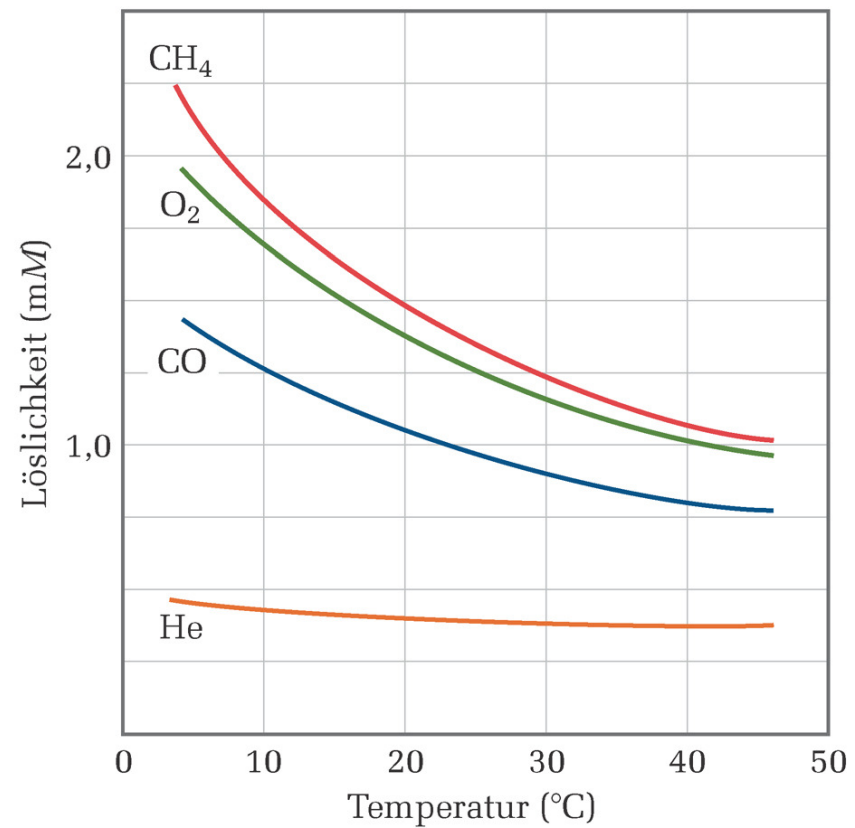
Löslichkeit von Gasen in Flüssigkeiten

Henry'sches Gesetz:

$$\frac{\text{Molalität}}{\text{Partialdruck}} = \text{const.}$$

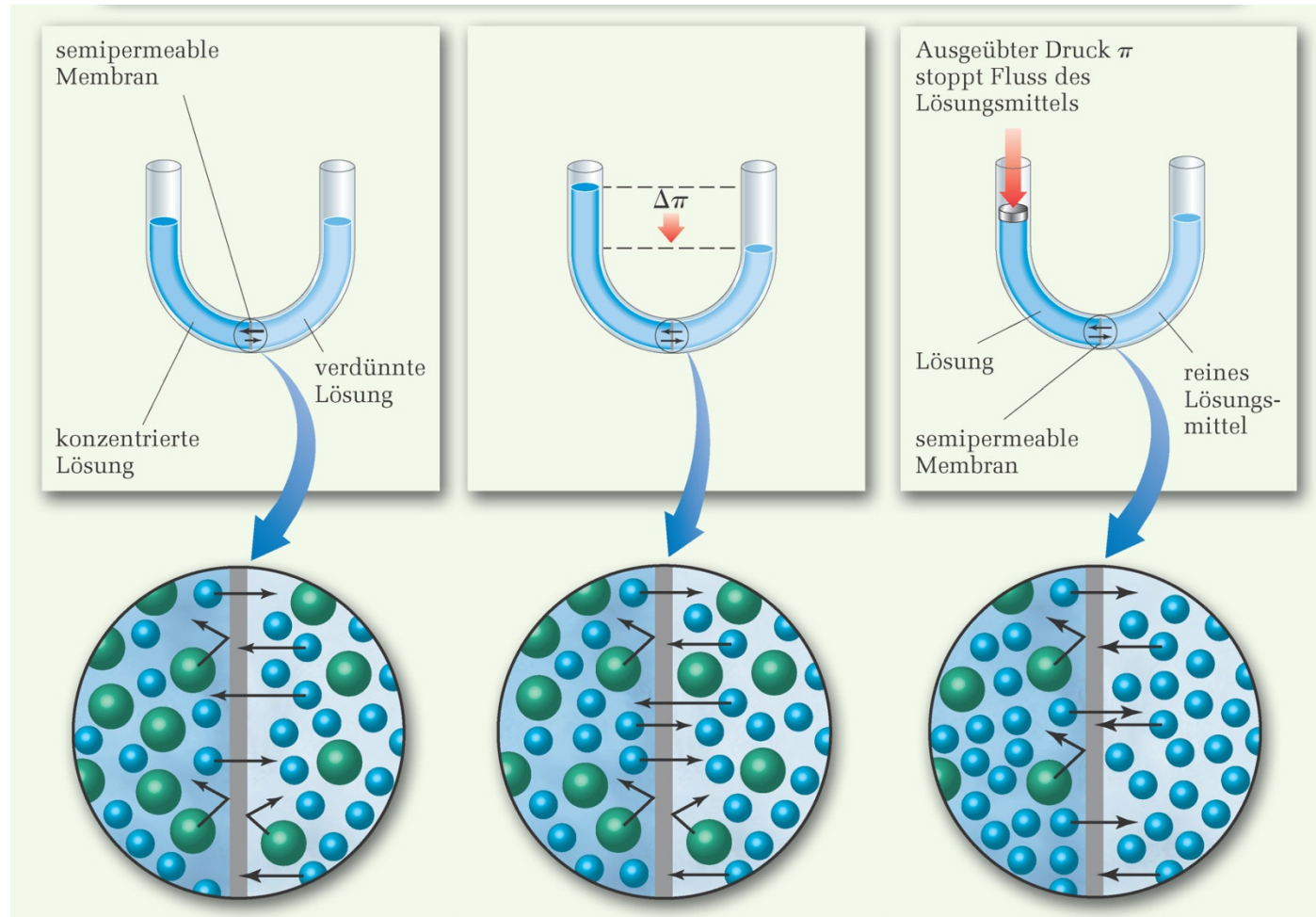


Temperaturabhängigkeit



Vorlesung Allgemeine Chemie: Lösungen

Osmose



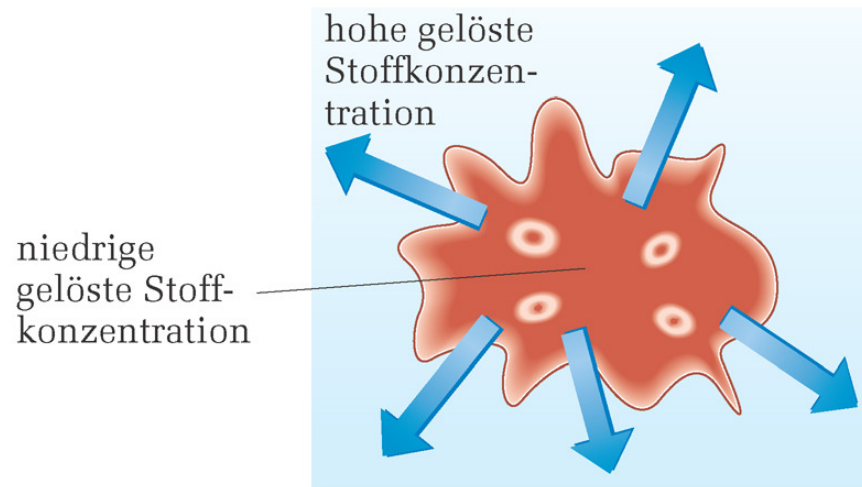
osmotischer
Druck
 $\pi v = nRT$
 $\pi = cRT$

Vorlesung Allgemeine Chemie: Lösungen

Beispiele für Osmose:

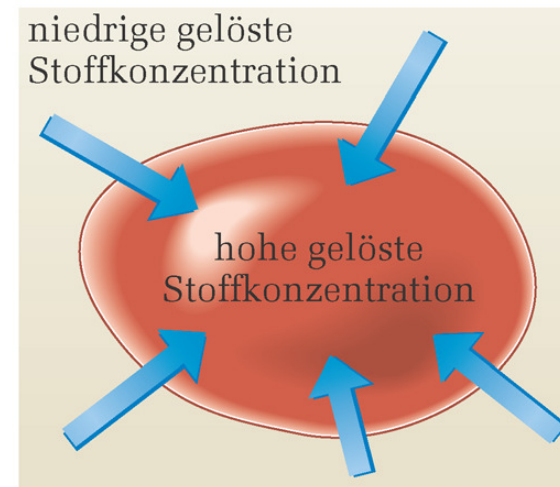
rote Blutkörperchen: Notwendigkeit
isotonischer Lösungen bei intravenöser Infusion

hypertonische Lösung



(a) Stechapfelform

hypotonische Lösung



(b) Hämolyse

Vorlesung Allgemeine Chemie: Lösungen

Beispiele für Osmose:

saure Metallsalze in einer Wasserglas-Lösung:
farbige M_{aq}^{n+} in Na_2SiO_3 -Lösung
(„chemischer Garten“)

Bildung einer semipermeablen Membran
durch Polykondensation

