



Formelsammlung

Biophysik 2

Prof. Dr. Ulrich Stöber

erstellt in Anlehnung an die
Formelsammlung Version 37: WS 2004-2005

von Prof. Dr. Uvo Hölscher

Inhaltsverzeichnis

Inhaltsverzeichnis	2
Grundbegriffe	4
Wärmekapazität	4
Dichte	5
Konzentrationsmaße	5
Hauptsätze der Thermodynamik	6
Erster Hauptsatz	6
Volumenarbeit	6
Enthalpie	6
Phasenumwandlungs - Enthalpie	6
Thermochemie	7
chemische Reaktion	7
Zweiter Hauptsatz	9
Dritter Hauptsatz	10
Standard-Reaktionsentropie	10
Temperaturabhängigkeit der Reaktionsentropie	10
Gibbsche Fundamentalgleichungen	10
Maxwell-Beziehungen	10
Carnotscher Wirkungsgrad	10
Chemisches Gleichgewicht	11
Helmholz-Energie (freie Energie)	11
Gibbs - Energie (freie Enthalpie)	11
Triebkraft einer isothermen, isobaren Reaktion	11
Chemisches Potential	11
Konzentrationsabhängigkeit des chemischen Potentials	11
Reaktionsquotient	12
Arten der Gleichgewichtskonstanten	13
Löslichkeitsprodukt	13
Gleichgewichte in Säure – Basen Systemen	15
Systeme	16
Lösungen	16
Kolligative Effekte	17
Transporteigenschaften	20
Wärmetransport	20
Wärmeleitung (Fouriersches Gesetz)	20
Wärmestrahlung	20
Wärmeübergang	20
Diffusion	21
Membranen	22

Elektrochemie	23
Grundbegriffe	23
Dissoziation	23
Elektrische Feldstärke	23
elektrische Leitung in Elektrolyten	23
Driftgeschwindigkeit der Ionen	23
Ionenbeweglichkeit $u_{+/-}$	23
Stromstärke	23
Spezifische Leitfähigkeit	24
spezifische Leitfähigkeit von Elektrolyten	24
molare Leitfähigkeit	24
Äquivalent-Leitfähigkeit	24
Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit	24
Waldensche Regel	24
Faradaysches Gesetz	25
Überführungszahlen	25
Diffusion von Ionen, Nernst-Planck Gleichung	25
Elektromotorische Kraft (EMK) / galvan. Zellen	26
elektrochemische Spannungsreihe	26
Zellspannung	26
Nernst Gleichung	26
Referenzelektroden	27
Elektrochemisches Potential	27
Thermodynamische Größen aus EMK-Messungen	27
Reaktionsentropie aus EMK-Messung	27
Gibbs-Helmholtz-Gleichung (Reaktionsenthalpien aus EMK-Messungen)	27
Kinetik	29
Grundbegriffe	29
Reaktionsgeschwindigkeit	29
Kinetik einfacher Reaktionen	29
Reaktion 0. Ordnung	29
Reaktion 1. Ordnung	30
Reaktion 2. Ordnung	30
Temperaturabhängigkeit der Geschwindigkeitskonstante	31
Anhang	32
Umrechnungsfaktoren	32
Symbole und Einheiten	33
Griechische Symbole	33
Lateinische Symbole	35
lateinische Indizes und Abkürzungen	37
Bildungsenthalpien¹, Normalentropien	38
elektrochemische Spannungsreihe / Standardpotentiale	42

Grundbegriffe

Wärmekapazität

C_p = Wärmekapazität bei konstantem Druck

$$C_p = \frac{Q_p}{\Delta T}$$

$$C_p = \frac{\partial Q_p}{dT}$$

$$c_p = \frac{C_p}{m}$$

$$c_{p,m} = \frac{C_p}{n}$$

C_v = Wärmekapazität bei konstantem Volumen

$$C_v = \frac{Q_v}{\Delta T}$$

$$C_v = \frac{\partial Q_v}{dT}$$

$$c_v = \frac{C_v}{m}$$

$$c_{v,m} = \frac{C_v}{n}$$

spezifische Wärme (25 °C/ 1bar)

Stoff	N ₂ (g)	H ₂ O(l)	C ₂ H ₅ OH(l)	Fe(s)	SiO ₂ (s)
$C_{p,m} / (\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \text{mol}^{-1})$	29,12	75,29	111,5	25,1	44,4

Poissonscher Adiabatenkoeffizient κ

$$\kappa = \frac{C_p}{C_v} = \frac{C_{p,m}}{C_{v,m}}$$

Bei idealen Gasen: $C_{p,m} - C_{v,m} = C_{v,m} \cdot (\kappa - 1) = R$

Molekülform des Gases	einatomig	zweiatomig	dreiatomig gerade	dreiatomig geknickt
$C_{p,m}$	$\frac{5}{2} \cdot R$	$\frac{7}{2} \cdot R$	$\frac{7}{2} \cdot R$	$\frac{8}{2} \cdot R$
$C_{v,m}$	$\frac{3}{2} \cdot R$	$\frac{5}{2} \cdot R$	$\frac{5}{2} \cdot R$	$\frac{6}{2} \cdot R$
κ	1,66	1,4	1,4	1,33

Beispiele:

Wärmekapazität $C_{p,m}$ von Gasen bei $p^\circ = 1013 \text{ mbar}$ von $T = 273 \text{ K}$ bis 1500 K

mit $C_{p,m} = a + b \cdot T + c \cdot T^2 \Rightarrow \Delta H_{m,T_1 \rightarrow T_2} = \left[a \cdot T + \frac{1}{2} b \cdot T^2 + \frac{1}{3} c \cdot T^3 \right]_{T_1}^{T_2}$ Genauigkeit besser

0,5%

Gas	H ₂	O ₂	CO ₂	H ₂ O	N ₂	CH ₄	CO
$a / (\text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1})$	29,07	25,72	26	30,56	27,3	14,15	26,86
$b / (10^{-3} \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-2})$	-0,836	12,98	43,5	9,61	5,23	75,5	6,97
$c / (10^{-7} \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-3})$	20,1	-38,6	-148,3	11,8	-0,04	-180	-8,20

Dichte

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$$

Beispiele (25 °C, 1bar):

Stoff	N ₂ (g)	H ₂ O(l)	C ₂ H ₅ OH(l)	Fe(s)	SiO ₂ (s)
$\rho / (10^3 \text{ kg m}^{-3})$	0,0013	1,00	0,794	7,87	2,66

Konzentrationsmaße

	Stoffmengen Konzentration	Massen Konzentration	Molalität	Stoffmengen Anteil		
	$c_i = n_i/V_{\text{ges}}$	$\gamma_i = m_i/V_{\text{ges}}$	$b_i = n_i/m_{\text{LM}}$	$x_i = n_i/n_{\text{ges}}$	$\chi_i = V_i/V_{\text{ges}}$	$w_i = m_i/m_{\text{ges}}$
Einheit	mol/l	kg/l	mol/kg	1	1 oder	1 oder
Einheit ggf.					% V/V	%m/m
anderer Begriff	Molarität			Molenbruch	Volumenbruch	Massenbruch

Hauptsätze der Thermodynamik

Erster Hauptsatz

$$U = \sum (E_{\text{Kin}} + E_{\text{Pot}})$$

für abgeschlossene Systeme:

$$\Delta U = 0$$

für geschlossene Systeme:

$$\Delta U = W + \Delta Q$$

$$dU = dW + dQ$$

Volumenarbeit

$$\partial W_{\text{Vol}} = -p_{\text{ex}} \cdot dV$$

Enthalpie

$$H = U + p \cdot V$$

Phasenumwandlungs - Enthalpie

molare Schmelzenthalpie : $\Delta_{\text{s} \rightarrow \text{l}}H$;

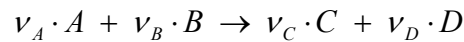
molare Verdampfungsenthalpie: $\Delta_{\text{l} \rightarrow \text{g}}H$

Beispiele:

Stoff	Ar	H ₂ O	C ₆ H ₆
$\Delta_{\text{s} \rightarrow \text{l}}H$ / (kJ/mol) (bei T _E)	1,188 (83,8 K)	6,008 (273,1 K)	10,59 (278,6 K)
$\Delta_{\text{l} \rightarrow \text{g}}H$ / (kJ/mol) (bei T _S)	6,51 (87,3 K)	40,656 (373,1 K)	30,8 (353,2 K)

Thermochemie

chemische Reaktion



A, B, C, D: Reaktanden

A, B: Edukte

C, D: Produkte

stöchiometrische Umsatzzahlen

$$\nu_{\text{Edukte}} < 0$$

$$\nu_{\text{Produkte}} > 0$$

molare Reaktionsenthalpie (Reaktionswärme bei konstantem Druck): $H_{\text{Produkte}} - H_{\text{Edukte}}$

$$\Delta_R H = \sum_i \nu_i \cdot H_{B,i} \quad \text{bei der o.g. Reaktionsgleichung} = \nu_C \cdot H_{B,C} + \nu_D \cdot H_{B,D} - \nu_A \cdot H_{B,A} - \nu_B \cdot H_{B,B}$$

$H_{B,i}$: Bildungsenthalpie

$$\Delta_R H^0 = \sum_i \nu_i \cdot H^0_{B,i}$$

$H^0_{B,i}$: Standard - Bildungsenthalpie von i

$H^0_{B,i}$ für Elemente = 0

Beispiele (298 K, 1 bar):

Stoff	N ₂ (g)	H ₂ O(l)	H ₂ O(g)	CO ₂ (g)	CO(g)	C ₆ H ₆ (l)
H ⁰ _B / (kJ mol ⁻¹)	0	-285,84	-241,83	-393,51	-110,52	+49,03

weitere Standard-Bildungsenthalpienn siehe Anhang

Zusammenhang zwischen Reaktionsenthalpie und Reaktionsenergie

$$\Delta_R H = \Delta_R U + \Delta_R (p \cdot V)$$

für Reaktionen, an denen Gase beteiligt sind

$$\Delta_R H = \Delta_R U + R \cdot T \cdot \Delta_R n_{\text{gasförmig}}$$

Satz von Heß: Wegunabhängigkeit der thermodynamischen Potentiale, z.B.:

$$\oint dH = 0$$

d.h.: die Enthalpie ist eine Zustandsgröße

Kirchhoffsches Gesetz (Temperaturabhängigkeit der Reaktionsenthalpie)

$$\frac{\partial \Delta_R H}{\partial T} = \sum_i \nu_i \cdot C_{p,i}$$

$$\Delta_R H_{T_2} = \Delta_R H_{T_1} + \int_{T_1}^{T_2} \sum_i \nu_i \cdot C_{p,i} \cdot dT$$

atomare Bildungsenthalpien aus Standard – Bildungsenthalpien

$$\Delta H_{B,at,i} = \Delta H_{B,i(g)} - \Delta \sum H_{B,Atome}$$

atomare Bildungsenthalpien und Bindungsenthalpien

$$\Delta H_{B,at,i} = \sum \Delta H_{Bindung}$$

Beispiele (Mittelwerte):

Bindung	O-H	C-H	C-C	C=C	C-O
$H_{Bindung} / (kJ mol^{-1})$	-463	-416	-340	-615	-340

Standard-Zustand

Kennzeichnung : \square^0 mit \square als beliebige Größe

meist: $T = 298,15K$

für Gase: $p_i = p^0 = 1 \text{ bar (früher 1 atm)}$ ¹

für kondensierte Phasen $x_i = 1$ (reine Phase)

für gelöste Stoffe $c_i = c^0 = 1 \text{ mol / l (= 1 M)}$

Konvention:

für Elemente + Elementmoleküle in der niedrigsten Energiestufe gilt bei $T=298,15K$ und 1bar

$$\Delta H^0_{B,i} = 0$$

¹ Anmerkung: Die IUPAC empfiehlt jetzt den Standarddruck $p^0 = 10^5 \text{ Pa (1 bar)}$, viele thermodynamische Daten aus älteren Büchern liegen aber noch für den alten Bezug bei 1 atm vor!

Zweiter Hauptsatz

$$\Delta S_{\text{gesamt}} \geq 0$$

$$\Delta S_{\text{gesamt}} > 0 \text{ (irreversibler Vorgang)}$$

$$\Delta S_{\text{gesamt}} = 0 \text{ (reversibler Vorgang)}$$

Definitionen der Entropie

$$\Delta S = \frac{\Delta Q_{\text{rev}}}{T} \quad dS = \frac{\delta Q_{\text{rev}}}{T} \quad (\text{thermodynamische Def.})$$

$$\Delta S = k_B \cdot \ln\left(\frac{W_2}{W_1}\right) \quad (\text{statistische Definition})$$

W = thermodynamische Wahrscheinlichkeit

Entropieänderung bei isobarer Temperaturänderung

$$\Delta S_{T_1 \rightarrow T_2} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p}{T} dT$$

Entropieänderung bei isothermer Volumenänderung

$$\Delta S_{V_1 \rightarrow V_2} = n \cdot R \cdot \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

Entropieänderung bei Phasenumwandlung

$$\text{Schmelz- und Verdampfungsentropie: } \Delta_{s \rightarrow l} S = \frac{\Delta_{s \rightarrow l} H}{T_E} \quad \Delta_{l \rightarrow g} S = \frac{\Delta_{l \rightarrow g} H}{T_S}$$

Beispiele:

Stoff	Ar	N ₂	H ₂ O	CH ₃ COOH
$\Delta_{s \rightarrow l} S$ / (J/(K mol)) bei T _E	14,17	11,39	22,0	40,4
$\Delta_{l \rightarrow g} S$ / (J/(K mol)) bei T _S	74,53	75,22	109,0	61,9

Troutonsche Regel

$$\frac{\Delta_{l \rightarrow g} H}{T_S} = \Delta_{l \rightarrow g} S \approx 10 \cdot R = 87 \frac{J}{\text{mol K}}$$

Boltzmannsche Entropieformel

$$S = k_B \cdot \ln(W)$$

W = thermodynamische Wahrscheinlichkeit

Dritter Hauptsatz

$$S_{\text{kristallin, rein, } T=0\text{K}} = 0$$

Standard-Reaktionsentropie

$$\Delta_R S^0 = \sum_i \nu_i \cdot S_i^0$$

S_i^0 : Standardentropie

Beispiele: (1atm, 298 K)

Stoff	Si(s)	N ₂ (g)	H ₂ O (l) / (g)	CO ₂ (g)	C ₆ H ₆ (l)
S ⁰ / (JK ⁻¹ mol ⁻¹)	18,82	191,5	69,94 / 188,72	213,64	172,8

Weitere Normalentropien siehe Anhang

Temperaturabhängigkeit der Reaktionsentropie

$$\Delta_R S_{T_2} = \Delta_R S_{T_1} + \int_{T_1}^{T_2} \sum_i (\nu_i \cdot \frac{C_{p,i}}{T}) dT$$

Gibbsche Fundamentalgleichungen

$$dU = -p \cdot dV + T \cdot dS$$

$$dH = V \cdot dp + T \cdot dS$$

$$dA = -p \cdot dV - S \cdot dT$$

$$dG = V \cdot dp - S \cdot dT$$

$$\left(\frac{\partial \Delta G}{\partial T} \right)_T = \Delta V$$

$$\left(\frac{\partial \Delta G}{\partial V} \right)_P = -\Delta S$$

Maxwell-Beziehungen

$$\left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p = - \left(\frac{\partial S}{\partial p} \right)_T \quad \left(\frac{\partial V}{\partial S} \right)_p = \left(\frac{\partial T}{\partial p} \right)_s$$

Carnotscher Wirkungsgrad

$$\eta_c = \frac{W_{\text{rev}}}{Q_1}$$

$$W_{\text{rev}} = Q_1 \frac{T_2 - T_1}{T_1} \quad (T_1 > T_2)$$

$$W_{\text{rev}} = Q_2 \frac{T_1 - T_2}{T_2} \quad (T_1 > T_2)$$

Chemisches Gleichgewicht

Helmholz-Energie (freie Energie)

Gibbs - Energie (freie Enthalpie)

$$G = H - TS$$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad \text{für } T = \text{const}$$

Triebkraft einer isothermen, isobaren Reaktion

$$(W = -p \, dV)$$

$$-\frac{dG}{d\xi} \equiv -\Delta_R G$$

$$\Delta_R G = \Delta_R H - T \cdot \Delta_R S$$

bei Standardbedingungen :

$$\Delta_R G^0 = \Delta_R H^0 - T \cdot \Delta_R S^0$$

Chemisches Potential

$$\mu_i = \left(\frac{\partial G_i}{\partial n_i} \right)_{p, T, n_{j \neq i} = \text{const}}$$

mit

$$\Delta_R G = \sum_i \nu_i \cdot \mu_i$$

Beispiele (298,15K, 1bar)

Stoff	N ₂ (g)	H ₂ O (l)	H ₂ O (g)	CO ₂ (g)	CO (g)	C ₆ H ₆ (l)
$\mu_i^0 / (\text{kJ mol}^{-1})$	0	-237,13	-228,57	-394,36	-137,17	+124,3

Konzentrationsabhängigkeit des chemischen Potentials

$$\mu_i = \mu_i^0 + R \cdot T \cdot \ln a_i$$

μ_i^0 : chemisches Standard - Potential des Stoffes i

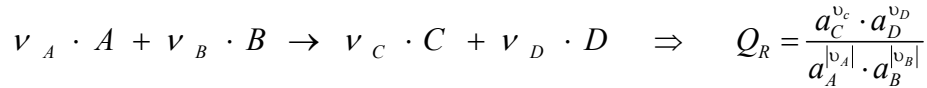
γ_i^0 : Aktivitätskoeffizient des Stoffes i

Aktivität	ideales Verhalten	Reales Verhalten
bei Gasen mit $p^0=1\text{bar}$	$a_i = \frac{p_i}{p^0}$	$a_i = \gamma_i^{\text{II}} \cdot \frac{p_i}{p^0}$
bei gelösten Substanzen mit $c^0=1\text{mol/l}$	$a_i = \frac{c_i}{c^0}$	$a_i = \gamma_i^{\text{I}} \cdot \frac{c_i}{c^0}$
bei kondensierten Substanzen Flüssigkeiten, Feststoffe	$a_i = x_i$	$a_i = \gamma_i^{\text{I}} \cdot x_i$

Reaktionsquotient

$$Q_R = \prod_i \{a_i\}^{\nu_i}$$

mit: A, B: Edukte, C, D: Produkte: ν_i der Edukte < 0 , ν_i der Produkte > 0
bei der Reaktion:



Reaktionsquotient im Gleichgewicht = Gleichgewichtskonstante

$$K = Q_{R,GG} = \prod_i \{a_i\}_{GG}^{\nu_i}$$

Beispiele: (298K)

Reaktion	$N_2 + 3 H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$	$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$
K	6,8 E5	1,0 E-14

Reaktion	$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$	$AgCl_{solid} \rightleftharpoons Ag^+_{aq} + Cl^-_{aq}$
K	1,8 E-5	1,6 E-10

Abhängigkeit der Triebkraft von der Konzentration (Aktivität)

$$\Delta_R G = \Delta_R G^0 + R \cdot T \cdot \ln Q_R$$

Gleichgewichtskonstante und freie Standard-Reaktionsenthalpie

$$\Delta_R G^0 = -R \cdot T \cdot \ln K$$

$$K = \exp\left(-\frac{\Delta_R G^0}{R \cdot T}\right)$$

Verschiebung von Gleichgewichten

Ulich'sche Näherung zur Temperaturabhängigkeit der Triebkraft (Annahme $\Delta_R H^0$, $\Delta_R S^0 \neq f(T)$)

$$\Delta_R G^0(T) = \Delta_R H^0(298K) - T \cdot \Delta_R S^0(298K)$$

van't Hoff'sche Gleichung: Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtskonstante

Annahmen: $\Delta_R H^0$, $\Delta_R S^0 \neq f(T)$

$$\ln K = -\frac{\Delta_R H^0}{R \cdot T} + \frac{\Delta_R S^0}{R}$$

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta_R H^0}{R \cdot T^2} \Rightarrow \frac{d \ln K}{d \frac{1}{T}} = -\frac{\Delta_R H^0}{R}$$

$$\ln \frac{K_1}{K_2} = -\frac{\Delta_R H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Arten der Gleichgewichtskonstanten

Neben der thermodynamischen Definition der Gleichgewichtskonstanten K_{th} , die durch die Aktivitäten a_i (s.S. 11) und den stöchiometrischen Koeffizienten ν_i der Produkte und Edukte definiert wird,

$$K_{th} = \prod_i \{a_i\}_{GG}^{\nu_i}$$

werden auch Konstanten in Bezug auf die Partialdrücke oder Konzentrationen benutzt.

$$K_p = \prod_i \{p_i\}^{\nu_i} \quad K_n = \prod_i \{n_i\}^{\nu_i} \quad K_x = \prod_i \{x_i\}^{\nu_i}$$

$$K_c = \prod_i \{c_i\}^{\nu_i} \quad K_b = \prod_i \{b_i\}^{\nu_i}$$

Gleichgewicht bei Gasreaktionen

Mit $f_i = \gamma_i \cdot p_i$ ist $a_i = \gamma_i \cdot \frac{p_i}{p^0}$. Daraus folgt:

$$K_{th} = \prod_i \left\{ \frac{\gamma_i \cdot p_i}{p^0} \right\}^{\nu_i} = \prod_i \left\{ \frac{p_i}{p^0} \right\}^{\nu_i} \cdot \prod_i \gamma_i^{\nu_i} = (p^0)^{-\sum \nu_i} \cdot \prod_i \{p_i\}^{\nu_i} \cdot \prod_i \gamma_i^{\nu_i}$$

$$K_{th} \cdot (p^0)^{\sum \nu_i} \cdot \prod_i \gamma_i^{-\nu_i} = \prod_i \{p_i\}^{\nu_i} = K_p$$

Für $p^0=1\text{bar}$ gilt bei kleinen Drücken, d.h. wenn $\gamma_i^I \approx 1$, dass K_{th} und K_p zahlenmäßig gleich sind..

Gleichgewicht bei Reaktionen in Lösungen

Mit $a_i = \gamma_i^I \cdot \frac{c_i}{c^0}$ folgt:

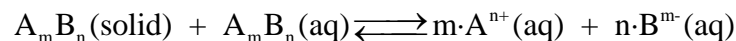
$$K_{th} = \prod_i \left\{ \frac{\gamma_i^I \cdot c_i}{c^0} \right\}^{\nu_i} = \prod_i \left\{ \frac{c_i}{c^0} \right\}^{\nu_i} \cdot \prod_i \{\gamma_i^I\}^{\nu_i} = (c^0)^{-\sum \nu_i} \cdot \prod_i \{c_i\}^{\nu_i} \cdot \prod_i \{\gamma_i^I\}^{\nu_i}$$

$$K_{th} \cdot (c^0)^{\sum \nu_i} \cdot \prod_i \{\gamma_i^I\}^{-\nu_i} = \prod_i \{c_i\}^{\nu_i} = K_c$$

Für $c^0 = 1 \text{ mol/l}$ gilt bei kleinen Konzentrationen, d.h. wenn $\gamma_i^I \approx 1$, dass K_{th} und K_c zahlenmäßig gleich sind.

Löslichkeitsprodukt

für eine schwerlösliche, ionische Verbindungen $A_m B_n$ in gesättigter Lösung gilt:



Lösungsgleichgewicht in thermodynamischer Betrachtungsweise

$$K = \frac{a(A^{n+})^m \cdot a(A^{m-})^n}{a(A_m B_n)_{\text{solid}} \cdot a(A_m B_n)_{\text{aq}}} = \frac{a(A^{n+})^m \cdot a(A^{m-})^n}{a(A_m B_n)_{\text{aq}}} \quad \text{wegen } a(A_m B_n)_{\text{solid}} = 1$$

Weil $a(A_m B_n)_{\text{aq}}$ uninteressant ist, wird i. a. das Löslichkeitsprodukt K_L in gesättigter Lösung angegeben:

in thermodynamischer Betrachtungsweise $K_L^{th} = K \cdot a(A_m B_n)_{\text{aq}} = a(A^{n+})^m \cdot a(A^{m-})^n$

mit $a_i = c_i \cdot \gamma_i / (1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})$ gilt für Lösungen in id. Verdünnung ($\gamma_i = 1$)

in chemischer Betrachtungsweise $K_L^c = K \cdot c(A_m B_n)_{\text{aq}} = c(A^{n+})^m \cdot c(A^{m-})^n$

Chemisches Gleichgewicht

Verbindung $A_m B_n$	$K_L^c / (\text{mol} \cdot \text{l}^{-1})^{m+n}$	T / °C	Verbindung $A_m B_n$	$K_L^c / (\text{mol} \cdot \text{l}^{-1})^{m+n}$	T / °C
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$	25	CdS	$3,6 \cdot 10^{-29}$	18
AgBr	$7,7 \cdot 10^{-13}$	25	CuS	$8,5 \cdot 10^{-45}$	25
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	25	Fe(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$	25
Al(OH) ₃	$3,7 \cdot 10^{-15}$	25	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$	18
BaSO ₄	$1,0 \cdot 10^{-10}$	25	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$	25
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	25	Mg(OH) ₂	$1,1 \cdot 10^{-11}$	25
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	25	PbCl ₂	$2,1 \cdot 10^{-5}$	25
CaSO ₄	$2,4 \cdot 10^{-5}$	25	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$	25

Gleichgewichte in Säure – Basen Systemen

pH-Wert: $\text{pH} = -\log(a_{\text{H}^+})$

Dissoziation der Säure: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

hier ist HA die Brønstedt-Säure, A⁻ ist die Brønstedt-Base

$$\text{mit } K = \frac{\prod a_{\text{Produkte}}^{\nu}}{\prod a_{\text{Edukte}}^{\nu}} \rightarrow [K] = 1$$

Gleichgewicht in chemischer Darstellung

$$K_S = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \rightarrow [K_S] = \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

mit Dissoziationsgrad α : $\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}] + [\text{A}^-]}$

$$K_S = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Ionenprodukt des Wassers

$$K_W = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_S(\text{H}_2\text{O}) \cdot [\text{H}_2\text{O}]$$

pK_S-Wert: $\text{pK}_S = -\log(K_S / (1 \text{ mol/l}))$

Achtung: K_S ist dimensionsbehaftet!

Achtung: Unterschied zwischen K_S=f(c) und K=f(a) beachten!

es gilt: $K_S(\text{Säure}) \cdot K_B(\text{Base}) = K_S(\text{H}_2\text{O}) \rightarrow \text{pK}_S(\text{Säure}) + \text{pK}_B(\text{Base}) = \text{pK}_S(\text{H}_2\text{O})$

Schwache Säuren:

Henderson Hasselbalch Gleichung

$$\text{pK}_S \approx \text{pH} - \log \frac{a_{\text{A}^-}}{a_{\text{HA}}} \approx \text{pH} - \log \frac{\alpha}{1 - \alpha}$$

Dissoziationskonstanten einiger Säuren bei 25°C :

Säure - Basen Paar		K _S /(mol l ⁻¹)	pK _S	Säure - Basen Paar		K _S /(mol l ⁻¹)	pK _S
HA	A ⁻			HA	A ⁻		
HCl	Cl ⁻		~ -6	H ₂ O + CO ₂	HCO ₃ ⁻	4,30 E-7	6,37
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻		~ -3	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	6,23 E-8	7,21
H ⁺ (aq)	H ₂ O	55,5	-1,74	NH ₄ ⁺	NH ₃	5,60 E-10	9,25
HNO ₃	NO ₃ ⁻	20,89	-1,32	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	5,61 E-11	10,25
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	1,20 E-2	1,92	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	2,20 E-13	12,67
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	7,52 E-3	2,12	H ₂ O	OH ⁻	1,82 E-16	15,74
HF	F ⁻	3,53 E-4	3,45	OH ⁻	O ₂ ⁻		~ 34
CH ₃ COO	CH ₃ COO ⁻	1,76 E-5	4,75	H ₂	H ⁻		~ 39

Achtung, da: $K_W(\text{H}_2\text{O}) = K_S(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{H}_2\text{O}) \rightarrow K_S(\text{H}_2\text{O}) = K_W(\text{H}_2\text{O}) / 55,5 \text{ mol/l}$

Mit: $K_W(\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{l}^2 \rightarrow \text{pK}_W(\text{H}_2\text{O}) = 14 \rightarrow \text{pK}_S(\text{H}_2\text{O}) = 14 + 1,74 = 15,74$

Die Wasserstoffionenkonzentration von schwachen Säuren ergibt sich zu:

$$c(\text{H}^+) = -\frac{1}{2} K_S + \sqrt{\frac{1}{4} K_S^2 + K_S \cdot c^\circ(\text{HA})}$$

mit c[°] als Gesamtkonzentration (dissoziiert + undissoziiert)

Für K_S Werte < 1E-4 kann mit folgender Näherung gerechnet werden:

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{K_S \cdot c^\circ(\text{HA})}$$

Bei der Titration ist im Äquivalenzpunkt die schwache Säure zu 100% mit einer starken Base neutralisiert. Bei einprotonigen Säuren lässt sich der pH-Wert am Äquivalenzpunkt berechnen zu:

$$c(\text{OH}^-) = -\frac{1}{2}K_B + \sqrt{\frac{1}{4}K_B^2 + K_B \cdot c^\circ(\text{HA})} \quad \text{bzw.} \quad c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_B \cdot c^\circ(\text{HA})} \quad \text{bzw.}$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2}(\text{p}K_B - \log(c^\circ(\text{HA})))$$

Achtung: bei mehrprotonigen Säuren gilt dieser Ansatz nicht mehr, weil die verschiedenen Gleichgewichte die Zusammensetzung gemeinsam festlegen!

Systeme

Lösungen

Lösung = molekular-disperse Mischung in allen Kombinationen von gasförmig, flüssig und fest

Index „1“ : Lösungsmittel

Index „2“ : gelöster Stoff

Nernstscher Verteilungskoeffizient $K_{\text{Nernst}} = \frac{n_1}{n_2} = f(T)$

Sonderfälle für die Lösung von Gasen: Gesetze von Henry und Raoul, Absorption nach Bunsen, Oswald

Raoult'sches Gesetz

Dampfdruck über „konzentrierten“ Lösungen: Lösungsgleichgewicht: Gas - Flüssigkeit streng gültig für „ideale“ Lösungen

$$p_1 = x_1 \cdot p_1^0$$

p_1 : Dampfdruck des Lösungsmittels

p_1^0 : Dampfdruck des reinen Lösungsmittels

x_1 : Molenbruch des Lösungsmittels

Dampfdruckerniedrigung durch zweite Komponente $\Delta p_1 = p_1^0 - p_1 = x_2 \cdot p_1^0$

Henry'sches Gesetz

Dampfdruck über „verdünnten“ Lösungen: streng gültig nur für „ideale“ Lösungen

$$p_2 = x_2 \cdot k_H$$

p_2 : Dampfdruck der Substanz 2 über der Lösung

k_H : Henry'sche Konstante

x_2 : Molenbruch der Substanz 2 in der Lösung

Beispiele: Löslichkeit in H₂O bei 25 °C

Stoff	N ₂	O ₂	CO ₂	H ₂
$k_H / (10^9 \text{ Pa})$	8,68	4,4	0,167	7,12

Bunsenscher Absorptionskoeffizient

Lösungsgleichgewicht: Gas - Flüssigkeit

$$\alpha_{\text{Bunsen}} = \frac{V_{\text{gelöst}}}{V_{\text{Lösungsmittel}}}$$

Bunsenscher Absorptionskoeffizient α_{Bunsen} / (cm³/cm³) für Löslichkeit in Wasser bei p = 1000 mbar

θ / (°C)	O ₂	N ₂	CO ₂	Äther	Halothan	N ₂ O
10	0,038	0,0186	1,194			
20	0,031	0,0155	0,878			
30	0,026	0,0134	0,665			
37	0,024	0,0123	0,567	14	0,76	0,44

Ostwaldsche Löslichkeit

α_{Ostwald} bzw. Verteilungskoeffizient λ

$$\lambda = \alpha_{\text{Ostwald}} = \frac{\frac{n_2^{\text{inLösung}}}{V^{\text{Lösung}}}}{\frac{n_2^{\text{inGasphase}}}{V^{\text{Gasphase}}}} \cdot \frac{T_1}{273K}$$

Achtung: Bei verschiedenen Systemen geht $\alpha_{\text{Ostwald}} = f(T)$ durch ein Minimum!

Daten der Anästhetika: Verteilungskoeffizient λ / (1) / Löslichkeit bei 37°C

	Formel	Öl/Gas 37°C	Fett/Gas 37°C	Blut/Gas 37°C	Gummi/Gas 20°C	MAC/% in 100%O ₂	MAC/% in 70%N ₂ O	Geruch
Xenon	Xe	1,93		0,14		71	-	-
Lachgas	N ₂ O	1,4	1,2	0,47	1,2	110	-	-
Halothan	C ₂ HClBrF ₃	224	185	2,3	120	0,75	0,3	angenehm
Enflurane	C ₃ H ₂ OClF ₅	96	105	1,9	74	1,68	0,5	unangen.
Isoflurane	CF ₃ CHClOFC ₂ H	91	95	1,4	62	1,15	0,6	unangen.
Sevoflurane	CF ₃ CF ₃ CHOCHF ₂	54	48,7	0,59	31	2,0	0,7	angenehm
Desfluran	CF ₃ CFHOCHF ₂	18,7	18,7	0,42	16	6,0	2,9	unangen.

Kolligative Effekte

kolligative Eigenschaften von nichtflüchtigen Substanzen sind nur von den Konzentrationen, nicht von Stoffart abhängig (jedes Ion separat!)

van't Hoffscher Faktor

Korrektur aller kolligativen Eigenschaften bei Dissoziation

$$i = (v_+ + v_- - 1) \cdot \alpha + 1$$

Bedeutung von v_{\pm} s. Kapitel „Elektrochemie“

Korrekturen:

$$x_2 = \frac{i \cdot n_2}{n_1 + i \cdot n_2} \text{ mit: "2" = gelöster und ggf. dissoziierter Stoff "1" = Lösungsmittel}$$

Schmelzpunktniedrigung (Kryoskopie)

$$\Delta T_E = x_2 \frac{R \cdot T_E^2}{\Delta_{s \rightarrow l} H}$$

$$\Delta T_E = b_2 \frac{M_1 \cdot R \cdot T_E^2}{\Delta_{s \rightarrow l} H} = b_2 \cdot k_{kr}$$

Beispiele:

Lösemittel	H ₂ O	Benzol C ₆ H ₆	Cyclohexan C ₆ H ₁₂	Campher C ₁₀ H ₁₆ O	CCl ₄
T _s / (K)	273	278,45	279,55	451,7	250,01
k _{kr} / (K kg mol ⁻¹)	-1,86	-5,07	-20,2	-40,0	-30

Das Schmelzdiagramm von Mischungen, deren Komponenten im festen Zustand nicht mischbar sind, zeigt häufig ein Minimum (Eutektikum).

Beispiel

Schmelzpunkt von (1)	Schmelzpunkt von (2)	Schmelzpunkt des Eutektikums
T _E (Si): 1685 °C	T _E (Al): 930 °C	T _E (x _{Si} = 0,11): 851 °C
T _E (Sn): 232 °C	T _E (Pb): 327,5 °C	T _E (33% Pb): 183 °C
T _E (H ₂ O): 0 °C	T _E (NaCl): 801 °C	T _E (23% NaCl): -21 °C

Siedepunkterhöhung (Ebullioskopie)

$$\Delta T_S = x_2 \cdot \frac{R \cdot T_S^2}{\Delta_{l \rightarrow g} H} \quad (i)$$

$$\Delta T_S = b_2 \frac{M_1 \cdot R \cdot T_S^2}{\Delta_{l \rightarrow g} H} = b_2 \cdot k_{eb}$$

Beispiel (25 °C):

Stoff	H ₂ O	Benzol C ₆ H ₆	Cyclohexan C ₆ H ₁₂	Campher C ₁₀ H ₁₆ O	CCl ₄
T _s / (K)	373	353,1	253,74	477 sublim.	349,54
k _{eb} / (K kg mol ⁻¹)	0,514	2,64	2,75	6,09	4,95

Osmotischer Druck (van't Hoff'sches Gesetz)

$$\Pi = \frac{R \cdot T}{V} \sum n_2$$

$$\Pi = R \cdot T \sum c_2$$

$$\text{Osmolarität} = \sum c_2 \quad [\text{mol/ltr}]$$

Beispiele:

Lösung	7,3 g Zucker in 1 Liter Wasser bei 25 °C	Menschliches Blut bei 37 °C
$\Pi / (\text{bar})$	1	7,7

Transporteigenschaften

Die Flüsse in den Transportphänomenen Wärmeleitung, Diffusion und Impulstransport lassen sich phänomenologisch in identischer Form ausdrücken (absoluter Fluss bzw. flächenbezogener Fluss).

$$J = -C \cdot A \cdot \text{grad}\varphi \quad \text{bzw.} \quad j = -C \cdot \text{grad}\varphi$$

Wärmetransport

Wärmeleitung (Fouriersches Gesetz)

$$\dot{Q} = -\lambda_w \cdot A \cdot \frac{dT}{dx}$$

Beispiel (273K):

Stoff	N ₂ (g)	H ₂ (g)	Xe(g)	H ₂ O(l)	Cu(s)	Ag(s)
$\lambda_w / (\text{W K}^{-1} \text{m}^{-1})$	0,024	0,1682	0,0052	0,600	393	429

Wärmestrahlung

zwischen sehr großen Flächen

$$Q_{1-2} = -\sigma \cdot \varepsilon \cdot A \cdot [T_2^4 - T_1^4]$$

		Einheiten
Stephan Boltzmann Konstante	$\sigma = 5,67 \text{ E-}8$	$\text{W m}^{-2} \text{K}^{-4}$
Korrekturfaktor für Emission / Absorption und Flächenverhältnisse	ε	1

zwischen den Flächen A₁ und A₂ mit den Absorptionskoeffizienten α_1 und α_2

$$Q_{1-2} = -\sigma \frac{A_1}{\frac{1}{\alpha_a} + \frac{A_1}{A_2} \left(\frac{1}{\alpha_2} - 1 \right)} [T_2^4 - T_1^4]$$

Beispiele:

	Metall blank	Haut	weiße Kleidung
α (ca. Werte)	0,1	0,5 – 0,8	0,3

Wärmeübergang

durch Konvektion

$$\dot{Q} = -\alpha \cdot A \cdot \Delta T$$

Wärmeübergangskoeffizient $\alpha / (\text{W m}^{-2} \text{K}^{-1})$ ist f(Medium, Relativgeschwindigkeit ...)

Diffusion

Erstes Ficksches Gesetz (für ungeladene Teilchen):

$$J = \dot{n} = -D \cdot A \cdot \frac{dc}{dx} \quad \text{bzw.} \quad j = \frac{\dot{n}}{A} = -D \cdot \frac{dc}{dx}$$

$$D = \frac{k_B \cdot T}{f} \quad \text{Einsteinsches Gesetz}$$

Reibkoeffizient f bei kugelförmigen Teilchen $f = 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta$ (Stokessches Gesetz)

Beispiele:

Stoff	H ₂ in Luft (301 K)	O ₂ in Luft (293K)	O ₂ in H ₂ O (301K)	NaCl in H ₂ O (293K)	Rohrzucker in H ₂ O (293K)	Ethanol in H ₂ O (298K)	Ag in Cu (900K)
D / (m ² s ⁻¹)	7 · 10 ⁻⁶	1,8 · 10 ⁻⁵	3,3 · 10 ⁻⁹	1,0 · 10 ⁻⁹	3,0 · 10 ⁻¹⁰	1,08 · 10 ⁻⁹	1,38 · 10 ⁻¹⁵

Diffusion in wässrigen Medien

Stoff	Harnstoff	Glycin	Glukose	Albumin	Myosin
D / (10 ⁻⁶ m ² s ⁻¹)	13,8	9,4	6,8	0,6	0,1
M / (g/mol)	60	75	180	66.500	440.000

Zweites Ficksches Gesetz für zeitlich instationäre Transportsituationen

$$\left(\frac{\partial c}{\partial t} \right)_x = D \cdot \left(\frac{\partial^2 c}{\partial x^2} \right)_t$$

Membranen

Porenmembran		Einheit
Diffusionskoeffizient	D	cm ² · s ⁻¹
Permeationskoeffizient	$P_{\Delta c}^{Po}$	cm ² · s ⁻¹
Permeationskoeffizient	$P_{\Delta p}^{Po}$	mol · (cm · kPa · s) ⁻¹
Porösität	ε ($\varepsilon < 1$)	1
Porendurchmesser	δ	cm
Korrekturfaktor	τ	1
Nernstscher Verteilungskoeffizient	$K_{\text{Nernst}} = c_{\text{Pore}} / c_{\text{außen}}$	1
Transportstrecke	d	cm
Viskosität	η	kPa · s

diffusiver Anteil ($\Delta c \neq 0, \Delta p \equiv 0$):
$$J = -D \cdot K_{\text{Nernst}} \cdot A \cdot \frac{\varepsilon}{\tau} \cdot \frac{\Delta c}{d} = -P_{\Delta c}^{Po} \cdot A \cdot \frac{\Delta c}{d}$$

konvektiver Anteil ($\Delta c \equiv 0, \Delta p \neq 0$):
$$J = -\frac{c_{\text{Pore}}}{\eta} \cdot \frac{\varepsilon \cdot \delta^2}{2 \cdot \tau} \cdot A \cdot \frac{\Delta p}{d} = -P_{\Delta p}^{Po} \cdot A \cdot \frac{\Delta p}{d}$$

Löslichkeitsmembran		Einheit
Diffusionskoeffizient	D	cm ² · s ⁻¹
Permeationskoeffizient	$P_{\Delta c}^{Lm}$	cm ² · s ⁻¹
Permeationskoeffizient	$P_{\Delta p}^{Lm}$	mol · (cm · kPa · s) ⁻¹
Transportstrecke	d	cm
Viskosität	η	kPa · s
Löslichkeit, Henry-Dalton Gesetz	L	mol · (cm ³ · kPa) ⁻¹
Nernstscher Verteilungskoeffizient	$K_{\text{Nernst}} = c_{\text{gelöst}} / c_{\text{außen}}$	1

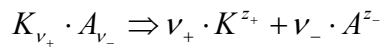
bei Gasen:
$$J = -D \cdot L \cdot A \cdot \frac{\Delta p}{d} = -P_{\Delta p}^{Lm} \cdot A \cdot \frac{\Delta p}{d}$$

bei Flüssigkeiten:
$$J = -D \cdot K_{\text{Nernst}} \cdot A \cdot \frac{\Delta c}{d} = -P_{\Delta c}^{Lm} \cdot A \cdot \frac{\Delta c}{d}$$

Elektrochemie

Grundbegriffe

Dissoziation



v_{\pm} = stöchiometrische Umsatzzahlen der An- und Kationen

z_{\pm} = Oxidationszahlen

Elektrische Feldstärke

$$E = F/Q = U/l \quad (\text{Kraft } F \text{ auf Probeladung } Q)$$

elektrische Leitung in Elektrolyten

Driftgeschwindigkeit der Ionen

$$v_+ = u_+ \cdot E$$

$$v_- = u_- \cdot E$$

Bei Gültigkeit des Stokesschen Gesetz ($F = 6\pi\eta_v r v$)

$$v = \frac{z \cdot e^0 \cdot E}{6 \cdot \pi \cdot \eta_v \cdot r}$$

Ionenbeweglichkeit $u_{+/-}$

$$u_{+/-} = \frac{v_{+/-}}{E} = \frac{\lambda_{+/-}}{F} \quad [u_{+/-}] = \text{cm}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{V}^{-1}$$

Stromstärke

mit: $F = 96485 \text{ C/mol}$

$$I = c \cdot n_e \cdot F \cdot A \cdot (u_+ + u_-) \cdot \frac{U}{l}$$

mit $j = I/A$

$$j = c \cdot n_e \cdot F \cdot (u_+ + u_-) \cdot \frac{U}{l}$$

mit $n_e = z_+ \cdot v_+ = z_- \cdot v_-$ = elektrochemische Wertigkeit

Spezifische Leitfähigkeit

$$\kappa_E = \frac{l}{R \cdot A}$$

Beispiele:

Stoff	Cu	Fe	NaCl ^{850°C} (fl)	5% NaOH	H ₂ O
$\kappa_E / (\text{S/cm})$	$5,8 \cdot 10^5$	$9,61 \cdot 10^4$	3,66	0,0672	$4,41 \cdot 10^{-8}$

spezifische Leitfähigkeit von Elektrolyten

$$\kappa_E = F \cdot c \cdot n_e \cdot (u_+ + u_-)$$

mit

$$n_e = z_+ \cdot \nu_+ = -z_- \cdot \nu_-$$

molare Leitfähigkeit

$$\Lambda_m = \frac{\kappa_E}{c}$$

Äquivalent-Leitfähigkeit

$$\Lambda = \frac{\kappa_E}{c \cdot n_e} \quad \text{mit elektrochemische Wertigkeit } n_e = z_+ \cdot \nu_+ = -z_- \cdot \nu_-$$

$$\Lambda = F \cdot (u_+ + u_-) \quad \Lambda = \lambda_+ + \lambda_-$$

$$\lambda_+ = F \cdot u_+ \quad \lambda_+ = t_+ \cdot \Lambda$$

$$\lambda_- = F \cdot u_- \quad \lambda_- = t_- \cdot \Lambda$$

Konzentrationsabhängigkeit der Äquivalentleitfähigkeit

bei starken Elektrolyten (Kohlrauschsches Gesetz)

$$\Lambda = \Lambda_\infty - \text{const.} \cdot \sqrt{c}$$

bei schwachen Elektrolyten (Ostwaldsches Verdünnungsgesetz)

$$\Lambda = \alpha \cdot \Lambda_\infty$$

$$K = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)} \cdot c \quad K = \frac{\Lambda^2}{\Lambda_\infty \cdot (\Lambda_\infty - \Lambda)} \cdot c$$

Waldensche Regel

$$\Lambda_\infty \cdot \eta_V = \text{const.}$$

Beispiele (jeweils bei unendlicher Verdünnung):

Ion	H ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	OH ⁻	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
$u / (10^{-4} \text{cm}^2/(\text{Vs}))$	36,23	5,19	7,62	6,17	20,64	7,91	7,4	8,29	4,34
$\lambda_\infty / (\text{cm}^2/(\Omega\text{mol}))$	349,7	50,1	73,5	59,5	197,0	76,4	71,5	80,0	40,9

Faradaysches Gesetz

$$Q = \int I \cdot dt = n \cdot z \cdot F \quad (F = 96485 \text{ C/mol})$$

Überföhrungszahlen

$$t_+ = \frac{I_+}{I_{ges}} = \frac{z_+ \cdot v_+ \cdot u_+}{z_+ \cdot v_+ \cdot u_+ + z_- \cdot v_- \cdot u_-}$$

Bestimmung nach Hittorf (für einwertige Ionen)

$$t_+ = \frac{F}{I \cdot t} \cdot \Delta n_{Anodenraum} \quad t_- = \frac{F}{I \cdot t} \cdot \Delta n_{Kathodenraum}$$

es gilt: $t_+ + t_- = 1$

Beispiele T=298K:

Elektrolyt	HCl	NaCl	KCl	CaCl ₂	KOH
t ₊	0,821	0,401	0,496	0,438	0,274
t ₋	0,179	0,599	0,504	0,562	0,726

Diffusion von Ionen, Nernst-Planck Gleichung

Gesamtfluss an Ionen auf Grund des Konzentrations- und Feldgradienten

$$\phi_i = -D_i \cdot \left(\frac{dc_i}{dx} + \frac{z_i \cdot c_i \cdot F}{R \cdot T} \cdot \frac{d\phi}{dx} \right)$$

Diffusionspotential und Membranpotential

(gleicher Elektrolyt, z-z-wertig, unterschiedliche Konzentration)

$$\Delta\phi_{diff} = -\frac{R \cdot T}{z \cdot F} \left(\frac{D_+ - D_-}{D_+ + D_-} \right) \ln \left(\frac{c_1}{c_2} \right)$$

oder

$$\Delta\phi_{diff} = -\frac{R \cdot T}{z \cdot F} (t_+ - t_-) \ln \left(\frac{c_1}{c_2} \right) \quad \text{Bei Membranpotentialen ist } t_+ = 0 \text{ oder } t_- = 0 \text{ bzw. } D_+ = 0 \text{ oder } D_- = 0$$

D₋=0

$$\text{damit wird: } \Delta\phi_{diff} = -\frac{R \cdot T}{z \cdot F} \ln \left(\frac{c_1}{c_2} \right)$$

Goldmann Näherung

Diffusion von mehreren Ionen gleichzeitig

$$\Delta\phi = \phi^I - \phi^{II} = -\frac{R \cdot T}{z \cdot F} \ln \left(\frac{\sum D_+ \cdot c_+^I + \sum D_- \cdot c_-^{II}}{\sum D_+ \cdot c_+^{II} + \sum D_- \cdot c_-^I} \right)$$

Index I = innen, Index II = außen

Beispiele:

D _{Na+} / (cm ² s ⁻¹)	D _{K+} / (cm ² s ⁻¹)	D _{Cl-} / (cm ² s ⁻¹)
3,5 · 10 ⁻¹⁰	6,0 · 10 ⁻¹⁰	1,0 · 10 ⁻⁹

Donnan Gleichgewicht

Spezialfall der Goldman Näherung:

$$\sum z_+ \cdot c_+^I * \sum z_- \cdot c_-^I = \sum z_+ \cdot c_+^{II} * \sum z_- \cdot c_-^{II}$$

Beispiel: Diffusionsgleichgewicht bei Undurchlässigkeit für Ionensorte p mit der (+)Ladung z_p in Lösungsraum II, wenn diffusive Ionen c₊ und c₋ einwertig:

$$(c_+^I)^2 = c_+^{II} \cdot c_-^{II} \quad \text{mit} \quad \text{Elektroneutralitätsbeziehung: } c_-^{II} = z_p \cdot c_p + c_+^{II}$$

allgemein: Donnan Potential: $\Delta\varphi = \varphi^I - \varphi^{II} = -\frac{R \cdot T}{z_+ \cdot F} \ln\left(\frac{c_+^I}{c_+^{II}}\right) = \frac{R \cdot T}{z_- \cdot F} \ln\left(\frac{c_-^I}{c_-^{II}}\right)$

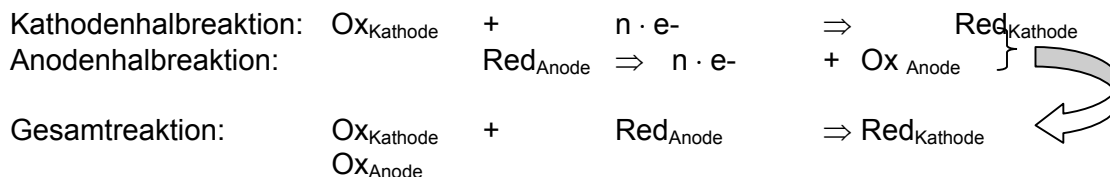
Elektromotorische Kraft (EMK) / galvan. Zellen

Anode: Elektrode, an der die Oxidation stattfindet

Kathode: Elektrode, an dem die Reduktion stattfindet

Kurzschreibweise der elektrochemischen Zelle:

Anode		Elektrolyt (1)		Elektrolyt (2)		Kathode
	↑		↑		↑	
	Phasen- grenze		ggf. Salz- brücke	falls getrennte Elektrolyten	Phasen- grenze	



elektrochemische Spannungsreihe

Regel:

- „niedriges“ Normalpotential **reduziert** „hohes“ Normalpotential
- „hohes“ Normalpotential **oxidiert** „niedriges“ Normalpotential

Zellspannung

$E = E_{Kathode} - E_{Anode} \Rightarrow$ bei einer Reaktion mit $\Delta G < 0$ ist die Zellspannung positiv

Nernst Gleichung

Konzentrationsabhängigkeit für eine Oxidationsreaktion $A \Rightarrow A^+ + e^-$ siehe Fußnote ²

$$E = E^0 - \frac{R \cdot T}{|z| \cdot F} \cdot \ln \frac{\prod a_{ox}^{v_{ox}}}{\prod a_{red}^{v_{red}}} \quad \text{mit} \quad E^0 = -\frac{\Delta G^0}{z \cdot F}$$

Im Gleichgewicht: $\Delta_R G = \Delta G^0 + R \cdot T \cdot \ln K = -|z| \cdot F \cdot E$

$$E = E^0 - \frac{R \cdot T}{|z| \cdot F} \ln K \quad \text{mit} \quad \text{Gleichgewichtskonstante } K = \frac{\prod a_{ox}^{v_{ox}}}{\prod a_{red}^{v_{red}}}$$

Standard-Einzelpotentiale E⁰ im Anhang S. 42

² bei einer Reduktionsreaktion $A^+ + e^- \Rightarrow A$ kehrt sich das Vorzeichen natürlich um: $E = E^0 + \frac{R \cdot T}{|z| \cdot F} \ln \frac{a_{ox}^{v_{ox}}}{a_{red}^{v_{red}}}$

Referenzelektroden

Elektrode	Kurzschreibweise	Potential bei 25°C
Stand. Wasserstoffelektrode (SHE)	Pt H ₂ (1 bar) H ⁺ (a = 1 mol/l ⇒ pH=0)	E = 0,00 V (willkürliche Definition)
Kalomelektrode, gesättigt	Hg Hg ₂ Cl ₂ KCl (gesättigt)	E = 0,241 V
Silberchloridelektrode, gesättigt	Ag AgCl KCl (gesättigt)	E = 0,197 V

Elektrochemisches Potential

$$\tilde{\mu}_i = \mu_i + z_i \cdot F \cdot \varphi$$

$$\tilde{\mu}_i = \mu_i^0 + R \cdot T \cdot \ln a_i + z_i \cdot F \cdot \varphi$$

Thermodynamische Größen aus EMK-Messungen**Reaktionsentropie aus EMK-Messung**

$$\Delta_R S = |z| \cdot F \cdot \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_p$$

Gibbs-Helmholtz-Gleichung (Reaktionsenthalpien aus EMK-Messungen)

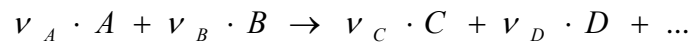
$$\Delta_R H = \Delta_R G + T \cdot \Delta_R S = -|z| \cdot F \cdot E + |z| \cdot F \cdot T \cdot \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_p$$

Kinetik

Grundbegriffe

Reaktionsgeschwindigkeit

für unidirektionale Reaktionen



Die Reaktionsgeschwindigkeit v_{RG} ist die Differenz zwischen Hin- und Rückreaktion

Die Reaktionslaufzahl $d\xi$ $d\xi = \left| \frac{dn_i}{\nu_i} \right|$ ist für alle beteiligten Stoffe gleich.

Die allgemeine Reaktionsgeschwindigkeit ist $v_{RG,n} = \frac{d\xi}{dt} = \left| \frac{1}{\nu_i} \cdot \frac{dn_i}{dt} \right|$ mit $[v_{RG,n}] = \frac{\text{mol}}{\text{s}}$

In Lösungen ist die Reaktionsgeschwindigkeit

$$v_{RG,c} = \left| \frac{1}{\nu_i} \cdot \frac{dc_i}{dt} \right| \quad \text{mit} \quad [v_{RG,c}] = \frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{s}}$$

In Gasen ist die Reaktionsgeschwindigkeit $v_{RG,p} = \left| \frac{1}{\nu_i} \cdot \frac{dp_i}{dt} \right|$ mit $[v_{RG,c}] = \frac{\text{bar}}{\text{s}}$

Kinetik einfacher Reaktionen

Dimension der Geschwindigkeitskonstanten k in Abhängigkeit von der Reaktionsordnung n

$$[k_n] = \frac{1}{(\text{Konzentration})^{n-1} \cdot \text{Zeit}}$$

Reaktion 0. Ordnung

Reaktion: zB (A → B)

Zeitgesetz $v_{RG} = k_0 \quad \Leftrightarrow \quad \frac{dc_A}{dt} = -k_0$

Integriertes Zeitgesetz $c_A = -k_0 \cdot t + c_{A,0}$

Halbwertszeit $t_{1/2} = \frac{c_{A,0}}{2 \cdot k_0}$

Reaktion 1. OrdnungReaktion: $A \rightarrow B$

$$\text{Zeitgesetz} \quad v_{RG} = k_1 \cdot c_A \quad \rightarrow \quad \frac{dc_A}{dt} = -k_1 \cdot c_A$$

$$c_A = c_{A,0} \cdot \exp(-k_1 \cdot t)$$

integriertes Zeitgesetz *oder*

$$\ln c_A = \ln c_{A,0} - k_1 \cdot t$$

$$\text{Halbwertszeit} \quad t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k_1}$$

Beispiele:

Reaktion	$2 \text{ N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{ NO}_2 + \text{ O}_2$ (Gasphase, 25°C)	Cyclopropan \rightarrow Propen (500 °C)
$k_1 / (\text{s}^{-1})$	$3,38 \cdot 10^{-5}$	$6,17 \cdot 10^{-4}$
$t_{1/2} / (\text{min})$	171	17,2

Reaktion 2. OrdnungReaktion: $(2A \rightarrow B)$

$$\text{Zeitgesetz} \quad v_{RG} = k_2 \cdot c_A^2 \quad \rightarrow \quad \frac{dc_A}{dt} = -k_2 \cdot c_A^2$$

$$\text{integriertes Zeitgesetz} \quad \frac{1}{c_A} = \frac{1}{c_{A,0}} + k_2 \cdot t \quad \rightarrow \quad c_A = \frac{c_{A,0}}{1 + c_{A,0} \cdot k_2 \cdot t}$$

$$\text{Halbwertszeit} \quad t_{1/2} = \frac{1}{k_2 \cdot c_{A,0}}$$

Reaktion: $(A+B \rightarrow C)$

$$\text{Zeitgesetz} \quad v_{RG} = k_2 \cdot c_A \cdot c_B$$

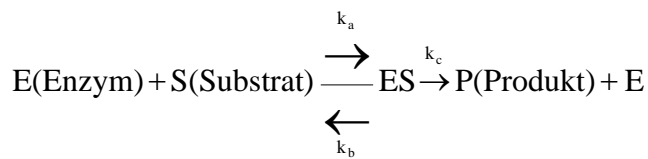
$$\frac{dc_A}{dt} = -k_2 \cdot c_A \cdot c_B$$

Integriertes Zeitgesetz falls $c_{A,0} = c_{B,0}$: siehe oben

$$\text{falls } c_{A,0} \neq c_{B,0}: \quad k_2 t = \frac{1}{c_{A,0} - c_{B,0}} \ln \left(\frac{c_{B,0} \cdot c_A}{c_{A,0} \cdot c_B} \right)$$

Beispiele:

Reaktion	$2 \text{ NO}_2 \rightarrow 2 \text{ NO} + \text{ O}_2$ (300 °C)	$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ (25 °C)
$k_2 / (10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ s}^{-1})$	0,54	$1,5 \cdot 10^{11}$

Michaelis – Menten – Mechanismus (Enzym – Katalyse)

$$\frac{dc_P}{dt} = k_c \frac{c_S}{K_m + c_S} c_{E,0} \quad \text{oder} \quad \frac{dc_P}{dt} = \frac{v_{RG,\max} \cdot c_S}{K_m + c_S}$$

$$\text{mit } v_{RG,\max} = k_c \cdot c_{E,0} \quad \text{und} \quad K_M = \frac{k_b + k_c}{k_a} \text{ (Michaelis - Konstante)}$$

Temperaturabhängigkeit der Geschwindigkeitskonstante

Arrhenius – Gleichung
(Temperatur – Abhängigkeit der Geschwindigkeitskonstanten k)

$$k = A \cdot \exp\left(-\frac{E_A}{R \cdot T}\right)$$

Aktivierungsenergie E_A
Präexponentieller Faktor A

Beispiele:

Reaktion	$2 \text{ N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{ NO}_2 + \text{ O}_2$ (25 °C)	Cyclopropan \rightarrow Propen (500 °C)
E_A / (kJ/mol)	103	272
A / (s ⁻¹)	$4,94 \cdot 10^{13}$	$1,58 \cdot 10^{15}$

Anhang

Naturkonstanten

Avogadro – Zahl	N_A	$6,0221 \cdot 10^{23}$	mol^{-1}
Gaskonstante	R	8,3145	$\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Boltzmann - Konstante	k_B	$1,381 \cdot 10^{-23}$	$\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$
elektrische Elementarladung	e	$1,60218 \cdot 10^{-19}$	C
Faraday - Konstante	F	$9,64853 \cdot 10^4$	$\text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$
elektrische Feldkonstante	ϵ_0	$8,854 \cdot 10^{-12}$	$\text{C}^2 \cdot \text{J}^{-1} \text{m}^{-1}$
Lichtgeschwindigkeit im Vakuum	c	$2,9979 \cdot 10^8$	$\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$
Planck – Konstante	h	$6,6261 \cdot 10^{-34}$	J · s
Masse des ruhenden Elektrons	m_e	$9,10938 \cdot 10^{-31}$	kg
Masse des ruhenden Protons	m_p	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	kg
Erdbeschleunigung	g	9,81	$\text{m} \cdot \text{s}^{-2}$
Stephan - Boltzmann Konstante	σ	$5,6705 \cdot 10^{-8}$	$\text{W} \cdot \text{m}^{-2} \text{K}^{-4}$

Umrechnungsfaktoren

Kraft (= Masse x Beschleunigung)		
1 N = 1 kg · m · s ⁻²	1 dyn = 10 ⁻⁵ N	1 kp = 9,806 N
Druck (= Kraft / Fläche)		
1 Pa = 1 N · m ⁻² = 10 ⁻⁵ bar	101,325 kPa = 1 atm = 760 Torr	
760 mmHg = 10,33 mWS	1 psi = 6.895 Pa	
Energie, Arbeit (mech. Arbeit = Kraft x Weg; elektr. Arbeit = Ladung x Spannung)		
1J = 1 W · s = 1 N · m = 1 Pa · m ³	1 erg = 10 ⁻⁷ J	
1 eV = 1,6021 · 10 ⁻¹⁹ J	1 cal = 4,184 J	
Leistung (= Arbeit / Zeit)		
1 W = 1 J · s ⁻¹	1 PS = 745,7 W	
Ladung		
1 C = 1 A · s		

Symbole und Einheiten

(nach: " K.H. Homann, Größen, Einheiten und Symbole in der Physikalischen Chemie", VCh Verlag., Weinheim, 1996)

Griechische Symbole

α	1	Dissoziationsgrad
α	1	elektrochemischer Durchtrittsfaktor
α	$C^2 \cdot M^2 \cdot J^{-1}$	elektrische Polarisierbarkeit
α	$^\circ$	Winkel; Drehwinkel
$[\alpha]$	$^\circ \cdot m^2 \cdot kg^{-1}$	spezifische Drehung
γ	$kg \cdot m^{-3}$	Massenkonzentration (Partialdichte)
γ_0	$N \cdot m^{-1}$	Oberflächenspannung
γ	1	Fugazitätskoeffizient, Aktivitätskoeffizient
δ	m	Dicke
ε	$m^2 \cdot mol^{-1}$	molarer (dekadischer) Extinktionskoeffizient.
ε_r	1	Dielektrizitätskonstante; relative Permittivität
ε_0	$C^2 \cdot J^{-1} \cdot m^{-1}$	Dielektrizitätskonstante (Permittivität) des Vakuums; el. Feldkonst. (= $8,854 \cdot 10^{-12} C^2/Jm$)
$\eta_{\ddot{u}}$	V	Überspannung
η_V	$kg \cdot m^{-1} \cdot s^{-1}$	(dynamische) Viskosität
η_C	1	Carnotscher Wirkungsgrad
η_{J-T}	$K Pa^{-1}$	Joule-Thompson-Koeffizient
κ	1	Poissonscher Adiabatenkoeffizient
κ	1	Transmissionskoeffizient (Theorie der Kinetik)
κ_E	$\Omega^{-1} \cdot m^{-1} = S \cdot m^{-1}$	spezifische elektrische Leitfähigkeit
λ	m	Wellenlänge
λ	$W \cdot m^{-1} \cdot K^{-1}$	Wärmeleitfähigkeit
λ_{\square}	m	mittlere freie Weglänge
λ	$m^2 \cdot \Omega^{-1} \cdot mol^{-1}$	Ionenleitfähigkeit
Λ	$m^2 \cdot \Omega^{-1} \cdot mol^{-1}$	Äquivalent-Leitfähigkeit eines Elektrolyten
μ	C m	elektrisches Dipolmoment
μ	$J \cdot mol^{-1}$	chemisches Potential
$\tilde{\mu}$	$J \cdot mol^{-1}$	elektrochemisches Potential
ν	1	stöchiometrische Umsatzzahl
ν	$s^{-1} = Hz$	Frequenz, Drehzahl
$\bar{\nu}$	m^{-1}	Wellenzahl
ν_V	$m^2 \cdot s^{-1}$	kinematische Viskosität
ω	s^{-1}	Kreisfrequenz, Drehzahl
Π	Pa	osmotischer Druck
Π	1	reduzierter Druck (= p/p_k)
ρ	$kg \cdot m^{-3}$	Dichte; Massendichte
σ	m^2	Stoßquerschnitt
σ_m	$J \cdot mol^{-2/3}$	molare Oberflächenspannung
τ	s	Relaxationszeit
τ	$N \cdot m^{-2}$	Schubspannung
$\theta; \vartheta$	$^\circ C$	(Celsius-) Temperatur
Θ	1	reduzierte Temperatur (= T / T_k)
Θ	1	Bedeckungsgrad
ϕ, φ	V	elektrisches Potential; Galvani-Potential
Φ	1	reduziertes Volumen (= $V_m / V_{m,k}$)

ξ	mol	Reaktionslaufzahl
---	-----	-------------------

DAS GRIECHISCHE ALPHABET

A α	Alpha	Ν ν	Nü
B β	Beta	Ξ ξ	Xi
Γ γ	Gamma	Ο ο	Omicron
Δ δ	Delta	Π π	Pi
E ε	Epsilon	Ρ ρ	Rho
Z ζ	Zeta	Σ σ	Sigma
H η	Eta	Τ τ	Tau
Θ θ	Theta	Υ υ	Ypsilon
I ι	Iota	Φ φ	Phi
K κ	Kappa	Χ χ	Chi
Λ λ	Lambda	Ψ ψ	Psi
M μ	Mü	Ω ω	Omega

Lateinisches Symbole

a	$\text{N}\cdot\text{m}^4\cdot\text{mol}^{-1}$	Van-der-Waalssche Konstante
a	1	Aktivität
a	$\text{m}\cdot\text{s}^{-2}$	Beschleunigung
A	m^2	Fläche
A	*	Präexponentieller Faktor (Arrhenius-Gleichung)
b	$\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}$	Van-der-Waalssche Konstante
b	$\text{mol}\cdot\text{kg}^{-1}$	Molalität
B	$\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}$	2. Virialkoeffizient
c	$\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$	Stoffmengenkonzentration
c	$\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$	Lichtgeschwindigkeit (Vak.: $2,9979 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$)
C	$1\cdot\text{m}^{-3}$	Teilchenzahlkonzentration; Teilchenzahldichte
$C_{p(V)}$	$\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$	Wärmekapazität (bei konst. Druck bzw. Volumen)
C_m	$\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$	molare Wärmekapazität (= Molwärme)
$c_{p(V)}$	$\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$	spezifische Wärmekapazität (bei konst. p bzw. V)
d	m	Durchmesser
D	$\text{m}^2\cdot\text{s}^{-1}$	Diffusionskoeffizient
e	$C = A\cdot s$	Elementarladung ($1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ C}$)
E	V	elektromotorische Kraft (EMK); Spannung; Elektrodenpotential
E	J	Energie
E_A	$\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$	Aktivierungsenergie
E	$\text{V}\cdot\text{m}^{-1}$	elektrische Feldstärke
f	1	Aktivitätskoeffizient
f	$\text{N}\cdot\text{s}\cdot\text{m}^{-1} = \text{kg}\cdot\text{s}^{-1}$	Reibkoeffizient (Einstein Gesetz)
F	N	Kraft
F	$\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$	Faraday-Konstante ($96\,485,1 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$)
g	$\text{m}\cdot\text{s}^{-2}$	Ortsfaktor ($9,81 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2}$)
G	$1\cdot\Omega^{-1} = \text{S}$	elektrischer Leitwert
G	J	Gibbs-Energie (= freie Enthalpie)
$\Delta_R G$	$\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$	Reaktions- Gibbs-Energie (= Triebkraft)
H	$\text{J}\cdot\text{s}$	Planck-Konstante ($6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$)
H	m	Höhe
H	J	Enthalpie
$\Delta_R H$	$\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$	Reaktions-Enthalpie (Reaktionswärme bei konst. p)
I	A	elektrische Stromstärke
I	$\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$	Ionenstärke
J	*	Flussdichte (Wärme, Ladung, Teilchen oder ...)
J	$\text{A}\cdot\text{m}^{-2}$	elektrische Stromdichte
J	*	Fluss (Wärme, Ladung, Teilchen oder ...)
$k_b=R/ N_A$	$\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$	Boltzmann-Konstante ($1,38066 \cdot 10^{-21} \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$)
K_1	s^{-1}	Geschwindigkeitskonstante f. Reaktion 1.Ordnung
K_1	*	Geschwindigkeitskonstante f. Hin-Reaktion
K_{-1}	*	Geschwindigkeitskonstante f. Rück-Reaktion
K_2	$\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}$	Geschwindigkeitskonstante f. Reaktion

[*]: verschiedene Einheiten möglich

	s^{-1}	2.Ordnung
k_H	Pa	Henry-Konstante
k_{kr}	$K \cdot kg \cdot mol^{-1}$	kryoskopische Konstante
k_{eb}	$K \cdot kg \cdot mol^{-1}$	ebullioskopische Konstante
K	*	(thermodynamische) Gleichgewichtskonstante
K	1	Nernstscher Verteilungskoeffizient
K_L	*	Löslichkeitsprodukt
$K_{p(c,x)}$	*	Gleichgewichtskonstante mit p(c,x)-Einheiten
L	m	Länge
M	kg	Masse
M^1	kg	Masse eines Teilchens
mWS	mWS	Meter Wassersäule
M	$mol \cdot dm^{-3}$	Stoffmengenkonzentration (veraltet: Molarität)
M	$kg \cdot mol^{-1}$	molare Masse; Molmasse
N	mol	Stoffmenge
N	1	Brechungsindex
N	$mol \cdot l^{-1}$	Normalität
n_e	1	elektrochemische Wertigkeit
N	1	Teilchenzahl
N_A	$1 \cdot mol^{-1}$	Avogadro-Zahl ($6,0221 \cdot 10^{23} mol^{-1}$)
p	Pa	Druck
P	$J \cdot s^{-1} = W$	Leistung
P	1	sterischer Faktor (Theorie der Kinetik)
Q	$C = A \cdot s$	elektrische Ladung
Q	J	Wärme
Q_R	*	Reaktionsquotient
r	m	Radius
R	$J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$	Gaskonstante ($8,314 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)
R	Ω	elektrischer Widerstand
R_M	$m^3 \cdot mol^{-1}$	Molrefraktion
S	$J \cdot K^{-1}$	Entropie
$\Delta_R S$	$J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$	molare Reaktions-Entropie
t	s	Zeit
$t_{1/2}$	s	Halbwertszeit
t_{+-}	1	Ionen-Überföhrungszahl
T	K	Temperatur
u	$m^2 \cdot s^{-1} \cdot V^{-1}$	elektrochemische Beweglichkeit
U	J	innere Energie
$\Delta_R U$	$J \cdot mol^{-1}$	molare Reaktions-Energie
v	$m \cdot s^{-1}$	Geschwindigkeit
v_{RG}	$mol \cdot l^{-1} \cdot s^{-1}$	Reaktionsgeschwindigkeit
V	m^3	Volumen
V_m	$m^3 \cdot mol^{-1}$	Molvolumen
W	J	Arbeit
x	1	Stoffmengen-Anteil (Molenbruch)
z_{+-}	1	Ladungszahl eines Ions
z	$1 \cdot s^{-1}$	Stoßfrequenz

lateinische Indizes und Abkürzungen

	Bedeutung	Beispiel
s	Fest	$\text{H}_2\text{O}(\text{s}) = \text{Eis}$
l oder '	Flüssig	$\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \Rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
g oder ''	Gasförmig	$\text{H}_2\text{O}' \Rightarrow \text{H}_2\text{O}''$
fus; s \Rightarrow l	Schmelzen	Schmelzwärme Q_{fus} , $Q^{\text{s}\rightarrow\text{l}}$
Vap; l \Rightarrow g	Verdampfen	
r; R	Reaktion	molare Reaktionsenthalpie $\Delta_{\text{R}}H$
f; B	Bildungsreaktion	molare Bildungsenthalpie $\Delta_{\text{B}}H$
c; V	Verbrennungsreaktion	
S	Siedepunkt	$T_{\text{S}}(\text{H}_2\text{O}) = 100\text{ °C}$
E	Erstarrungspunkt	$T_{\text{E}}(\text{H}_2\text{O}) = 0\text{ °C}$
K	Kritisch	kritische Temperatur T_{k}
Aq	wässrige Lösung	$\text{NaCl}(\text{s}) \Rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
L	Lösung	Löslichkeitsprodukt
LM	Lösemittel	
K	Kathode	Potential der Kathode E_{K}
A	Anode	
trans	Translation	Translationsenergie E_{trans}
Rot	Rotation	
Os	Oszillation	Oszillationsfreiheitsgrade f_{os}
0 (oben)	Standardzustand	Standard-Entropie S^0
0 (unten)	Anfangswert	Anfangskonzentration c_0
M	Molar	Molvolumen V_{m}
P	Partikel	Partikelradius r_{p}
I, II, ...	Bezeichnung einer Phase	
A, B, ..	Bezeichnung einer Komponente	Konzentration der Komponente A in der Gasphase $c_{\text{A}}(\text{g})$
1, 2, ...		
GG	Gleichgewicht	Konz. im Gleichgewicht C_{GG}
#	Übergangszustand	Aktivierungsenthalpie $\Delta H^{\#}$
*	reine Substanz	Dampfdruck von reinem Wasser $p_{\text{H}_2\text{O}}^*$
∞	unendliche Verdünnung (Konzentration Null)	Beweglichkeit des Protons bei unendlicher Verdünnung $u_{\infty}(\text{H}^+)$
S, B	Säure, Base	K_{S} , K_{B} Dissoziationskonstanten

Bildungsenthalpien¹, Normalentropien

(1 bar; 25°C)

Substanz	Aggregatzustand	$\Delta_B H_i^0 /$ (kJ/mol)	$\Delta_B S_i^0 /$ (J/(K mol))
Ag	s	0	42,69
Ag ⁺	aq	105,90	73,93
AgCl	s	-127,03	96,10
AgBr	s	-99,5	107,1
AgI	s	-62,4	114,2
Ag ₂ S	s	-29,3	150,2
Al	s	0	28,31
Al ³⁺	aq	-524,7	-313,4
Al ₂ O ₃	s	-1675	50,94
Ba	s	0	64,85
Ba ²⁺	aq	-538,4	11
BaSO ₄	s	-1465	131,8
Br ₂	l	0	152,3
Br ₂	s	30,7	245,4
Br	g	96,44	174,9
Br ¹⁻	aq	-120,9	80,7
C _{Graphit}	s	0	5,694
C _{Diamant}	s	1,896	2,378
C	g	718,38	157,99
CH ₂ O	g	-116	219
CH ₄	g	-74,8	186,2
CH ₃ OH	l	-238,6	126,8
CH ₃ OH	g	-201,2	237,7
CH ₃ NH ₂	g	-28	242
CO	g	-110,52	197,91
CO ₂	g	-393,51	213,64
CO ₃ ²⁻	aq	-676,3	-53

Substanz	Aggregat-Zustand	Name	$\Delta_B H_i^0 /$ (kJ/mol)	$\Delta_B S_i^0 /$ (J/(K mol))
C_2H_2	G	Ethin (=Acetylen)	226,7	200,8
CH_3CN	G	Acetonitril	87,7	243
C_2H_4	G	Ethen (=Ethylen)	52,30	219,5
CH_3CHO	G	Acetaldehyd	-166,35	265,7
C_2H_6	G	Ethan	-84,68	229,5
C_2H_5OH	L	Ethanol	-278	161
C_2H_5OH	G	Ethanol	-235	282
CH_3OCH_3	G	Dimethylether	- 185	267
CH_3COOH	L	Essigsäure	-484,5	159,8
CH_3COOH	aq	Essigsäure	-485,76	178,7
CH_3COO^-	aq	Acetat	-486,01	86,6
CH_3COCH_3	L	Aceton	-248	200
CH_3COCH_3	G	Aceton	-216	295
C_3H_8	G	Propan	-103,85	269,9
$(CH_3)_3N$	G	Trimethylamin	-46,0	289
C_4H_8	G	1-Buten	1,17	301,4
C_4H_8	G	cis-2-Buten	-5,70	300,8
C_4H_8	G	trans-2-Buten	-10,06	296,5
C_4H_{10}	G	n-Butan	-124,73	310,0
C_5H_{12}	G	n-Pentan	-146,4	348,4
C_6H_6	L	Benzen(= Benzol)	49,03	172,8
C_6H_6	G	Benzen (=Benzol)	82,93	269,2
C_6H_{12}	G	Cyclohexan	-123,1	298,2
C_6H_{12}	G	1-Hexen	-41,7	386,0
C_6H_{14}	L	Hexan	-199,2	285,8
C_6H_{14}	G	Hexan	-167,2	386,8
$C_6H_{12}O_6$	S	α -D-Glucose	-1274,4	212,1
C_6H_5COOH	S	Benzoessäure	-385,1	167,6
C_8H_{18}	L	Oktan	-249,9	361,1
$C_{12}H_{22}O_{11}$	S	Saccharose	-2222,0	360,2

Substanz	Aggregat- zustand	$\Delta_B H_i^0 /$ (kJ/mol)	$\Delta_B S_i^0 /$ (J/(K mol))
Ca	s	0	41,62
Ca ²⁺	aq	-543,0	-55
CaO	s	-635,5	39,7
CaCO ₃ Calcit	s	-1206,9	92,9
Ca(OH) ₂	s	-986,2	83,4
Cl ₂	g	0	223,0
Cl	g	121,1	165,09
Cl ⁻	aq	-167,4	55,1
HCl	g	-92,31	186,7
Cu	s	0	33,30
Cu ²⁺	aq	64,4	-98,7
Cu ⁺	aq	52	-26
F ₂	g	0	202,7
F	g	79,09	158,6
F ⁻	aq	-329,1	-9,6
HF	g	-268,5	173,7
Fe	s	0	27,15
Fe ²⁺	aq	-88	-113
Fe ³⁺	aq	-48	-293
FeS	s	-96,2	60,31
H ₂	g	0	130,6
H	g	217,94	114,6
H ⁺	aq	0	0
H ₂ O	s		
H ₂ O	l	-285,84	69,94
H ₂ O	g	-241,83	188,72
Hg	l	0	76,09
Hg	g	60,8	174,9
Hg ₂ ²⁺	aq	169	74
Hg ₂ Cl ₂	s	-264,8	195,7
I ₂	s	0	116,14
I ₂	g	62,24	260,6
I	g	106,6	180,7
I ⁻	aq	-55,9	109,4
HI	g	25,94	206,3
K	s	0	64,35
K	g	90,04	160,2
K ⁺	aq	-251,2	102,5
Mg	s	0	32,55
Mg ²⁺	aq	-462,0	-118
MgO	s	-601,2	26,8
Mn	s	0	31,76
Mn ²⁺	aq	-219	-83
Mn ₃ O ₄	s	-1386	149,5
MnO ₂	s	-519,7	53,1
MnO ₄ ⁻	aq	-518	190
N ₂	g	0	191,5
N	g	470,6	153,1
N ₂ O	g	81,55	220,0
NO	g	90,37	210,6

NO ₂	g	33,32	239,8
Substanz	Aggregat- zustand	$\Delta_B H_i^0 /$ (kJ/mol)	$\Delta_B S_i^0 /$ (J/(K mol))
N ₂ O ₄	g	9,37	304,3
NO ₃ ⁻	aq	-206,6	146
NH ₃	g	-46,19	192,5
NH ₄ ⁺	aq	-132,8	112,8
HNO ₃	l	-173,0	156,1
Na	s	0	51,42
Na	g	108,7	153,62
Na ⁺	aq	-239,7	60
Na ₂ SO ₄	s	-1384,5	149,5
O ₂	g	0	205,0
O	g	247,52	160,9
OH ⁻	aq	-230	-10,54
Pb	s	0	64,91
Pb ²⁺	aq	1,6	21,4
PbO ₂	s	-276,6	76,44
PbCl ₂	s	-359,1	136,4
PbS	s	-94,28	91,2
PbSO ₄	s	-918,1	147,2
S _{rhombisch}	s	0	31,8
S _{monoklin}	s	0,29	32,6
S ²⁻	aq	42	22
SO ₂	g	-296,9	248,1
SO ₃	g	-395,2	256,0
H ₂ SO ₄	aq	-811,7	156,9
HSO ₄ ⁻	aq	-885,75	126,9
SO ₄ ²⁻	aq	-907,5	17,2
H ₂ S	g	-20,15	205,6
Si	s	0	18,82
SiO	g	-100,42	211,47
SiO ₂ Quarz	s	-910,86	44,59
SiH ₄	g	32,64	204,13
SiF ₄	g	-1614,94	282,14
SiCl ₄	l	-640,15	239,32
SiCl ₄	g	-657,31	330,83
Sn _{weiß}	s	0	51,5
Sn _{grau}	s	-2,19	44,1
Sn ²⁺	aq	-10	-20,5
Zn	s	0	41,59
Zn ²⁺	aq	-152,4	-106,5

elektrochemische Spannungsreihe / Standardpotentiale

($p = p^0 = 1 \text{ bar}$; $c = c^0 = 1 \text{ mol/l}$; $T = 298 \text{ K}$; wässrige Lösung)

[Ox]	+ $v_e \cdot e^-$	→	[Red]	$E^0_{\text{redox}}(\text{V})$
Ag^+	+ 1 e^-	→	Ag (s)	+ 0,800
AgCl (s)	+ 1 e^-	→	$\text{Ag (s)} + \text{Cl}^-$	+ 0,222
Al^{3+}	+ 3 e^-	→	Al (s)	- 1,660
Au^{3+}	+ 3 e^-	→	Au (s)	+ 1,420
AuCl_4^-	+ 3 e^-	→	$\text{Au (s)} + 4 \text{Cl}^-$	+ 0,994
$\text{Br}_2 (\text{l})$	+ 2 e^-	→	2Br^-	+ 1,065
$\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}^+$	+ 2 e^-	→	$\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2 (\text{aq})$	+ 0,699
Cd^{2+}	+ 2 e^-	→	Cd (s)	- 0,403
Ce^{3+}	+ 3 e^-	→	Ce (s)	- 2,335
Ce^{4+}	+ 1 e^-	→	Ce^{3+}	+ 1,443
$\text{Cl}_2 (\text{g})$	+ 2 e^-	→	2Cl^-	+ 1,358
Cu^+	+ 1 e^-	→	Cu (s)	+ 0,522
Cu^{2+}	+ 2 e^-	→	Cu (s)	+ 0,340
CuI	+ 1 e^-	→	$\text{Cu (s)} + \text{I}^-$	- 0,185
$\text{F}_2 (\text{g})$	+ 2 e^-	→	2F^-	+ 2,850
Fe^{2+}	+ 2 e^-	→	Fe (s)	- 0,409
Fe^{3+}	+ 1 e^-	→	Fe^{2+}	+ 0,770
Fe^{3+}	+ 3 e^-	→	Fe (s)	- 0,036
2H^+	+ 2 e^-	→	$\text{H}_2 (\text{g})$	0,000 ¹
$\text{HCrO}_4^- + 7 \text{H}^+$	+ 3 e^-	→	$\text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+ 1,195
Hg^{2+}	+ 2 e^-	→	2Hg (l)	+ 0,798
$\text{I}_2 (\text{s})$	+ 2 e^-	→	2I^-	+ 0,535
Li^+	+ 1 e^-	→	Li (Hg) (l)	- 3,045
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+$	+ 5 e^-	→	$\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,491

¹ per Definitionem

[Ox]	+ $v_e \cdot e^-$	→	[Red]	$E^0_{\text{redox}}(\text{V})$
Na^+	+ 1 e^-	→	Na (Hg) (l)	- 2,711
Ni^{2+}	+ 2 e^-	→	Ni (s)	- 0,230
$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+$	+ 3 e^-	→	$\text{NO (g) + 2 H}_2\text{O}$	+ 0,960
$\text{O}_2 \text{(g) + 4 H}^+$	+ 4 e^-	→	$2 \text{H}_2\text{O}$	+ 1,229
$\text{O}_2 \text{(g) + H}_2\text{O}$	+ 4 e^-	→	4OH^-	+ 0,401
Pb^{2+}	+ 2 e^-	→	Pb (s)	- 0,126
$\text{PbO}_2 \text{(s) + 4H}^+$	+ 2 e^-	→	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+ 1,455
$\text{PbO}_2 \text{(s) + SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+$	+ 2 e^-	→	$\text{PbSO}_4 \text{(s) + 2 H}_2\text{O}$	+ 1,685
$\text{PbSO}_4 \text{(s)}$	+ 2 e^-	→	$\text{Pb (s) + SO}_4^{2-}$	- 0,356
S(s)	+ 2 e^-	→	S^{2-}	- 0,508
S(s) + 2 H^+	+ 2 e^-	→	$\text{H}_2\text{S (aq)}$	+ 0,141
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	+ 2 e^-	→	2SO_4^{2-}	+ 2,000
Sn^{2+}	+ 2 e^-	→	Sn (s)	- 0,136
Sn^{4+}	+ 2 e^-	→	Sn^{2+}	+ 0,150
$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+$	+ 2 e^-	→	$\text{H}_2\text{SO}_3 \text{(aq) + H}_2\text{O}$	+ 0,200
Zn^{2+}	+ 2 e^-	→	Zn (s)	- 0,763

Das Periodensystem der Elemente wird bei Bedarf in der Klausur verteilt.