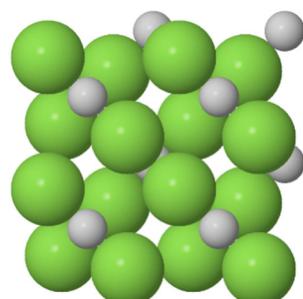
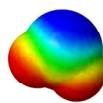
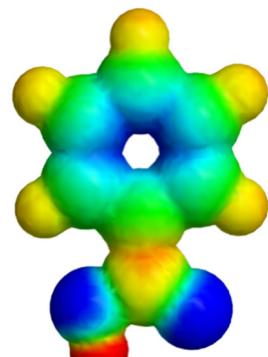


Formeln und Daten

Si-Vorsätze	2
Griechisches Alphabet, Unicode-Zeichen	2
Naturkonstanten	3
Umrechnung von Einheiten	4
Formeln	5
• Diverse	5
• Organische Chemie	7
• Gleichgewicht	8
• Thermodynamik	10
• Elektrochemie	13
• Säure/Base-Chemie	16
• Quantenchemie	21
• Mathematik und Geometrie	23
Atomare Dimensionen	24
Orbitale	25
Nuklidkarte	28
Elektromagnetische Strahlung	30
Atom- und Ionenradien, Normalpotential der Elementarstoffe	32
Energien	
• Ionisierungs-Energien	33
• Elektronen-Affinitäten	33
• Bindungs- und Verbrennungs-Energien	34
• Gitter-Energien und Hydratations-Energien	35
Gleichgewichts-Reaktionen	
• Umschlagbereiche von Säure/Base-Indikatoren	36
• Säure/Base-Reihe für wässrige Lösungen	37
• Redox-Reihe: Standard-Reduktions-Potentiale	40
• Redox-Reihe: Reduktions-Potentiale bei neutralem pH	41
• Löslichkeitsprodukte schwerlöslicher Salze	42
• Komplexbildungskonstanten	44
• Lösen von Gasen in Wasser	46
• Thermodynamische Daten	48
Organische Chemie	
• Organische Nomenklatur	50
• IR-Spektren	52
• Kohlenhydrate	56
• Lipide	58
• L-Aminosäuren	60
• Nukleinsäuren	62
• Isomerie	64
Daten zur Erde	
• Erde, Meer	68
• Atmosphäre	68
• Nachgewiesene Energievorräte und Umsätze:	69
• Nachgewiesene Energievorräte und Umsätze:	72
Physiologie	
• Atmung und Gärung	73
• Menschlicher Körper: Umsatz und Energiespeicher	75
• Glycolyse	75
Eigenschaften konzentrierter Lösungen	76
Namen von Ionen und kleinen Molekülen	77



SYMBOLE

Si-Vorsätze: Dezimale Teile / Vielfache

Potenz	Vorsilbe	Symbol
10^{-1}	Dezi	d
10^{-2}	Zenti	c
10^{-3}	Milli	m
10^{-6}	Mikro	μ
10^{-9}	Nano	n
10^{-12}	Piko	p
10^{-15}	Femto	f
10^{-18}	Atto	a
10^{-21}	zepto	z
10^{-24}	yocto	y

Potenz	Vorsilbe	Symbol
10^0	Deka	da
10^1	Hekto	h
10^2	Kilo	k
10^3	Mega	M
10^6	Giga	G
10^{12}	Tera	T
10^{15}	Peta	P
10^{18}	Exa	E
10^{21}	Zetta	Z
10^{24}	Yotta	Y

Griechisches Alphabet (Unicode eingeben und alt+c)

Buchstabe	Name	
klein n	gross	
α 03B1	A 0391	alpha
β, β 03B2, 03D0	B 0392	beta
γ 03B3	Γ 0393	gamma
δ, δ 03B4, 1D715	Δ 0394	delta
ϵ, ϵ 03B5, 03F5	E 0395	epsilon
ζ 03B6	Z 0396	zeta
η 03B7	H 0397	eta
θ, ϑ 03B8, 03D1	Θ 0398	theta
ι 03B9	I 0399	iota
κ, κ 03BA, 03F0	K 039A	kappa
λ 03BB	Λ 039B	lambda
μ 03BC	M 039C	mu

Buchstabe	Name	
klein	gross	
v 03BD	N 039D	nu
ξ 03BE	Ξ 039E	xi
\o 03BF	O 039F	omicron
π 03C0	Π 03A0	pi
ρ 03C1	P 03A1	rho
ς, σ 03C2, 03C3	Σ 03A3	sigma
τ 03C4	T 03A4	tau
u 03C5	Y 03A5	upsilon
φ, ϕ 03D5, 03C6	Φ 03A6	phi
χ 03C7	X 03A7	chi
ψ 03C8	Ψ 03A8	psi
w 03C9	Ω 03A9	omega

Einige Unicodezeichen (Cambria math / Segoe UI emoji / MS Gothic)

\pm B1, 2213	∇ 21C5	∞ 221D	\int 222B	\preccurlyeq 2702
\cdot B7 \cdot	\parallel 296F	\approx 2248	\textcircled{A} 24B6	
\times D7 \times	\Downarrow 21BF, 21C2	\simeq 2259	\textcircledcirc 2780	
\AA 00C5	\Leftrightarrow 21E8	\neq 2260	\textcircledbullet 278A	
ℓ 2113	\Leftrightarrow 21D4	\equiv 2261	\square 2751	
\leftarrow 2190	\circ 2070	\leq 2264	\boxtimes 2612	
\uparrow 2191	\circ 00B9	\geq 2265	\textcircled{E} 261E	
\rightarrow 2192	\circ 00B2	\oplus 2295	\textcircled{G} 2622	
\downarrow 2193	\circ 2074	\ominus 2296	\textcircled{S} 263A	
\leftrightarrow 2194	\circ 2080	\oslash 2298	\textcircled{P} 270E	
\circlearrowleft 21BB	\circ 2081	∞ 221E	\checkmark 2713	
\circlearrowright 21C4	\circ 2014, 2E3A	\dagger 2021	X 2717	

Kleines l mit Serifen: Schriftart Trebuchet

KONSTANTEN

Name	Symbol	Zahlenwert	Einheit
Lichtgeschwindigkeit im Vakuum	c	$2.997925 \cdot 10^8$	$\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$
Avogadrosche Zahl	N_A	$6.022025 \cdot 10^{23}$	mol^{-1}
Anzahl Formeleinheiten pro Mol			
Elementarladung	e	$1.6021917 \cdot 10^{-19}$	C
Ladung eines Protons			
Faraday-Konstante	$\mathcal{F} = N_A \cdot e$	96'485.3399(24)	$\text{J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ($\text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$)
Ladung eines Mols Protonen			
Plancksches Wirkungsquantum	\hbar	$6.626196 \cdot 10^{-34}$	$\text{J} \cdot \text{s}$
	$\hbar = h/(2\pi)$	$1.0546 \cdot 10^{-34}$	$(\text{kg} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1})$
	$h \cdot c$ (*)	1240	eV nm
Elektrische Feldkonstante	ϵ_0	$8.854186 \cdot 10^{-12}$	$\text{C} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{m}^{-1}$
Magnetische Feldkonstante	μ_0	$1.256637 \cdot 10^{-6}$	$\text{V} \cdot \text{s} \cdot \text{A}^{-1} \cdot \text{m}^{-1}$
Universelle Gaskonstante	R	8.314472	$\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ($\text{Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)
In anderen Einheiten		8314 0.08205746	$\text{Pa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ atm $\cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Boltzmann-Konstante	k_B	$1.380655 \cdot 10^{-23}$	$\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$
Absoluter Temperatur-Nullpunkt	T_0	- 273.15	°C
Ruhemasse eines Elektrons	$m(e^-)$	$9.109544 \cdot 10^{-31}$	kg
Gesamtenergie eines Elektrons		0.511	MeV
Ruhemasse eines Protons	$m(p^+)$	$1.672654 \cdot 10^{-27}$	kg
Gesamtenergie eines Protons		940	MeV
Ruhemasse eines Neutrons	$m(n^0)$	$1.674960 \cdot 10^{-27}$	kg

(*) c = Lichtgeschwindigkeit im Vakuum

UMRECHNUNG VON EINHEITEN

Strecke

1 Zoll	= 1 Inch (in)	= 2.54 cm
1 Fuss (foot)	= 12 Inch	= 0.3048 m
1 yard	= 0.9144 m	
1 (Land)-Meile	= 1609.344 m	
1 Å (Ångström)	= 100 pm	= 10^{-10} m
1 a_0 (Bohr-Radius) = 52.918 pm	= 5.291772 $\cdot 10^{-11}$ m	

Volumen

1 Gallone (gal)	= 4.54609 L
1 (petrol) barrel (bl oder bbl)	= 159.113 L

Druck

1 Pa	= 1 N m ⁻²	
1 bar	= 10^5 Pa (Pascal)	
1 atm	= 101'325 Pa	= 1.013 bar
1 Torr	= 1 mm Hg	= 133 Pa
Normdruck = 1 atm = $1.013 \cdot 10^5$ Pa = 1.013 bar = 1013 mbar = 1013 hPa = 101.3 kPa = 760 Torr		

Temperatur

$$T(K) = \vartheta (\text{°C}) + 273.15$$

Molare Größen

1 mol	$\triangleq 6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
1 u (unit) pro Teilchen	$\triangleq 1 \text{ g mol}^{-1}$

Leistung

1 W	= 1 J s^{-1}
1 PS	= 735.5 W

Energie

1 J	= $1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$	= 1 Nm (Newton·Meter) = 1 Ws (Watt·Sekunde) = 1 V·C
$E_{[eV]}$	= $E_{[J]} / 1.602 \cdot 10^{-19}$	= $E_{[J]} / e_{\text{rel}}$ $e_{\text{rel}} = e / 1C = 1.602 \cdot 10^{-19}$
$E_{[J/mol]}$	= $E_{[J]} \cdot N_A$	= $E_{[eV]} \cdot F_{\text{rel}}$ $F_{\text{rel}} = F / 1C = 96485$
\Rightarrow	$1 \text{ eV pro Teilchen} = 96.485 \text{ kJ/mol} = 96484 \text{ C/(mol e-)}$	$\cdot 1 \text{ J/C}$ (denn $V = \text{J/C}$)
1 eV ist die Energie, die eine Elementarladung (Proton) beim Durchlaufen einer Spannung von 1 V umsetzt.		
1 a.u. (atomic unit) = $4.3597 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 27.211 \text{ eV}$ (Doppelte Ionisierungsenergie von H-Atomen)		
1 kWh	= $3.600 \cdot 10^6 \text{ J}$	= 3.600 MJ
1 Kalorie (cal) = 4.1868 J (Bei Nahrungsmitteln bedeutet „Kalorie“ manchmal kcal) = 4'186.8 J		
1 kg ÖE (Öleinheit, oe Oil equivalent)	= 41.868 MJ	= 10'000 kcal
1 kg SKE (Steinkohleeinheit)	= 29.31 MJ	
1 kT (Kilotonne TNT, Trinitrotoluol)	= $4.184 \cdot 10^{12} \text{ J}$	= 4.184 TJ

Radioaktivität

1 Ci (Curie) = $3.7 \cdot 10^{10}$ Bq	= $3.7 \cdot 10^{10}$ radioaktive Zerfälle pro Sekunde
1 Gy (Gray) = 1 J absorbierte radioaktive Strahlung pro kg Körpergewicht	= 100 rd (rad)
1 Sv = 1 J γ -Strahlungs-Äquivalent pro kg Körpergewicht (gleiche biolog. Wirksamkeit)	= 100 rem

FORMELN

Diverse

Coulomb-Gesetz

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2} = k_C \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

F	: Anziehungs- (negatives Vorzeichen) bzw. Abstossungskraft (positives Vorzeichen) in N
Q_1 und Q_2	: Ladungen der beiden Körper in C
ϵ_0	: Elektrische Feldkonstante
r	: Abstand der Ladungsschwerpunkte der beiden geladenen Körper in m
k_C	$\approx 9.0 \cdot 10^9 \frac{\text{N m}^2}{\text{C}^2}$

Gleichung idealer Gase

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

p	: Druck in Pa
V	: Volumen in m ³
n	: molare Stoffmenge („Teilchenzahl“ in mol)
R	: Universelle Gaskonstante
T	: Absolute Temperatur in K

Normdruck (Ø auf Meereshöhe):

$$p_{\text{Norm}} = 1.013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1.013 \text{ bar} = 1013 \text{ mbar} = 1013 \text{ hPa} = 1.000 \text{ atm}$$

Molare Volumen von Gasen

Aus der idealen Gasgleichung ergeben sich für Normdruck folgende molaren Gasvolumina:

$$V_M (0^\circ\text{C}) = 22.4 \text{ L mol}^{-1}$$

$$V_M (25^\circ\text{C}) = 24.5 \text{ L mol}^{-1}$$

$$V_M (100^\circ\text{C}) = 30.6 \text{ L mol}^{-1}$$

Partialdruck p_i und molare Konzentration

$$c_{\text{molar}} = \frac{n}{V} = \frac{p_i}{R \cdot T}$$

Grundgleichung der Stöchiometrie

$$n = \frac{m}{M}$$

n	: molare Stoffmenge („Teilchenzahl“ in mol)
m	: Absolute Masse in g
M	: Molare Masse in g · mol ⁻¹

Konzentrationen, Dichte

c_{molar}	$= \frac{n}{V}$
c_{massen}	$= \frac{m}{V} = c_{\text{molar}} \cdot M$
ρ	$= \frac{m}{V}$
c_{molar}	: molare Konzentration in mol L ⁻¹
	Teilchenzahl in mol
c_{massen}	: Massenkonzentration in g L ⁻¹
ρ	: Dichte in g mL ⁻¹

Elektromagnetische Wellen und Energie

$$E = h \cdot v$$

$$c = \lambda \cdot v$$

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

E : Energie der elektromagnetischen Welle in J

h : Plancksches Wirkungsquantum

v : Frequenz der elektromagnetischen Welle in s^{-1}

c : Lichtgeschwindigkeit

λ : Wellenlänge der elektromagnetischen Welle in m

Fotospektrometer

Lambert-Beersches Gesetz: $E_\lambda = -\log_{10} \left(\frac{I_1}{I_0} \right) = \epsilon_\lambda \cdot c \cdot d$

E_λ : Extinktion der Probe bei der Wellenlänge λ (auch: Absorbanz, englisch: absorbance).

c : Konzentration der absorbierenden Substanz (gewöhnlich in mol/L)

ϵ_λ : Extinktionskoeffizient der absorbierenden Substanz (auch: Absorptionskoeffizient),

z.B. molarer Extinktionskoeffizient ($L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$).

I_0 : Intensität des einfallenden Lichtes (Leistung pro Fläche)

I_1 : Intensität des transmittierten Lichtes

d : Schichtdicke des durchstrahlten Körpers

Transmissionsgrad: $T = \frac{I_1}{I_0}$ Manchmal Angabe in Prozent

Absorptionsgrad: $\alpha = 1 - T = \frac{I_0 - I_1}{I_0}$ In der Probe absorbiert Anteil der eingestrahlten Energie

Löse-Energie von Salzen

$$\Delta E_{\text{Löse}} = \Delta E_{\text{Hydratation}} - \Delta E_{\text{Gitter}}$$

$\Delta E_{\text{Löse}}$: Löse-Energie (bzw. Löse-Enthalpie) in $kJ \cdot mol^{-1}$

$\Delta E_{\text{Hydratation}}$: Hydratations-Energie (Hydratations-Enthalpie) in $kJ \cdot mol^{-1}$

ΔE_{Gitter} : Gitter-Energie (Bzw. Gitter-Enthalpie) in $kJ \cdot mol^{-1}$

Organische Chemie

Drehung des polarisierten Lichtes

$$[\alpha]_D^{20} = \frac{\alpha}{d \cdot c}$$

$[\alpha]_D^{20}$: Spezifische Drehung bei 20°C mit der Natrium-D-Linie in °

α : Drehwinkel der Probe in °

d : Schichtdicke der Probe in dm

c : Konzentration der Probe in $g \cdot ml^{-1}$ Lösung

Gleichgewicht

Reaktionslaufzahl (=Umsatzvariable) und Reaktionsgeschwindigkeit

Berechnung der Reaktionsgeschwindigkeit RG aus Konzentrationsänderungen: Die Reaktionslaufzahl ξ („xi“) gibt an, wie viele molare Formelumsätze einer Reaktion abgelaufen sind („wie viele mol mal eine Reaktion abgelaufen ist“). ξ_L sei die Reaktionslaufzahl in einem Liter Probe.

$$\xi = \frac{\Delta n_i}{v_i}$$

$$\xi_L = \frac{\Delta [i]}{v_i}$$

$$RG = \frac{\xi_L}{\Delta t}$$

ξ : Reaktionslaufzahl = Umsatzvariable in mol

ξ_L : Reaktionslaufzahl in einem Liter Lösung in mol L⁻¹

Δn_i : Stoffmengenänderung des Reaktanden i (Zunahme oder Abnahme der Teilchensorte in mol)

v_i : Stöchiometrischer Koeffizient des Reaktanden i gemäss Reaktionsgleichung. Die Koeffizienten der Edukte weisen ein negatives Vorzeichen auf (die der Edukte nimmt ja im Verlauf der Reaktion ab), obwohl man dies sonst meistens nicht schreibt (vgl. auch unten Formel für Q).

$\Delta [i]$: Konzentrationsänderung des Reaktanden i in mol · L⁻¹

RG : Reaktionsgeschwindigkeit in mol · L⁻¹ · s⁻¹

Δt : Betrachtete Reaktionszeit in s

Berechnung der RG aus Konzentrationen und Geschwindigkeitskonstanten:

Für eine Reaktion $a A + b B + \dots \rightarrow \text{Produkte}$, die in einem elementaren Reaktionsschritt abläuft, gilt:

$$RG = k_{\text{Reaktion}} \cdot [A]^a \cdot [B]^b \cdot \dots$$

Die Geschwindigkeitskonstante k_{Reaktion} ist abhängig von Reaktionsmechanismus und Reaktionsbedingungen (Temperatur, Lösemittel, ...).

RGT-Regel: (Reaktionsgeschwindigkeit-Temperatur-Regel): Wird die Temperatur um 10°C erhöht, so laufen chemische Reaktionen normalerweise zwei bis vier mal schneller ab.

Reaktionsquotient Q und Massenwirkungsgesetz (MWG)

Für eine Reaktion



Beträgt der Reaktionsquotient stets (auch wenn kein Gleichgewicht herrscht):

$$Q = \frac{\{X\}^x \cdot \{Y\}^y \cdot \{Z\}^z \cdot \dots}{\{A\}^a \cdot \{B\}^b \cdot \{C\}^c \cdot \dots} = \{A\}^{-a} \cdot \{B\}^{-b} \cdot \dots \cdot \{X\}^x \cdot \{Y\}^y \cdot \dots = \prod_i \{R\}^{v_i}$$

Nur im Gleichgewicht gilt das Massenwirkungsgesetz MWG (=Gleichgewichtsbedingung):

$$Q_{\text{Glgw}} = K = 10^{-pK}$$

Π : Produkt-Zeichen

$a, b, c (x, y, z)$: Stöchiometrische Koeffizienten der Edukte (bzw. Produkte)

$A, B, C (X, Y, Z)$: Formeln der Edukte (bzw. Produkte)

$R, \{R\}, v_R$: Teilchensorte, Aktivität und Koeffizient des Reaktanden R, wobei Produkte einen positiven Koeffizienten aufweisen, Edukte hingegen einen negativen, da ihre Konzentration ja im Verlauf der Reaktion abnimmt.

K : Gleichgewichtskonstante der Reaktion (meist tabellierte Werte)

pK : Negativer Zehnerlogarithmus von K: $pK = -\log_{10}(K)$. Oft werden anstelle von K der besseren Übersichtlichkeit halber die pK -Werte tabelliert

$\{i\}$: Aktivität der Teilchensorte i:

Aus praktischen Gründen und in guter Näherung:

- Für gelöste Teilchen: Konzentration $[i] = c_{\text{molar}}$ in mol · L⁻¹
- Für Gase: **Partialdruck $p(i)$ in atm** (1 atm = $1.013 \cdot 10^5$ Pa = Normdruck)
- Für näherungsweise reine feste oder flüssige Stoffe in ihrer eigenen Phase (z.B. Feststoffe, Lösemittel): **Molenbruch = molarer Stoffmengenanteil.**
Dieser ist bei Reinstoffen 1.

Thermodynamik

Thermodynamische Größen

- Innere Energie U:** Jede **unabhängige Bewegungsrichtung** eines Teilchens heisst Freiheitsgrad. Die durchschnittliche kinetische Energie beträgt bei der Temperatur T für jeden Freiheitsgrad, der kontinuierlich Energie aufnehmen kann (k_B = Boltzmannkonstante; R = universelle Gaskonstante):
 - Pro Teilchen: $E_{\text{kin, Teilchen}} = \frac{1}{2} k_B \cdot T$
 - Pro Mol: molare kinetische Energie: $E_{\text{kin, molar}} = \frac{1}{2} R \cdot T$
 - Schwingungs-Freiheitsgrade** enthalten zusätzlich zur kinetischen auch noch gleich viel potentielle Energie und daher insgesamt die doppelte molare Energie: $E_{\text{Schwingung}} = R \cdot T$.
- Molare innere Energie U idealer Gase ohne Schwingungen:
 - Einatomige Teilchen** bewegen sich unabhängig in 3 Raumrichtungen: $U = 3 \cdot \frac{1}{2} R \cdot T = \frac{3}{2} nRT$
 - Lineare Moleküle** drehen sich zudem unabhängig in 2 Raumrichtungen: $U = \frac{5}{2} nRT$
 - Nicht lineare Moleküle** drehen sich unabhängig in 3 Raumrichtungen: $U = \frac{6}{2} nRT$
- Schwingungen werden bei normalen Temperaturen aus quantenmechanischen Gründen nur bei massereichen Atomen und Molekülgruppen angeregt. Wenn die Schwingungen kontinuierlich Energie aufnehmen, beträgt die molare innere Energie in allen Gasen pro Atom $3/2 nRT$.
- Die **Wärmekapazität** eines Gases ist die Zunahme der inneren Energie plus Ausdehnungsarbeit.
- Entropie S:** Die Entropie hat verschiedene Bedeutungen:
 - Entropie ist ein Mass für die **Wahrscheinlichkeit bzw. das statistische Gewicht** eines Zustandes:

$$\text{Entropie: } S = k_B \cdot \ln(\Omega) \quad \text{bzw. molare Entropie: } S = R \cdot \ln(\Omega)$$

wobei Ω die Anzahl makroskopisch **ununterscheidbarer**, zugänglicher Realisierungsmöglichkeiten (Mikrozustände) eines makroskopisch charakterisierten Zustandes ist.

- Bei **reinem Wärmeaustausch** oder bei **reversiblen Vorgängen** ist ΔS der Quotient aus der *mit der Umgebung ausgetauschten Wärme* ΔQ durch die Temperatur T:

$$\text{Entropiezunahme: } \Delta S = \frac{\Delta Q}{T} \quad \text{bzw. bei komplizierte Vorgängen} \quad \Delta S = \frac{\Delta Q_{\text{rev}}}{T}$$

- Wenn Systeme miteinander ins Gleichgewicht gelangen, wird die Gesamtentropie maximiert.
- Enthalpie H:** Wenn einem System Energie zugeführt wird, so ändert sich oft nicht nur die innere Energie U, sondern oft auch das Volumen V der Probe, Umgebungsluft wird also z.B. gegen den Luftdruck p weggedrückt. In diesem Wegdrücken wird ebenfalls Energie gespeichert. Die Enthalpie umfasst beide Energieformen: innere Energie und Ausdehnungsarbeit:

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

Enthalpisch günstig = exotherm sind Reaktionen, bei denen insgesamt chemische Energie und in der Ausdehnung des Gases gespeicherte Energie in thermische Energie (oder mechanische, elektrische) umgewandelt wird. Denn dabei erhöht sich die Anzahl Realisierungsmöglichkeiten (Entropie) im System (System wird heiss) oder der Umgebung (Wärme ΔQ fliesst in die Umgebung)

- Freie Enthalpie = Gibbs-Energie G:** Berechnung siehe Gibbs/Helmholtz-Gleichung.
 - Die Gibbs-Energie drückt den kombinierten Effekt von Enthalpie, Entropie und Temperatur auf die Gleichgewichtslage aus und erlaubt die Berechnung der Gleichgewichtskonstanten.
 - ΔG_R ist diejenige hochwertige Energie (elektrisch, mechanisch, in Nano-Maschinen), die bei einer chemischen Reaktion pro molarem Formelumsatz maximal genutzt werden kann (negatives Vorzeichen) oder mindestens aufgewendet werden muss.
- Temperatur T:** Die Temperatur besagt, wie viel Wärme ein Körper aufnehmen muss, damit sich die Entropie um einen bestimmten Betrag ändert: $T = \Delta Q / \Delta S$. Tauschen zwei Körper gleicher Temperatur Wärme aus, so sinkt die Anzahl Realisierungsmöglichkeiten im einen Körper gleich stark, wie sie im anderen steigt, so dass sich die Entropie des Gesamtzustandes nicht ändert. Die Temperatur ist eigentlich der Umrechnungsfaktor von (thermischer) Energie in Entropie; sie ermöglicht daher die Umrechnung von Energien in Wahrscheinlichkeiten und umgekehrt.

Enthalpie, Entropie und freie Enthalpie einer Reaktion

$$\Delta H^\circ_R = x \cdot H_{f,X}^0 + y \cdot H_{f,Y}^0 + \dots - a \cdot H_{f,A}^0 - b \cdot H_{f,B}^0 - \dots$$

$$\Delta H^\circ_R = \sum_{i=1}^m (v_i \cdot H_{f,i}^0)$$

ΔH°_R : Reaktions-Enthalpie bei Standard-Bedingungen

A,B,X,Y : Edukte (A,B) und Produkte (X,Y) mit den Koeffizienten a,b,x,y

i : Laufzahl für die Reaktanden

m : Anzahl unterschiedliche Reaktanden gemäss Reaktionsgleichung

v : Stöchiometrischer Koeffizient des jeweiligen Reaktanden (i) gemäss Reaktionsgleichung, wobei die **Koeffizienten der Edukte negativ** sind.

H_f^0 : Standard-Bildungsenthalpie (f: engl. formation = Bildung) des jeweiligen Reaktanden (i) unter Standard-Bedingungen ($^\circ$) (**Tabellierte Werte**).

Analog gilt: $\Delta S_R^0 = \sum_i (v_i \cdot S_i^0)$ und $\Delta G_R^0 = \sum_i (v_i \cdot G_{f,i}^0)$

Gibbs/Helmholtz-Gleichung

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

$$\text{bzw. } \Delta G_R = \Delta H_R - T \cdot \Delta S_R$$

G : Gibbs-Energie (Freie Enthalpie)

H : Enthalpie

S : Entropie

ΔG_R : Reaktions-Gibbs-Energie (Freie Reaktions-Enthalpie)

ΔH_R : Reaktions-Enthalpie

ΔS_R : Reaktions-Entropie

T : Absolute Temperatur in K

Bei **isotherm** geführter **Reaktion** ist die aus Tabellenwerten berechnete ΔS_R die Entropiezunahme im System, $-\Delta H_R/T$ die Entropiezunahme in der Umgebung: $\Delta S_{\text{tot}} = -\Delta H_R + -\Delta S_R \cdot T$.

Im **Gleichgewicht** ist $\Delta G_R = 0$ und damit $\Delta H_R = T \cdot \Delta S_R$. Nahe beim Gleichgewicht ist ΔH_R gleich der mit der Umgebung ausgetauschten Wärme $-\Delta H_R = Q_{\text{rev}} = T \cdot \Delta S_{\text{Umgebung}}$, so dass im System gleich viel Entropie erzeugt wird (ΔS_R) wie ausserhalb verschwindet ($-\Delta H_R/T$) und der Vorgang reversibel ist.

Umwandlungs-Temperatur

Wenn bei ΔH_R und ΔS_R dasselbe Vorzeichen haben (wenn die eine günstig und die andere ungünstig ist), gibt es eine Temperatur, bei der das entsprechende Gleichgewicht «in der Mitte liegt»:

$$K = 1 \Rightarrow \Delta G_R = 0 = \Delta H_R - T \Delta S_R \Rightarrow \Delta H_R = T \Delta S_R$$

$$T = \frac{\Delta H_R}{\Delta S_R}$$

Umwandlungs-Temperatur in K

Bei tieferen Temperaturen herrscht die enthalpisch günstigere Form vor, darüber die entropisch günstigere. Durchläuft das System diese Temperatur, so verschiebt sich das Gleichgewicht von der einen zu anderen Seite bzw. die eine Form wird in die andere umgewandelt bzw. der Vorgang läuft ab.

Freie Enthalpie und Gleichgewicht

Wenn ein Stoff A verdünnt wird, so nimmt die molare Enthalpie A zu, denn die gelösten Teilchen erhalten durch die Verdünnung ja mehr Anordnungsmöglichkeiten (die Zunahme heisst Lösungs-Enthalpie oder „Mischungs-Enthalpie“). Daher hängt die molare freie Enthalpie des Stoffes A (auch *chemisches Potential* μ genannt) von seiner Aktivität $\{A\}$ ab:

$$\Delta G_A = \mu = \Delta G_A^0 + R \cdot T \cdot \ln(\{A\})$$

Die Elektrochemische Potentialdifferenz $\bar{\mu}$ von Ionen mit Ladung z_i ist ihre chemische Potentialdifferenz plus die beim Durchlaufen der Spannung ΔE umgesetzte molare Energie: $\Delta \bar{\mu} = \Delta \mu + z_i \cdot F \cdot \Delta E$

Für die Reaktionsenthalpie einer Reaktion ergibt sich daraus:

$$\Delta G_R = \sum_i (v_i \cdot G_{f,i}) = \sum_i (v_i \cdot (G_{f,i}^0 + RT \ln(\{i\}))) = \Delta G_R^0 + RT \cdot \ln(Q)$$

Gleichgewicht

Im **dynamischen Gleichgewicht** ist $\Delta G_R = 0$, denn es lässt sich weder mit der Hin- noch mit der Rückreaktion nutzbare Energie gewinnen. Zudem ist im Gleichgewicht $Q = K$. Es gilt also:

$$\Delta G_R = 0 = \Delta G_R^0 + RT \cdot \ln(K)$$

$$\Delta G_R = -R \cdot T \cdot \ln(K)$$

$$\text{bzw. } K = e^{\frac{-\Delta G_R}{RT}} = e^{\left(\frac{-\Delta H_R}{RT} + \frac{\Delta S_R}{R}\right)}$$

- ΔG_R : Reaktions-Gibbs-Energie (Freie Reaktions-Enthalpie)
 R : Universelle Gaskonstante
 T : Absolute Temperatur in K (Kelvin)
 K : Gleichgewichtskonstante nach Massenwirkungsgesetz

Im **osmotischen Gleichgewicht** ist die für das Einströmen eines Mols Lösemittel L gegen die Druckdifferenz benötigte mechanische Energie gleich der Abnahme von ΔG_L :

Für ein Lösemittel L mit einem kleinen relativen molarem Stoffmengenanteil x_G an gelösten Teilchen $x_G = \frac{n_G}{(n_G + n_L)}$ beträgt die freie molare Enthalpie näherungsweise $\Delta G_L \approx \Delta G_A^0 - R \cdot T \cdot x_G$, so dass der Osmotische Druck p zur Konzentration proportional ist:

$$p \cdot V_{molar,L} = |\Delta(\Delta G)| = RT x_G \quad \Rightarrow \quad p = RT \frac{x_G}{V_{molar,L}} \approx R \cdot T \cdot [G]$$

Energie und Gleichgewichts-Lage

Aus $\Delta G = -RT \ln(K)$ bzw. aus der Nernst-Gleichung (unten) folgt für 25°C:

Für $\Delta G_R = 0$ ist $K = 1$, das Gleichgewicht liegt also in der Mitte
 für jede Senkung von ΔG_R um 5.7 kJ mol^{-1}
 für jede Erhöhung der Entropie um 19 J/mol/K
 bzw. für jede Erhöhung von ΔE_R um $0.059/z_e$ V
 nimmt K um den Faktor 10 zu, pk also um eine Einheit ab

Elektrochemie

Größen und Symbole

z		Ionenwertigkeit, Ladungszahl	Teilchenladung oder Anzahl verschobener Elementarladungen pro Formelumfang
z_e		Ladungszahl	Anzahl verschobener Elektronen pro Formelumfang
$q, \Delta q$		Ladungsmenge	Verschobene Ladung. [C] = [A·s] (Coulomb = Ampère · Sekunden)
$I = \frac{\Delta q}{\Delta t}$		Strom	[A] (Ampère)
$U = \Delta E = \frac{\Delta W}{\Delta q}$		Spannung, elektrischer Potentialunterschied	[V] = [J·C ⁻¹] (Volt = Joule pro Coulomb) Die Spannung entspricht der Energie W, die pro verschobene Ladung umgesetzt wird.
$R = \frac{U}{I}$		Elektrischer Widerstand	[Ω] = [V · A ⁻¹] (Ohm)
$P = \frac{\Delta W}{\Delta t} = I \cdot U = I^2 \cdot R = U^2 / R$		Leistung	[W] (Watt)
n		Molare Menge	Umgesetzte Menge einer Teilchensorte. [mol]
m		Wägbare Masse	Umgesetzte Masse [g]
M		Molare Masse	[g mol ⁻¹]
Δt		Zeit	Verstrichene Zeit [s]
$F = e \cdot N_A$		Faraday-Konstante	Ladung von einem Mol Protonen 96485 C mol ⁻¹

Grundgesetz der Elektrolyse

$$q = -n \cdot z_e \cdot N_A \cdot e = -\frac{m}{M} \cdot z_e \cdot F$$

$$m = \frac{-M \cdot I \cdot \Delta t}{z_e \cdot F}$$

Energieumsatz eines elektrochemischen Prozesses

$$\Delta W = \Delta G = \Delta q \cdot U = U \cdot I \cdot \Delta t = n \cdot z \cdot F \cdot U$$

$\Delta W = \Delta G_R$ ist die maximale mechanisch oder elektrisch nutzbare Energie, die der Prozess liefert, wenn die Ladung $\Delta q = n \cdot z \cdot F$ durch die Spannung U bewegt wird (oder die aufgewendet werden muss, um die Ladung zu verschieben). Bei Redox-Reaktionen folgt daraus für die freie Reaktionsenthalpie eines molaren Formelumsatzes ΔG_R folgende Beziehung, wobei die negative Ladung der Elektronen zu einem negativen Vorzeichen führt:

$$\Delta G_R = - z_e \cdot F \cdot \Delta E$$

Normalpotential ΔE_R^0 einer Redoxreaktion

Das Normalpotential oder Standard-Potential einer Reduktions-Reaktion ist die Spannung, die man zwischen den Halbzellen (des galvanischen Elementes) misst, wenn **Normbedingungen** herrschen und alle Reaktanden in Standardkonzentration vorliegen, also die **Aktivität 1** aufweisen.

$$\Delta E_R^0 = E_H^0 \text{ Reduktion} - E_H^0 \text{ Oxidation}$$

E_H^0 sind die Standart-Reduktions-Potentiale (=Standard-Redox-Potentiale) der Halbreaktionen oder Halbzellen, also die Spannungen, die die entsprechenden Halbzellen gegenüber der Standard-Wasserstoff-Elektrode ergeben:

- | | |
|---|--|
| $E_{H, \text{Reduktion}}^0$
Standard-Reduktions-Potential, bei dem die verschobenen Elektronen am Schluss vorliegen, (indem sie von der entsprechenden Halbzelle bzw. Redox-Paar aufgenommen werden) also <ul style="list-style-type: none"> • E_H^0 der Reduktions-Halbreaktion • E_H^0 des Redox-Paars des Oxidationsmittels der Hinreaktion | $E_{H, \text{Oxidation}}^0$
Standard-Reduktions-Potential, bei dem die verschobenen Elektronen zu Beginn vorliegen, also <ul style="list-style-type: none"> • E_H^0 der Oxidations-Halbreaktion • E_H^0 des Redox-Paars des Reduktionsmittels der Hinreaktion |
|---|--|

Ein gutes Oxidationsmittel in einer Halbzelle ergibt gegenüber der Standard-Wasserstoff-Zelle ein stark positives Potential (es entfernt ja Elektronen und ergibt so positive Ladung), sein Standard-Redox-Potential ist also stark positiv.

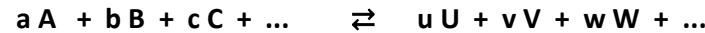
Je positiver das Standard-Redox-Potential einer Halbzelle ist, desto höher ist der Drang des Oxidationsmittels, andere Teilchen zu oxidierten und dabei selbst reduziert zu werden. Deshalb nennt man das Potential auch Standard-*Reduktions*-Potential.

Reaktionen mit einem positiven ΔE_R^0 sind bei Normbedingungen energetisch günstig und laufen spontan ab, denn die Elektronen fließen von einem negativen Potential hin zu einem positiven Potential (\triangleq von einem negativ geladenen Bereich hin zu einem positiv geladenen).

Nernst-Gleichung

Die Nernst-Gleichung ergibt den Zusammenhang zwischen dem Standard-Redox-Potential ΔE_R^0 , das sich aus Tabellenwerten berechnen lässt, dem tatsächlich gemessenen Potential ΔE_R und dem Reaktionsquotienten aus Edukt- und Produkt-Konzentrationen

Die Nernst-Gleichung lautet für eine Redox-Reaktion, bei der z_e Elektronen umgesetzt werden:



$$\Delta E_R = \Delta E_R^0 - \frac{R \cdot T}{z_e \cdot F} \cdot \ln\left(\frac{\{U\}^u \cdot \{V\}^v \cdot \{W\}^w \cdots}{\{A\}^a \cdot \{B\}^b \cdot \{C\}^c \cdots}\right) = \Delta E_R^0 - \frac{R \cdot T}{z_e \cdot F} \cdot \ln(Q)$$

$a, b, c (u, v, w)$: Stöchiometrische Koeffizienten der Edukte (bzw. Produkte)

$A, B, C (U, V, W)$: Formeleinheiten der Edukte (bzw. Produkte)

z_e : Molare Menge übertragener Elektronen (bzw. neg. Ladung) pro molarem Formelumsatz

ΔE_R : Aktuelles Redox-Potential der Reaktion (messbare Spannung zwischen Halbzellen)

ΔE_R^0 : Normalpotential gemäss Redox-Reihe in V (bei Standardkonzentrationen)

R : Universelle Gaskonstante ($8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

T : Absolute Temperatur in K (Kelvin)

F : Faraday-Konstante ($96'487 \text{ J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)

$\{i\}$: Aktivität des Reaktanden i

Bei 25°C lässt sich der Ausdruck vereinfachen zu:

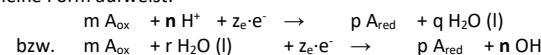
$$\Delta E_R = \Delta E^{\circ} - \frac{0.0592}{z} \cdot \log_{10}(Q)$$

Herrscht in einem Reaktionsansatz ein Gleichgewicht, so gilt

$$\Delta E_R = 0 \Rightarrow Q_{\text{Glgw}} = K = e^{\frac{z_e \cdot F \cdot \Delta E_R^{\circ}}{RT}}$$

Spezielle Fälle

Für die Nernst-Gleichung einer Reduktion, bei der $n \text{ H}^+$ abgegeben werden, die also folgende allgemeine Form aufweist:



ergibt sich bei 25°C für einen **bestimmten pH**:

$$E_H = E_H^0 - \frac{0.059}{z_e} \log_{10}\left(\frac{\{A_{\text{red}}\}^m}{\{A_{\text{ox}}\}^p}\right) - 0.059 \frac{n}{z_e} \cdot (pH - pH_{\text{Norm}})$$

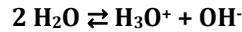
Korrektur bei weitgehend ablaufenden angekoppelten Gleichgewichten (z.B. Fällung: $K = 1/K_f$):
 $m A_{\text{ox}} \rightleftharpoons p A_{\text{red}}$ $s A_{\text{ox}} + w W \rightleftharpoons x X \text{ mit } K_1$ $t A_{\text{red}} + y Y \rightleftharpoons z Z \text{ mit } K_2$

$$E_{H(\text{mit Kopplung})} = E_{H(\text{ohne Kopplung})} - \frac{0.059}{z_e} \cdot \frac{m}{s} \cdot \log_{10}(K_1) + \frac{0.059}{z_e} \cdot \frac{p}{t} \cdot \log_{10}(K_2)$$

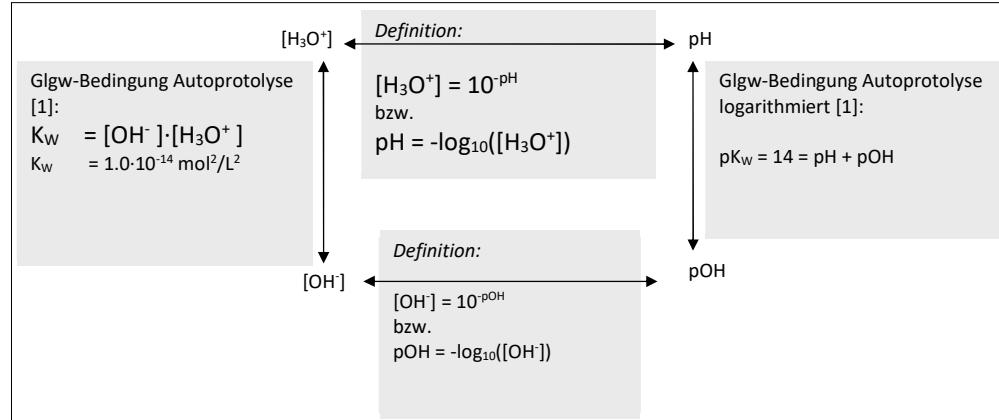
Säure/Base-Chemie

Autoprotolyse

Reaktionsgleichung:



Gleichgewichts-Bedingung (Ionenprodukt des Wassers):



pH der wässrigen Lösungen starker Säuren und Basen

pH der wässrigen Lösung einer starken Säure

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

Gleichgewicht: $[\text{HA}]_0 = c_0 = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{Glw}}$,
 $\text{pOH} = 14 - \text{pH}$

[1],[2],[3]
[1]

pH der wässrigen Lösung einer starken Base

Bilanz: $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HB}^+ + \text{OH}^-$

Gleichgewicht: $[\text{B}]_0 = c_0 = [\text{OH}^-]_{\text{Glw}}$,
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

[1],[2],[3]
[1]

Schwache Säuren und Basen in wässriger Lösung

Schwache Säuren in wässriger Lösung: Säurekonstante K_s

Reaktionsgleichung: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Gleichgewichts-Bedingung [1]: Def: $K_s = 10^{-\text{pK}_s}$; $\text{pK}_s = -\log_{10}(K_s)$

Massenwirkungsgesetz:

$$K_s = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Logarithmierte Form (Henderson-Hasselbalch):

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log_{10} \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right)$$

Relative Anteile der Base (f_{A^-}) und der Säure (f_{HA}):

$$f_{\text{A}^-} = \frac{K_s}{[\text{H}_3\text{O}^+] + K_s} \quad f_{\text{HA}} = 1 - f_{\text{A}^-}$$

$$f_{\text{A}^-} = \frac{10^{\text{pH} - \text{pK}_s}}{1 + 10^{\text{pH} - \text{pK}_s}}$$

Dissoziationsgrad α = relativer Anteil der deprotonierten Spezies an der Gesamtmenge:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]_{\text{Glw}}}{[\text{HA}]_0} = \frac{[\text{A}^-]_{\text{Glw}}}{c_0}$$

Schwache Basen in wässriger Lösung: Basenkonstante K_b

Reaktionsgleichung: $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HB}^+ + \text{OH}^-$
Gleichgewichts-Bedingung [1]: Def: $K_b = 10^{-\text{pK}_b}$; $\text{pK}_b = -\log_{10}(K_b)$

Massenwirkungsgesetz: Logarithmierte Form:

$$K_b = \frac{[\text{HB}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \quad \text{pOH} = \text{pK}_b + \log_{10} \left(\frac{[\text{HB}^+]}{[\text{B}]} \right)$$

Basenkonstante und Säurekonstante: $\text{pK}_b + \text{pK}_s = 14$

Gleichgewichtskonstanten beliebiger Säure/Base-Reaktionen [1]

Reaktionsgleichung: $\text{HA} + \text{B}^- \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{HB}$

$$\text{Gleichgewichtsbedingung: } K = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{HB}]}{[\text{HA}] \cdot [\text{B}^-]} = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HB}]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{B}^-]} = \frac{K_{s, \text{HA}}}{K_{s, \text{HB}}}$$

$$K = \frac{K_{s, \text{HA}}}{K_{s, \text{HB}}} \quad \Rightarrow \text{Logarithmiert: } \text{pK} = \text{pK}_{s, \text{HA}} - \text{pK}_{s, \text{HB}} \quad K = 10^{-\text{pK}}$$

Hinweis: um mit OH^- und H_3O^+ auf die richtigen Resultate zu kommen, muss angenommen werden:

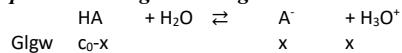
- $\text{pK}_s(\text{H}_3\text{O}^+) = 0$ (und nicht -1.74 wie in manchen Tabellen) **und** $\text{pK}_s(\text{H}_2\text{O}) = 14$
- Die Aktivität von Wasser wird **immer 1** gesetzt: $\{\text{H}_2\text{O}\} = 1$.

pH-Werte der wässrigen Lösungen schwacher Säuren und Basen

Für $\text{pH} < 6$ oder $\text{pH} > 8$:

Die höher konzentrierte Ionensorte (H_3O^+ oder OH^-) stammt nur zu einem vernachlässigbar kleinen Teil aus der Autoprotolyse. Seine Konzentration wird daher unter Vernachlässigung der Autoprotolyse berechnet. Die Konzentration des anderen, tiefer konzentrierten Ions ergibt sich dann aus der Autoprotolyse.

pH der wässrigen Lösung einer schwachen Säure: Allgemeiner Fall



Gleichgewichts-Bedingung:

$$K_s = \frac{x^2}{(c_0 - x)}$$

Analog für schwache Base: $K_s \Leftrightarrow K_b$ und $\text{H}_3\text{O}^+ \Leftrightarrow \text{OH}^-$

pH der wässrigen Lösung einer schwachen Säure: Formel für Abschätzung [4]

$$\text{pH} = \frac{pK_s - \log(c_0)}{2}$$

[1],[2],[4]

Analog für schwache Base: $pK_s \Leftrightarrow pK_b$ und $\text{pH} \Leftrightarrow \text{pOH}$

Spezielle Fälle

Wässrige Lösung einer mehrprotonigen schwachen Säure H_2A

Wird H_2A in genug hoher Konzentration gelöst, so sinkt der pH durch die Dissoziation des ersten H^+ so tief, dass man für die Berechnung des pH die Abspaltung weiterer H^+ vernachlässigen darf (als einprotonige schwache Säure behandeln).

Da näherungsweise alle H_3O^+ in der Lösung aus dieser Reaktion stammen, sind die Konzentrationen von H_3O^+ und HA^- gleich gross, so dass sich für die Konzentration des zweifach deprotonierten Anions ergibt: $[\text{A}^-] \approx K_{s2}$ [1],[2],[4]

pH-Wert der Lösung eines Ampholyten in Wasser: Abschätzung bei genug grosser Konz.

Der Ampholyt HA reagiert mit sich selber ($2 \text{ HA} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{A}^+ + \text{A}^-$). Dabei entstehen gleich viele A^- wie H_2A^+ Teilchen. Der pH-Wert muss daher gleich weit weg von beiden pK_s -Werten liegen, also im arithmetischen Mittel:

$$\text{pH} = \frac{pK_{s1} + pK_{s2}}{2} \quad \text{wobei } pK_{s1} = pK_s(\text{H}_2\text{A}^+/\text{HA}) \quad \text{und} \quad pK_{s2} = pK_s(\text{HA}/\text{A}^-)$$

pH-Wert einer Pufferlösung: Abschätzung für nicht zu kleine Konzentrationen

Wenn in wässriger Lösung sowohl eine schwache Säure HA als auch ihre konjugierte Base A^- gelöst werden, so kann man näherungsweise annehmen, Säure und Base reagierten nur zu einem sehr kleinen Teil, so dass ihre Konzentrationen näherungsweise unverändert bleiben. Man setzt also folgende Gleichgewichtskonzentrationen in die Hendersson Hasselbalch-Gleichung ein:

$$[\text{HA}]_{\text{Glgw}} = [\text{HA}]_0 \quad \text{und} \quad [\text{A}^-]_{\text{Glgw}} = [\text{A}^-]_0 \quad [1],[2],[4]$$

Titration

Berechnung der Probekonzentration aus dem Titrationsvolumen

c_p = Probekonzentration, c_t = Titrationskonzentration, V_p = Probevolumen, V_t = Titrationsvolumen beim Äquivalenzpunkt (ÄP). Vorsicht: bei mehrprotonigen Säuren und Basen beziehen sich die Konzentrationen auf die freigesetzten oder aufgenommenen H^+ !

Bis zum Äquivalenzpunkt werden gleich viele mol Titrans zugegeben, wie ursprünglich mol Säure in der Probe war: $n(\text{Titrans}) = n(\text{Probe})$. Daraus lassen sich folgende Formeln ableiten:

$$c_p \cdot V_p = c_t \cdot V_t \quad \text{und} \quad c_p = c_t \cdot \frac{V_t}{V_p}$$

Näherung für pH-Werte während der Titration einer starken Säure

Näherung: Neutralisation zwischen Säure und Base läuft vollständig ab (Vernachlässigung der Autoprotolyse).

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c_p \cdot V_p \quad n(\text{OH}^-) = c_t \cdot V_t \quad V_{\text{Total}} = V_p + V_t$$

Vor dem Äquivalenzpunkt ist $n(\text{H}_3\text{O}^+) > n(\text{OH}^-)$, danach $n(\text{OH}^-) > n(\text{H}_3\text{O}^+)$

$$c = \frac{c_p \cdot V_p - c_t \cdot V_t}{V_p + V_t} \quad \text{Falls } c > 0: c = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{Falls } c < 0: c = [\text{OH}^-]$$

Gibt man also zu einer starken Säure 90% der zur Neutralisation notwendigen Base V_t , so sinkt die H_3O^+ -Konzentration näherungsweise auf 10% und der pH erhöht sich um 1 Einheit, gibt man 99% von V_t zu, so sinkt die H_3O^+ -Konzentration auf 1% und der pH erhöht sich um 2 Einheiten, etc.

Titrationskurve einer schwachen Säure: Pufferkurven-Näherung

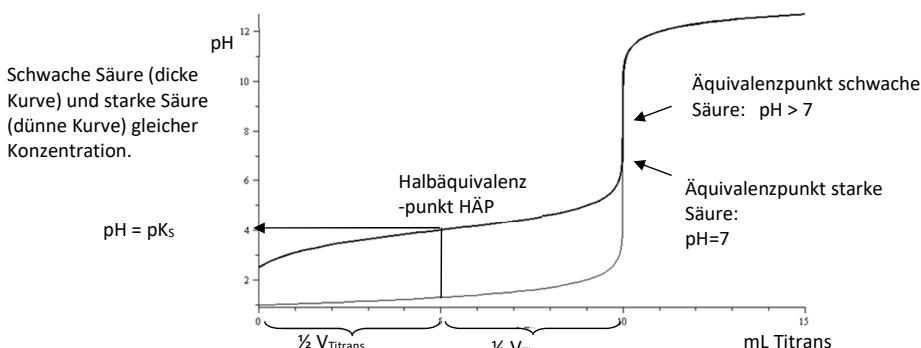
Bei der Titration einer schwachen Säure kann die Pufferkurve vor dem Äquivalenzpunkt näherungsweise als Pufferkurve betrachtet werden (100% Säureform beim Start, 50% Base- und Säureform bei Halbtitration und 100% Basenform beim Äquivalenzpunkt). Einzelne Punkte werden mit Hilfe der Hendersson/Hasselbalch-Gleichung berechnet. Diese Näherung stimmt gut bei der Halbtitration und wird nahe bei Start und Äquivalenzpunkt sehr ungenau.

Beim Halbäquivalenzpunkt HÄP liegen gleich viel HA wie A^- vor: $[\text{HA}] = [\text{A}^-] = x$:

$$K_s = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{x} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$pK_s = \text{pH}$$

Titrationskurve

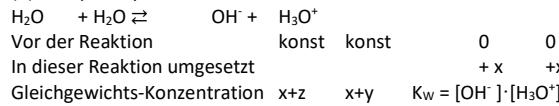


pH-Werte bei Titrationen: Berechnung mit gekoppelten Glgw [1]

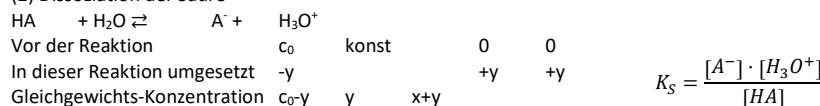
Gedanklich lässt man die Gleichgewichte der Autoprotolyse, die Dissoziation und die Laugezugabe sich gleichzeitig einstellen. Man startet also jeweils ohne Produkte.

Hiweis: Stürzt der TI ab bzw. hört nicht mehr auf zu rechnen, so kann ein Reset mit der Tastenkombination ([2nd]+[6], [F1]), [2nd]+[Hand]+[ON] oder [2nd]+[Lock]+[ON] helfen.

(1) Autoprotolyse



(2) Dissoziation der Säure



(3) Zugabe der Lauge bzw. OH^-

Insgesamt zugegebene Menge: +z
Gleichgewichts-Konzentration x+z

Dabei ist z = mol zugetropfte OH^- pro Probenvolumen.

$$z = \frac{n(\text{OH}^-)}{V_{\text{total}}} = c_{\text{Titans}} \frac{V_{\text{Titans}}}{V_{\text{Probe}} + V_{\text{Titans}}}$$

Varianten:

- Berechnung für eine Lösung einer schwachen Säure ohne Titrans-Zugabe z=0.
- Äquivalenzpunkt einer Titration: $z = c_0$
- Abschätzung einer Titrationskurve: Die Volumenänderung durch die Titranszugabe wird vernachlässigt. Dadurch wird $V_{\text{Total}} \approx V_{\text{Probe}}$ statt $V_{\text{Probe}} + V_{\text{Titans}}$.

Getroffene Näherungen bei den Formeln zu Säure/Base-Reaktionen:

- Das Massenwirkungsgesetz ist gültig, die Konzentration des Lösungsmittels Wasser bleibt unverändert, seine Aktivität (=reaktionswirksame Konzentration) wird daher 1 gesetzt.
- Die Autoprotolyse kann vernachlässigt werden.
- Die Reaktion der starken Säure oder Base mit Wasser läuft näherungsweise vollständig ab.
- Die Konzentration der gelösten schwachen Säure(n) oder Base(n) nimmt bei der Gleichgewichtseinstellung nur vernachlässigbar wenig ab.

Quantenchemie

Grundlagen

Impuls	p	$= m \cdot v$	
Kinetische Energie	E_{kin}	$= \frac{m \cdot v^2}{2} =$	$= \frac{p^2}{2m}$
Wellenlänge	λ		
Periode	T		
Frequenz	f	$= \frac{1}{T}$	
Phasengeschwindigkeit	c	$= \lambda \cdot f = \frac{\lambda}{T}$	Geschwindigkeit von Wellenbergen

Im Allgemeinen haben Wellenpakete eine andere Geschwindigkeit (Gruppengeschwindigkeit) als Wellenberge (Phasengeschwindigkeit), bei elektromagnetischen Wellen sind Wellenberge und ganze Pakete allerdings gleich schnell.

Bohr-Modell und Wasserstoff-Atomorbitale:

Energie einer Bahn bzw. eines Wasserstoff-Atomorbitals:

$$E = -\frac{1}{n^2} \cdot \frac{m_e \cdot e^4}{8 \cdot \varepsilon_0^2 \cdot h^2}, \quad \text{wobei } \frac{m_e \cdot e^4}{8 \cdot \varepsilon_0^2 \cdot h^2} = 2.179 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13.6 \text{ eV}$$

Bei einem Sprung von Bahn mit n_1 auf Bahn n_2 umgesetzte Energie (Positive Energie bedeutet Anregung, negative Energie Emission von Energie):

$$\Delta E = \frac{m_e \cdot e^4}{8 \cdot \varepsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right), \quad \text{wobei } \frac{m_e \cdot e^4}{8 \cdot \varepsilon_0^2 \cdot h^2} = 2.179 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13.6 \text{ eV}$$

De Broglie-Gleichungen:

$p = h/\lambda$	Erste de Broglie-Gleichung
$E_{\text{total}} = h/T = h \cdot f$	Zweite de Broglie-Gleichung

Daraus folgt für elektromagnetische Strahlung (Licht) mit c = Lichtgeschwindigkeit:

$$E_{[\text{J, pro Teilchen}]} = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda} \quad E_{[\text{J mol-1}]} = h \cdot f \cdot N_A = \frac{h \cdot c \cdot N_A}{\lambda}$$

$$E_{[\text{eV}]} = \frac{h \cdot f}{e_{\text{rel}}} \cdot c = \frac{h \cdot c}{\lambda e_{\text{rel}}} \quad e_{\text{rel}} = e / 1C = 1.602 \cdot 10^{-19}$$

Heisenbergsche Unschärferelation

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \hbar$$

Linearer Potentialtopf

Hauptquantenzahlen $n=1,2,3,\dots$ = Anzahl Maxima bei $|\psi|^2$

Unendlich tiefer Potentialtopf:

Wellenlängen $\lambda = 2L/n$ $n = 1,2,3,\dots$

Der Impuls und die kinetische Energie der Quanten im linearen Potentialtopf ergeben sich aus der ersten de Broglie-Gleichung:

Impuls:

$$p = \frac{\hbar}{\lambda} = \frac{n \cdot \hbar}{2 \cdot L}$$

Kinetische Energie:

$$E_{\text{kin}} = \frac{p^2}{2 \cdot m} = \frac{n^2 \cdot \hbar^2}{8 \cdot L^2 \cdot m}$$

Schrödinger-Gleichung

Die Wellenfunktion (Zustandsfunktion) $\phi(\vec{r}, t)$ eines Quants an der Stelle \vec{r} (x,y,z) zur Zeit t beträgt:

$$i\hbar \frac{\partial \phi(\vec{r}, t)}{\partial t} = -\frac{\hbar^2}{2m} \left(\frac{\partial^2 \phi(\vec{r}, t)}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \phi(\vec{r}, t)}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \phi(\vec{r}, t)}{\partial z^2} \right) + V(\vec{r}, t) \cdot \phi(\vec{r}, t)$$

i^2 = -1

\hbar = $h/2\pi$ = Planck'sche Konstante

m = Masse des Quants

V = potentielle Energie

E = Gesamtenergie

Für stehende Wellen („stationäre Zustände“) gilt die zeitunabhängige Schrödinger-Gleichung.

- Term I ist ein Mass für die Gesamt-Energie,
- Term II ist ein Mass für die kinetische und
- Term III für die potentielle Energie. Term II ist zudem ein (verzerrtes) Mass für die Krümmung (verschwindet bei Krümmung = 0 und nimmt mit der Krümmung zu)

$$E\phi(\vec{r}) = -\underbrace{\frac{\hbar^2}{2m} \left(\frac{\partial^2 \phi(\vec{r})}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \phi(\vec{r})}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \phi(\vec{r})}{\partial z^2} \right)}_{\text{II}} + \underbrace{V(\vec{r}, t) \cdot \phi(\vec{r})}_{\text{III}}$$

Mathematik und Geometrie

Kreis und Kugel

Kreisumfang $U = 2 \cdot \pi \cdot r$

Kreisfläche $A = \pi \cdot r^2$

Kugeloberfläche $S = 4 \cdot \pi \cdot r^2$

Kugelvolumen $V = \frac{4}{3} \pi r^3$

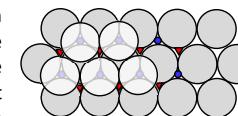
$\pi = 3.14159265\dots$

Dichteste Kugelpackung und Gitterlücken

Der Raumfüllungsgrad einer dichtensten Kugelpackung beträgt $\frac{\pi}{3\sqrt{2}} \approx 0.74048 \approx 74\%$.

Packt man Kugeln also so eng wie irgend möglich zusammen, füllen sie den Raum zu rund 74%.

In einer dichtensten Kugelpackung treten verschiedene Arten von Lücken auf: Jede Kugel selber besetzt eine Kuboktaeder-Lücke (wenn die erste und dritte Schicht zueinander versetzt sind), und zwischen den Kugeln zweier Schichten treten jeweils Tetraeder- und Oktaederlücken auf.



- Tetraederlücke
- ▼ Oktaederlücke

Die Koordinationszahl KZ gibt an, wie viele unmittelbare Nachbarn eine Kugel in einer Lücke hat. Das Radienverhältnis gibt an, welchen maximalen Radius eine Kugel in einer Lücke aufweisen kann, wenn die umgebenden Kugeln den Radius 1 aufweisen (Bzw. Verhältnis der Radien der Lücken-Kugeln und der Umgebungs-Kugeln).

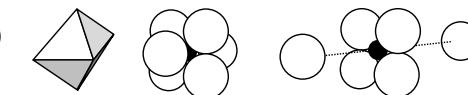
Lücke

Tetraederlücke



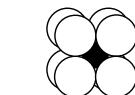
KZ Radienverhältnis
4 0.225

Oktaeder-Lücke
(quadratisch planar)



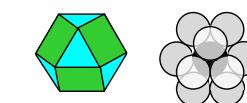
6 (4) 0.414

Würfel-Lücke



8 0.732

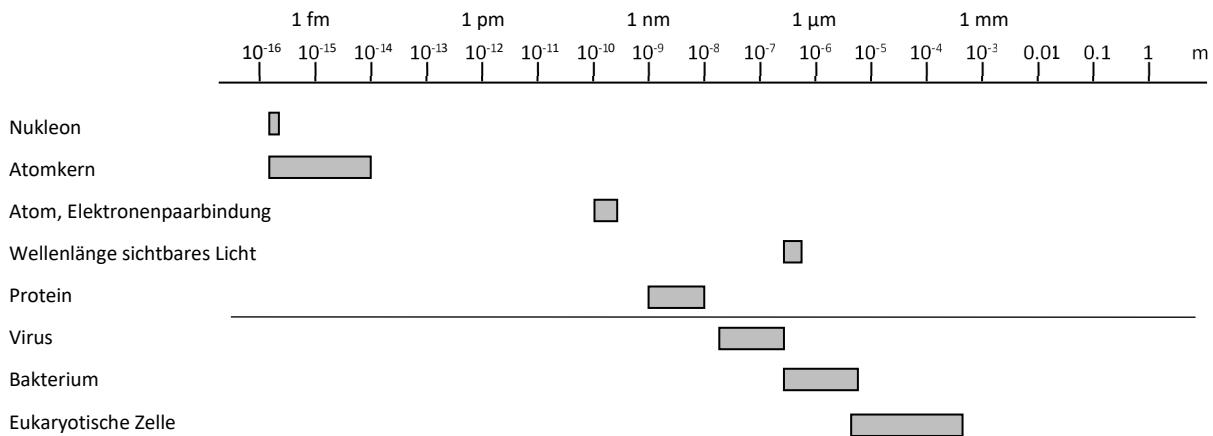
Kuboktaeder-Lücke



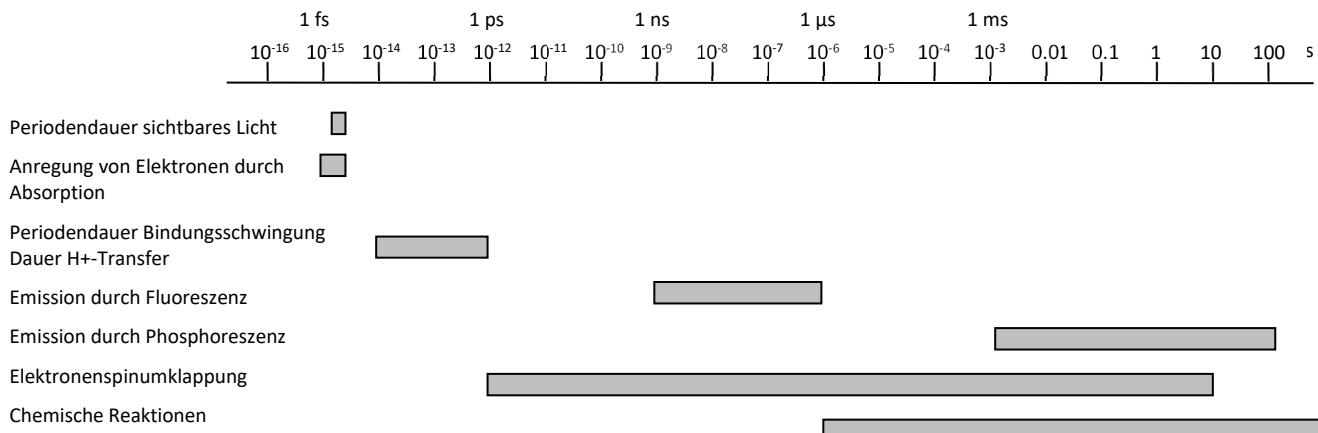
12 1.000

ATOMARE DIMENSIONEN

Typische Ausdehnungen in Meter



Typische Zeiten in Sekunden

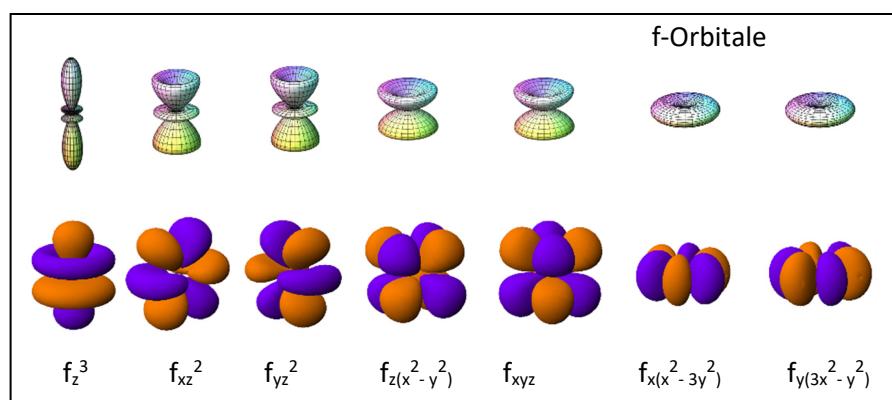


Typische Energien

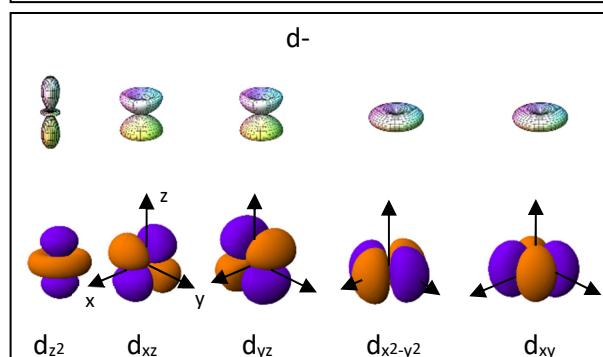
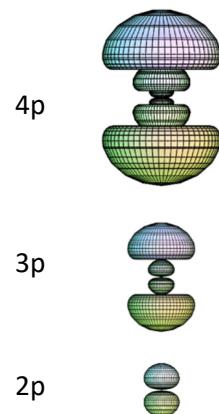
Ruheenergie eines Nukleons:	940'000'000	eV	= $90.7 \cdot 10^9$	kJ/mol
Ruheenergie eines Elektrons:	511'000	eV	= $49.3 \cdot 10^6$	kJ/mol
Spaltung Kovalenzbindung:	3 - 4.5	eV	= 289 - 434	kJ/mol
Photonen des sichtbaren Lichts:	1.7-3.1	eV	= 164 - 300	kJ/mol
Hydrolyse von ATP zu ADP + Phosphat	0.52	eV	= 50	kJ/mol
Schwingungen von Bindungen:	0.1 – 0.4	eV	= 9.6 - 40	kJ/mol
Spaltung Wasserstoffbrücke:	0.1	eV	= 10	kJ/mol
Spaltung von Van der Waals - Wechselwirkungen (kleine Moleküle):	0.01	eV	= 1	kJ/mol
Kinetische Energie eines Teilchens pro Freiheitsgrad bei 20 °C:	0.013	eV	= 1.3	kJ/mol
Kinetische Energie eines Teilchens pro Freiheitsgrad pro 100 K:	0.00431	eV	= 0.416	kJ/mol

ELEKTRONENBAHNEN, ORBITALE

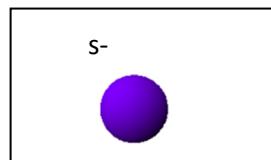
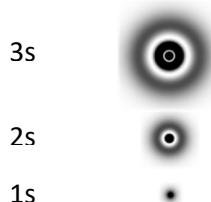
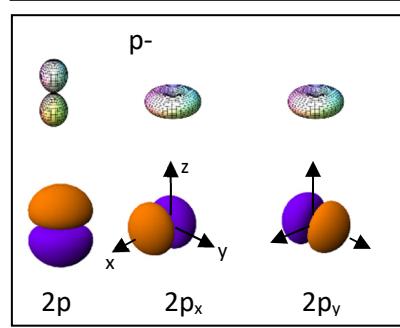
Atom-Orbitale



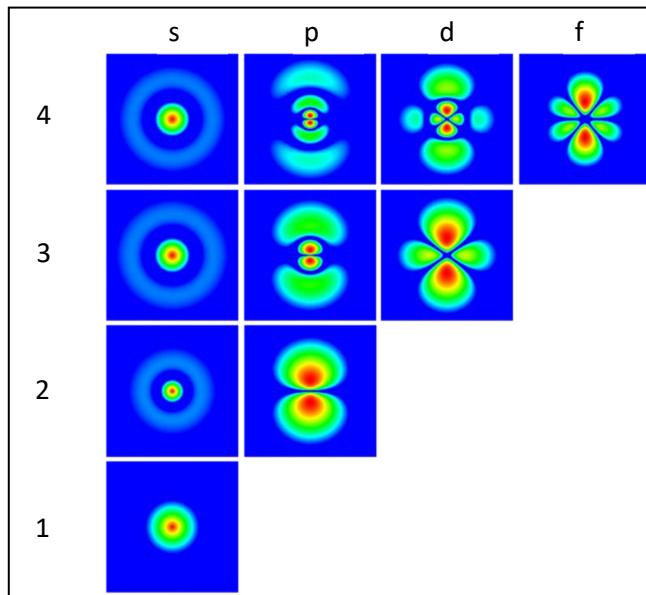
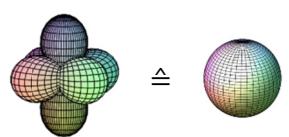
Räumliche Darstellung
Der Ladungsverteilung von p-
Orbitalen: Flächen gleicher
Ladungsdichte



Ladungsverteilung in s-
Orbitalen:
Ladungsdichte im
Querschnitt



In vollen Unterschalen
ist die Ladung
kugelsymmetrisch
verteilt



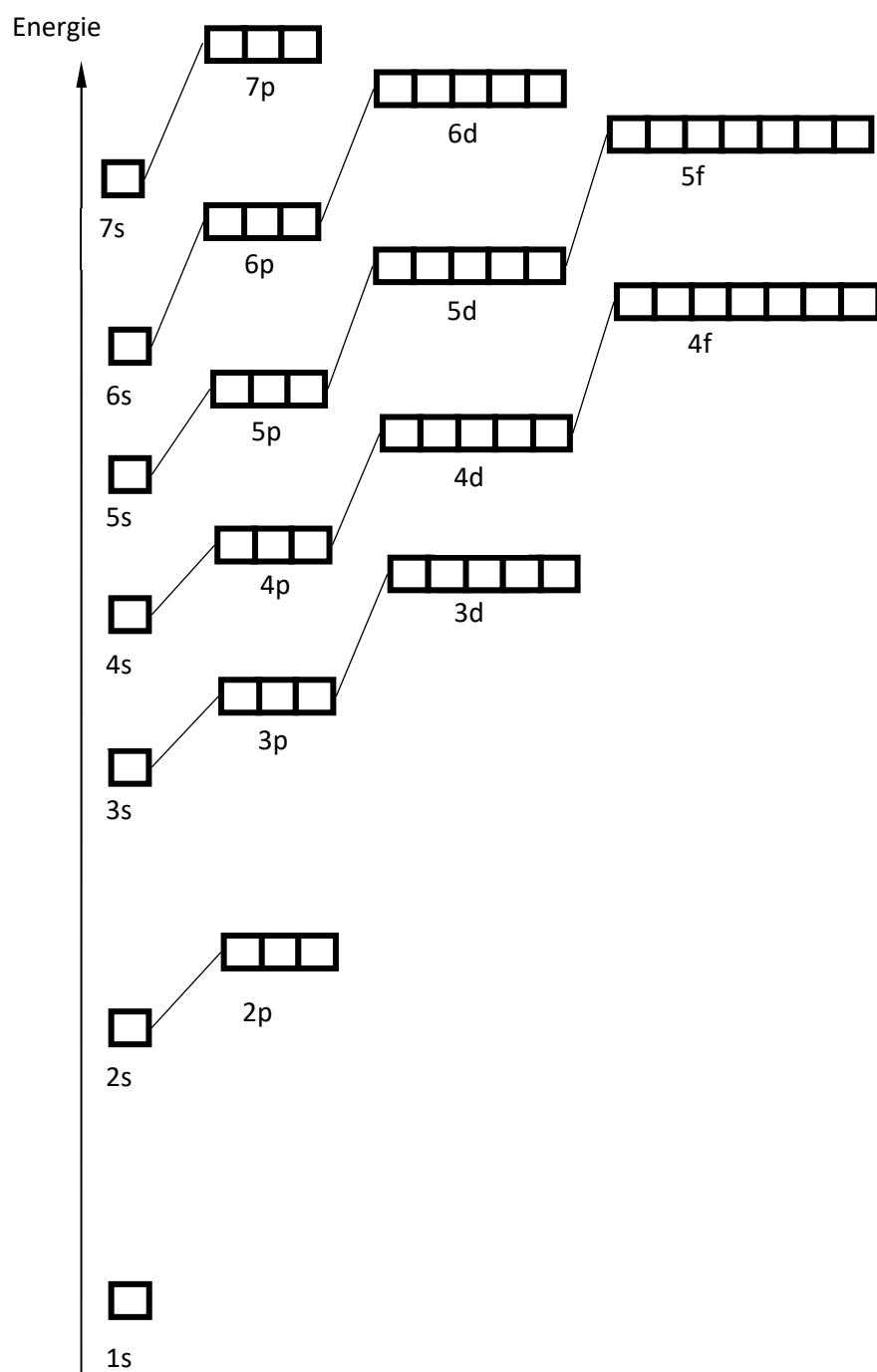
Elektronendichte-Verteilung (ψ^2) in einzelnen
einfachen Atom-Orbitalen.

Bedeutung der Farbe: Elektronendichte von
tief (dunkelblau) bis hoch (rot). Sortiert nach
Hauptschale (Beschriftung rechts) und
Unterschalen (Beschriftung oben).

<http://www.hydrogenlab.de/>

Energieniveauschema

Für Mehrelektronen-Atome

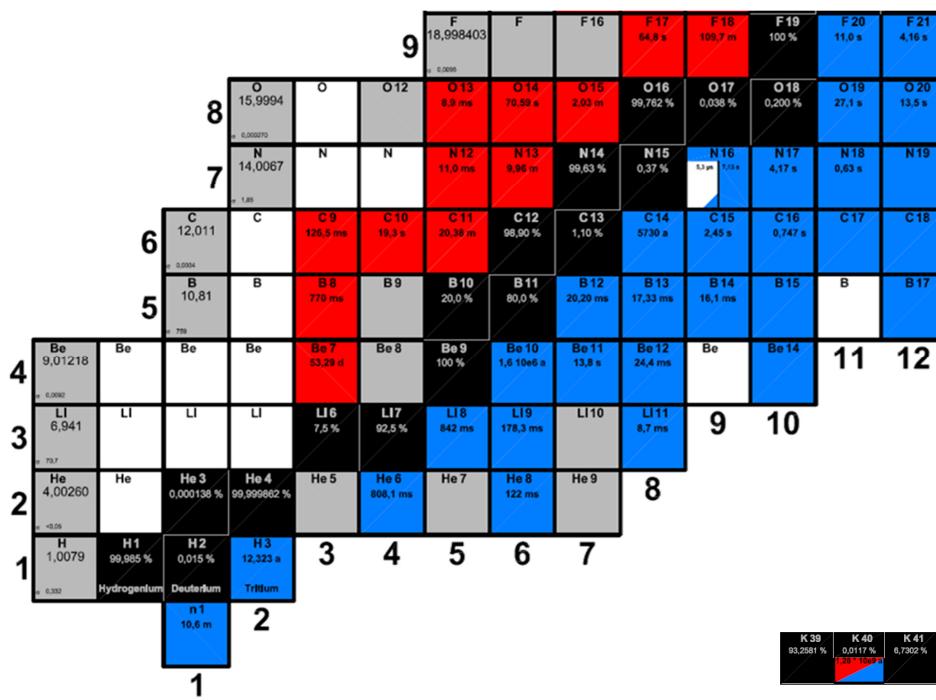
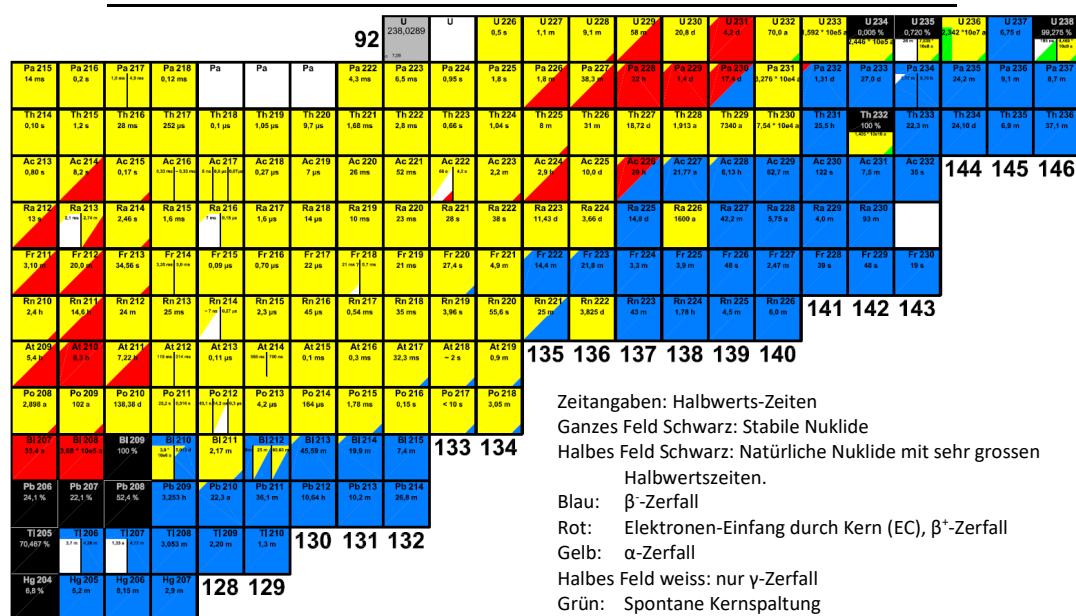


HYBRID-ORBITALE

Dargestellt sind nur Hybrid-Orbitale (HO) aus s- und p-Atomorbitalen (AO). AO können auf drei verschiedene Arten miteinander hybridisiert werden (zudem sind Zwischenformen möglich).

Orbital	s - AO	sp - HO	sp ² - HO	sp ³ - HO	p - AO
Bindungs-situation		Eine Dreifachbindung, zwei Doppelbindungen oder Mesomerie	Eine Doppelbindung oder Mesomerie	Nur Einfachbindungen	
Geometrie Bindungs-winkel		Linear 180°	Trigonal planar 120° (Falls nichtbindende Elektronenpaare auftreten auch gewinkelt oder linear)	Tetraedrisch 109.5° (Falls nichtbindende Elektronenpaare auftreten auch trigonal pyramidal, gewinkelt oder linear)	

NUKLIDKARTE

Relative Massen einiger Nuklide in g mol⁻¹

Anordnung analog zur Isotopenkarte.

Angegeben ist die **Atommasse (Atome incl. Elektronen)** relativ zu ^{12}C .

p^+	Pu	234.043299	235.045260	236.046032	237.048401	238.049554	239.052157	240.053808	241.056845
Np	93	233.040800	234.042888	235.044056	236.046550	237.048167	238.050941	239.052933	240.056050
U	92	232.037130	233.039628	234.040946	235.043924	236.045562	237.048724	238.050784	239.054289
Pa	91	231.035880	232.038565	233.040242	234.043303	235.045430	236.048890	237.051140	238.055040
Th	90	230.033127	231.036298	232.038054	233.041577	234.043593	235.047510		
		140	141	142	143	144	145	146	147

p^+	Ne	10					16.02575	17.0177	18.00571
F	9						15.018	16.01147	17.0020952
O	8						12.03442	13.02481	14.0085953
N	7						12.018613	13.0057386	14.003074
C	6						8.03768	9.03104	10.016853
B	5						7.0299	8.024607	9.013329
Be	4						6.01973	7.016929	8.0053051
Li	3						5.01254	6.015122	7.016004
He	2						3.0160293	4.0026033	5.01222
H	1	1.007825	2.0141018	3.0160493			6.018888	7.02803	8.03392
n	0						1.0086649		
		0	1	2	3	4	5	6	7
									8
									n

Ruhemassen:

Proton: 1.00727646677(10) u

Neutron: 1.00866491597(43) u

Elektron: 0.00054857990943(23) u

ELEKTROMAGNETISCHE STRAHLUNG

Wellenlängen λ und Energie E von Photonen

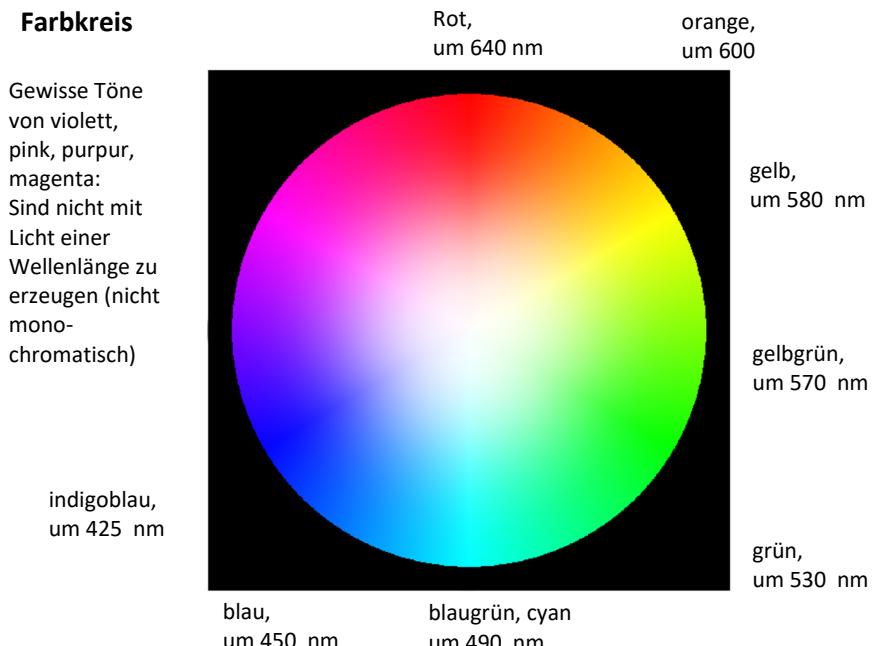
Frequenz Hz = s ⁻¹	Energie kJ/mol Quanten	Wellenlänge λ in m von...	Wellenart	
$10^1=10$	$4 \cdot 10^{-12}$	$3 \cdot 10^7$		
10^2	$4 \cdot 10^{-11}$	$3 \cdot 10^6$		
10^3	$4 \cdot 10^{-10}$	$3 \cdot 10^5$ = 300 km	Niederfrequenz	Wechselstrom
10^4	$4 \cdot 10^{-9}$	$3 \cdot 10^4$ = 30 km		Ton-Übertragung
10^5	$4 \cdot 10^{-8}$	$3 \cdot 10^3$ = 3 km		
$10^6 = 1 \text{ M}$	$4 \cdot 10^{-7}$	300	Radiowellen	Langwellen
10^7	$4 \cdot 10^{-6}$	30		Mittelwellen
10^8	$4 \cdot 10^{-5}$	3		Kurzwellen
$10^9 = 1 \text{ G}$	$4 \cdot 10^{-4}$	$3 \cdot 10^{-1}$ = 30 cm		Ultrakurzwellen
10^{10}	$4 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-2}$ = 3 cm	Mikrowellen	Mobiltelefon
10^{11}	$4 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-3}$ = 3 mm		Radar, Mikrowellenherd
10^{12}	$4 \cdot 10^{-1}$	$3 \cdot 10^{-4}$ = 300 μm		$\lambda = 1\text{mm} - 1\text{m}$
10^{13}	4	$3 \cdot 10^{-5}$ = 30 μm	Infrarot IR	Wärmestrahlung
10^{14}	$4 \cdot 10^{-1}$	$3 \cdot 10^{-6}$ = 3 μm		$\lambda = 750 \text{ nm} - 1 \text{ mm}$
10^{15}	$4 \cdot 10^2 = 4.1 \text{ eV}$	$3 \cdot 10^{-7}$ = 300 nm	Licht	Sichtbares Licht
10^{16}	$4 \cdot 10^3 = 41 \text{ eV}$	$3 \cdot 10^{-8}$ = 30 nm	Ultraviolet UV	Siehe Seite 2
10^{17}	$4 \cdot 10^4$	$3 \cdot 10^{-9}$ = 3 nm	Ultraviolet UV	
10^{18}	$4 \cdot 10^5$	$3 \cdot 10^{-10}$ = 300 pm	Rb-Atom	Röntgenstrahlung:
10^{19}	$4 \cdot 10^6$	$3 \cdot 10^{-11}$ = 30 pm	H-Atom	Weiche Röntg.
10^{20}	$4 \cdot 10^7$	$3 \cdot 10^{-12}$ = 3 pm		Harte Röntg.
10^{21}	$4 \cdot 10^8$	$3 \cdot 10^{-13}$ = 300 fm		γ -Strahlung
10^{22}	$4 \cdot 10^9$	$3 \cdot 10^{-14}$ = 30 fm		
10^{23}	$4 \cdot 10^{10}$	$3 \cdot 10^{-15}$ = 3 fm	H-Kern	Radioaktiver Zerfall
10^{24}	$4 \cdot 10^{11}$	$3 \cdot 10^{-16}$		
10^{25}	$4 \cdot 10^{12}$	$3 \cdot 10^{-17}$		kosmische Höhenstrahlung

Wellenlängen und Farben von sichtbarem Licht und UV

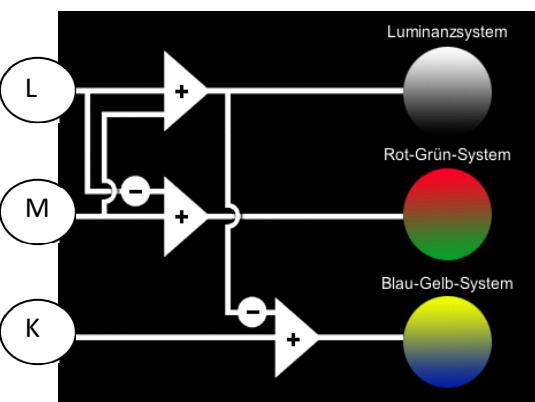
Wellenlänge [nm]	Energie [eV] ([kJ/mol]) {[10 ⁻²¹ J/Photon]}}	Wahrgenommene Farbe	Komplementärfarbe (Farbkreis)
100-200	6.20 - 12.4	UV-C-VUV, Vakuum-UV	
200-280	4.43 - 6.20	UV-C-FUV, fernes UV	
280-315	3.94 - 4.43	UV-B, mittleres UV	
315-380	3.26 - 3.94	UV-A, nahes UV	
400-425	3.10 - 2.92 (299 - 282) {497- 468}	Blauviolett	Grüngelb
425-480	2.92 - 2.58 (282 - 249) {468 - 413}	Blau-Töne	Gelb bis Orange
480-500	2.58 - 2.48 (249 - 239) {413 - 397}	Blaugrün	Orange bis Rot
500-560	2.48 - 2.21 (239 - 214) {397- 355}	Grün	Purpur
560-580	2.21 - 2.14 (214 - 206) {355 - 342}	Grüngelb	Violett
580-590	2.14 - 2.10 (206 - 203) {342 - 337}	Gelb	Indigoblau
590-605	2.10 - 2.05 (203 - 198) {337 - 329}	Orange	Blaugrün
605-730	2.05 - 1.70 (198 - 164) {329 - 272}	Rot	Grünblau
um 400 und um 700		Purpur	Grün

Der Farbkreis beschreibt die **Gesetze des Farbmischens** (Lichter oder Farbstoffe), die sich aus der Lichtempfindlichkeit der Zäpfchen im Auge ergeben, das Gegenfarben-Schema hingegen beschreibt diejenigen der **Farbwahrnehmung**, die eine Folge der neuronalen Signalverarbeitung ist, mit anderen Paaren von gegensätzlichen Farben.

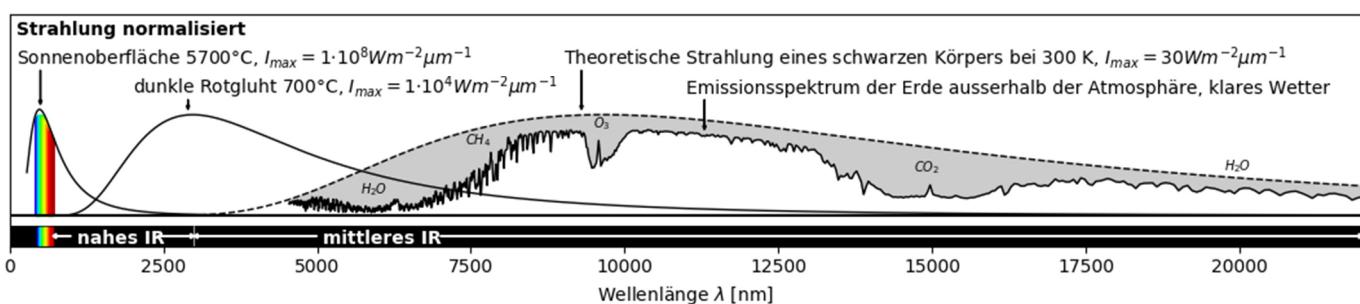
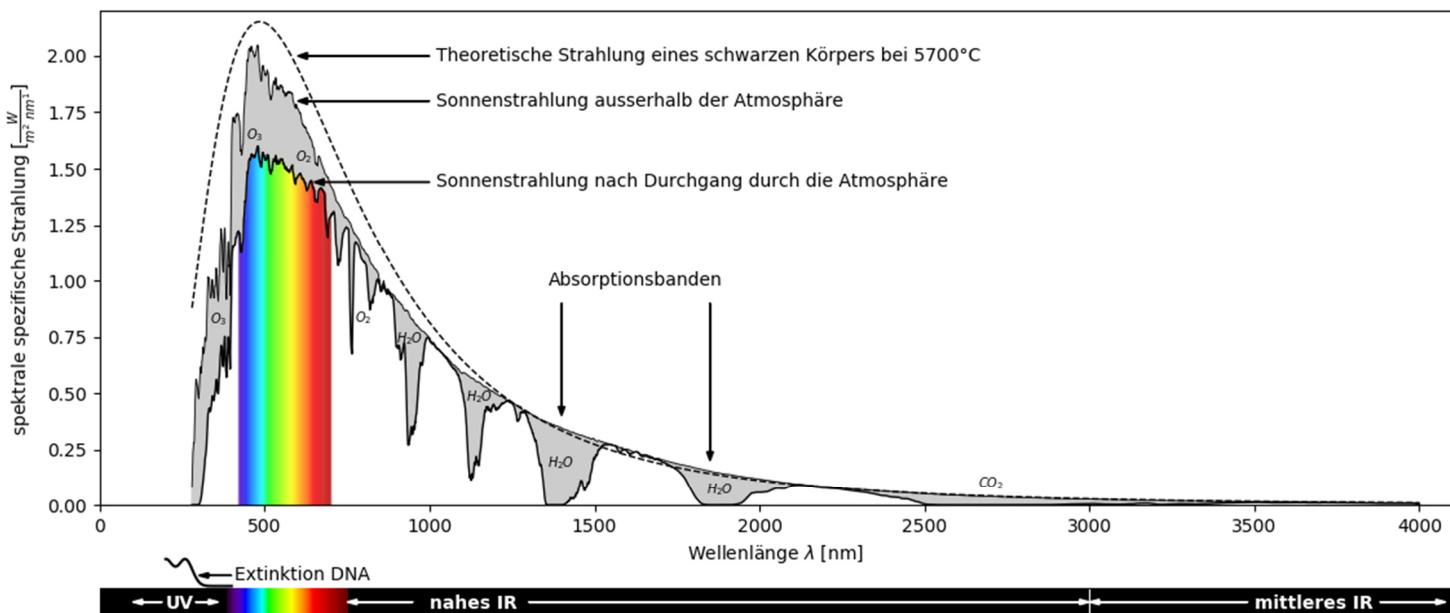
Farbkreis



Gegenfarben-Schema



L: L-Zapfen (empfindlich auf langwelliges Licht: etwa rot)
M: M-Zapfen (mittleres Licht: etwa grün)
K: K-Zapfen (kurzwelliges Licht: etwa blau)
Verarbeitung in Neuronen der Netzhaut:
Rot/Grün-Kanal: Differenz aus L- und M-Signal
Helligkeitskanal (Luminanz): Summe aus L- und M.
Blau/Gelb-Kanal: Differenz zwischen Luminanz- und K.



Elektromagnetische Strahlung. A. Theoretische Strahlung eines schwarzen Körpers mit der Oberflächentemperatur der Sonne und Sonnenstrahlung ausserhalb der Atmosphäre und am Boden. B. UV-Absorption der DNA. C. Strahlungskurven schwarzer Körper mit unterschiedlicher Temperatur, normalisiert (Maxima gleich hoch), mit der tatsächlichen Strahlungsenergie in W m⁻³ und den absorbierenden Stoffen bei den wichtigsten Absorptionsbanden.

Atom- und Ionenradien, Normalpotential der Elementarstoffe

Ordnungszahl			mittlere Atom-Masse	Elektronen-Konfiguration	Elektro-Negativität	Kovalenzeradius (Elementarstoff)	Mittlerer Van der Waals-Radius (- CH ₃ : 200 pm; H ₂ O: ca. 300x390 pm)	Ion [Koordinationszahl] Effektiver Ionenradius	Ion [Koordinationszahl] Effektiver Ionenradius	Ion [Koordinationszahl] Effektiver Ionenradius	Normalpotential	konj. Form bei Ggw	
1	H	Wasserstoff	1.00795	1s ¹	2.2	32	120(-145)	H ¹⁺ [1] -24	H ¹⁺ [2] -4			0.00	H ⁺ (aq)
2	He	Helium	4.002602	1s ²	-	93	180						
3	Li	Lithium	6.941	1s ² 2s ¹	0.98	123	180	Li ¹⁺ [4] 73	Li ¹⁺ [8] 106			-3.04	Li ⁺
4	Be	Beryllium	9.0122	1s ² 2s ²	1.57	90	153	Be ²⁺ [3] 30	Be ²⁺ [6] 59			-1.97	Be ²⁺
5	B	Bor	10.811	1s ² 2s ² p ¹	2.04	82		B ³⁺ [3] 15	B ³⁺ [6] 41				
6	C	Kohlenstoff	12.011	1s ² 2s ² p ²	2.55	77	165-170	C ⁴⁺ [3] 6	C ⁴⁺ [6] 30				
7	N	Stickstoff	14.00674	1s ² 2s ² p ³	3.04	75	155	N ³⁻ [4] 132					
8	O	Sauerstoff	15.9994	1s ² 2s ² p ⁴	3.44	73	150	O ²⁻ [2] 121	O ²⁻ [8] 128			1.23	O ²⁻
9	F	Fluor	18.9984	1s ² 2s ² p ⁵	3.98	72	147(-160)	F ⁻ [2] 114.5	F ⁻ [6] 119			2.87	F ⁻
10	Ne	Neon	20.180	1s ² 2s ² p ⁶	-	71	160						
11	Na	Natrium	22.990	[Ne]3s ¹	0.93	154	230	Na ¹⁺ [4] 113	Na ¹⁺ [6] 116	Na ¹⁺ [8] 132	Na ¹⁺ [12] 153	-2.713	Na ⁺
12	Mg	Magnesium	24.3051	[Ne]3s ²	1.31	136	170	Mg ²⁺ [4] 71	Mg ²⁺ [6] 86	Mg ²⁺ [8] 103		-2.372	Mg ²⁺
13	Al	Aluminium	26.98154	[Ne]3s ² p ¹	1.61	118		Al ³⁺ [4] 53	Al ³⁺ [6] 67.5			-1.676	Al ³⁺
14	Si	Silicium	28.0855	[Ne]3s ² p ²	1.9	111	210	Si ⁴⁺ [4] 40	Si ⁴⁺ [6] 54				
15	P	Phosphor	30.97376	[Ne]3s ² p ³	2.19	106	185	P ³⁻ [6] 200					
16	S	Schwefel	32.067	[Ne]3s ² p ⁴	2.58	102	180	S ²⁻ [6] 170				-0.48	S ²⁻
17	Cl	Chlor	35.453	[Ne]3s ² p ⁵	3.16	99	170-190	Cl ⁻ [6] 167				1.36	Cl ⁻
18	Ar	Argon	39.8	[Ne]3s ² p ⁶	-	98	190						
19	K	Kalium	39.0983	[Ar]4s ¹	0.82	203	280	K ¹⁺ [4] 151	K ¹⁺ [12] 178			-3.5	K ⁺
20	Ca	Calcium	40.078	[Ar]4s ²	1	174		Ca ²⁺ [6] 114	Ca ²⁺ [12] 148			-2.84	Ca ²⁺
21	Sc	Scandium	44.95591	[Ar]3d ¹ 4s ²	1.36	144		Sc ³⁺ [6] 88.5	Sc ³⁺ [8] 101			-2.03	Sc ³⁺
22	Ti	Titan	47.867	[Ar]3d ² 4s ²	1.54	132		Ti ²⁺ [6] 100	Ti ³⁺ [6] 81	Ti ⁴⁺ [4] 56	Ti ⁴⁺ [8] 88	-0.86	TiO ²⁺ + 2 H ⁺
23	V	Vanadium	50.9415	[Ar]3d ³ 4s ²	1.63	122		V ²⁺ [6] 93	V ⁴⁺ [8] 86	V ⁵⁺ [6] 68			
24	Cr	Chrom	51.996	[Ar]3d ⁴ 4s ¹	1.66	118		Cr ²⁺ [6 ls] 87	Cr ³⁺ [6] 75.5	Cr ⁴⁺ [6] 69	Cr ⁶⁺ [4] 40	-0.913	Cr ²⁺
25	Mn	Mangan	54.93805	[Ar]3d ⁵ 4s ²	1.55	117		Mn ²⁺ [8] 110	Mn ⁴⁺ [6] 67	Mn ⁶⁺ [4] 39.5	Mn ⁷⁺ [4] 39	-1.18	Mn ²⁺
26	Fe	Eisen	55.845	[Ar]3d ⁶ 4s ²	1.83	117		Fe ²⁺ [4 hs] 77	Fe ²⁺ [4 qu hs] 78	Fe ²⁺ [6 ls] 75	Fe ²⁺ [6 hs] 92	-0.44	Fe ²⁺
								Fe ³⁺ [4 hs] 63	Fe ³⁺ [6 ls] 69	Fe ³⁺ [6 hs] 78.5	Fe ³⁺ [8 hs] 92		
27	Co	Cobalt	58.93319	[Ar]3d ⁷ 4s ²	1.88	116		Co ²⁺ [4 hs] 72	Co ²⁺ [8] 104	Co ³⁺ [6 ls] 68.5	Co ⁴⁺ [6 hs] 67	-0.28	Co ²⁺
28	Ni	Nickel	58.6934	[Ar]3d ⁸ 4s ²	1.91	115	160	Ni ²⁺ [4] 69	Ni ²⁺ [6 ls] 83	Ni ³⁺ [6 ls] 70	Ni ³⁺ [6 hs] 74	-0.257	Ni ²⁺
29	Cu	Kupfer	63.546	[Ar]3d ¹⁰ 4s ¹	1.9	117	140	Cu ¹⁺ [2] 60	Cu ¹⁺ [6] 91	Cu ²⁺ [4] 71	Cu ²⁺ [6] 87	0.34	Cu ²⁺
30	Zn	Zink	65.39	[Ar]3d ¹⁰ 4s ²	1.65	125	140	Zn ²⁺ [4] 74	Zn ²⁺ [5] 82	Zn ²⁺ [6] 88	Zn ²⁺ [8] 104	-0.7926	Zn ²⁺
31	Ga	Gallium	69.723	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² p ¹	1.81	126	190	Ga ³⁺ [4] 61	Ga ³⁺ [6] 76			-0.53	Ga ³⁺
32	Ge	Germanium	72.61	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² p ²	2.01	122		Ge ²⁺ [6] 87	Ge ⁴⁺ [4] 53	Ge ⁴⁺ [6] 67		0.247	Ge ²⁺
33	As	Arsen	74.922	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² p ³	2.18	120		As ³⁻ [6] 210	As ³⁻ [6] 72	As ⁵⁺ [4] 47.5	As ⁵⁺ [6] 60	0.240	As ₂ O ₃ + 6 H ⁺
34	Se	Selen	78.96	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² p ⁴	2.55	116	190	Se ²⁻ [6] 184	Se ⁴⁺ [6] 64	Se ⁶⁺ [4] 42	Se ⁶⁺ [6] 56	-0.67	Se ²⁻
35	Br	Brom	79.904	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² p ⁵	2.96	114	180-200	Br ⁻ [6] 182				1.066	Br ⁻
36	Kr	Krypton	83.801	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² p ⁶	-	112	200						
37	Rb	Rubidium	85.4678	[Kr]5s ¹	0.82	216		Rb ¹⁺ [6] 166	Rb ¹⁺ [14] 197			-2.924	Rb ⁺
38	Sr	Strontium	87.62	[Kr]5s ²	0.95	191		Sr ²⁺ [6] 132	Sr ²⁺ [12] 158			-2.89	Sr ²⁺
47	Ag	Silber	107.8682	[Kr]4d ¹⁰ 5s ¹	1.93	134	170	Ag ¹⁺ [2] 81	Ag ¹⁺ [4] 114	Ag ¹⁺ [6] 129	Ag ²⁺ [6] 108	0.7991	Ag ⁺
48	Cd	Cadmium	112.41	[Kr]4d ¹⁰ 5s ²	1.69	148	160	Cd ²⁺ [4] 92	Cd ²⁺ [6] 109	Cd ²⁺ [12] 145		-0.403	Cd ²⁺
49	In	Indium	114.818	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² p ¹	1.78	144	190	In ³⁺ [4] 76	In ³⁺ [6] 94	In ³⁺ [8] 106		-0.343	In ³⁺
50	Sn	Zinn (β-Sn)	118.711	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² p ²	1.96	141	220	Sn ⁴⁺ [4] 69	Sn ⁴⁺ [6] 83	Sn ⁴⁺ [8] 95		-0.137	Sn ²⁺
51	Sb	Antimon	121.76	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² p ³	2.05	140		Sb ³⁺ [4 py] 90	Sb ³⁺ [6] 90	Sb ⁵⁺ [6] 74		0.150	Sb ³⁺
52	Te	Tellur	127.60	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² p ⁴	2.1	136	210	Te ²⁻ [6] 207	Te ⁴⁺ [3] 66	Te ⁴⁺ [6] 111		-1.14	Te ²⁻
53	I	Iod	126.9045	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² p ⁵	2.66	133	195-212	I ⁻ [6] 206				0.536	I ⁻
54	Xe	Xenon	131.29	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² p ⁶	-	131	220	Xe ⁸⁺ [4] 54	Xe ⁸⁺ [6] 62				
55	Cs	Cäsium	132.91	[Xe]6s ¹	0.79	235		Cs ¹⁺ [6] 181	Cs ¹⁺ [12] 202			-2.923	Cs ⁺
56	Ba	Barium	137.33	[Xe]6s ²	0.89	198		Ba ²⁺ [6] 149	Ba ²⁺ [12] 175			-2.92	Ba ²⁺
78	Pt	Platin	195.078	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	2.28	130	170-180	Pt ²⁺ [4 qu] 74	Pt ²⁺ [6] 94	Pt ⁴⁺ [6] 76.2	Pt ⁵⁺ [6] 71	1.118	Pt ²⁺
79	Au	Gold	196.9666	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	2.54	134	170	Au ¹⁺ [6] 151	Au ³⁺ [4 qu] 82	Au ⁵⁺ [6] 99	Au ⁵⁺ [6] 71	1.52	Au ³⁺
80	Hg	Quecksilber	200.59	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	2	149	150	Hg ¹⁺ [6] 133	Hg ²⁺ [2] 83	Hg ²⁺ [6] 116	Hg ²⁺ [8] 128	0.8535	Hg ²⁺
81	Tl	Thallium	204.3833	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ¹	2.04	148	200	Tl ¹⁺ [6] 164	Tl ¹⁺ [12] 184	Tl ³⁺ [6] 89	Tl ³⁺ [6] 102.5	-0.3363	Tl ⁺
82	Pb	Blei	207.2	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ²	2.33	147	200	Pb ²⁺ [4 py] 112	Pb ²⁺ [6] 133	Pb ²⁺ [12] 163	Pb ⁴⁺ [6] 91.5	-0.1251	Pb ²⁺
83	Bi	Bismut	208.98	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ³	2.02	146		Bi ³⁺ [5] 110	Bi ³⁺ [6] 117	Bi ³⁺ [8] 131	Bi ⁵⁺ [6] 90	0.317	Bi ³⁺
84	Po	Polonium	209	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ⁴	2	146		Po ⁴⁺ [6] 108	Po ⁴⁺ [8] 122	Po ⁶⁺ [6] 81		0.37	Po ²⁺
85	At	Astat	210	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ⁵	2.2			At ⁷⁺ [6] 76					
86	Rn	Radon	222	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ⁶	-								
87	Fr	Francium	223	[Rn]7s ¹	0.7			Fr ¹⁺ [6] 194				-2.9	Fr ¹⁺
88	Ra	Radium	226	[Rn]7s ²	0.9			Ra ²⁺ [8] 162	Ra ²⁺ [12] 184			-2.916	Ra ²⁺

Ionisierungs-Energien [eV]

		IE ₁	IE ₂	IE ₃	IE ₄	IE ₅	IE ₆	IE ₇	IE ₈	IE ₉	IE ₁₀	IE ₁₁	IE ₁₂	IE ₁₃	IE ₁₄	IE ₁₅
1	H	13.6														
2	He	24.6	54.4													
3	Li	5.4	75.6	122.5												
4	Be	9.3	18.2	153.9	217.7											
5	B	8.3	25.2	37.9	259.4	340.2										
6	C	11.3	24.4	47.9	64.5	392.1	490.0									
7	N	14.5	29.6	47.4	77.5	97.9	552.1	667.0								
8	O	13.6	35.1	54.9	77.4	113.9	138.1	739.3	871.4							
9	F	17.4	35.0	62.7	87.1	114.2	157.2	185.2	953.9	1103.1						
10	Ne	21.6	41.0	63.5	97.1	126.2	157.9	207.3	239.1	1195.8	1362.2					
11	Na	5.1	47.3	71.6	98.9	138.4	172.2	208.5	264.3	299.9	1465.1	1648.7				
12	Mg	7.6	15.0	80.1	109.3	141.3	186.8	225.0	266.0	328.1	367.5	1761.8	1962.7			
13	Al	6.0	18.8	28.4	120.0	153.8	190.5	241.8	284.7	330.1	398.8	442.0	2086.0	2304.1		
14	Si	8.2	16.3	33.5	45.1	166.8	205.3	246.5	303.5	351.1	401.4	476.4	523.4	2437.6	2673.2	
15	P	10.5	19.8	30.2	51.4	65.0	220.4	263.6	309.6	372.1	424.4	479.5	560.8	611.7	2816.9	3069.8
16	S	10.4	23.3	34.8	47.2	72.6	88.1	280.9	328.8	379.6	447.5	504.8	564.4	652.2	707.0	3223.8
17	Cl	13.0	23.8	39.6	53.5	67.8	97.0	114.2	348.3	400.1	455.6	529.3	592.0	656.7	749.8	809.4
18	Ar	15.8	27.6	40.7	59.8	75.0	91.0	124.3	143.5	422.5	478.7	539	618.3	686.1	755.7	854.8
19	K	4.3	31.6	45.8	60.9	82.7	99.4	117.6	154.9	175.8	503.8	564.7	629.4	714.6	786.6	861.1
20	Ca	6.1	11.9	50.9	67.3	84.5	108.8	127.2	147.2	188.5	211.3	591.9	657.2	726.6	817.6	894.5

IE_i : Ionisierungs-Energie, die für die Abspaltung des i. Elektrons aus der Atomhülle erforderlich ist.

Elektronen-Affinitäten

Elektronen-Empfänger	Elektronen-Affinität in eV	Elektronen-Empfänger	Elektronen-Affinität in eV	Elektronen-Empfänger	Elektronen-Affinität in eV
H	-0.7543	Si	-1.385	Co	-0.660
He	0	P → P ⁻	-0.746	Ni	-1.156
Li	-0.6180	P ⁻ → P ²⁻	4.85	Cu	-1.227
Be	0	P ²⁻ → P ³⁻	9.183	Zn	0
B	-0.277	S → S ⁻	-2.077	Br	-3.364
C	-1.595	S ⁻ → S ²⁻	4.73	Ag	-1.302
N → N ⁻	-0.07	Cl	-3.617	Pt	-2.128
N ⁻ → N ²⁻	6.975	Ar	0	Au	-2.309
N ²⁻ → N ³⁻	11.09	K	-0.5015	·OH → OH ⁻	-1.83
O → O ⁻	-1.4612	Ca	0	H ₃ C·	-0.1
O ⁻ → O ²⁻	7.71	Sc	-0.188	H ₃ CCH ₂ · → C ₂ H ₅ ⁻	0.3
F	-3.40	Ti	-0.079	H ₂ C=CH· → C ₂ H ₃ ⁻	-0.667
Ne	0	V	-0.524	H ₂ C=CHO·	-1.82
Na	-0.5480	Cr	-0.6660	H ₃ CO·	-1.6
Mg	0	Mn	0	H ₂ N·	-0.77
Al	-0.440	Fe	-0.163	HS·	-2.31

Bindungs- und Verbrennungs-Enthalpien

Zur Spaltung der Bindungen muss ΔH_{X-Y} mit **positivem** Vorzeichen (Energie-Aufwand), bei der Ausbildung mit **negativem** Vorzeichen (Energie-Freisetzung) verwendet werden. Normalerweise tabelliert man Werte mit negativem Vorzeichen, so dass einzelne ungebundene Atome den Referenzzustand mit Energie 0 darstellen.

Die tabellierten Werte sind Durchschnitts-Werte, die beträchtlich vom tatsächlichen Wert in einem gegebenen Molekül abweichen können.

A. Bindungs-Enthalpien von Einfachbindungen in $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

	Br	C	Cl	F	H	I	N	O	P	S	Si
Br	-193	-285	-219	-249	-366	-178		-234	-264	-218	-325
C	-285	-348	-339	-489	-413	-218	-305	-358	-264	-272	-285
Cl	-219	-339	-242	-253	-431	-211	-192	-208	-322	-271	-397
F	-249	-489	-253	-159	-567	-280	-278	-193	-503	-327	-586
H	-366	-413	-431	-567	-436	-298	-391	-463	-323	-367	-318
I	-178	-218	-211	-280	-298	-151		-234	-184		-234
N		-305	-192	-278	-391		-163	-201			
O	-234	-358	-208	-193	-463	-234	-201	-146	-335		-451
P	-264	-264	-322	-503	-323	-184		-335	-172		
S	-218	-272	-271	-327	-367					-255	-293
Si	-325	-285	-397	-586	-318	-234		-451		-293	-176

B. Bindungs-Enthalpien von Mehrfachbindungen in $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

C=C	-614	C≡N	-891	N=N	-418	O=O	-498
C≡C	-839	C=O	-745	N≡N	-945		
C=N	-615	C=S	-536	N=O	-607		

C. Verbrennungs-Enthalpie organischer Stoffe

Die Verbrennungsenergie (Genauer: Verbrennungsenthalpie) von organischen Stoffen lässt sich aus der Anzahl schwach polar gebundener Bindungs-Elektronenpaare abschätzen (Elektronenpaare aus C-C, C=C, C≡C, C-H):

Bei vollständigen Verbrennungen werden rund 220 kJ Energie pro mol Bindungselektronenpaare in schwach polaren Bindungen frei (negatives Vorzeichen), also rund **440 kJ pro mol umgesetztes O₂**.

D. Energien zwischenmolekularer Kräfte (**≠ Bindung!**)

Das Brechen von Van der Waals-Wechselwirkungen kostet bei organischen Stoffen ganz grob 1 kJ/mol pro C-Atom, das Brechen von Wasserstoffbrücken WBR ganz grob 10 kJ/mol WBR.

Gitter- und Hydratations-Enthalpien

A. Gitter-Enthalpien ausgewählter Salze in $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

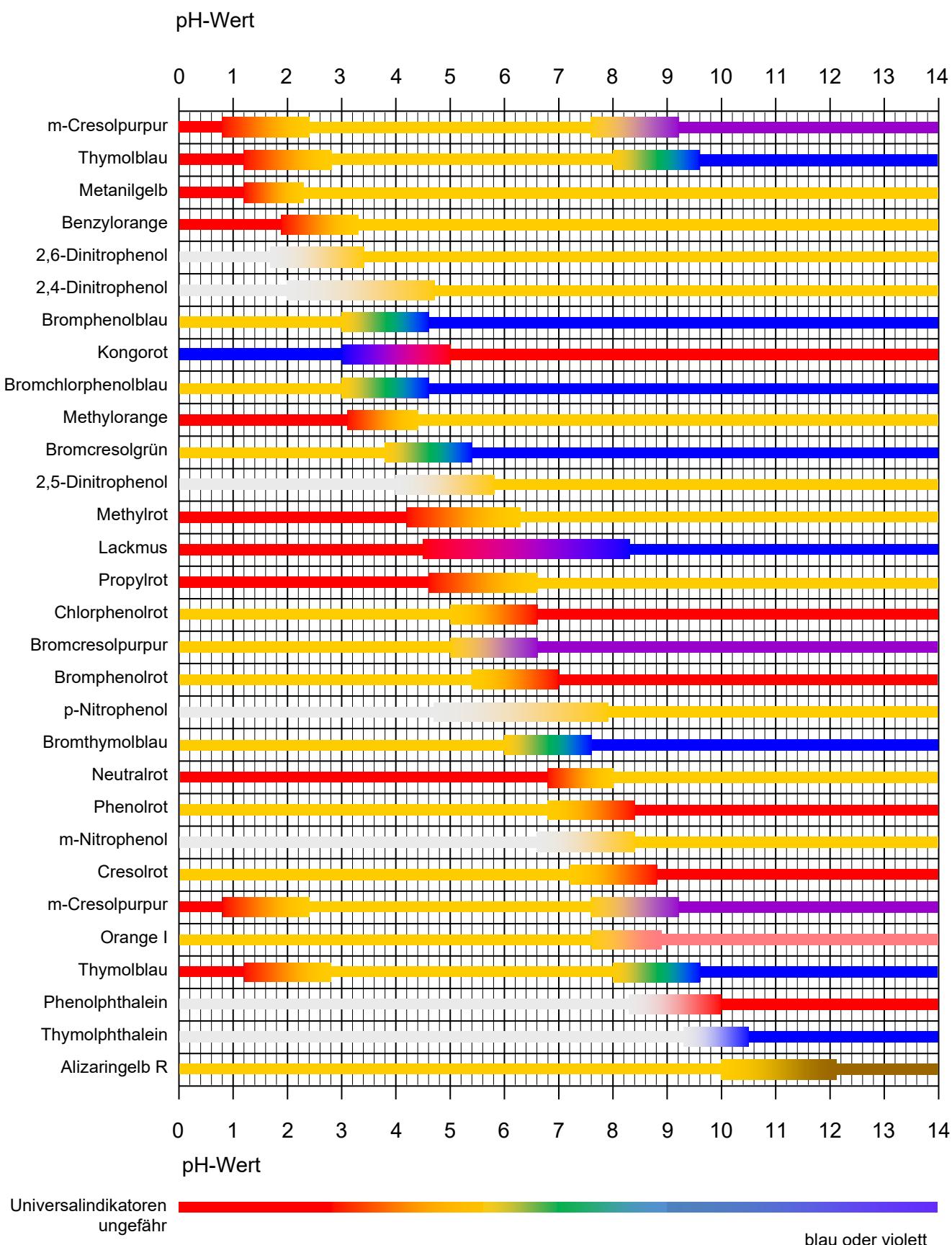
LiF	- 1'019	BeCl ₂	- 3017	SrO	- 3'217	Ni(NO ₃) ₂	- 2'447
LiCl	- 838	MgCl ₂	- 2'524	BaO	- 3'042	Cd(NO ₃) ₂	- 2'713
LiBr	- 798	CaF ₂	- 2'611	Al ₂ O ₃	- 15'100	NH ₄ NO ₃	- 666
LiI	- 742	CaCl ₂	- 2'146	MgS	- 3'347	NaOH	- 887
NaF	- 926	CaBr ₂	- 2'025	CaS	- 3'084	KOH	- 790
NaCl	- 787	CaI ₂	- 1'920	BaS	- 2'707	Mg(OH) ₂	- 3'006
KF	- 821	AlF ₃	- 5'210	Li ₂ S	- 2'464	Ca(OH) ₂	- 2'637
KCl	- 703	AlBr ₃	- 5'356	Na ₂ S	- 2'192	Fe(OH) ₂	- 3'044
KBr	- 689	Ca(CN) ₂	- 2'192	K ₂ S	- 1'979	Cu(OH) ₂	- 3'229
KI	- 649	Zn(CN) ₂	- 2'769	Rb ₂ S	- 1'929	Al(OH) ₃	- 5'627
RbCl	- 665	Li ₂ O	- 2'799	Cu ₂ S	- 2'786	Li ₂ SO ₄	- 2'142
CsCl	- 623	Na ₂ O	- 2'481	NaHCO ₃	- 656	(NH ₄) ₂ SO ₄	- 1'784
AgF	- 969	K ₂ O	- 2'238	K(CH ₃ COO)	- 683	Na ₂ SO ₄	- 1'827
AgCl	- 912	Rb ₂ O	- 2'163	NH ₄ (CH ₃ COO)	- 700	K ₂ SO ₄	- 1'700
AgI	- 886	MgO	- 3'929	KNO ₃	- 685	CaSO ₄	- 2'489
NH ₄ Cl	- 734	CaO	- 3'477	AgNO ₃	- 832	CuSO ₄	- 3'167

B. Hydratations-Enthalpien ausgewählter Ionen in $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Li ⁺	- 508	Ca ²⁺	- 1'577	Al ³⁺	- 4'602	OH ^(*)	- 364
Na ⁺	- 398	Sr ²⁺	- 1'431	Fe ³⁺	- 4'485	CN ⁻	- 349
K ⁺	- 314	Ba ²⁺	- 1'289			NO ₃ ⁻	- 255
Rb ⁺	- 289	Mn ²⁺	- 1'841	ClO ₄ ⁻	- 238	NO ₂ ⁻	- 370
Cs ⁺	- 256	Fe ²⁺	- 1'958	ClO ₃ ⁻	- 350	NCO ⁻	- 390
Ag ⁺	- 468	Co ²⁺	- 1'996	IO ₃ ⁻	- 470	SCN ⁻	- 280
NH ₄ ⁺	- 293	Ni ²⁺	- 2'105	BrO ₃ ⁻	- 380	HCO ₃ ⁻	- 405
H ₃ O ⁺	- 1'084	Zn ²⁺	- 2'054	F ⁻	- 510	CH ₃ COO ⁻	- 450
		Cu ²⁺	- 2'100	Cl ⁻	- 376		
Be ²⁺	- 2'494	Cd ²⁺	- 1'791	Br ⁻	- 342		
Mg ²⁺	- 1'908	Hg ²⁺	- 1'820	I ⁻	- 298	SO ₄ ²⁻	- 1100

Die Literaturangaben der Hydratationsenergien bzw. -Enthalpien variieren teils beträchtlich

Umschlagbereiche von Säure/Base-Indikatoren



Säure/Base-Reihe für wässrige Lösungen

pK _s	K _s	(konjugierte) Säure	⇄	(konjugierte) Base	K _b	pK _b
ca. -10	sehr gross	Iodwasserstoff	HI	I ⁻	Iodid-Ion	sehr klein
ca. -10	sehr gross	Perchlorsäure	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	Perchlorat-Ion	sehr klein
ca. -7	sehr gross	Chlorwasserstoff	HCl	Cl ⁻	Chlorid-Ion	sehr klein
ca. -2.2	sehr gross	Methyloxonium-Ion	CH ₃ OH ₂ ⁺	CH ₃ OH	Methanol	sehr klein
ca. -2	sehr gross	Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	Hydrogensulfat-Ion	sehr klein
ca. -1.3	sehr gross	Salpetersäure	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Nitrat-Ion	sehr klein
ca. -1	sehr gross	Chlorsäure	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	Chlorat-Ion	sehr klein
0	1.00	Hydroxonium-Ion	H ₃ O ⁺	H ₂ O	Wasser	1.0 · 10 ⁻¹⁴ 14.00
0.52	3.0 · 10 ⁻¹	Trichloressigsäure	CCl ₃ COOH	CCl ₃ COO ⁻	Trichloracetat-Ion	3.3 · 10 ⁻¹⁴ 13.48
1.23	5.9 · 10 ⁻²	Oxalsäure	HOOC-COOH	HOOC-COO ⁻	Hydrogenoxalat-Ion	1.7 · 10 ⁻¹³ 12.77
1.92	1.2 · 10 ⁻²	Hydrogensulfat-Ion	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Sulfat-Ion	8.3 · 10 ⁻¹³ 12.08
1.94	1.1 · 10 ⁻²	Chlorige Säure	HClO ₂	ClO ₂ ⁻	Chlorit-Ion	8.7 · 10 ⁻¹³ 12.06
1.96	1.1 · 10 ⁻²	Schweflige Säure	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	Hydrogensulfit-Ion	9.1 · 10 ⁻¹³ 12.04
1.96	1.1 · 10 ⁻²	Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphat-Ion	9.1 · 10 ⁻¹³ 12.04
2.20	6.3 · 10 ⁻³	Hexaaqua-eisen(III)-Ion	[Fe(H ₂ O) ₆] ₃ ⁺	[Fe(OH)(H ₂ O) ₅] ₂ ⁺	Pentaqua-hydroxo-eisen(III)-Ion	1.6 · 10 ⁻¹² 11.80
2.59	2.6 · 10 ⁻³	Fluoresigsäure	CH ₂ FCOOH	CH ₂ FCOO ⁻	Fluoracetat-Ion	3.9 · 10 ⁻¹² 11.41
2.87	1.3 · 10 ⁻³	Chloressigsäure	CH ₂ CICOOH	CH ₂ CICOO ⁻	Chloracetat-Ion	7.4 · 10 ⁻¹² 11.13
3.13	7.4 · 10 ⁻⁴	Zitronensäure	C ₆ H ₈ O ₇	C ₆ H ₇ O ₇ ⁻	Dihydrogencitrat-Ion	1.3 · 10 ⁻¹¹ 10.87
3.14	7.2 · 10 ⁻⁴	Fluorwasserstoff	HF	F ⁻	Fluorid-Ion	1.4 · 10 ⁻¹¹ 10.86
3.37	4.3 · 10 ⁻⁴	Salpetrige Säure	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Nitrit-Ion	2.3 · 10 ⁻¹¹ 10.63
3.75	1.8 · 10 ⁻⁴	Ameisensäure	HCOOH	HCOO ⁻	Formiat-Ion	5.6 · 10 ⁻¹¹ 10.25
3.86	1.4 · 10 ⁻⁴	Milchsäure	CH ₃ CHOHCOOH	CH ₃ CHOHCOO ⁻	Lactat-Ion	7.2 · 10 ⁻¹¹ 10.14
4.19	6.5 · 10 ⁻⁵	Hydrogenoxalat-Ion	HOOC-COO ⁻	OOC-COO ⁻	Oxalat-Ion	1.6 · 10 ⁻¹⁰ 9.81
4.19	6.5 · 10 ⁻⁵	Benzoesäure	C ₆ H ₅ COOH	C ₆ H ₅ COO ⁻	Benzoat-Ion	1.6 · 10 ⁻¹⁰ 9.81
4.76	1.7 · 10 ⁻⁵	Essigsäure	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	Acetat-Ion	5.8 · 10 ⁻¹⁰ 9.24
4.76	1.7 · 10 ⁻⁵	Dihydrogencitrat-Ion	C ₆ H ₇ O ₇ ⁻	C ₆ H ₆ O ₇ ²⁻	Hydrogencitrat-Ion	5.8 · 10 ⁻¹⁰ 9.24
4.8	1.6 · 10 ⁻⁵	Hydroperoxy-Radikal	HO ₂ [•]	O ₂ ^{•-}	Superoxid-Radikal (Anion)	6.31 · 10 ⁻¹⁰ 9.2
4.83	1.5 · 10 ⁻⁵	Butansäure (Buttersäure)	C ₃ H ₇ COOH	C ₃ H ₇ COO ⁻	Butanoat-Ion (Butyrat-Ion)	6.8 · 10 ⁻¹⁰ 9.17
4.87	1.3 · 10 ⁻⁵	Propansäure (Propion-S.)	C ₂ H ₅ COOH	C ₂ H ₅ COO ⁻	Propanoat-Ion (Propionat-Ion)	7.4 · 10 ⁻¹⁰ 9.13
4.90	1.3 · 10 ⁻⁵	Hexaaqua-aluminium-Ion	[Al(H ₂ O) ₆] ₃ ⁺	[Al(OH)(H ₂ O) ₅] ₂ ⁺	Pentaqua-hydroxo-aluminium-Ion	7.9 · 10 ⁻¹⁰ 9.10
6.40	4.0 · 10 ⁻⁷	Hydrogencitrat-Ion	C ₆ H ₆ O ₇ ²⁻	C ₆ H ₅ O ₇ ³⁻	Citrat-Ion	2.5 · 10 ⁻⁸ 7.60
6.46	3.5 · 10 ⁻⁷	Kohlensäure	H ₂ CO ₃ [*]	HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonat-Ion	2.9 · 10 ⁻⁸ 7.54
7.06	8.7 · 10 ⁻⁸	Schwefligwasserstoff	H ₂ S	HS ⁻	Hydrogensulfid-Ion	1.2 · 10 ⁻⁷ 6.94
7.20	6.3 · 10 ⁻⁸	Hydrogensulfit-Ion	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	Sulfit-Ion	1.6 · 10 ⁻⁷ 6.80
7.21	6.1 · 10 ⁻⁸	Dihydrogenphosphat-Ion	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	Hydrogenphosphat-Ion	1.6 · 10 ⁻⁷ 6.79
7.4	4 · 10 ⁻⁸	Unterchlorige Säure	HClO	ClO ⁻	Hypochlorit-Ion	3 · 10 ⁻⁷ 6.6
9.21	6.2 · 10 ⁻¹⁰	Ammonium-Ion	NH ₄ ⁺	NH ₃	Ammoniak	1.6 · 10 ⁻⁵ 4.79
9.31	4.9 · 10 ⁻¹⁰	Cyanwasserstoff	HCN	CN ⁻	Cyanid-Ion	2.0 · 10 ⁻⁵ 4.69
9.66	2.2 · 10 ⁻¹⁰	Hexaaqua-zink-Ion	[Zn(H ₂ O) ₆] ₂ ⁺	[Zn(OH)(H ₂ O) ₅] ⁺	Pentaqua-hydroxo-zink-Ion	4.6 · 10 ⁻⁵ 4.34
9.89	1.3 · 10 ⁻¹⁰	Phenol	C ₆ H ₅ OH	C ₆ H ₅ O ⁻	Phenolat-Ion	7.8 · 10 ⁻⁵ 4.11
10.40	4.0 · 10 ⁻¹¹	Hydrogencarbonat-Ion	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	Carbonat-Ion	2.5 · 10 ⁻⁴ 3.60
11.62	2.4 · 10 ⁻¹²	Wasserstoffperoxid	H ₂ O ₂	HO ₂ ⁻	Hydrogenperoxid-Ion	4.2 · 10 ⁻³ 2.38
12.32	4.8 · 10 ⁻¹³	Hydrogenphosphat-Ion	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	Phosphat-Ion	2.1 · 10 ⁻² 1.68
12.90	1.3 · 10 ⁻¹³	Hydrogensulfid-Ion	HS ⁻	S ²⁻	Sulfid-Ion	7.9 · 10 ⁻² 1.10
14.00	1.00 · 10 ⁻¹⁴	Wasser	H ₂ O	OH ⁻	Hydroxid-Ion	1 0
15.54	sehr klein	Methanol	CH ₃ OH	CH ₃ O ⁻	Methanolat-Ion	sehr gross
ca. 25	sehr klein	Ethin	HCCH	HCC ⁻	Hydrogenacetylid-Ion	sehr gross
ca. 35	sehr klein	Wasserstoff	H ₂	H ⁻	Hydrid-Ion	sehr gross
ca. 36	sehr klein	Ammoniak	NH ₃	NH ₂ ⁻	Amid-Ion	sehr gross
ca. 36	sehr klein	Hydroxid-Ion	OH ⁻	O ²⁻	Oxid-Ion	sehr gross

H₂CO₃^{*} umfasst eigentliches H₂CO₃ plus gelöste CO₂-Moleküle, CO₂(aq)

Standard-Konzentrationen: H₂O: 55.3 mol/L (Konzentration von reinem, flüssigen Wasser bei 25°C und Normdruck), alle anderen Spezies: 1 mol/L.

Ausgewählte pK_s -Werte

pKs	Säure	↔	Base	Säure/Base-Paar
-9	HBr		Br ⁻	Bromwasserstoff Bromid
-7				Phenyloxonium Penol
-6				Protonierte Essigsäure Essigsäure
-3.8				Pyrrol-1-ium Pyrrol
-2	R—OH ₂ ⁺	R = Alkyl	R—OH	Alkyloxonium Alkohol
4.1				2,4-Dinitrophenol 2,4-Dinitrophenolat
4.25				Ascorbinsäure Ascorbat-Ion
4.6				Anilinium Anilin
ca. 5	R—COOH	R = Alkyl	R—COO ⁻	Carbonsäure Carboxylat
5.2				Pyridinium Pyridin

6.			2,4,6-Trichlorphenol 2,4,6-Trichlorphenolat
9			Pentan-2,4-dion 4-Oxpent-2-en-2-olat
ca. 10		$R_1 = \text{Alkyl}$ $R_{2,3} = \text{H oder Alkyl}$	Trialkylammonium Trialkylamin
10			Phenol Phenolat
Ca. 11	$R-\text{NH}_3^+$	$R = \text{Alkyl}$	Alkylammonium Alkylamin
15.5	$\text{H}_3\text{C}-\text{OH}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{O}^-$	Methanol Methanolat
16	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}^-$	Ethanol Ethanolat
16			Cyclopentadien Cyclopentadienid
16.5			Pyrrol Pyrrol-1-id
20			Propanon (Aceton) Propen-2-olat
36	NH_3	NH_2^-	Ammoniak Amid
37 bis 38		$R_1 = \text{Alkyl}$ $R_2 = \text{H oder Alkyl}$	Dialkylamin Dialkylamid
40	CH_4	CH_3^-	Methan Methanid
43			Benzen (Benzol) Benzenid
50	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2^-$	Ethan Ethanid

Redox-Reihe mit Standard-Reduktionspotential E° für wässrige Lösungen

		Reduzierte Form (Red-Mittel)		Oxidierte Form (Ox-Mittel)		E° [V]	
		Li	\rightleftharpoons	Li ⁺		+ 1 e ⁻	- 3.04
		K	\rightleftharpoons	K ⁺		+ 1 e ⁻	- 2.93
		Ca	\rightleftharpoons	Ca ²⁺		+ 2 e ⁻	- 2.87
		Na	\rightleftharpoons	Na ⁺		+ 1 e ⁻	- 2.71
		Mg	\rightleftharpoons	Mg ²⁺		+ 2 e ⁻	- 2.37
		Ce	\rightleftharpoons	Ce ³⁺		+ 3 e ⁻	- 2.34
		Al	+ 4 OH ⁻	[Al(OH) ₄] ⁻		+ 3 e ⁻	- 2.33
		Al	\rightleftharpoons	Al ³⁺		+ 3 e ⁻	- 1.66
		Mn	\rightleftharpoons	Mn ²⁺		+ 2 e ⁻	- 1.19
(Dithionit)		S ₂ O ₄ ²⁻	+ 4 OH ⁻	2 SO ₃ ²⁻	+ 2 H ₂ O	+ 2 e ⁻	- 1.12
		HPO ₃ ²⁻	+ 3 OH ⁻	PO ₄ ³⁻	+ 2 H ₂ O	+ 2 e ⁻	- 1.05
		SO ₃ ²⁻	+ 2 OH ⁻	SO ₄ ²⁻	+ 2 H ₂ O	+ 2 e ⁻	- 0.93
	2	OH ⁻	+ H ₂	2 H ₂ O		+ 2 e ⁻	- 0.83
		Zn	\rightleftharpoons	Zn ²⁺		+ 2 e ⁻	- 0.76
		Au	+ 2 CN ⁻	[Au(CN) ₂] ⁻		+ e ⁻	- 0.6
(Thiosulfat)		S ₂ O ₃ ²⁻	+ 6 OH ⁻	2 SO ₃ ²⁻	+ 3 H ₂ O	+ 4 e ⁻	- 0.57
		Fe(OH) ₂	+ OH ⁻	Fe(OH) ₃		+ 1 e ⁻	- 0.56
	8	S ²⁻	\rightleftharpoons	S ₈		+ 16 e ⁻	- 0.48
		Fe	\rightleftharpoons	Fe ²⁺		+ 2 e ⁻	- 0.447
		Cd	\rightleftharpoons	Cd ²⁺		+ 2 e ⁻	- 0.40
		Pb	+ SO ₄ ²⁻	PbSO ₄		+ 2 e ⁻	- 0.36
		H ₃ PO ₃	+ H ₂ O	H ₃ PO ₄	+ 2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	- 0.28
		Ni	\rightleftharpoons	Ni ²⁺		+ 2 e ⁻	- 0.26
		HCOOH	\rightleftharpoons	CO ₂ + 2 H ⁺		+ 2 e ⁻	- 0.199
		Pb	\rightleftharpoons	Pb ²⁺		+ 2 e ⁻	- 0.13
		NH ₃	+ 9 OH ⁻	NO ₃ ⁻	+ 6 H ₂ O	+ 8 e ⁻	- 0.12
		HO ₂ ⁻	+ OH ⁻	O ₂	+ 2 H ₂ O	+ 2 e ⁻	- 0.08
(Thiosulfat)	2	H ₂ O	+ H ₂	2 H ₃ O ⁺		+ 2 e ⁻	0.00
	2	S ₂ O ₃ ²⁻	\rightleftharpoons	S ₄ O ₆ ²⁻		+ 2 e ⁻	0.08
		Cu ⁺	\rightleftharpoons	Cu ²⁺		+ 1 e ⁻	0.15
	2	NH ₄ ⁺	+ 8 H ₂ O	N ₂	+ 8 H ₃ O ⁺	+ 6 e ⁻	0.27
		Cu	\rightleftharpoons	Cu ²⁺		+ 2 e ⁻	0.34
		[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	\rightleftharpoons	[Fe(CN) ₆] ³⁻		+ 1 e ⁻	0.36
	4	OH ⁻	\rightleftharpoons	O ₂	+ 2 H ₂ O	+ 4 e ⁻	0.40
	2	I ⁻	\rightleftharpoons	I ₂		+ 2 e ⁻	0.54
#1		MnO ₄ ²⁻	\rightleftharpoons	MnO ₄ ⁻		+ 1 e ⁻	0.56
[1] Benzochinol/Chinon		MnO ₂	+ 4 OH ⁻	MnO ₄ ⁻	+ 2 H ₂ O	+ 3 e ⁻	0.60
		H ₂ Q + 2 H ₂ O	\rightleftharpoons	Q (C ₆ H ₄ O ₂)	+ 2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	0.6996
		H ₂ O ₂	+ 2 H ₂ O	O ₂	+ 2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	0.70
		Fe ²⁺	\rightleftharpoons	Fe ³⁺		+ 1 e ⁻	0.771
#2		Ag	\rightleftharpoons	Ag ⁺		+ 1 e ⁻	0.80
		NO ₂	+ 3 H ₂ O	NO ₃ ⁻	+ 2 H ₃ O ⁺	+ 1 e ⁻	0.80
		Cl ⁻	+ 2 OH ⁻	ClO ⁻	+ 2 H ₂ O	+ 2 e ⁻	0.81
		Hg	\rightleftharpoons	Hg ²⁺		+ 2 e ⁻	0.85
(Quarz)		Si	+ 6 H ₂ O	SiO ₂	+ 4 H ₃ O ⁺	+ 4 e ⁻	0.86
		NH ₄ ⁺	+ 13 H ₂ O	NO ₃ ⁻	+ 10 H ₃ O ⁺	+ 8 e ⁻	0.87
		NO	+ 6 H ₂ O	NO ₃ ⁻	+ 4 H ₃ O ⁺	+ 3 e ⁻	0.96
		Au	+ 4 Cl ⁻	[AuCl ₄] ⁻		+ 3 e ⁻	1.00
	#2	NO	+ 3 H ₂ O	NO ₂	+ 2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	1.04
	2	Br	\rightleftharpoons	Br ₂		+ 2 e ⁻	1.09
		Pt	\rightleftharpoons	Pt ²⁺		+ 2 e ⁻	1.18
	6	Mn ²⁺	+ 6 H ₂ O	MnO ₂	+ 4 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	1.22
	2	H ₂ O	\rightleftharpoons	O ₂	+ 4 H ₃ O ⁺	+ 4 e ⁻	1.23
		Cr ³⁺	+ 21 H ₂ O	Cr ₂ O ₇ ²⁻	+ 14 H ₃ O ⁺	+ 6 e ⁻	1.232
		Cr ³⁺	+ 11 H ₂ O	HCrO ₄ ⁻	+ 7 H ₃ O ⁺	+ 3 e ⁻	1.350
	2	Cl ⁻	\rightleftharpoons	Cl ₂		+ 2 e ⁻	1.36
		Cl ⁻	+ 9 H ₂ O	ClO ₃ ⁻	+ 6 H ₃ O ⁺	+ 6 e ⁻	1.451
		Au	\rightleftharpoons	Au ³⁺		+ 3 e ⁻	1.50
		Mn ²⁺	+ 12 H ₂ O	MnO ₄ ⁻	+ 8 H ₃ O ⁺	+ 5 e ⁻	1.51
		Mn ²⁺	\rightleftharpoons	Mn ³⁺		+ 1 e ⁻	1.54
		PbSO ₄	+ 6 H ₂ O	PbO ₂	+ SO ₄ ²⁻ + 4 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	1.69
		Au	\rightleftharpoons	Au ⁺		+ 1 e ⁻	1.69
		Ce ³⁺	\rightleftharpoons	Ce ⁴⁺		+ 1 e ⁻	1.72
	4	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₂ O ₂	+ 2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	1.78
		O ₂	+ 3 H ₂ O	O ₃	+ 2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	2.08
	2	HSO ₄ ⁻	+ 2 H ₂ O	S ₂ O ₈ ²⁻	+ 2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	2.12
	2	F ⁻	\rightleftharpoons	F ₂		+ 2 e ⁻	2.87

#1 MnO₄²⁻ ist nur in alkalischem Milieu beständig; #2 „NO₂“ steht für ein Gleichgewicht aus N₂O₄ und NO₂. Standard-Konzentrationen wie üblich mol/L (Lösungen), atm (Gase) oder 1 (feste oder flüssige Stoffe in eigener Phase).

Midpoint-Redox-Potentiale für wässrige Lösungen bei pH 7 (oder damit im Gleichgewicht)

Reduzierte Form (RedM)		Oxidierte Form (OxM)		E° [V]	
P700* (Photosystem I, angeregt)	\rightleftharpoons	P700 ⁺		+ 1 e ⁻	- 1.1
P680* (Photosystem II, angeregt)	\rightleftharpoons	P680 ⁺		+ 1 e ⁻	- 0.72
#3 Glucose	\rightleftharpoons	2 C ₃ H ₃ O ₃ ⁻ (Pyruvat)	+ 6 H ⁺ (aq)	+ 4 e ⁻	- 0.712
#3 C ₃ H ₃ O ₃ ⁻ (Pyruvat) + H ₂ O	\rightleftharpoons	CH ₃ COO ⁻ (Acetat)	+ CO ₂	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻
α -Ketoglutarat (C ₅ H ₄ O ₅ ²⁻) + H ₂ O	\rightleftharpoons	Succinat (C ₄ H ₄ O ₄ ²⁻)	+ CO ₂	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻
CH ₃ CHO (Ethanal) + 1 H ₂ O	\rightleftharpoons	CH ₃ COO ⁻	+ 3 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.581
HCOO ⁻	\rightleftharpoons	CO ₂ (g)	+ H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.493
#3 C ₃ H ₃ O ₃ ⁻ (Pyruvat) + CoA	\rightleftharpoons	AcetylCoA	+ CO ₂	+ H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻
CH ₂ O + H ₂ O	\rightleftharpoons	CO ₂ (g)	+ 4 H ⁺ (aq)	+ 4 e ⁻	- 0.485
CH ₂ O + H ₂ O	\rightleftharpoons	HCOO ⁻	+ 3 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.454
Glucose + 6 H ₂ O	\rightleftharpoons	6 CO ₂ (g)	+ 24 H ⁺ (aq)	+ 24 e ⁻	- 0.434
Glucose + H ₂ O	\rightleftharpoons	Gluconat	+ 3 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.45
Transferrin mit Fe ²⁺	\rightleftharpoons	Transferrin mit Fe ³⁺		+ 1 e ⁻	- 0.40
H ₂	\rightleftharpoons	2 H ⁺		+ 2 e ⁻	- 0.421
#3 C ₃ H ₃ O ₃ ⁻ (Pyruvat) + 3H ₂ O	\rightleftharpoons	3 CO ₂	+ 9 H ⁺ (aq)	+ 10 e ⁻	- 0.379
2 3-Hydroxybutansäure	\rightleftharpoons	3-Oxobutansäure (Acetessigs.)	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.346
2 Cystein (-SH)	\rightleftharpoons	Cystin (-S-S-)	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.340
O ₂ ^{·-} (Superoxid Radikal)	\rightleftharpoons	O ₂		+ 1 e ⁻	- 0.33
NADPH	\rightleftharpoons	NADP ⁺	+ H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.324
NADH	\rightleftharpoons	NAD ⁺	+ H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.315
Dihydroliponsäure	\rightleftharpoons	Liponsäure (-S-S-)	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.29
2 CH ₃ COO ⁻ (Acetat) + 4 H ₂ O	\rightleftharpoons	2 HCO ₃ ⁻	+ 9 H ⁺ (aq)	+ 8 e ⁻	- 0.288
2 NH ₄ ⁺	\rightleftharpoons	N ₂ (g)	+ 8 H ⁺ (aq)	+ 6 e ⁻	- 0.28
8 CH ₄ (g) + 2 H ₂ O	\rightleftharpoons	CO ₂ (g)	+ 8 H ⁺ (aq)	+ 8 e ⁻	- 0.244
8 H ₂ S (g)	\rightleftharpoons	S ₈	+ 16 H ⁺ (aq)	+ 16 e ⁻	- 0.24
2 GSH (Glutathion red)	\rightleftharpoons	GSSG (Glutathion ox)	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.23
Ferredoxin (red, Fe ²⁺)	\rightleftharpoons	Ferredoxin (ox, Fe ³⁺)		+ 1 e ⁻	- 0.22
HS ⁻ + 4 H ₂ O	\rightleftharpoons	SO ₄ ²⁻	+ 9 H ⁺ (aq)	+ 8 e ⁻	- 0.22
FADH ₂ (frei)	\rightleftharpoons	FAD	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.219
H ₂ S (g) + 4 H ₂ O	\rightleftharpoons	SO ₄ ²⁻	+ 10 H ⁺ (aq)	+ 8 e ⁻	- 0.21
Ethanol	\rightleftharpoons	Ethanal (Actetaldehyd)	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.197
S ₈ (s) + 32 H ₂ O	\rightleftharpoons	8 SO ₄ ²⁻	+ 64 H ⁺ (aq)	+ 48 e ⁻	- 0.195
#3 C ₃ H ₅ O ₃ ⁻ Lactat	\rightleftharpoons	C ₃ H ₃ O ₃ ⁻ (Pyruvat)	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.192
Ferritin mit Fe ²⁺	\rightleftharpoons	Ferritin mit Fe ³⁺		+ 1 e ⁻	- 0.19
CH ₃ OH	\rightleftharpoons	CH ₂ O	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.178
Malat ²⁻	\rightleftharpoons	Oxaloacetat ²⁻	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.166
#3 CH ₃ CH ₂ COO ⁻ (Propionat) + H ₂ O	\rightleftharpoons	CH ₃ H ₃ O ₃ ⁻ (Pyruvat)	+ 4 H ⁺ (aq)	+ 4 e ⁻	- 0.111
#3 CH ₃ CH ₂ OH (Ethanol) + CO ₂	\rightleftharpoons	CH ₃ H ₃ O ₃ ⁻ (Pyruvat)	+ 3 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.100
#4 Fe ²⁺ + 3 H ₂ O	\rightleftharpoons	Fe(OH) ₃ (s)	+ 3 H ⁺ (aq)	+ 1 e ⁻	- 0.059
#4 FeCO ₃ (s) + 2 H ₂ O	\rightleftharpoons	FeOOH (s) + HCO ₃ ⁻	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 1 e ⁻	- 0.047
FADH ₂ (in Flavoproteinen)	\rightleftharpoons	FAD	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	- 0.040
CH ₄ (g) + H ₂ O	\rightleftharpoons	CH ₂ O	+ 4 H ⁺ (aq)	+ 4 e ⁻	- 0.0035
Plastoquinol	\rightleftharpoons	Plastoquinon	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.0
Methylenblau (farblos)	\rightleftharpoons	Methylenblau (blau)	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.01
Succinat ²⁻	\rightleftharpoons	Fumarat ²⁻	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.031
Ubichinol	\rightleftharpoons	Ubichinon	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.05
Ascorbat	\rightleftharpoons	Dehydroascorbat	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.08
CH ₄ (g) + H ₂ O	\rightleftharpoons	CH ₃ OH	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.170
HAscorbat	\rightleftharpoons	Ascorbat ^{·-} (Ascorbyl-Radikal)	+ H ⁺ (aq)	+ 1 e ⁻	0.28
Cytochrom c (red, Fe ²⁺)	\rightleftharpoons	Cytochrom c (ox, Fe ³⁺)		+ 1 e ⁻	0.235
H ₂ O ₂	\rightleftharpoons	O ₂	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.29
H ₂ O + OH [·] (Hydroxyl Radikal)	\rightleftharpoons	H ₂ O ₂	+ H ⁺ (aq)	+ 1 e ⁻	0.32
NH ₄ ⁺ + 2 H ₂ O	\rightleftharpoons	NO ₂ ⁻	+ 8 H ⁺ (aq)	+ 6 e ⁻	0.34
NH ₄ ⁺ + 3 H ₂ O	\rightleftharpoons	NO ₃ ⁻	+ 10 H ⁺ (aq)	+ 8 e ⁻	0.36
NO ₂ ⁻ + H ₂ O	\rightleftharpoons	NO ₃ ⁻	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.42
#6 P700 (Photosystem I)	\rightleftharpoons	P700 ⁺		+ 1 e ⁻	0.49
#4 MnCO ₃ (s) + 2 H ₂ O	\rightleftharpoons	MnO ₂ (s) + HCO ₃ ⁻	+ 3 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.526
Mn ²⁺ + 2 H ₂ O	\rightleftharpoons	MnO ₂ (s)	+ 4 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	0.58
Cytochrom c Oxidase (red)	\rightleftharpoons	Cytochrom c Oxidase (ox)		+ 1 e ⁻	0.58
N ₂ (g) + 6 H ₂ O	\rightleftharpoons	2 NO ₃ ⁻	+ 12 H ⁺ (aq)	+ 10 e ⁻	0.75
2 N ₂ O (g) + 3 H ₂ O	\rightleftharpoons	2 NO ₂ ⁻	+ 6 H ⁺ (aq)	+ 4 e ⁻	0.77
2 H ₂ O	\rightleftharpoons	O ₂	+ 4 H ⁺ (aq)	+ 4 e ⁻	0.815
RS ^{·-} (Cystein)	\rightleftharpoons	RS [·]		+ 1 e ⁻	0.92
H ₂ O ₂	\rightleftharpoons	O ₂ ^{·-} (Superoxid-Radikal)	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 1 e ⁻	0.96
#6 P680 (Photosystem II)	\rightleftharpoons	P680 ⁺		+ 1 e ⁻	1.1
2 H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₂ O ₂	+ 2 H ⁺	+ 2 e ⁻	1.32
N ₂ (g) + H ₂ O	\rightleftharpoons	N ₂ O (g)	+ 2 H ⁺ (aq)	+ 2 e ⁻	1.35
H ₂ O	\rightleftharpoons	OH [·] (Hydroxyl-Radikal)	+ H ⁺ (aq)	+ 1 e ⁻	2.31

E° : Standard-Reduktionspotential (Midpoint Redox Potential) bei neutralem pH (physiologische Bedingungen). Standard-Konzentrationen: wie Standard-Reduktions-Potential, ausser $[H^{\circ}(aq)] = [H_3O^{\circ}] = [OH^{\circ}] = 10^{-7}$ mol/L
 #3 Ionenstärke = 0.25 mol/L; #4 Standard-Konzentrationen: $[HCO_3^{\circ}]_S = 10^{-3}$ mol/L, $[Mn^{2+}]_S = [Fe^{2+}]_S = 10^{-6}$ mol/L (typische Umweltkonzentration)
 #5 Es gibt verschiedene Ferredoxine mit Potentialen bis zu $E^{\circ} = -0.420$. #6 Freies Chlorophyll: Chl⁺ \rightleftharpoons Chl: $E^{\circ} = 0.78$ V

Löslichkeitsprodukte K_L schwerlöslicher Salze bei 25°C

Ag ₃ AsO ₄	1.03·10 ⁻²²	[1]	Ca ₂ C ₂ O ₄ · H ₂ O	2.32·10 ⁻⁹	[1]
AgBr	5.35·10 ⁻¹³	[1]	CaCrO ₄	7.1·10 ⁻⁴	[2]
AgBrO ₃	5.38·10 ⁻⁵	[1]	CaF ₂	3.45·10 ⁻¹¹	[1]
AgCH ₃ COO	1.94·10 ⁻³	[1]	Ca(IO ₃) ₂	6.47·10 ⁻⁶	[1]
AgCN	5.97·10 ⁻¹⁷	[1]	Ca(IO ₃) ₂ · 6 H ₂ O	7.10·10 ⁻⁷	[1]
Ag ₂ C ₂ O ₄	5.40·10 ⁻¹²	[1]	CaMoO ₄	1.46·10 ⁻⁸	[1]
Ag ₂ CO ₃	8.46·10 ⁻¹²	[1]	Ca(OH) ₂	5.02·10 ⁻⁶	[1]
AgCl	1.77·10 ⁻¹⁰	[1]	CaHPO ₄	1.26·10 ⁻¹⁹	[7]
Ag ₂ CrO ₄	1.12·10 ⁻¹²	[1]	Ca ₁₀ (PO ₄) ₆ (OH) ₂	10 ⁻¹¹⁴	(3) [6]
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	2.0·10 ⁻⁷	[4]	Ca ₁₀ (PO ₄) ₆ F ₂	10 ⁻¹¹⁸	[6]
Ag ₄ [Fe(CN) ₆]	1.6·10 ⁻⁴¹	[2]	Ca(H ₂ PO ₄) ₂	1.0·10 ⁻³	[2]
AgIO ₃	3.17·10 ⁻⁸	[1]	Ca ₃ (PO ₄) ₂	2.07·10 ⁻³³	[1]
AgI	8.52·10 ⁻¹⁷	[1]	Ca ₄ (HPO ₄) ₂ (PO ₄) ₂ · H ₂ O	1.25·10 ⁻⁴⁷	[6]
Ag ₂ O (2 Ag ⁺ + 2 OH ⁻)	4.0·10 ⁻¹⁶	[1b]	CaSO ₃ · 2 H ₂ O	1.3·10 ⁻⁸	[2]
Ag ₃ PO ₄	8.89·10 ⁻¹⁷	[1]	CaSO ₄	4.93·10 ⁻⁵	[1]
Ag ₂ SO ₄	1.20·10 ⁻⁵	[1]	CaSO ₄ · 2 H ₂ O (Gips)	3.14·10 ⁻⁵	[1]
Ag ₂ SO ₃	1.50·10 ⁻¹⁴	[1]	CaSO ₄ · 1/2 H ₂ O (Anhydrit)	3.1·10 ⁻⁷	[1]
AgSCN	1.03·10 ⁻¹²	[1]			
Ag ₂ S	1.0·10 ⁻⁴⁹	(2) [2]	Cd ₃ (AsO ₄) ₂	2.2·10 ⁻³³	[1]
AlAsO ₄	1.6·10 ⁻¹⁶	[2]	CdCO ₃	1.0·10 ⁻¹⁰	[1]
Al(OH) ₃	1.9·10 ⁻³³	[2]	CdC ₂ O ₄ · 3 H ₂ O	1.42·10 ⁻⁸	[1]
AlPO ₄ · 2 H ₂ O	9.84·10 ⁻²¹	[1]	Cd(CN) ₂	1.0·10 ⁻⁸	[2]
AlCa(HPO ₄)(PO ₄)	10 ⁻³⁹	[6]	CdF ₂	6.44·10 ⁻³	[1]
AuBr	5.0·10 ⁻¹⁷	[2]	Cd ₂ [Fe(CN) ₆]	3.2·10 ⁻¹⁷	[2]
AuCl	2.0·10 ⁻¹³	[3]	Cd(I ₂ O ₃) ₂	2.5·10 ⁻⁸	[1]
AuI	1.6·10 ⁻²³	[2]	Cd(OH) ₂	7.2·10 ⁻¹⁵	[1]
AuBr ₃	4.0·10 ⁻³⁶	[2]	Cd ₃ (PO ₄) ₂	2.53·10 ⁻³³	[1]
AuCl ₃	3.2·10 ⁻²⁵	[2]	CdS	8·10 ⁻²⁸	(2) [3]
Au(OH) ₃	1·10 ⁻⁵³	[2]			
AuI ₃	1.0·10 ⁻⁴⁶	[2]	Co ₃ (AsO ₄) ₂	6.8·10 ⁻²⁹	[1]
Ba ₃ (AsO ₄) ₂	1.1·10 ⁻¹³	[2]	CoCO ₃	8.0·10 ⁻¹³	[2]
Ba(BrO ₃) ₂	2.43·10 ⁻⁴	[1]	Co(I ₂ O ₃) ₂ · 2 H ₂ O	1.21·10 ⁻²	[1]
BaCO ₃	2.58·10 ⁻⁹	[1]	Co(OH) ₂ (blau)	5.92·10 ⁻¹⁵	[1]
BaC ₂ O ₄ · 2 H ₂ O	1.1·10 ⁻⁷	[2]	Co ₃ (PO ₄) ₂	2.05·10 ⁻³⁵	[1]
BaCrO ₄	1.17·10 ⁻¹⁰	[1]	CoS (α)	5.9·10 ⁻²¹	(2) [2]
BaF ₂	1.84·10 ⁻⁷	[1]	Co(OH) ₃	4.0·10 ⁻⁴⁵	[2]
Ba(I ₂ O ₃) ₂	4.01·10 ⁻⁹	[1]	CrAsO ₄	7.8·10 ⁻²¹	[2]
Ba(I ₂ O ₃) ₂ · H ₂ O	1.67·10 ⁻⁹	[1]	Cr(OH) ₃	6.7·10 ⁻³¹	[2]
BaMoO ₄	3.54·10 ⁻⁸	[1]	CrPO ₄	2.4·10 ⁻²³	[2]
Ba(NO ₃) ₂	4.64·10 ⁻³	[1]			
Ba(OH) ₂ · 8 H ₂ O	2.55·10 ⁻⁴	[1]	CuBr	6.27·10 ⁻⁹	[1]
Ba ₃ (PO ₄) ₂	1.3·10 ⁻²⁹	[2]	CuCl	1.72·10 ⁻⁷	[1]
BaSO ₄	1.08·10 ⁻¹⁰	[1]	CuCN	3.47·10 ⁻²⁰	[1]
BaSO ₃	5.0·10 ⁻¹⁰	[1]	CuI	1.27·10 ⁻¹²	[1]
BaSeO ₄	3.40·10 ⁻⁸	[1]	Cu ₂ O (Cu ⁺ und OH ⁻)	2.0·10 ⁻³⁰	(1) [1b]
Be(OH) ₂	6.92·10 ⁻²²	[1]	CuSCN	1.77·10 ⁻¹³	[1]
BiAsO ₄	4.43·10 ⁻¹⁰	[1]	Cu ₂ S (Cu ⁺ , HS ⁻ , OH ⁻)	1.6·10 ⁻⁴⁸	(2) [2]
BiI ₃	7.71·10 ⁻¹⁹	[1]			
BiOCl	7.0·10 ⁻⁹	[2]	Cu ₃ (AsO ₄) ₂	7.95·10 ⁻³⁶	[1]
BiO(OH)	1.0·10 ⁻¹²	(1) [2]	CuCO ₃	2.5·10 ⁻¹⁰	[2]
Bi(OH) ₃	3.2·10 ⁻⁴⁰	[2]	Cu ₂ O ₄	4.43·10 ⁻¹⁰	[1]
BiPO ₄	1.3·10 ⁻²³	[2]	Cu ₂ [Fe(CN) ₆]	1.3·10 ⁻¹⁶	[2]
Bi ₂ S ₃	1.6·10 ⁻⁷²	(2) [2]	Cu(I ₂ O ₃) ₂ · 1 H ₂ O	6.94·10 ⁻⁸	[1]
Ca ₃ (AsO ₄) ₂	6.8·10 ⁻¹⁹	[2]	Cu(OH) ₂	1.6·10 ⁻¹⁹	[2]
CaCO ₃ (Calzit)	3.36·10 ⁻⁹	[1]	Cu ₃ (PO ₄) ₂	1.40·10 ⁻³⁷	[1]
			CuS (Cu ²⁺ , HS ⁻ , OH ⁻)	7.9·10 ⁻³⁷	(2) [2]
			FeCO ₃	3.13·10 ⁻¹¹	[1]
			FeC ₂ O ₄	2.0·10 ⁻⁷	[4]
			FeF ₂	2.36·10 ⁻⁶	[1]

Fe(OH) ₂	4.87·10 ⁻¹⁷	[1]	PbCrO ₄	2.8·10 ⁻¹³	[3]
FeS (Fe ²⁺ , HS ⁻ , OH ⁻)	6·10 ⁻¹⁹	(2)	PbF ₂	3.3·10 ⁻⁸	[1]
Fe ₃ (PO ₄) ₂ ·8H ₂ O (Vivianit)	1.7·10 ⁻³⁶	[5]	Pb(IO ₃) ₂	3.69·10 ⁻¹³	[1]
FeF ₃	1.1·10 ⁻⁷	[1]	PbI ₂	9.8·10 ⁻⁹	[1]
Fe(OH) ₃	2.79·10 ⁻³⁹	[1]	Pb(OH) ₂	1.43·10 ⁻²⁰	[1]
FePO ₄ ·2 H ₂ O (Strengit)	9.91·10 ⁻¹⁶	[1]	Pb ₃ (PO ₄) ₂	3.0·10 ⁻⁴⁴	[2]
Fe ₂ S ₃ (Fe ³⁺ , HS ⁻ , OH ⁻)	1.4·10 ⁻⁸⁸	(2)	PbSeO ₄	1.37·10 ⁻⁷	[1]
Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃	3.0·10 ⁻⁴¹	[2]	PbSO ₄	2.53·10 ⁻⁸	[1]
Hg ₂ Br ₂ (Hg ₂ ²⁺)	6.40·10 ⁻²³	[1]	PbS(Pb ²⁺ , HS ⁻ , OH ⁻)	3.2·10 ⁻²⁸	(2)
Hg ₂ CO ₃	3.6·10 ⁻¹⁷	[1]	Sb ₂ S ₃	1.6·10 ⁻⁹³	(2)
Hg ₂ C ₂ O ₄	1.75·10 ⁻¹³	[1]	SnI ₂	1.0·10 ⁻⁴	[2]
Hg ₂ Cl ₂	1.43·10 ⁻¹⁸	[1]	Sn(OH) ₂	5.45·10 ⁻²⁷	[1]
Hg ₂ CrO ₄	5.0·10 ⁻⁹	[2]	SnS	1.0·10 ⁻²⁸	(2)
Hg ₂ F ₂	3.10·10 ⁻⁶	[1]	Sn(OH) ₄	1.0·10 ⁻⁵⁷	[2]
Hg ₂ I ₂	5.2·10 ⁻²⁹	[1]	SnS ₂	1.0·10 ⁻⁷⁰	(2)
Hg ₂ O·H ₂ O (Hg ₂ ²⁺ , OH ⁻)	1.6·10 ⁻²³	(1)	Sr ₃ (AsO ₄) ₂	4.29·10 ⁻¹⁹	[1]
Hg ₂ SO ₄	6.5·10 ⁻⁷	[1]	SrCO ₃	5.60·10 ⁻¹⁰	[1]
Hg ₂ (SCN) ₂	3.2·10 ⁻²⁰	[1]	SrC ₂ O ₄ · 2 H ₂ O	5.6·10 ⁻⁸	[2]
HgBr ₂	6.2·10 ⁻²⁰	[1]	SrCrO ₄	3.6·10 ⁻⁵	[2]
Hg(CN) ₂	3.0·10 ⁻²³	[2]	SrF ₂	4.33·10 ⁻⁹	[1]
HgI ₂	2.9·10 ⁻²⁹	[1]	Sr(IO ₃) ₂	1.14·10 ⁻⁷	[1]
Hg(OH) ₂	2.5·10 ⁻²⁶	[2]	Sr(IO ₃) ₂ · 1 H ₂ O	3.77·10 ⁻⁷	[1]
HgS (rot, Zinnober)	4·10 ⁻⁵⁴	(2)	Sr(IO ₃) ₂ · 6 H ₂ O	4.55·10 ⁻⁷	[1]
HgS (schwarz)	2·10 ⁻⁵³	(2)	Sr(OH) ₂ · 8H ₂ O	3.2·10 ⁻⁴	[2]
K ₂ PtCl ₆ (Hexachloroplatinat)	7.48·10 ⁻⁶	[1]	Sr ₃ (PO ₄) ₂	1.0·10 ⁻³¹	[2]
K[B(C ₆ H ₅) ₄] (Tetraphenylborat)	2.19 · 10 ⁻⁸	[8]	SrSO ₃	4.0·10 ⁻⁸	[2]
KClO ₄	1.05·10 ⁻²	[1]	SrSO ₄	3.44·10 ⁻⁷	[1]
KIO ₄	3.71·10 ⁻⁴	[1]	Zn ₃ (AsO ₄) ₂	2.8·10 ⁻²⁸	[1]
Li ₂ CO ₃	8.15·10 ⁻⁴	[1]	ZnCO ₃	1.46·10 ⁻¹⁰	[1]
Ni ₃ (AsO ₄) ₂	1.9·10 ⁻²⁶	[2]	ZnCO ₃ · 1H ₂ O	5.42·10 ⁻¹¹	[1]
NiCO ₃	1.42·10 ⁻⁷	[1]	ZnC ₂ O ₄ · 2 H ₂ O	1.38·10 ⁻⁹	[1]
Ni(CN) ₂	3.0·10 ⁻²³	[2]	Zn(CN) ₂	8.0·10 ⁻¹²	[2]
Ni(OH) ₂	5.48·10 ⁻¹⁶	[1]	ZnF ₂	3.04·10 ⁻²	[1]
Ni(IO ₃) ₂	4.71·10 ⁻⁵	[1]	Zn ₃ [Fe(CN) ₆] ₂	4.1·10 ⁻¹⁶	[2]
Ni ₃ (PO ₄) ₂	4.74·10 ⁻³²	[1]	Zn(IO ₃) ₂ · 2 H ₂ O	4.1·10 ⁻⁶	[1]
NiS	3.0·10 ⁻²¹	(2)	Zn(OH) ₂	3·10 ⁻¹⁷	[1]
Mg ₃ (AsO ₄) ₂	2.1·10 ⁻²⁰	[2]	Zn ₃ (PO ₄) ₂	9.1·10 ⁻³³	[2]
MgCO ₃	6.82·10 ⁻⁶	[1]	ZnSe	3.6·10 ⁻²⁶	[1]
MgCO ₃ · 3H ₂ O	2.38·10 ⁻⁶	[1]	ZnSeO ₃ · 1H ₂ O	1.59·10 ⁻⁷	[1]
MgCO ₃ · 5H ₂ O	3.79·10 ⁻⁶	[1]	ZnS (Wurtzit)	3·10 ⁻²³	(2)
MgF ₂	5.16·10 ⁻¹¹	[1]	ZnS (Sphalerit)	2·10 ⁻²⁵	(2)
Mg(OH) ₂	5.61·10 ⁻¹²	[1]			
MgC ₂ O ₄ · 2H ₂ O	4.83·10 ⁻⁶	[1]			
Mg ₃ (PO ₄) ₂	1.04·10 ⁻²⁴	[1]			
MgNH ₄ PO ₄	2.5·10 ⁻¹²	[2]			
Mn ₃ (AsO ₄) ₂	1.9·10 ⁻¹¹	[2]			
MnCO ₃	2.24·10 ⁻¹¹	[1]			
MnC ₂ O ₄ · 2H ₂ O	1.70·10 ⁻⁷	[1]			
Mn(IO ₃) ₂	4.37·10 ⁻⁷	[1]			
Mn(OH) ₂	1.9·10 ⁻¹³	[3]			
MnS(grün)	5.1·10 ⁻¹⁵	(2)			
Mn(OH) ₃	ca. 1·10 ⁻³⁶	[2]			
Pb ₃ (AsO ₄) ₂	4.1·10 ⁻³⁶	[2]			
PbBr ₂	6.60·10 ⁻⁶	[1]			
PbCO ₃	7.40·10 ⁻¹⁴	[1]			
PbCl ₂	1.70·10 ⁻⁵	[1]			

(1) Sehr kleine Mengen an Oxiden lösen sich in Wasser unter Bildung von Metallkationen und OH⁻. Feste Hydroxide sind unstabil und zerfallen bei ihrer Bildung zu Oxiden. [2]

(2) Gleichgewichtskonstanten K_{SPB} (Löslichkeitsprodukt und Säure/Base-Reaktion) für Metallsulfide beziehen sich auf das Gleichgewicht [3]:



(3) (Hydroxyl)apatit, geht auch mit 6 H₂O in Lösung (K=10⁻¹⁷) als: 4 [Ca₂HPO₄](OH)₂] + 2 Ca²⁺ + 2 HPO₄²⁻

[1] CRC Handbook of Chemistry and Physics [1b] aus ΔG°f

[2] Unterlagen von U. Leutenegger

[3] Kotz und Treichel, Chemistry and Chemical Reactivity, 5th ed, Thomson, 2003.

[4] U. Wuthier, Tabellenbuch Chemie

[5] Al-Borno, A. Tomson, M. B. (1994): The temperature dependence of the solubility product constant of vivianite, Geochim. Cosmochim. acta 58.

[6] Stumm, W. und Morgan, J.: Aquatic Chemistry, Wiley, 1996

[7] GeoChem EZ Database

[8] Wikipedia (teils berechnet aus Löslichkeit)

Komplexbildungs-Konstanten (Stabilitäts-Konstanten):

K_i : individuelle Komplexbildungs-Konstante; $K_{Bi} = \beta_i$: Brutto-Komplexbildungs-Konstante; $K_1 = \beta_1$

Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = NH ₃	Ammoniak NH ₄ ⁺ : pK _S = 9.21		Temp	Medium	Literatur
Ni ²⁺	[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺ oct.	lgK ₁ = 2.79	lgK ₂ = 2.26 lgK ₃ = 1.69 lgK ₄ = 1.25 lgK ₅ = 0.74 lgK ₆ = 0.03 lg β_6 = 8.74		30°C	2 M NH ₄ NO ₃	[1]
Co ²⁺	Co(NH ₃) ₆ ²⁺ oct.	lgK ₁ = 2.11	lgK ₂ = 1.63 lgK ₃ = 1.05 lgK ₄ = 0.76 lgK ₅ = 0.18 lgK ₆ = -0.62 lg β_6 = 5.11		30°C	2 M NH ₄ NO ₃	[1]
Co ³⁺	[Co(NH ₃) ₆] ³⁺			lg β_6 = 34			[9]
Cu ²⁺	[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺ quadr. planar	lgK ₁ = 4.15	lgK ₂ = 3.50 lgK ₃ = 2.89 lgK ₄ = 2.13 lg β_4 = 12.67		18°C	2 M NH ₄ NO ₃	[2]
Zn ²⁺	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	lgK ₁ = 2.37	lgK ₂ = 2.44 lgK ₃ = 2.50 lgK ₄ = 2.15 lg β_4 = 9.46		30°C	2 M NH ₄ NO ₃	[1]
Ag ⁺	[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	lgK ₁ = 3.20	lgK ₂ = 3.83		30°C	2 M NH ₄ NO ₃	[1]
Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = en	Ethylendiamin H ₂ N-CH ₂ -CH ₂ -NH ₂ H ₂ en ²⁺ : pK _{S1} = 7.31; pK _{S2} = 10.05		Temp	Medium	Literatur
Ni ²⁺	[Ni(en) ₃] ²⁺ oct.	lgK ₁ = 7.51	lgK ₂ = 6.35 lgK ₃ = 4.42 lg β_3 = 18.3		25°C	1 M KNO ₃	[1]
Co ²⁺	[Co(en) ₃] ²⁺ oct.	lgK ₁ = 6.0	lgK ₂ = 4.8 lgK ₃ = 3.3 lg β_3 = 14.1		25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Cu ²⁺	[Cu(en) ₃] ²⁺	lgK ₁ = 10.72	lgK ₂ = 9.31 lgK ₃ = 1.0 lg β_2 = 20.0 lg β_3 = 21.0		25°C		[1]
Zn ²⁺	[Zn(en) ₃] ²⁺	lgK ₁ = 5.92	lgK ₂ = 5.15 lgK ₃ = 1.86 lg β_2 = 11.1 lg β_3 = 12.9		25°C		[1]
Ag ⁺	[Ag(en) ₂] ⁺	lgK ₁ = 4.7	lgK ₂ = 3.0		25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Ag ⁺	[Ag(Hen)] ²⁺	lgK ₁ = 11.9			25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = Y ⁴⁻ EDTA	H ₄ Y: pK _{S1} = 1.99; pK _{S2} = 2.67; pK _{S3} = 6.16; pK _{S4} = 10.26		Temp	Medium	Literatur
Na ⁺	[NaY] ³⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 2.5			25°C	H ₂ O rein	[5]
Ni ²⁺	[NiY] ²⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 18.6			20°C	0.1 M KCl	[1]
Co ²⁺	[CoY] ²⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 16.2			20°C	0.1 M KCl	[1]
Co ³⁺	[CoY] ⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 36			20°C	0.1 M KCl	[1]
Cu ²⁺	[CuY] ²⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 18.8			20°C	0.1 M KCl	[1]
Fe ²⁺	[FeY] ²⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 14.3			20°C	0.1 M KCl	[1]
Fe ³⁺	[FeY] ⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 25.1			20°C	0.1 M KCl	[1]
Pb ²⁺	[PbY] ²⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 19.8			25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Mg ²⁺	[MgY] ²⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 8.7			20°C	0.1 M KCl	[1]
Ca ²⁺	[CaY] ²⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 10.6			25°C	0.1 M KCl	[1]
Al ³⁺	[AlY] ⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 16.1			20°C	0.1 M KNO ₃	[1]
Ba ²⁺	[BaY] ²⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 7.8			20°C	0.1 M KCl	[1]
Sr ²⁺	[SrY] ²⁻	lgK ₁ = lg β_1 = 8.6			20°C	0.1 M KCl	[1]
Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻	Halogenid-Ionen (Fluorid, Chlorid, Bromid, Iodid)		Temp	Medium	Literatur
Al ³⁺	[AlF ₆] ³⁻	lgK ₁ = 6.1	lgK ₂ = 5.0 lgK ₃ = 3.9 lgK ₄ = 2.7 lgK ₅ = 1.6 lgK ₆ = 0.5 lg β_6 = 19.8		25°C		[4]
Fe ³⁺	[FeF ₃ (H ₂ O) ₃]	lgK ₁ = 6.0	lgK ₂ = 4.6 lgK ₃ = 3.1 pK _L = 6.9		25°C	entmin. H ₂ O	[5] [6]
Cu ²⁺	[CuCl ₄] ²⁻ tetr - quadr. planar	lgK ₁ = 0.98		lg β_4 = 5.6	20°C	0.6 M HClO ₄	[1] [3,9]
Fe ³⁺	[FeCl ₂ (H ₂ O) ₄] ⁺	lgK ₁ = 1.5	lgK ₂ = 0.6		25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Zn ²⁺	[ZnCl ₄] ²⁻			lg β_4 = 0.20			[9]
Ag ⁺	[AgCl ₃] ²⁻	lgK ₁ = 3.3 pK _L = 9.7	lgK ₂ = 2.0 lg β_2 = 5.3 lg β_3 = 6.4		25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Ag ⁺	[AgI ₂] ⁻	pK _L = 16	lg β_2 = 11		25°C	entmin. H ₂ O	[9]

Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = SCN ⁻	Thiocyanat-Ion = Rhodanid-Ion	Temp	Medium	Literatur	
Ag ⁺	[Ag(SCN) ₂] ⁻		lgβ ₂ = 9.8			[3]	
Fe ³⁺	[Fe(SCN) ₃ (H ₂ O) ₃] ⁻	lgK ₁ = 2.11	lgK ₂ = 1.17 lgK ₃ = 3.02			[3, 9]	
Cu ²⁺	[Cu(SCN) ₂ (H ₂ O) ₂] ⁻		lgβ ₂ = 3.7			[9]	
Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = X ³⁻ = NTA = N(CH ₂ COO) ₃ ³⁻	H ₄ X ⁺ : pK _{S1} = 1.1; pK _{S2} = 1.7; pK _{S3} = 2.9; pK _{S4} = 10.3	Temp	Medium	Literatur	
Ni ²⁺	[NiX] ⁻	lgK ₁ = lgβ ₁ = 11.5		20°C		[2]	
Cu ²⁺	[CuX] ⁻	lgK ₁ = lgβ ₁ = 13.0		20°C		[2]	
Zn ²⁺	[ZnX] ⁻	lgK ₁ = lgβ ₁ = 10.7		20°C		[2]	
Pb ²⁺	[PbX] ⁻	lgK ₁ = lgβ ₁ = 12.6		25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Cd ²⁺	[CdX ₂] ⁴⁻	lgK ₁ = 11.1 lgK ₂ = 4.0		25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Mg ²⁺	[MgX] ⁻	lgK ₁ = lgβ ₁ = 5.4		20°C		[2]	
Ca ²⁺	[CaX] ⁻	lgK ₁ = lgβ ₁ = 7.6		25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Ba ²⁺	[BaX] ⁻	lgK ₁ = lgβ ₁ = 4.8		20°C		[2]	
Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = CN ⁻	Cyanid-Ion	HCN: pK _S = 9.2	Temp	Medium	Literatur
Ni ²⁺	[Ni(CN) ₄] ²⁻	lgβ ₁ = 7.3	lgβ ₄ = 30.2	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Zn ²⁺	[Zn(CN) ₄] ²⁻	lgβ ₁ = 5.7	lgβ ₂ = 11.1 lgβ ₃ = 16.1 lgβ ₄ = 19.6	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Ag ⁺	[Ag(CN) ₃] ²⁻		lgβ ₂ = 20.5 lgβ ₃ = 21.4	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Au ⁺	[Au(CN) ₂] ⁻		lgβ ₂ = 37			[8]	
Fe ²⁺	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻		lgβ ₆ = 24	25°C	entmin. H ₂ O	[1]	
Fe ³⁺	[Fe(CN) ₆] ³⁻		lgβ ₆ = 31	25°C	entmin. H ₂ O	[1]	
Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = S ₂ O ₃ ²⁻	Thiosulfat-Ion	H ₂ S ₂ O ₃ : pK _{S1} = 1.6; pK _{S2} = 0.6	Temp	Medium	Literatur
Ag ⁺	[Ag(S ₂ O ₃) ₃] ⁵⁻	lgK ₁ = 8.8	lgK ₂ = 4.9 lgK ₃ = 0.5		25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Fe ³⁺	[FeS ₂ O ₃ (H ₂ O) _n] ⁺	lgK ₁ = 3.3			25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = OH ⁻	Hydroxid-Ion		Temp	Medium	Literatur
Fe ²⁺	[Fe(OH) ₃ (H ₂ O) _n] ⁻	lgβ ₁ = 4.5	lgβ ₂ = 7.4 lgβ ₃ = 11.0 pK _L = 15.1		25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Co ²⁺	[Co(OH) ₃ (H ₂ O) _n] ⁻	lgβ ₁ = 4.3	lgβ ₂ = 9.2 lgβ ₃ = 10.5 pK _L = 15.7		25°C	entmin. H ₂ O	[5]
Ni ²⁺	[Ni(OH) ₃ (H ₂ O) _n] ⁻	lgβ ₁ = 4.1	lgβ ₂ = 9.0 lgβ ₃ = 12.0 pK _L = 17.2	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Cu ²⁺	[Cu(OH) ₄] ²⁻	lgβ ₁ = 6.3	lgβ ₂ = 11.8 lgβ ₄ = 16.4 pK _L = 20	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Zn ²⁺	[Zn(OH) ₄] ²⁻	lgβ ₁ = 4.3	lgβ ₂ = 11.1 lgβ ₃ = 13.6 lgβ ₄ = 14.8 pK _L = 16	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Ca ²⁺	[Ca(OH)(H ₂ O) _n] ⁺	lgβ ₁ = 1.15		25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
			pK _L = 5.19	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Al ³⁺	[Al(OH) ₄] ⁻	lgβ ₁ = 9.1	lgβ ₂ = 17.9 lgβ ₃ = 25.2 lgβ ₄ = 33.3 pK _L = 33.5	25°C	entmin. H ₂ O	[7]	
Fe ³⁺	[Fe(OH) ₄] ⁻	lgβ ₁ = 11.8	lgβ ₂ = 22.3 lgβ ₂ = 30 lgβ ₄ = 34.4 pK _L = 40	25°C	entmin. H ₂ O	[5,7]	
Zentral-Ion	Komplex-Ion	L = PO ₄ ³⁻		Temp	Medium	Literatur	
Ca ²⁺		lgβ ₁ ([CaL] ⁻) = 6.5 lgβ ₁ ([CaHL]) = 15.1	lgβ ₁ ([CaH ₂ L] ⁺) = 21.0 pK _L (CaHL) = 19.0	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Zn ²⁺		lgβ ₁ ([ZnHL]) = 15.7 lgβ ₁ ([ZnH ₂ L] ⁺) = 21.2	lgβ ₁ ([Zn ₃ L ₂]) = 35.3	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Zentral-Ion	Komplex-Ion	L _A = P ₂ O ₇ ⁴⁻ L _B = P ₅ O ₁₀ ⁵⁻		Temp	Medium	Literatur	
Ca ²⁺		lgK ₁ (CaL _A ²⁻) = 6.8 lgK ₁ (CaHL _A ⁻) = 13.4	lgK ₁ (CaZnL _B ³⁻) = 8.1 pK _L (Ca ₂ L) = 14.7	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	
Zn ²⁺		lgK ₁ (ZnL _A ²⁻) = 8.7 lgK ₁ (Zn(L _A) ₂ ⁶⁻) = 11.0	lgK ₁ (Zn(OH)(L _A) ³⁻) = 13.8 lgK ₁ (ZnL _B ³⁻) = 10.3	25°C	entmin. H ₂ O	[5]	

Gleichgewichtskonstanten für das Lösen von Gasen in Wasser

Henry-Konstante K_H

$$K_H = \frac{\text{molare Konzentration der Spezies in Wasser gelöst} \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]}{\text{Partialdruck der Spezies in der Gasphase} \left[\text{atm} \right]} = \frac{[i]}{p(i)} = \frac{c_{molar}(i)}{p(i)}$$

Einige Henry-Konstanten in $[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{atm}^{-1}]$ bei 25°C.

Manche Stoffe gehen mit Wasser hier nicht berücksichtigte Folgereaktionen ein. Beispielsweise gibt K_H von HCl an, wie viele HCl-Moleküle im Gleichgewicht mit HCl in der Gasphase sind, und es umfasst nicht die Cl^- -Ionen.

Stoff	K_H	Stoff	K_H	Stoff	K_H
O_2	$1.3 \cdot 10^{-3}$	N_2	$6.1 \cdot 10^{-4}$	CH_3OH	220
H_2	$7.8 \cdot 10^{-4}$	N_2O	$2.5 \cdot 10^{-2}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	200
H_2O_2	71'000	NO	$1.9 \cdot 10^{-3}$	CH_4	$1.3 \cdot 10^{-3}$
HF	$9.6 / K_S$	NO_2	$3 \cdot 10^{-2}$	$\text{CO}_2 \#1$	$3.4 \cdot 10^{-2}$
HCl	$20 = 2 \cdot 10^6 / K_S$	N_2O_4	1.5	H_2CO	3000
Cl_2	$9 \cdot 10^{-2}$	HNO_3	$2 \cdot 10^5$	CO	$9.5 \cdot 10^{-4}$
He	$3.7 \cdot 10^{-4}$	NH_3	60	H_2S	0.1
Ne	$4.5 \cdot 10^{-4}$	HCN	10	$\text{SO}_2 \#2$	1.2
Ar	$1.4 \cdot 10^{-3}$			SO_3	Sehr gross

#1 Beim Lösen von CO_2 laufen nacheinander zwei Reaktionen ab:

- (1) $\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{aq})$.
- (2) $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$.

Im Gleichgewicht liegt allerdings der weitaus grösste Teil als $\text{CO}_2(\text{aq})$ vor und nur ein sehr kleiner Teil (ca. 0.2%) als $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, wobei sich das Gleichgewicht relativ langsam einstellt. Die Henry-Konstante K_H von CO_2 ist

$$K_H = \frac{[\text{CO}_2(\text{aq})] + [\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]}{p(\text{CO}_2(\text{g}))} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3^*]}{p(\text{CO}_2(\text{g}))} \approx \frac{[\text{CO}_2(\text{aq})]}{p(\text{CO}_2(\text{g}))}$$

H_2CO_3^* bezeichnet damit die Summe der Konzentrationen der gelösten CO_2 und eigentlichen H_2CO_3 . Das gibt beim Weiterrechnen aber keine Probleme, denn auch bei Berechnungen mit der Säurekonstante K_S von H_2CO_3 versteht man unter $[\text{H}_2\text{CO}_3]$ die Summe der Konzentrationen beider Spezies: eigentliche H_2CO_3 und gelöste CO_2 -Moleküle:

$$K_S = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{([\text{CO}_2(\text{aq})] + [\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})])} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3^*]} \approx \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2(\text{aq})]}$$

#2 Für SO_2 gilt dasselbe, wie für CO_2 : in der wässrigen Lösung liegt im Gleichgewicht praktisch nur SO_2 und fast kein H_2SO_3 vor, die Summe der beiden Konzentrationen wird als H_2SO_3^* bezeichnet, obwohl fast nur SO_2 vorliegt. Der K_S von „ H_2SO_3 “ ist

$$K_S = \frac{[\text{HSO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{SO}_3^*]} \approx \frac{[\text{HSO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{SO}_2(\text{aq})]}$$

Thermodynamische Daten für 25°C, 1 atm und Standard-Zustände

ΔG_f° : Freie Standard-Bildungs-Enthalpie; ΔH_f° : Standard-Bildungs-Enthalpie; S° : Standard-Entropie

Spezies	ΔH_f° kJ mol ⁻¹	ΔG_f° kJ mol ⁻¹	S° J mol ⁻¹ K ⁻¹	Ref
Ag (s)	0	0	43	[4]
Ag ⁺ (aq)	106	77	73	[4]
AgCl (s)	-127	-110	96	[4]
Br ₂ (l)	0	0	152	[0]
Br ₂ (g)	31	3	245	[4]
Br ₂ (aq)	-259	3.93	130.5	[0]
C (g)	717	617	158	[4]
C (s, Graphit)	0	0	5.740	[]
C (s, Diamant)	1.895	2.900	2.377	[]
CO (g)	-111	-137	198	[4]
CO ₂ (g)	-393.5	-394.37	213.6	[0]
H ₂ CO ₃ (aq, incl. gelöstes CO ₂)	-699.6	-623.2	187.0	[0]
H ₂ CO ₃ (aq, ohne gel. CO ₂)		~ -607.1		[0]
HCO ₃ ⁻	-692.0	-586.9	91.20	[10]
CO ₃ ²⁻	-677.1	-527.9	-56.90	[10]
Ca ²⁺ (aq)	-543	-554	-53	[4]
CaCO ₃ (s)	-1'207	-1'129	93	[4]
Ca(OH) ₂ (s)	-986.1	-898.4	83.39	[10]
CaSO ₄ (s)	-1434.1	-1321.7	106.7	[10]
CaSO ₄ · 2 H ₂ O (s)	-2022.6	-1797.2	194.1	[10]
CaCl ₂ ⁻ (s)	-795.8	-748.1	104.6	[10]
CaO (s)	-635	-604	40	[4]
Cl ₂ (g)	0	0	223.08	[9]
Cl ₂ (aq)		6.94	121	[9]
Cl (g)	121	105	165	[4]
Cl ⁻ (aq)	-167	-131.2	56.60	[4,9]
ClO ⁻ (aq)		-37.67	42.00	[9]
HClO (aq)		-80.02	142.0	[9]
ClO ₂ ⁻ (aq)		-10.25	101.3	[9]
HClO ₂ (aq)		-0.940	188.3	[9]
Cu (s)	0	0	33.15	[9]
Cu ⁺ (aq)		48.87	40.6	[9]
Cu ²⁺ (aq)	64.8	65.04	-98	[4,9]
CuSO ₄ (s)	-771	-662	109	[4]
CuSO ₄ · 5H ₂ O (s)	-2'280	-1'880	300	[4]
CuO (s)	-157.3	-129.6	42.63	[10]
[CuOH] ⁺ (aq)		-126.66	-61	[9]
[Cu(OH) ₂] (aq)		-316.54	26	[9]
[Cu(OH) ₃] ⁻ (aq)		-493.98	-14	[9]
[Cu(OH) ₄] ²⁻ (aq)		-657.48	-175	[9]
[Cu ₂ (OH) ₂] ²⁺ (aq)		-285.1	-4	[9]
[Cu ₃ (OH) ₄] ²⁺ (aq)		-633.0	-59	[9]
[CuCl] ⁺ (aq)	-93.8	-69.83	-1	[9]
[CuCl ₂] (aq)	-246.2	-200.83	104	[9]
[CuCl ₃] ⁻ (aq)	-406.2	-327.5	169	[9]
[CuCl ₄] ²⁻ (aq)	-563.6	-452.42	237	[9]
H (g)	218	203	115	[4]
H ₂ (g)	0	0	130.6	[0]
H ⁺ (aq) per definitionem	0	0	0	[0]
HF	-271	-273	174	[4]
HCl (g)	-92	-95	187	[4]
„HCl (aq)“	-167	-131	56	[4]
HBr (g)	-36	-53	199	[4]
HI (g)	26	2	206	[4]
I ₂ (s)	0	0	116	[0]
I ₂ (g)	62	19	261	[4]
I ₂ (aq)	22.6	16.4	137	[0]
I ⁻ (aq)	-55.19	-51.59	111	[0]
K (s)	0	0	64.7	[0]
K (g)	89.0	60.5	160	[0]
K ⁺ (aq)	-251	-282	103	[4]
KCl (s)	-436	-408	83	[4]
Mg(s)	0	0	33	[4]
Mg ²⁺ (aq)	-467	-455	-138	[4]
MgCl ₂ (s)	-642	-592	90	[4]
Mg(OH) ₂ (s)	-924.5	-833.5	63.18	[10]
MgSO ₄ (s)	-1'288	-1'171	92	[4]
MgSO ₄ · 5H ₂ O (s)	-3'388	-2'872	372	[4]
Spezies	ΔH_f°	ΔG_f°	S°	Ref

Spezies	ΔH_f° kJ mol ⁻¹	ΔG_f° kJ mol ⁻¹	S° J mol ⁻¹ K ⁻¹	Ref
N ₂ (g)	0	0	191.6	[0]
N ₂ (aq)	-10	-18	96	[1]
NH ₃ (g)	-46.1	-16.48	192	[0]
NH ₃ (aq)	-80.29	-26.57	111	[0]
NH ₄ ⁺ (aq)	-132	-79	113	[4]
NH ₄ Cl (s)	-314	-203	95	[4]
NH ₄ NO ₃ (s)	-366	-184	151	[4]
N ₂ O (g)	82	104	220	[4]
NO (g)	90	87	211	[4]
NO ₂ (g)	33.10	51	240.04	[5]
N ₂ O ₄ (g)	9.08		304.38	[5]
NO ₃ ⁻ (aq)	-207	-111	146	[4]
Na (s)	0	0	51.3	[4]
Na (g)	109	78	154	[4]
Na ⁺ (aq)	-240	-262	59	[4]
NaCl (s)	-411	-384	72	[4]
NaOH (s)	-427	-381	64	[4]
Na ₂ SO ₄ (s)	-1'384	-1'267	149	[4]
Na ₂ SO ₄ · 10 H ₂ O (s)	-4'324	-3'644	593	[4]
O ₂ (g)	0	0	205.2	[0]
O ₂ (aq)	-12.471	16.32	108.1	[11]
O ₃ (g)	142.7	163.2	239	[0]
OH ⁻ (aq)	-230.0	-157.29	-10.75	[0]
H ₂ O ₂ (g)	-136.31	-105.6	232.6	[0]
H ₂ O ₂ (l)	-188	-120	109	[4]
H ₂ O ₂ (aq)	-191.17	-134.1	143.9	[0]
H ₂ O (s) (0°C)	-291.83		41.45	(3)
H ₂ O (l) (0°C)	-285.82		63.45	(3)
H ₂ O (l) (100°C)	-285.830	-237.18	69.91	[0]
H ₂ O (g) (0°C)	-283.454		86.896	[7]
H ₂ O (g)	-240.77		172.35	(4)
H ₂ O (g) (100°C)	-242.797		195.847	[7,6]
OH ⁻ (g) (Radikal)	38.95	34.22	183.64	[0]
OH ⁻ (aq) (Radikal)		7.74		[0]
P (α, weiss)	0	0	41.1	[0]
PO ₄ ³⁻ (aq)	-1277.4	-1018.8	-222	[0]
HPO ₄ ²⁻ (aq)	-1292.1	-1089.3	-33.4	[0]
H ₂ PO ₄ ⁻ (aq)	-1296.3	-1130.4	90.4	[0]
H ₃ PO ₄ (aq)	-1288.3	-1142.6	158	[0]
P ₂ O ₇ ⁴⁻ (aq)	-2271.1	-1919	-117	[0]
HP ₂ O ₇ ³⁻ (aq)	-2274.8	-1972.2	46	[0]
H ₂ P ₂ O ₇ ²⁻ (aq)	-2278.6	-2010.2	163	[0]
S (rhombisch, S ₈)	0	0	31.8	[0]
SO ₂ (g)	-296.8	-300.2	248	[0]
SO ₃ (g)	-395.7	-371.1	257	[0]
H ₂ S (g)	-20.63	-33.56	205.7	[0]
H ₂ S (aq)	-39.75	-27.87	121.3	[0]
S ²⁻ (aq)	33.0	85.8	-14.6	[0]
HS ⁻ (aq)	-17.6	12.05	62.8	[0]
SO ₃ ²⁻ (aq)	-635.5	-486.6	-29	[0]
HSO ₃ ⁻ (aq)	-626.2	-527.8	140	[0]
H ₂ SO ₃ (aq) (incl. gel. SO ₂)	-608.8	-537.9	232	[0]
H ₂ SO ₃ (aq) (ohne gel. SO ₂)	~ -534.5			[0]
SO ₄ ²⁻ (aq)	-909.2	-744.6	20.1	[0]
HSO ₄ ⁻ (aq)	-887.3	-756.0	132	[0]
H ₂ SO ₄ (l)	-814	-690	157	[4]
Se (s)	0	0	42	[4]
Se (g)	227	187	177	[4]
H ₂ Se (g)	30	16	219	[4]
H ₂ Te (g)	100			[4]
Si (s)	0	0	18.8	[0]
SiO ₂ (α, Quarz)	-910.94	-856.67	41.8	[0]
SiO ₂ (α, Cristobalit)	-909.48	-855.88	42.7	[0]
SiO ₂ (α, Tridymit)	-909.06	-855.29	43.5	[0]
SiO ₂ (amorph)	-903.49	-850.73	46.9	[0]
H ₄ SiO ₄ (aq)	-1468.6	-1308.0	180	[0]
Spezies	ΔH_f°	ΔG_f°	S°	Ref

	kJ mol ⁻¹	kJ mol ⁻¹	J mol ⁻¹ K ⁻¹	
Zn (s)	0	0	42	[4]
Zn ²⁺ (aq)	- 154	- 147	- 112	[4]
ZnS	-206.0	-201.3	57.7	[4]

	kJ mol ⁻¹	kJ mol ⁻¹	J mol ⁻¹ K ⁻¹	
ZnCO ₃ (s)	-812.8	-731.5	82.42	[10]
ZnO	-350.5	-320.5	43.64	[10]

Spezies		ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)	ΔG_f° (kJ mol ⁻¹)	S° (J mol ⁻¹ K ⁻¹)	Referenz
CH ₄ (g)	Methan	-74.80	-50.79	186	
CH ₄ (aq)		-89.04	-34.39	83.7	
C ₂ H ₆ (g)	Ethan	- 85	- 33	230	[4]
C ₃ H ₈ (g)	Propan	- 104	- 24	270	[4]
C ₄ H ₁₀ (g)	Butan	- 125.6	- 24	313	[4]
C ₅ H ₁₂ (g)	Pantan	- 146	- 8	349	[4]
C ₅ H ₁₂ (l)		- 173			[4]
C ₆ H ₁₄ (l)	Hexan	-198.7	257.8	295	[3]
C ₆ H ₁₄ (aq)		-199.3	289.9	185.3	[2]
C ₆ H ₁₄ (g)		-167.1	261.7	388	[2]
C ₈ H ₁₈ (g)	Octan	- 208	16	467	[4]
C ₉ H ₂₀ (g)	Nonan	- 229	25	506	[4]
C ₉ H ₂₀ (l)		- 275			[4]
C ₂ H ₄ (g)	Ethen/Ethylen	52	68	220	[4]
C ₂ H ₂ (g)	Ethin/Acetylen	227	209	201	[4]
C ₆ H ₆ (l)	Benzen ("Benzol")	49.1	124.5	173.4	
C ₆ H ₆ (aq)		51.3	143.9	115	[2]
C ₆ H ₆ (g)		82.9	129.7	269.2	
C ₆ H ₁₀ (g)	Cyclohexen	-5	107	311	[4]
C ₆ H ₁₀ (g)	Cyclohexen	38		216	[5]
C ₆ H ₈ (l)	1,4-Cyclohexadien	67		189.37	[5]
C ₆ H ₈ (l)	1,3-Cyclohexadien	71		197.28	[5]
CH ₃ OH (l)	Methanol	-239.2	-166.6	126.8	[7]
CH ₃ OH (g)	Methanol	- 201.0	- 162.3	239.9	[7]
CH ₃ CH ₂ OH (l)	Ethanol	-277.6	-174.8	160.7	
CH ₃ CH ₂ OH (aq)		-287.6	-171.6	116.4	(1)[2]
CH ₃ CH ₂ OH (g)		-234.8	-167.9	281.6	
CH ₂ O (g)	Methanal/Formaldehyd	-116.0	-110.0	218.6	
CH ₂ O (aq)			-129.7		
CH ₃ CHO (g)	Ethanal/Acetaldehyd	- 166	- 133	264	[4]
(O ₃ N)C ₂ H ₄ (NO ₃)	Ethylenglycoldinitrat	-233			
CH ₃ COCH ₃ (g)	Propanon / Aceton	- 218	- 153	295	[4]
CH ₃ COCH ₃ (l)		-249		200	[5]
CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃ (l)	Diethylether	-279.5	Y	253.5	(2)[3]
CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃ (aq)		-299.2	Y+12	147.2	[2]
CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃ (g)		-252.1		342.7	
HCOOH (l)	Ameisensäure	-425.0	-361.4	129	[1]
HCOOH (g)		-378.7	-351	249	[1],[4]
HCOOH (aq)		-425.4	-372.3	163	
HCOO ⁻ (aq)		-425.6	-351.0	92	
H ₃ CCOOH (l)	Essigsäure (Ethansäure)	-484.3	-389.9	159.8	[1]
H ₃ CCOOH (g)		-432.2	-374.2	283.5	[1]
H ₃ CCOO ⁻ (aq)	Acetat-Ion	-486.0	-369.3	86.6	[1]
H ₆ C ₆ O ₃ (l)	Essigsäureanhydrid	-625.0			
C ₁₇ H ₃₅ COOH (s)	Hexadecansäure / Palmitins.	-949			
H ₂ C ₂ O ₄ (aq)	Oxalsäure	-818.26	-697.0		
HC ₂ O ₄ ⁻ (aq)		-818.8	-690.86		
C ₂ O ₄ ²⁻ (aq)		-818.8	-674.04	45.6	
CH ₃ Br (g)	Brommethan	- 38	- 28	246	[4]
CH ₃ Cl (g)	Chlormethan	- 86	- 63	235	[4]
CH ₃ F (g)	Fluormethan	- 234	- 210	223	[4]
CH ₃ I (g)	Iodmethan	14	16	254	[4]
NH ₂ CONH ₂ (s)	Harnstoff	-333.1		104	[5]
NH ₂ CONH ₂ (g)		- 246	- 154	249	[4]
NH ₂ CH ₂ COOH (s)	Glycin	- 529	- 369	104	[4]
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	α -D-Glucose	- 1'273.3		209	[1], [5]
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	β -D-Fructose	- 1'265.6			[1]
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (s)	Sucrose, Saccharose	- 2'221.2		392.40	[5]

Wichtige Funktionelle Gruppen und Substituenten

Formeln und Daten

Ungeladene Gruppen sind nach zunehmendem Rang geordnet. R_x ist organischer Rest oder (wenn nicht anders vermerkt) ein H-Atom. Der Name der ranghöchsten funktionellen Gruppe erscheint wie die Mehrfachbindungen am Ende des Stammnamens (Suffix), da sie als Teil der Hauptkette gilt. Die übrigen funktionellen Gruppen gelten als Substituenten und ihre Namen erscheinen vor dem Stammnamen (Präfix).

Kohlenwasserstoffe

Funkt. Gruppe	Allgemeine Formel	Stoffklasse	Beispiele	Name [als Substituent]
Keine	C_xH_y	Alkane (KW*)	$CH_3-CH_2-CH_3$ [CH_3-CH_2-] { C_6H_{12} , Ring})	Propan [Ethyl-] {Cyclohexan}
CC-Doppelbindung		Alkene (KW*)	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$ [R=CH- CH ₂ -CH ₃]	But-1-en [Propylenid]
CC-Dreifachbindung		Alkine (KW*)	$HC\equiv C-CH_3$ [R≡C-CH ₃]	Propin [Propylenid]

Ungeladene Gruppen mit Heteroatomen (Acetal, Ketal: siehe Abschnitt über Zucker)

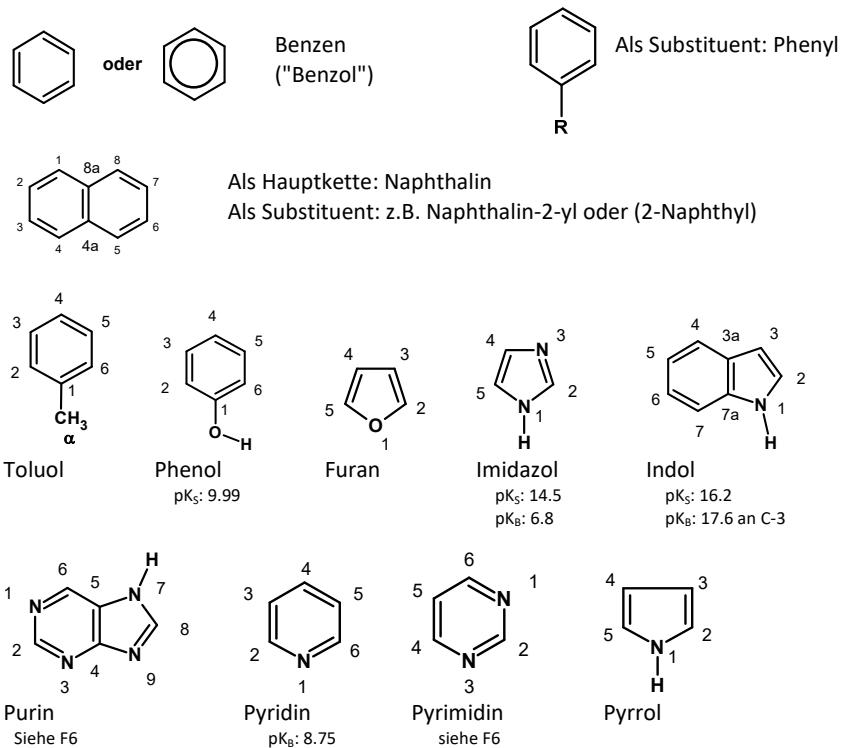
Funkt. Gruppe	Allgemeine Formel	Stoffklasse	Beispiele	Name	
Halogen-Atom	R-X (X=F, Cl, Br oder I)	Halogen-KW*	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2Cl$	1-Chlorbutan	
Nitro-Gruppe	$R-NO_2$ ($R \neq H$)		Nitro-Verbindungen	$CH_3-CH_2-CH_2-NO_2$	1-Nitropropan
Peroxid	$R_1-O-O-R_2$,	Peroxid	$CH_3-CH_2-O-O-CH_3$	(Methyl)-dioxyethan	
Hydroperoxid	R_1-O-OH	Hydroperoxid	$CH_3-CH_2-CH_2-NO_2$	Hydroperoxypropan	
Sulfid-Gruppe [Disulfid]	$R-S-R'$ [$R-S-S-R'$]		Sulfid, Thioether [Disulfid]	$CH_3-CH_2-S-CH_3$	Ethylmethylsulfid (Methylsulfonyl)methan
Ether-Gruppe	R_1-O-R_2 (R_1 und $R_2 \neq H$):		Ether	$CH_3-CH_2-O-CH_3$	Ethylmethylether (Methoxyethan)
Imino-Gruppe	$RR'-C=N-R'''$	Imine	$CH_3-CH_2-NC=NH$	Propylimin (Iminopropan)	
Amino-Gruppe	$R_1-N-R_2R_3$		Amine	$H-N(CH_3)_2$ Zweites Beispiel: $CH_3CH_2CH_2NH_2$	Dimethylamin Bsp 2: Propylamin (=1-Aminopropan)
Thiol-Gruppe (Mercapto-)	$R-SH$ ($R \neq H$)		Thiole (Mercaptan)	$CH_3-CH_2-CH_2-SH$	Propan-1-thiol (1-Sulfonylpropan)
Hydroxyl-Gruppe	$R-OH$ ($R \neq H$)		Alkohole	$CH_3-CH_2-CH_2-OH$	Propan-1-ol (=1-Hydroxypropan)
Keto- oder Carbonyl-Gruppe	R_1-CO-R_2 (R_1 und $R_2 \neq H$):		Ketone	$CH_3-CO-CH_3$	Propanon (=2-Oxopropan)
Aldehyd- oder Carbonyl-Gruppe	$R-CHO$		Aldehyde	CH_3-CH_2-CHO	Propanal (=1-Oxopropan) (=1-Formylethan) (!!)
Amid-Gruppe	$R_1-CO-NR_2R_3$:		(Carbonsäure)-Amide Ring: Lactam	$CH_3-CH_2-CO-NH-CH_2-CH_3$	Propansäureethylamid oder N-Ethylpropanamid (Nicht: Propylamid!) Ring: -lactam
Säurehalogenid-Gruppe	$R-(C=O)-X$		Carbonsäure- halogenid	$CH_3-CH_2-CO-Cl$	Propanoylchlorid Chlorcarbonylethan
Nitrat-Gruppe (& andere Ester)	$R-O-NO_2$		Nitrate (Phosphate,...)	$CH_3-CH_2-CH_2-O-NO_2$	Propylnitrat 1-Nitrooxypropan
Ester-Gruppe [Carbonat-Ester-Gruppe]	$R_1-CO-O-R_2$ ($R_2 \neq H$): [$R_1 = R-O$]		Carbonsäure-Ester [Carbonat] Ring: Lacton	$CH_3-CH_2-CO-O-CH_3$ [$CH_3-O-(CO)-O-CH_3$]	Propansäuremethylester (=Methylpropanoat) [Dimethylcarbonat]
Anhydrid-Gruppe	$R_1-CO-O-CO-R_2$		Carbonsäure-Anhydrid	$CH_3-CO-O-CO-CH_3$ [$H_2PO_3-O-PO_3H_2$]	Diethansäureanhydrid [Phosphorsäure-anhydrid]
Carboxyl-Gruppe	$R-COOH$:		Carbonsäuren	CH_3-CH_2-COOH	Propansäure (=Carboxyethan) (nicht Carboxypropan!!!)

Ionische Gruppen (Kationen enden generell auf: -ium oder -onium und haben den höchsten Rang aller funktionellen Gruppen; der Rang der aufgeführten Anionen liegt zwischen dem der Carboxyl- und Anhydrid-Gruppe)

Alkoholat-Gruppe	R-O^-		$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-O}^-$	Propan-1-olat (1-Oxidopropan)
Carboxylat-Gruppe	R-COO^-		$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO}^-$	Propanoat (Carboxylatoethan !!!)
Thiolat-Gruppe	R-S^-		$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-S}^-$	Propan-1-thiolat (1-Sulfidopropan)
Sulfat [Phosphat]	$[\text{R-O-SO}_3^-, \text{R-O-PO}_3^{2-}, \text{RR}'\text{R}''\text{PO}_4]$			Triethyl-phosphat (bzw. -Salz)
Azanium- oder Ammonium-	$\text{R}_1\text{R}_2\text{R}_3\text{R}_4\text{N}^+$		$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+$	Propylazanium- oder Propylammonium-Ion (bzw. -Salz)

Gebräuchliche Trivialnamen komplizierter Molekülteile:

Bei diesen Molekülen ist die Nummerierung vorgegeben



Homologe Reihe der Alkane

Formel	Name
CH_4	Methan
C_2H_6	Ethan
C_3H_8	Propan
C_4H_{10}	Butan
C_5H_{12}	Pentan
C_6H_{14}	Hexan
C_7H_{16}	Heptan
C_8H_{18}	Octan
C_9H_{20}	Nonan
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Decan
$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$	Undecan
$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	Dodecan
$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$	Tridecan
$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$	Tetradecan
$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$	Pentadecan
$\text{C}_{16}\text{H}_{34}$	Hexadecan
$\text{C}_{17}\text{H}_{36}$	Heptadecan
$\text{C}_{18}\text{H}_{38}$	Octadecan
$\text{C}_{19}\text{H}_{40}$	Nonadecan
$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$	Eicosan

Die Anzahl mehrfach auftretender funktioneller Gruppen gib man mit Zählworten an. Die Vorsilbe „mono“ ist nicht zwingend und wird nur verwendet, wenn betont werden soll, dass die entsprechende funktionelle Gruppe nur einmal auftritt:

einmal	mono	viermal	tetra
zweimal	di (bis)	fünfmal	penta
dreimal	tri	sechsmal	hexa

Benennung langer Ketten: Die Namen werden durch Kombinationen folgender Zahlworte gebildet:

1 Hen	10 Decan	100 He	1000 Ki
2 Do	20 Cosan	200 Di	2000 Di
3 Tri	30 Tria	300 Tri	3000 Tri
4 Tetra	40 Tetra	400 Tetra	4000 Tetra
5 Penta	50 Penta	500 Penta	5000 Penta
6 Hexa	60 Hexa	600 Hexa	6000 Hexa
7 Hepta	70 Hepta	700 Hepta	7000 Hepta
8 Octa	80 Octa	800 Octa	8000 Octa
9 Nona	90 Nona	900 Nona	9000 Nona

conta cta lia

Ausnahmen: 1 einziges Atom = Mono, 2 einzelne Atome = Di, 11 = Undecan, 20 = Icosa; 21 = Henicosa
Beispiele: $\text{C}_{22}\text{H}_{46}$: Docosan; $\text{C}_{44}\text{H}_{90}$: Tetratetracontan; $\text{C}_{121}\text{H}_{244}$: Henicosahectan; $\text{C}_{9876}\text{H}_{19754}$:

IR-Spektren

Je massereicher die Bindungspartner und je schwächer die Bindungen sind (je mehr p-Charakter), desto kleiner die Wellenzahl (Verschiebung nach rechts). ss = sehr stark, s = stark, m = mittel, w=schwach. Je polarer die Bindung, desto intensiver die Absorption.

Alle Moleküle

Fingerprint-Region: komplexes Muster von Schwingungen, die sich über grössere Molekülteile erstrecken (spezifisch für jedes Molekül); 700 bis 1300 cm^{-1} .

Alkane:

- **CH-Streckschwingung (stretching vibrations) an sp^3 -hybridisierten Atomen: 2850-3000 cm^{-1} s** (Oktan: 2925 cm^{-1})
- CH₂- und CH₃-Scherschwingung (Deformationsschwingung, scissoring mode): 1450-1470 cm^{-1} s (Oktan: 1465 cm^{-1})
- CH-Schaukelschwingung in Richtung Molekülachse: 650-1000 cm^{-1} (bei CH₃ in Oktan: 890 cm^{-1})
- CH₃-Schaukelschwingung (Rocking): 1370-1380 cm^{-1} s (Oktan: 1380 cm^{-1}) bei zwei benachbarten (geminalen) Methylgruppen meist zwei Banden (Dublett)
- CH₂-Schaukelschwingung: 720-725 m (Oktan: 720 cm^{-1}).

Alkene ($\text{C}=\text{C}$ -Doppelbindung und C-H sp^2): C=C-Streckschwingung um 1650 cm^{-1}

- **CH-Streckschwingung an an sp^2 -hybridisierten Atomen: Kettenende: 3080-3140 cm^{-1} m, sonst: 3020 cm^{-1} w (auch **Aromaten**)**
- Oberton 1750-1860 cm^{-1} m.
- C=C-Streckschwingung: Kettenende: 1645-1650 cm^{-1} m, innerhalb der Kette: 1660 -1675 w.
- CH-Beugeschwingung (out of plane) 650-1000 cm^{-1} m, falls sich die Doppelbindung an einem Molekülende befindet, liegt diese Bande bei 890-990 cm^{-1} s und ist relativ intensiv.
- Aromaten: C-Gerüst: 1475 bis 1625 cm^{-1} m. oft zwei Dubletten (eines unter 1525 und eines über 1575 cm^{-1})

Alkine ($\text{C}\equiv\text{C}$ -Dreifachbindung und C-H sp): Scharfe $\equiv\text{C}$ -H-Streckschwingung um 3300 cm^{-1}

- **CH-Streckschwingung an an sp -hybridisierten Atomen: 3300-3320 cm^{-1} s** (scharf, eine Bande)
- $\text{C}\equiv\text{C}$ -Streckschwingung: 2100-2140 cm^{-1} m, wenn die Dreifachbindung am Kettenende ist, sonst bei 2190-2260 w (meist sehr schwach).
- Intensive C-H-Beugeschwingung direkt bei Dreifachbindung 600-700 cm^{-1}

C-O und O-H in Alkoholen (R-OH), Carbonsäuren (R-(C=O)-OH), Ethern (ROR'), und Estern (R-(C=O)-O-R':

- **O-H-Streckschwingung 3200-3600 cm^{-1}**
 - -OH ohne Wasserstoffbrücke (oft scharf): 3500-3650 cm^{-1}
 - -OH···OR in Wasserstoffbrücke (oft breit): **Alkohole: 3450-3550 cm^{-1} , Carbonsäuren: 2500-3300 cm^{-1}**
- C-O-Streckschwingung bei Alkoholen und Ethern 1050-1200 cm^{-1} (charakteristisch, aber an dieser Stelle hat es meist viele andere Banden). Primäre Alkohole: 1050 cm^{-1} s, sekundäre 1150 cm^{-1} s, tertiäre 1200 cm^{-1} , Ether: 1070-1150 cm^{-1} , Ester: 1050-1330 cm^{-1} ss 2 Banden.

Carbonylgruppe C=O: intensive Bande um 1700 cm^{-1}

- C-H-Streckschwingung bei **Aldehyd**: 2720 cm^{-1} m, 2820 cm^{-1} m.
- C=O-Streckschwingung:
 - **Gesättigtes Aldehyd** 1720 - 1740 cm^{-1} s (scharf, intensiv, oft mit Oberton bei 3400-3500 cm^{-1})
 - **Offenkettiges Keton** 1705 – 1725 cm^{-1} s (scharf, intensiv, oft mit Oberton bei 3400-3500 cm^{-1})
 - **Ringförmiges Keton**: Dreiring: 1850 cm^{-1} s, Vierring: 1780 cm^{-1} s, Fünfring: 1745 cm^{-1} s, Sechsring: 1715 cm^{-1} s
 - **Ester**: 1735-1750 cm^{-1} .
 - **Carbonsäure**: 1700-1725 cm^{-1} , Carboxylat-Ionen: 1550-1610 cm^{-1} ss und 1400 – 1450 cm^{-1} s
 - **Amide**: 1630-1680

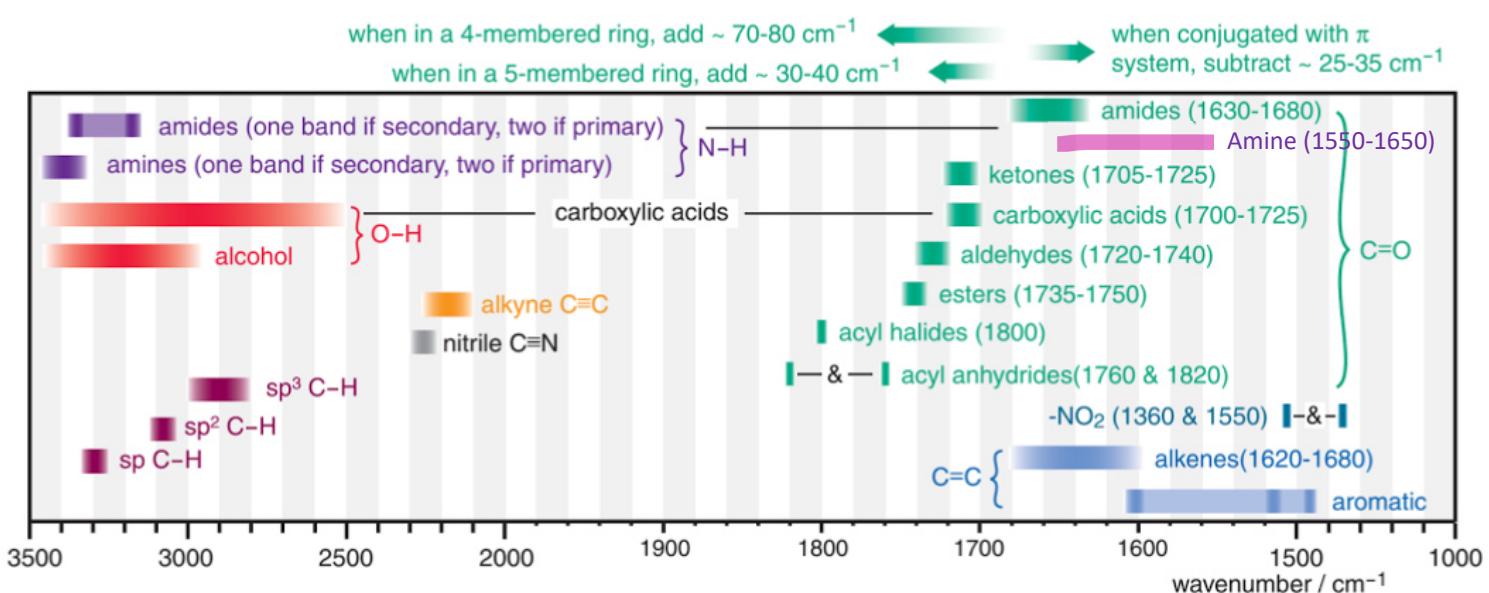
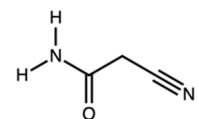
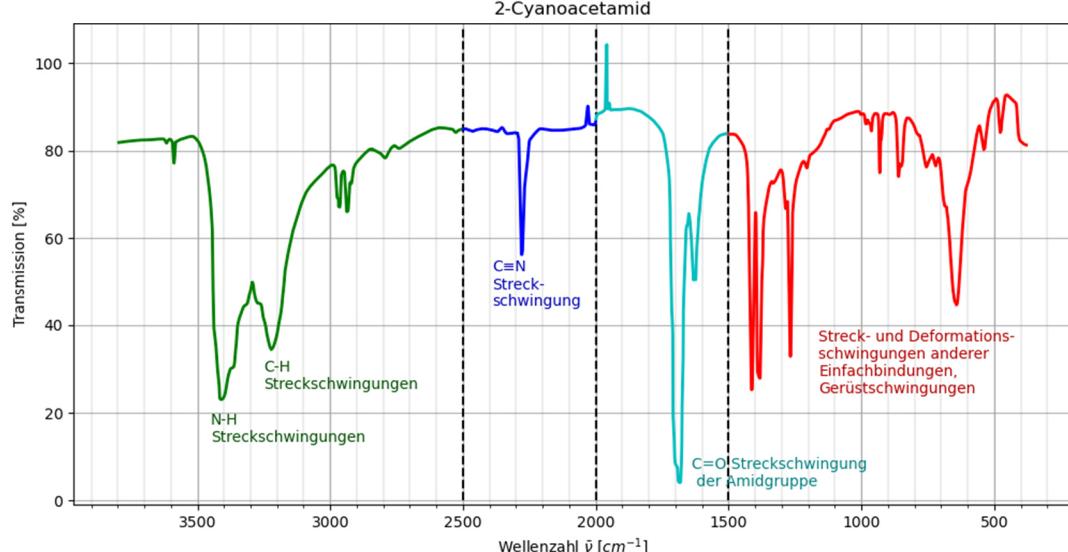
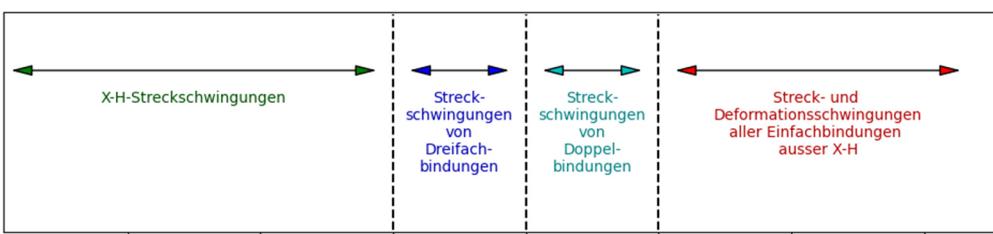
Alkylhalide (Halogen-Verbindungen)

- C-X-Streckschwingung: R-F: 1000-1350 cm^{-1} s (ss), R-Cl: 750-850 cm^{-1} s, R-Br: 500-680 cm^{-1} s, R-I: 200-500 cm^{-1} s.

Stickstoff-Verbindungen

- N-H-Streckschwingung:
 - Primäre Amine: R-NH₂: 3300-3500 cm^{-1} s, **2 Scharfe Banden** mit Abstand 65-75 cm^{-1}
 - Sekundäre Amine: R₁-NH-R₂: 3300-3450 cm^{-1} w (eine Bande) mittelstark, breit, stark strukturiert:
 - R-NH₃⁺, R₁R₂-NH₂⁺: 2700-3000 cm^{-1}
 - RR'R''-NH⁺: 2250-2700 cm^{-1}
 - Amid: RCONH₂: zwei Banden bei 3400 cm^{-1} und 3500 cm^{-1} ; RCONHR': 3440 cm^{-1}
- -NH₂ Scherschwingung: 1590 - 1650 cm^{-1} m bis s, Wippschwingung (auch sekundäre): 666 – 909 cm^{-1} m bis s
- C=O Streckschwingung: Polypeptide: 1510-1560, Amide: 1650 – 1690 cm^{-1}
- C-N-Streckschwingung: Amin: 1010 - 1250 cm^{-1} w, (wenig wertvoll, da viele andere Banden)
- RCN (Nitrile): 2220-2260 cm^{-1} (scharfe Bande)

Übersicht über die wichtigsten starken IR-Absorptionsbanden (in cm^{-1})

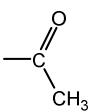
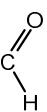
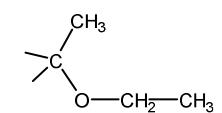
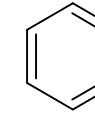


Ungefähr Streck-Schwingungs-Frequenzen einiger funktioneller Gruppen. Die Region zwischen 1500 und 2000 cm^{-1} ist vergrößert dargestellt. Quelle: James Keeler and Peter Wothers: Chemical Structure and Reactivity

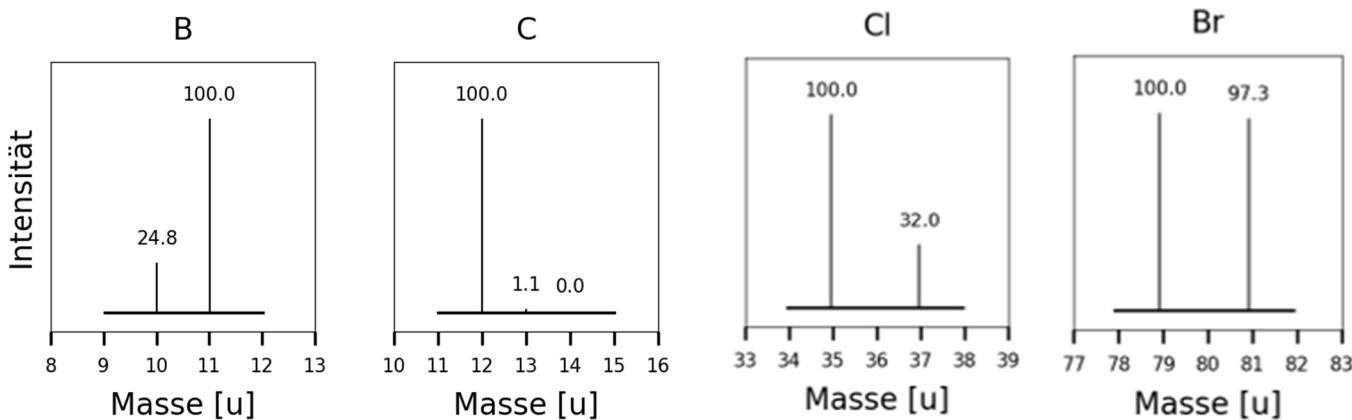
H-Atome an aromatischen Ringen: oft mehrere starke Banden im Bereich 900 – 650 cm^{-1} (out of plane)

Massenspektrometrie

Einige typische Fragmente und ihre Masse

Masse		Masse	
15 u	$-\text{CH}_3$ (durch Abspaltung einzelner H auch bei 14 u, 13 u und 12 u)	43 u	 $-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ $-\text{HC}(\text{CH}_3)_2$
29 u	$-\text{CH}_2\text{CH}_3$ 	45 u	 $-\text{OCH}_2\text{CH}_3$ $-\text{HC}(\text{OH})\text{CH}_3$
18 u	H_2O , NH_4^+ (durch Abspaltung einzelner H auch bei 17 u und 16 u)	57 u	
26 u (27 u)	$-\text{CN}$ (durch Aufnahme eines H^+ auch bei 27 u)	59 u	 $-\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ $-\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$
29 u	$-\text{C}_2\text{H}_5$ $-\text{CHO}$	72 u	
30 u	$-\text{CH}_2\text{NH}_2$ $-\text{CH}_2\text{O}-$, $-\text{NO}$	73 u	  $-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$
31 u	$-\text{CH}_2\text{OH}$ $-\text{CH}_2\text{NH}_2$ $-\text{N}_2\text{H}_3$	78 u	
33 u (34 u)	$-\text{SH}$ (durch Aufnahme eines H^+ auch bei 34 u)	87 u	 

Einige Isotopensignale



¹³C-NMR-Spektroskopie

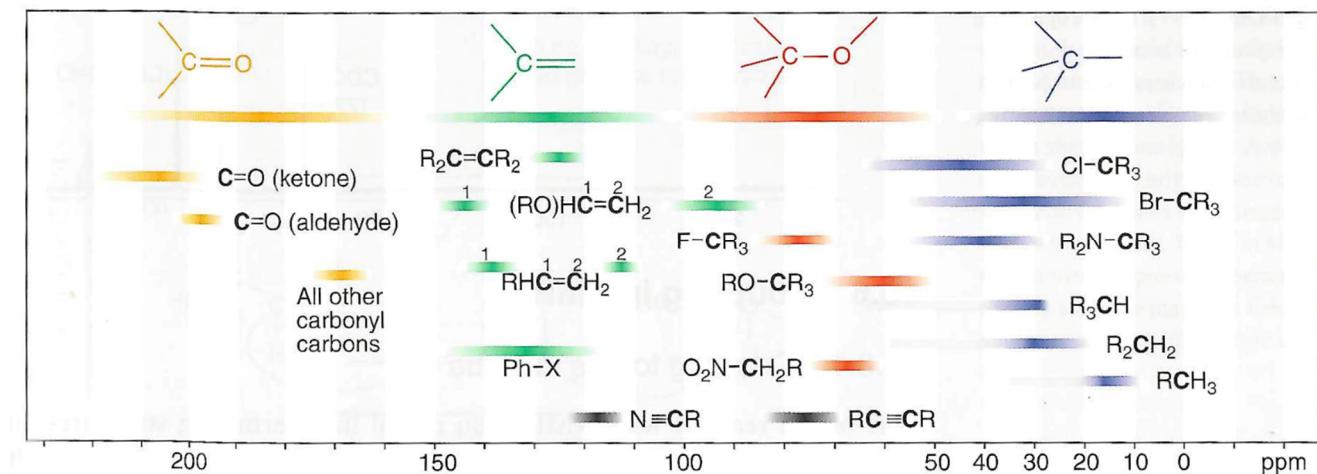


Abbildung 1: Typische Verschiebungen in ¹³C-NMR-Spektren für einige funktionelle Gruppen. Quelle: J. Keeler und Wothers, *Chemical Structure and Reactivity: an integrated approach*, 2nd edition. Oxford: Oxford University Press, 2008.

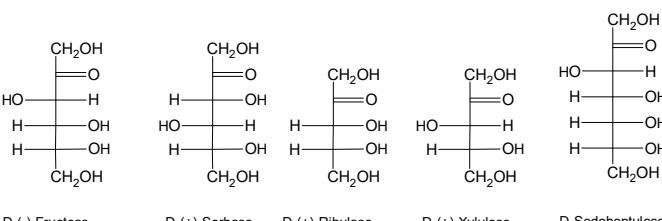
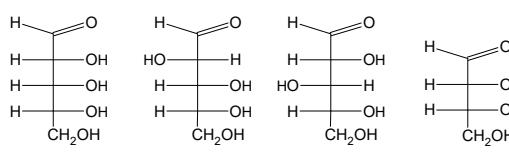
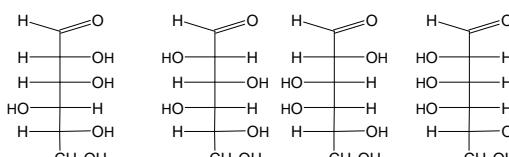
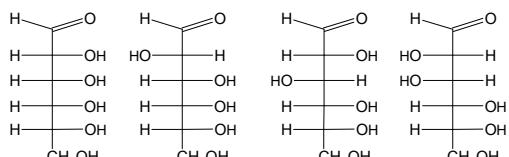
Zuoberst im Diagramm sind die ungefähren Bereiche der Banden angegeben. Darunter finden sich typische Verschiebungen für einzelne funktionelle Gruppen. Manchmal liegen die Signale allerdings auch ausserhalb dieser Bereiche liegen, in Einzelfällen sind die Verschiebungen recht überraschend.

All other carbonyl carbons: Carbonsäuren, Ester, Amide

Ph-X: C-Atom in einer Phenyl-Gruppe, also in einem Benzolring. Bindet das C-Atom zudem ein H, liegt die Verschiebung typischerweise bei 110 bis 130 ppm, sonst bei 120 bis 150 ppm. Substituenten am Ring verändern die Verschiebung.

Kohlenhydrate

Fischer-Projektionen von Monosacchariden (Einfachzuckern): D-Aldosen und D-Ketosen



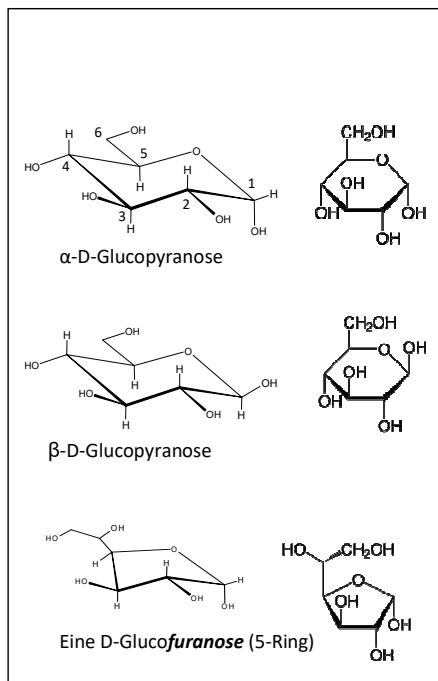
Molare Massen:

Tetrosen: M = 120.10 g/mol (Erythrose)

Pentosen: M = 150.13 g/mol (Ribose, Arabinose, Xylose, Ribulose, Xylulose)

Hexosen: M = 180.16 g/mol (Zeilen 1-2, Fructose und Sorbose)

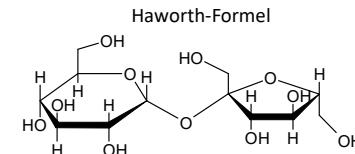
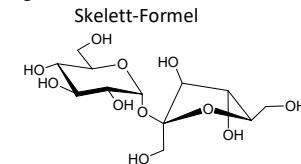
Heptosen: M = 210.18 g/mol (Sedoheptulose)



Disaccharide (Zweifachzucker)

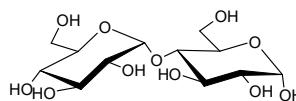
Saccharose (Sucrose) $C_{12}H_{22}O_{11}$

$O\text{-}\alpha\text{-D-Glucopyranosyl-(1}\rightarrow 2\text{)}\text{-}\beta\text{-D-Fructofuranosid} = \beta\text{-D-Fructofuranosyl-}\alpha\text{-D-glucopyranosid}$
M = 342.30 g/mol



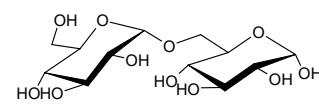
Maltose $C_{12}H_{22}O_{11}$

$O\text{-}\alpha\text{-D-Glucopyranosyl-(1}\rightarrow 4\text{)}\text{-D-glucose}$,
2 Anomere, M = 342.30 g/mol



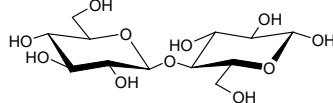
Isomaltose $C_{12}H_{22}O_{11}$

$O\text{-}\alpha\text{-D-Glucopyranosyl-(1}\rightarrow 6\text{)}\text{-D-glucose}$,
2 Anomere, M = 342.30 g/mol



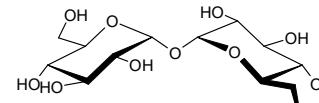
Cellulose $C_{12}H_{22}O_{11}$

$O\text{-}\beta\text{-D-Glucopyranosyl-(1}\rightarrow 4\text{)}\text{-D-glucose}$,
2 Anomere, M = 342.30 g/mol



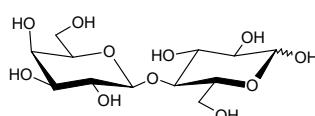
Trehalose $C_{12}H_{22}O_{11}$

$O\text{-}\alpha\text{-D-Glucopyranosyl-(1}\rightarrow 1\text{)}\text{-}\alpha\text{-D-glucose}$,
M = 342.30 g/mol

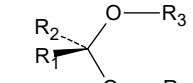
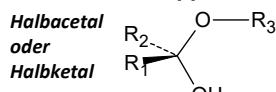


Lactose (Milchzucker) $C_{12}H_{22}O_{11}$

$D\text{-Galactopyranosyl-}\beta\text{-(1}\rightarrow 4\text{)}\text{-D-glucopyranose}$
2 Anomere



Funktionelle Gruppen bei Sacchariden



Halbacetale stehen in wässriger Lösung im Gleichgewicht mit einem Alkohol ($R_3\text{-OH}$) und einer Carbonyl-Gruppe ($R_1R_2\text{C=O}$), stellen also gewissermassen versteckte Carbonylgruppen dar.

Anomeres C-Atom: Dasjenige C-Atom, dass in der offenkettigen Form die Carbonylgruppe trägt und in den Ring-Formen als Halbacetal oder Acetal vorliegt, heisst anomeres C-Atom (hier unterscheiden sich die verschiedenen Anomere der Zucker, siehe Glucose) und erhält die **Nummer 1** (Nomenklatur).

Glycosidische Bindung: Glycosidische Bindungen sind Bindungen zwischen einem anomeren C-Atom in einem Ringförmigen Zucker und einem Heteroatom eines anderen Zuckermoleküls oder eines sonstigen Teilchens. Ist das Heteroatom des anderen Teilchens ein O-Atom, liegt ein Acetal vor. Das Heteroatom

Lipide

Lipide (gr. *lipos* = Fett, Öl) sind Stoffe,

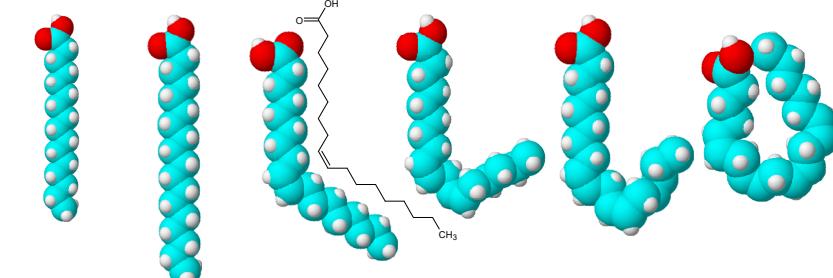
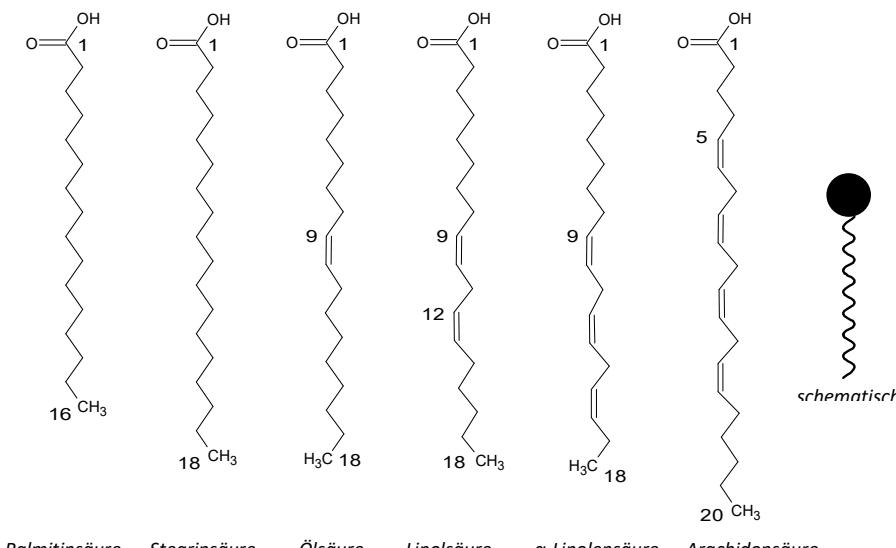
... die aus Lebewesen stammen

... die recht unterschiedliche Molekülstrukturen und Funktionen besitzen

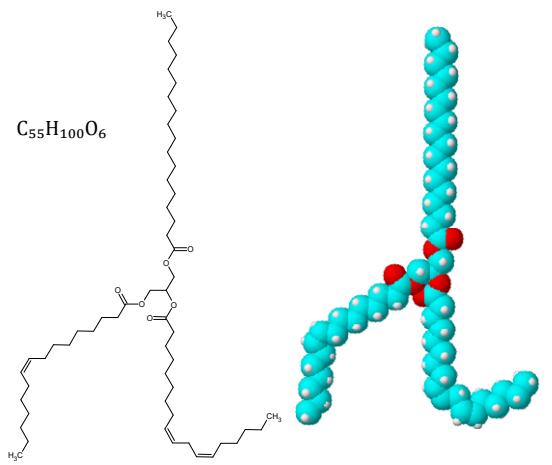
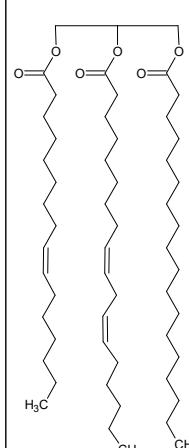
... die praktisch unlöslich in Wasser sind

... die gut löslich in organischen hydrophoben Lösungsmitteln sind (wie z.B. Benzen, Hexan, ...)

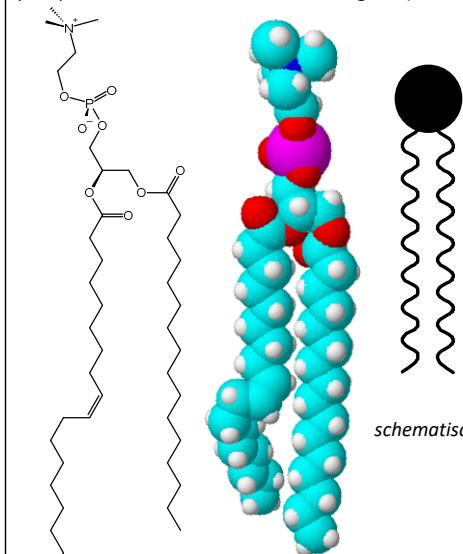
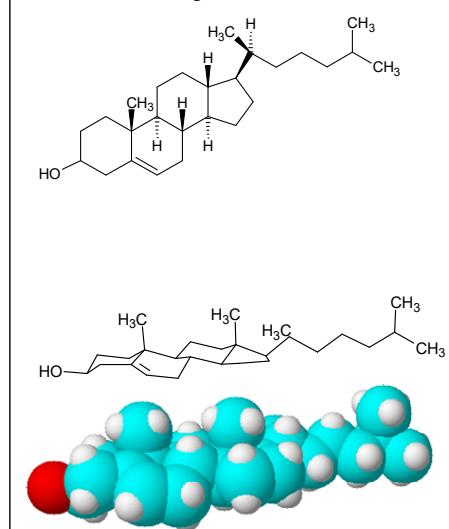
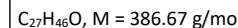
Es gibt eine Reihe von Lipiden. Besonders wichtig sind folgende Gruppen: Freie Fettsäuren, Triacylglycerine (auch Fette oder Neutralfette), Glycerophospholipide (= Phosphoglyceride) und Cholesterin.

A: Freie Fettsäuren:

Trivialname	Systematischer Name		Schmelzpunkt (°C)	M (g/mol)
Palmitinsäure	Hexadecansäure	C ₁₆ H ₃₂ O ₂	63.1	256.43
Stearinsäure	Octadecansäure	C ₁₈ H ₃₆ O ₂	69.6	284.48
Ölsäure	(9Z)-Octadec-9-ensäure	C ₁₈ H ₃₄ O ₂	13.4	282.46
Linolsäure	(9Z,12Z)-Octadec-9,12-diensäure	C ₁₈ H ₃₂ O ₂	-9	280.45
α -Linolensäure	(9Z,12Z,15Z)-Octadec-9,12,15-triensäure, C ₁₈ H ₃₀ O ₂		-17	278.43

B: Triacylglycerine (Fette)**C: Glycerophospholipide (= Phosphoglyceride)**

z.B. POPC (2-Oleoyl-1-palmitoyl-sn-glycero-3-phosphocholin, C₄₂H₈₃NO₈P, M = 761.08 g/mol)

**D: Cholesterin (ein einziger Stoff)**

Glycerophospholipide können verschiedene hydrophile Gruppen enthalten: Ester der Phosphatgruppe mit:

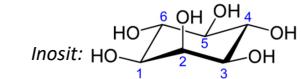
⇒ Cholin (HO-CH₂-CH₂-N(CH₃)₃⁺ (Phosphatidylcholine = wichtige Komponenten von Lecithin)

⇒ Ethanolamin (HO-CH₂-CH₂-NH₂) (Phosphatidylethanolamine)

⇒ Serin (Siehe Aminosäuren) (Phosphatidylserin)

⇒ C1 von Inositol (=Inositol, siehe Abbildung) (Phosphatidylinositol)

⇒ Verschiedenen Einfach- oder Mehrfachzuckern



L-Aminosäuren

Strukturen (Fischer-Projektion) der gewöhnlichen L-Aminosäuren, ihre Abkürzungen, molare Masse als Eiweiss-Baustein mittlere Häufigkeit und pK_s -Werte ionisierbarer funktioneller Gruppen.¹

Name Symbole Summen- Formel	Lewis-Formel (Fischer-Projektion)	Molare Masse als Eiweiss- Bestandteil	Durchschnittl. Häufigkeit in Proteinen In %	pK_1 COOH- Gruppe	pK_2 NH_3^+ - Gruppe	pK_3 Seitenkette
Aminosäuren mit hydrophoben Seitenketten						
Glycin Gly G $C_2H_5NO_2$		57.0 g/mol	6.8	2.35	9.78	
Alanin Ala A $C_3H_7NO_2$		71.1 g/mol	7.6	2.35	9.87	
Valin Val V $C_5H_{11}NO_2$		99.1 g/mol	6.6	2.29	9.74	
Leucin Leu L $C_6H_{13}NO_2$		113.2 g/mol	9.5	2.33	9.74	
Isoleucin Ile I $C_6H_{13}NO_2$		113.2 g/mol	5.8	2.32	9.76	
Methionin Met M $C_5H_{11}NO_2S$		131.2 g/mol	2.4	2.13	9.28	
Prolin Pro P $C_5H_9NO_2$		97.1 g/mol	5.0	1.95	10.64	
Phenylalanin Phe F $C_9H_{11}NO_2$		147.2 g/mol	4.1	2.20	9.31	
Tryptophan Trp W $C_{11}H_{12}N_2O_2$		186.2 g/mol	1.2	2.46	9.41	

Aminosäuren mit hydrophilen ungeladenen Seitenketten

Serin Ser S $C_3H_7NO_3$		87.1 g/mol	7.1	2.19	9.21	
Threonin Thr T $C_4H_9NO_3$		101.1 g/mol	5.6	2.09	9.10	
Asparagin Asn N $C_4H_8N_2O_3$		114.1 g/mol	4.3	2.14	8.72	
Glutamin Gln Q $C_5H_{10}N_2O_3$		128.1 g/mol	3.9	2.17	9.13	
Tyrosin Tyr Y $C_9H_{11}NO_3$		163.2 g/mol	3.2	2.20	9.21	10.46
Cystein Cys C $C_3H_7NO_2S$		103.1 g/mol	1.6	1.92	10.70	8.37

Aminosäuren mit hydrophilen, oft geladenen Seitenketten (Abbildung zeigt jeweils geladene Form).

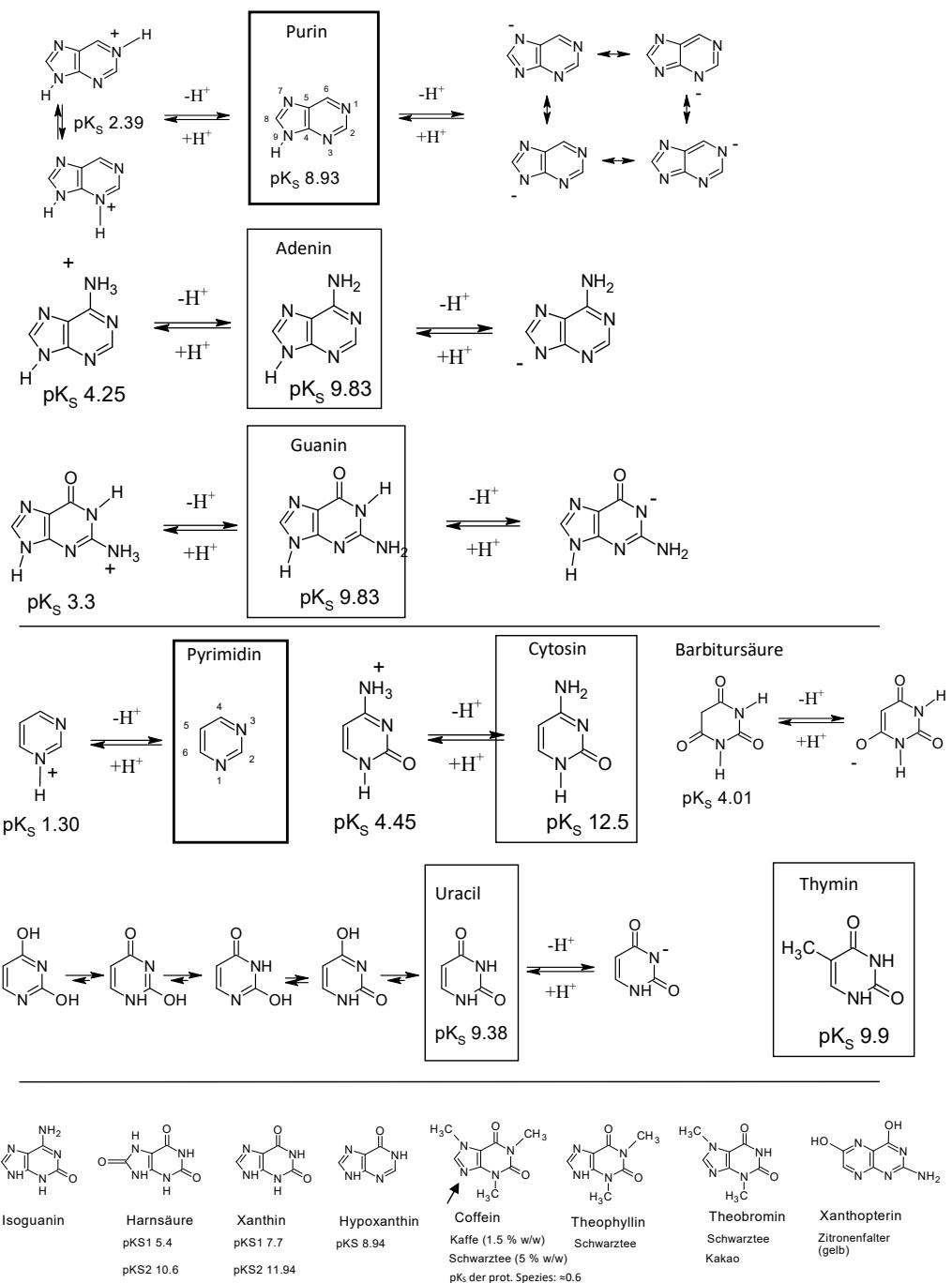
Lysin Lys K $C_6H_{14}N_2O_2$		128.2 g/mol	6.0	2.16	9.06	10.54
Arginin Arg R $C_6H_{14}N_4O_2$		156.2 g/mol	5.2	1.82	8.99	12.48
Histidin ² His H $C_6H_9N_3O_2$		137.1 g/mol	2.2	1.80	9.33	6.04
Asparaginsäure/ Aspartat Asp D $C_4H_7NO_4$		115.1 g/mol	5.2	1.99	9.90	3.90
Glutaminsäure/ Glutamat Glu E $C_5H_9NO_4$		129.1 g/mol	6.5	2.10	9.47	4.07

Angegeben ist jeweils die **Summenformel der ungeladenen freien Aminosäure** sowie die **molare Masse des ungeladenen Eiweiss-Bausteins**. Die Molare Masse der freien Aminosäure ist um 18.01 g/mol grösser, da bei der Spaltung von Eiweissen (Hydrolyse) pro Aminosäure ein Wassermolekül eingebaut wird.

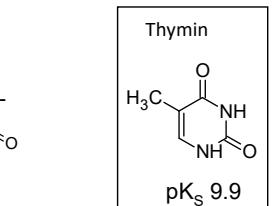
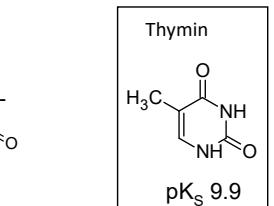
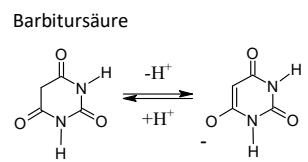
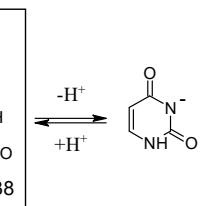
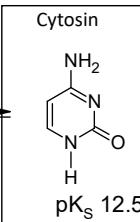
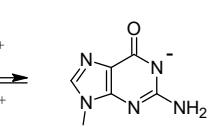
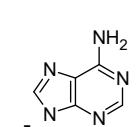
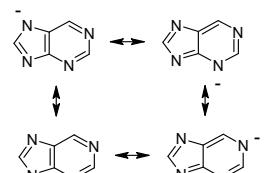
In Aminosäuresequenzen steht das Symbol X für eine beliebige Aminosäure, Z entweder für Glutamin oder Glutarsäure.

² Bei neutralem pH-Wert kommt sowohl ungeladenes als auch protoniertes Histidin vor. Die Abbildung zeigt protoniertes Histidin, um zu zeigen, welches N-Atom Säure/Base-Reaktionen eingeht.

Grundbausteine der Nukleinsäuren



Nucleobasen und ähnliche Stoffe



Isoguanin
pKs1 5.4
pKs2 10.6

Harnsäure
pKs1 7.7

Xanthin
pKs1 8.94

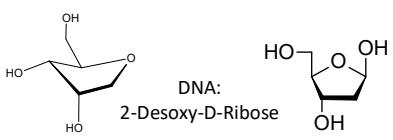
Hypoxanthin
pKs 8.94

Coffein
Kaffe (1.5 % w/w)
Schwarztee (5 % w/w)
pKs der prot. Spezies: ≈0.6

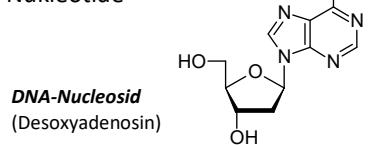
Theophyllin
Schwarztee
pKs 8.94

Theobromin
Schwarztee
Kakao

Xanthopterin
Zitronenfalter (gelb)

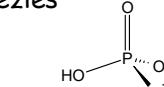


Nukleotide



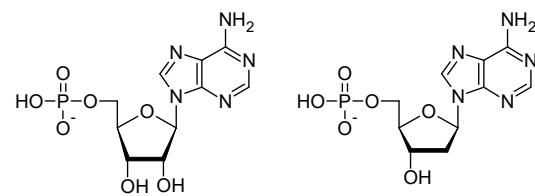
Nucleoside:
(Desoxy)-Adenosin (pKs 3.52)
(Desoxy)-Guanosin (pKs 9.16)
(Desoxy)-Cytidin (pKs 4.11)
Desoxy-Thymidin* (pKs 9.8)
Uridin ** (pKs 9.17)
* nur DNA ** nur RNA

Phosphat-Spezies



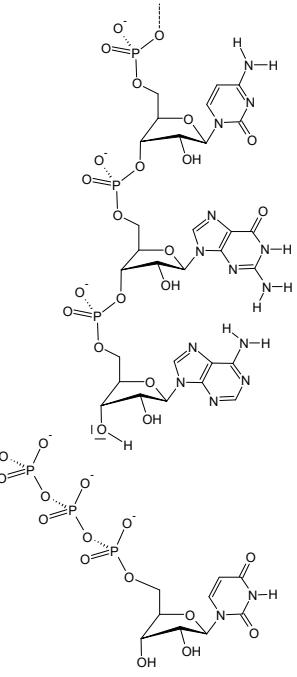
Nukleotide

Links: RNA-Nukleotid
(Adenosin-Monophosphat, dAMP)
Rechts: DNA-Nukleotid
(Desoxyadenosin-Monophosphat, AMP)



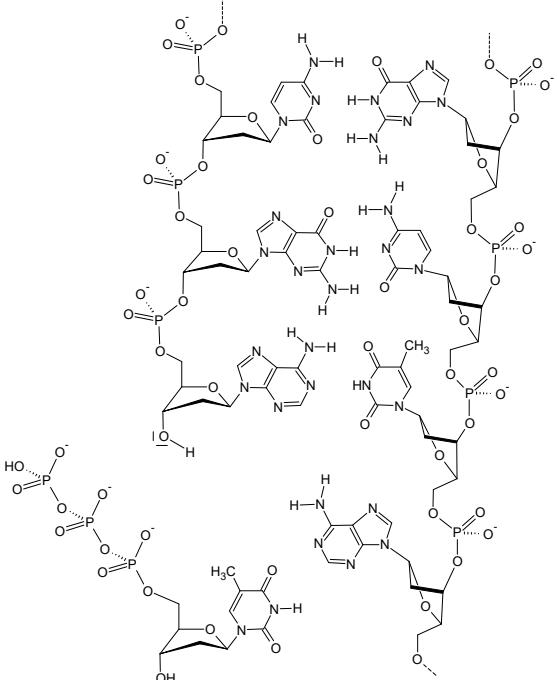
RNA-Einzelstrang

RNA (Ribonucleic acid),
RNS (Ribonucleinsäure)



DNA-Doppelstrang

DNA (Deoxyribo-nucleic acid,
DNS: Desoxyribo-Nukleinsäure)



Isomerie

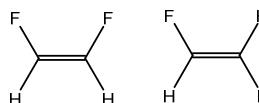
Isomere sind Teilchen, die dieselbe Summenformel haben (z.B. C_2H_6O), bei denen aber die Atome unterschiedlich verknüpft oder räumlich anders angeordnet sind.

Man unterscheidet eine Reihe verschiedener Arten von Isomeren:



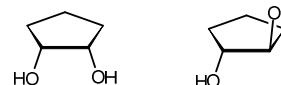
(E)-(Z)-Isomerie: Konfigurationsisomerie an Doppelbindungen

Doppelbindungen sind unter normalen Umständen nicht drehbar. Tragen die Atome an einer Doppelbindung unterschiedliche Substituenten, so ergeben sich daher zwei Diastereoisomere. Sind die beiden wichtigsten Substituenten auf derselben Seite der Doppelbindung (d.h. auf derselben Seite einer Ebene, die durch die C-Atome der Doppelbindung geht und senkrecht auf der Molekülebene steht), so spricht man vom **(Z)-Isomer** (von zusammen), liegen die beiden wichtigeren Substituenten auf entgegengesetzten Seiten, spricht man vom **(E)-Isomer** (von entgegen). Welches der wichtigste Substituent ist, bestimmt man im Zweifelsfall anhand der Cahn-Ingold-Prelog-Regeln. Manchmal bezeichnet man das (Z)-Isomer aus als **cis-Isomer**, das (E)-Isomer als **trans-Isomer**. Beispiel: Links Maleinsäure = (Z)-Butendisäure (bzw. *cis*-Butendisäure) und rechts Fumarsäure = (E)-Butendisäure (bzw. *trans*-Butendisäure).



cis-trans-Isomerie: Konfigurationsisomerie an Ringen

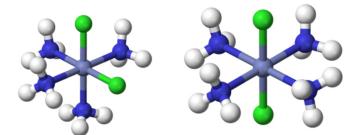
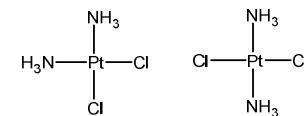
Bei cyclischen Verbindungen stehen beim *cis*-Isomer zwei Substituenten auf derselben Seite der Ringebene, bei *trans*-Isomeren stehen sie auf verschiedenen Seiten. Beispiel: links: *cis*-1,2-Dimethylcyclopentan und rechts: *trans*-1,2-Dimethylcyclopentan.



Spezialfall: cis-trans-Isomerie bei Komplexen

Auch bei Komplexen stehen sich bei *trans*-Isomeren Liganden gegenüber, bei *cis*-Isomeren stehen sie auf derselben Seite.

Cis-Platin-Komplex und *Trans*-Platin-Komplex



Darstellung der genauen räumlichen Struktur (absolute Konfiguration)

Darstellung der dreidimensionalen Struktur von Molekülen

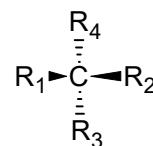
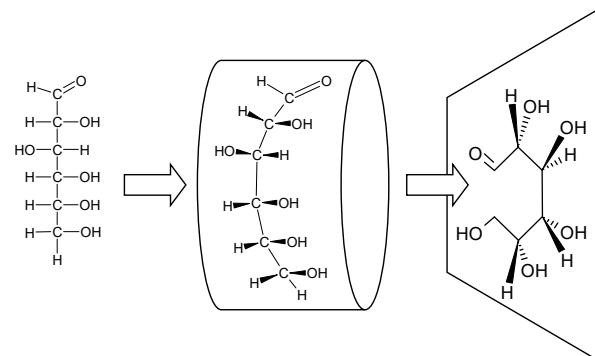
Die dreidimensionale Struktur (absolute Konfiguration) von Molekülen kann beispielsweise mit Keil/Strich-Formeln dargestellt werden.

Auch mit der Fischer-Projektion werden absolute Konfigurationen dargestellt. In der Fischer-Projektion werden die C-Atome in einer Kette von oben nach unten dargestellt, wobei in der Regel das **am stärksten oxidierte O-Atom zuoberst** steht.

Die Substituenten werden so arrangiert, dass an jedem Atom der C-Kette die senkrechten Bindungen nach hinten gerichtet sind, die waagrechten nach vorne.

Folgende Abbildung zeigt links Glucose in der Fischerprojektion, rechts die

Geometrie des Moleküls in der Keil/Strich-Schreibweise.



Beschreibung der absoluten Konfiguration

Zur genauen Beschreibung der absoluten Konfiguration verwendet man die Cahn-Ingold-Prelog-Regeln (siehe unten). Will man hingegen nur zwei Enantiomere unterscheiden, kann man das auch in folgender Weise tun:

Bezeichnung von Enantiomeren

Stereodeskriptoren D und L

Mit den Stereodeskriptoren D und L wird angegeben, ob in der Fischer-Projektion am untersten stereogenen Zentrum der wichtigste Substituent nach rechts (D) (lat. dexter = rechts) oder links (L) schaut (lat. laevis = links). D- und L-Form sind stets zusammengehörige Enantiomere

Bezeichnungen für die optische Aktivität: (+) und (-)

Enantiomere sind optisch aktiv, sie drehen also die Polarisationsebene des polarisierten Lichts, wobei verschiedene Enantiomere das Licht um den gleichen Betrag, aber in entgegengesetzter Richtung drehen.

(+)-Enantiomere drehen die Polarisationsebene **im Gegenuhrzeigersinn**, also im mathematisch positiven Drehsinn, für die **Blickrichtung in Richtung des Strahls**, also für einen Betrachter, der von der Lichtquelle weg schaut, dem Strahl hinterher. Man spricht von einem rechtsdrehendem Enantiomer (es ist rechtsdrehend, wenn man in umgekehrter Richtung schaut, also in Richtung der Lichtquelle). (-)-Enantiomere («linksdrehende Form») hingegen drehen das Licht im Uhrzeigersinn, wenn mit dem Strahl schaut. Treten in einer Probe beide Enantiomere gleich häufig auf, wird das polarisierte Licht nicht gedreht und man spricht von einem **Racemat**.

Eindeutige Beschreibung von Konfigurationsisomeren

Mit Hilfe der so genannten Cahn-Ingold-Prelog-Konvention lassen sich unterschiedliche Anordnungen von Substituenten (absolute Konfiguration) an stereogenen Zentren eindeutig beschreiben. Für jedes stereogene Zentrum wird unabhängig der Stereodeskriptor (R oder S) bestimmt. R für rechtsdrehend ist die Abkürzung von lateinisch *rectus* (rechts) und S für linksdrehend von lateinisch *sinister* (links).

- An jedem stereogenen Zentrum wird die Ordnung der Substituenten bestimmt, d.h. die Substituenten werden nach absteigender Priorität nummeriert.
 - Zuerst werden die direkten Bindungspartner des stereogenen Atoms betrachtet (1. Sphäre). Je höher die Ordnungszahl des Atoms, desto höher ist seine Priorität, desto kleiner also die Nummer. Das Atom mit der höchsten Priorität erhält die Ziffer 1, dasjenige mit der zweiten Priorität die Ziffer 2, etc.
 - Haben mehrere Bindungspartner dieselbe Ordnungszahl, so hat der Substituent mit der höheren Masse die höhere Priorität (massereicheres Isotop)
 - Ist auch jetzt die Prioritäten-Reihenfolge noch nicht klar, so werden die Bindungspartner der Bindungspartner verglichen (2. Sphäre), also Atome, die zwei Elektronenpaarbindungen vom ursprünglichen Atom entfernt sind. Auf jeder Seite werden die Bindungspartner nach absteigender Ordnungszahl (und dann Masse) sortiert und dann, beginnend mit der höchsten, verglichen, bis es einen Unterschied gibt. Dasjenige Atom erhält die höchste Priorität, dessen Bindungspartner wiederum die höhere Priorität aufweist. Dabei werden Doppel und Dreibindungen so behandelt, als ob das jeweilige Atom bzw. Molekülteil doppelt bzw. dreifach vorhanden wäre. Ausnahme: Doppelbindungen zwischen Heteroatomen mit einem Heteroatom ab der dritten Periode betrachtet man als Einfachbindungen, so z.B. P=O.
 - Bei stereochemischen Unterschieden gilt zudem: Z hat höhere Priorität als E, cis höhere als trans, R höhere als S.
 - Gegebenenfalls muss das Verfahren rekursiv jeweils am Atom mit der höchsten Priorität wiederholt werden.
- Dann wird die so genannte Zählrichtung oder Drehrichtung der Struktur bestimmt: Der Substituent mit der niedrigsten Priorität 4 wird unter die Bildebene gestellt (als wäre Substituent 4 ein Stiel, an dem man die Blume hält und von oben betrachtet). Folgen sich nun die Substituenten 1, 2, 3 im Uhrzeigersinn, so liegt eine (R)-Konfiguration vor (Den Bogen im Buchstaben R schreibt man in Uhrzeigerrichtung), folgen sich die Substituenten hingegen im Gegenuhrzeigersinn, liegt die (S)-Form vor (den oberen Bogen des Buchstabens S schreibt man in Gegenuhrzeigerrichtung).

Die Beschreibung der dreidimensionalen Struktur mit den Stereodeskriptoren D und L oder R und S sind redundant: aus der einen Bezeichnung kann man stets die Keil/Strichformel konstruieren und daraus die andere Bezeichnung ableiten. Hingegen kann man aus der Keil/Strichformel den optischen Drehsinn nicht direkt ableiten und daher nicht folgern, ob die (+) oder (-)-Form vorliegt.

Prochiralität

Prochirale Zentren können in einem einzigen Reaktionsschritt in ein stereogenes Zentrum umgewandelt werden:

Beispiele:

- Ein asymmetrisches Keton wird durch ein Nukleophil angegriffen
- Ein C-Atom trägt zwei gleichartige OH-Gruppen, von denen eine in einer Kondensations-Reaktion umgewandelt werden kann.

Daten zur Erde

Erde (1), (2)

Radius der Erde
Oberfläche der Erde

Durchschnittliche Oberflächentemperatur 14°C
Mittlere Dichte 5.515 g/cm³

Massen:

Gesamte Erde: 5.9742·10²⁴ kg
Atmosphäre: 5.14·10¹⁸ kg (1.78·10²⁰ mol Gasmoleküle)
Stratosphäre: 0.5·10¹⁸ kg
Ozeane: 1.4·10²¹ kg
Wasser in der Atmosphäre: 1.3·10¹⁶ kg

Gewässer:

Volumen der Ozeane 1370·10¹⁵ m³
Durchschnittliche Ozeantiefe: 3740 m
Eis 29·10¹⁵ m³
Grundwasser (etwa die Hälfte über 1 km Tiefe) 8.3·10¹⁵ m³
Süßwasserseen 0.125·10¹⁵ m³

Zusammensetzung: Anteile in Massen%	Erdkruste (ca. 40 km tief)	Erdmantel (ca. bis 2900 km tief)	Erdkern
O	46.6	44.8	4.1
Si	27.7	21.5	7.4
Al	8.1	2.2	
Fe	4.7	5.8	79.4
Ca	3.6	2.3	
Na	2.8	0.3	
K	2.6	0.03	
Mg	2.1	22.8	
Titan	0.4		
Wasserstoff	0.1		
Nickel			4.9
Schwefel			2.3

Zusammensetzung Meerwasser

Chemische Zusammensetzung

Durchschnittliches Meerwasser hat eine Salinität von 3.5 % (3.5 Massen% Salze), eine Dichte von 1020 bis 1030 kg·m⁻³, einen pH zwischen pH 7.5 und pH 8.4 und eine Ionenstärke von 0.70.

Durchschnittliche Zusammensetzung von Meerwasser bei einer Salinität von 3.5%

	Konz ppm = mg/kg	Anteil an Salinität %	mmol/ kg		Konz ppm = mg/kg	Anteil an Salinität %	mmol/ kg
Cl ⁻	19345	55.03	546	Na ⁺	10752	30.59	468
SO ₄ ²⁻	2701	7.68	28.1	Mg ²⁺	1295	3.68	53.3
HCO ₃ ⁻	145	0.41	2.34	Ca ²⁺	416	1.18	10.4
Br ⁻	66	0.19	0.83	K ⁺	390	1.11	9.97
BO ₃ ³⁻	27	0.08	0.46	Sr ²⁺	13	0.04	0.091
F ⁻	1	0.003	0.068				

Bakterien und Viren im Süsswasser

Ein Milliliter Süsswasser (See) enthält in grober Näherung 10⁶ Bakterien und 10⁹ Viren.

Atmosphäre (2), (3)

Insgesamt enthält die Atmosphäre der Erde 1.78·10²⁰ mol Gas. Die Gesamtmasse beträgt ohne Wasser 5.135·10¹⁸ kg und mit Wasser 5.148·10¹⁸ kg.

Zusammensetzung:

Planet	T _{Oberfl} [K]	p _{Oberfl} [bar]	Molare Anteile						
			CO ₂	N ₂	O ₂	H ₂ O	H ₂	He	Ar
Merkur	440	2·10 ⁻¹⁵			42%		22%	6%	
Venus	730	90	96.4%	3.5%	69 ppm	20 ppm			70 ppm
Erde	288	1.0	0.038%*	78.08%	20.94%	0..3%	0.5 ppm	5.2 ppm	0.93 %
Mars	218	0.0064	95.32%	2.7%	0.13%	0.021%			1.6% 3 ppm 0.08%
Jupiter	129						89.8%	10.2%	
Saturn	97						92.4%	7.4%	
Uranus	58						89%	11%	
Neptun	26						89%	11%	

T_{Oberfl}: Durchschnittliche Oberflächentemperatur

p_{Oberfl}: Durchschnittlicher Oberflächendruck

ppm: Parts per million, Millionstel. 0.1 % = 1 ‰ = 1000 ppm.

* CO₂-Gehalt: 0.000385 atm = 385 ppm im Jahr 2008; Ø jährl. Anstieg derzeit 2ppm, seit 1960: 1.4 ppm.

Weitere Komponenten:

Merkur: Natrium (29%), Kalium (0.5%) (wie Sauerstoff aus Oberfläche freigesetzt, während H₂ und He aus dem Sonnenwind stammen)

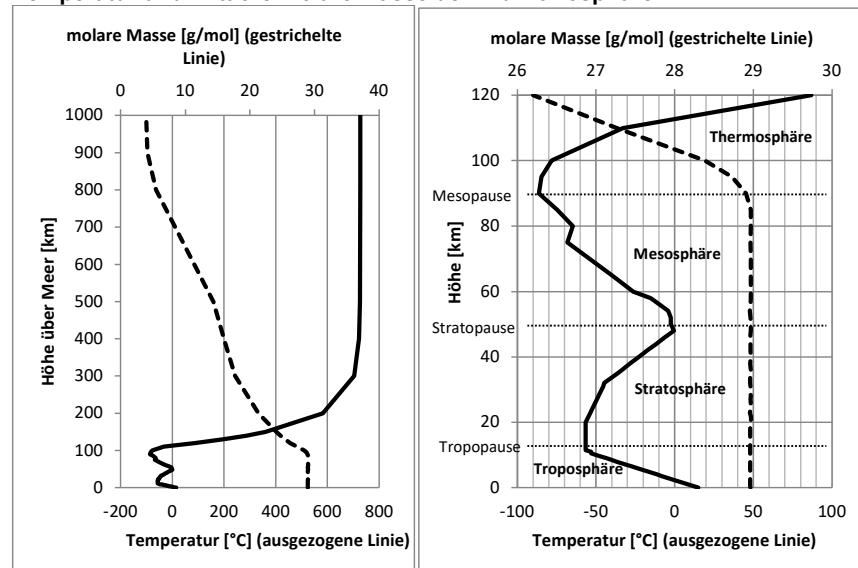
Venus: SO₂ 150 ppm

Erde: Methan (1.760 ppm), Krypton (1.140 ppm), Lachgas (0.317 ppm), Xenon (0.087 ppm).

Mars: Methan 0.01 ppm, Formaldehyd 0.13 ppm. Diese Verbindungen werden in der dünnen Marsatmosphäre durch UV abgebaut und müssen daher ständig nachgeliefert werden.

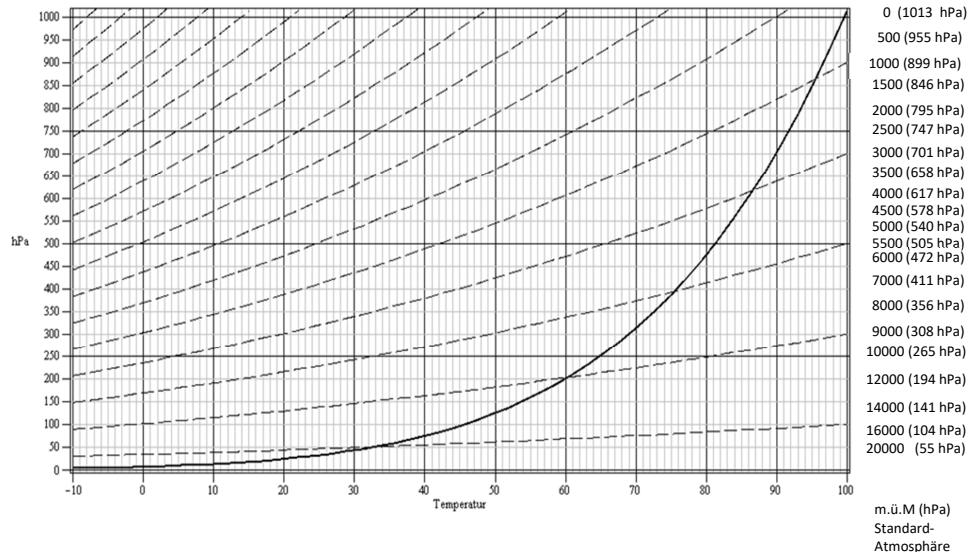
Jupiter: Methan (0.3 %), Ammoniak (260 ppm).

Temperatur und mittlere molare Masse der Erd-Atmosphäre



Sättigungsdampfdruck über flüssigem Wasser

Ausgezogene Linie: Sättigungsdampfdruck über flüssigem Wasser. Rechts ist die Höhe über Meer angegeben, bei welcher die Luft in einer durchschnittlichen Atmosphäre den entsprechenden Druck hat (Ermittlung der Siedetemperatur). Gestrichelt: Adiabaten (Isentropen) von trockener Luft (Temperatur- und Druckverlauf beim Ausdehnen oder Zusammendrücken ohne Wärmeaustausch mit der Umgebung). Die Adiabaten von feuchter Luft oder reinem Dampf wären etwas steiler.



Wassergehalt der Luft

Temperatur [°C]	-10	0	10	20	25	30	50	100	
Max. Wassergehalt in Luft bei 100% rel. Luftfeuchtigkeit [g/m³]	2.36	4.85	9.40		17.3	23.0	30.3	82.8	588.4
Sättigungsdampfdruck über flüssigem Wasser [hPa = mbar]	2.866	6.112	12.28		23.39	31.69	42.45	123.45	1013.25
Sättigungsdampfdruck über Eis [hPa = mbar]	2.597	6.111							

Barometrische Höhenformel für durchschnittliche Atmosphäre

Normdruck (Ø Meereshöhe): $p_{\text{Norm}} = 1.013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1.013 \text{ bar} = 1013 \text{ mbar} = 1013 \text{ hPa} = 1.000 \text{ atm}$

$$p = p_0 \cdot 2^{-\frac{h}{5540 \text{ m}}} = p_0 \cdot 10^{-\frac{h}{18400 \text{ m}}}$$

h : Höhe über Meer im Metern.

p : Druck in der Höhe h .

p_0 : Druck auf Meereshöhe

5540m : Höhenunterschied, bei dem sich der Druck jeweils halbiert.

Die barometrische Höhenformel lässt sich aus der durchschnittlichen molaren Masse der Luft und der durchschnittlichen Temperatur der Atmosphäre berechnen:

$$p = p_0 \cdot e^{-\frac{Mgh}{RT}}$$

M : Durchschnittliche molare Masse der Luft in kg/mol

R : Universelle Gaskonstante

T : Durchschnittliche Temperatur der Atmosphäre in K.

Nachgewiesene Energievorräte und Umsätze:

Jährlich eingestrahlte Sonnenenergie:	3'900'000 EJ
Weltweiter jährlicher technischer Energieumsatz	400 EJ
Weltweit förderfähige Energievorräte (Schätzungen von 2016):	
Gas unkonventionell (würde heute nicht gefördert)	33'000 EJ
Öl	9'000 EJ
Kohle	27'000 EJ
Uran (Nutzung in schnellen Brütern ergäbe rund 60 mal mehr)	1'200 EJ

Energiegehalt verschiedener Energieträger

Spezifische Wärmekapazität bei konstantem Druck (Normdruck)

Wasser (l)	0°C	4.228 J g ⁻¹ K ⁻¹	Eis	0°C	2.100 J g ⁻¹ K ⁻¹
Wasser (l)	20°C	4.182 J g ⁻¹ K ⁻¹	Wasserdampf	20°C	1.863 J g ⁻¹ K ⁻¹
Wasser(i)	100°C	4.217 J g ⁻¹ K ⁻¹	Stickstoff	20°C	1.038 J g ⁻¹ K ⁻¹

Brennstoffe (Verbrennung mit Sauerstoff) und Uran (Kettenreaktion)

Brennstoff	Brennwert = - Verbrennungsenthalpie			Heizwert (ohne Kondensation Wasser)		Spez. CO ₂ -Emission (Reinstoffe: pro ΔHc)
	kJ g ⁻¹	kJ L ⁻¹	kJ mol ⁻¹	kJ g ⁻¹	kJ L ⁻¹	
Buchenholz*	19	9'100		15	7200	109.6
Steinkohle	29-32.7	ca. 26'000		27-32.7	ca. 25'000	94.6
Graphit	32.8	72'160	-393.5	32.8	72'160	112
Magnesium	25.2		-601	25.2		0
Erdöl				42.8	33'400 - 42'800	73.3
Diesel, Heizöl	45.4	38'160		42	36'000	74.1
Benzin	47	35'600		43.6	33'000	69.3
n-Octan	47.5	33'300	-5430			64.9
Ethanol	29.7	23'445	-1367.6	26.8	21'000	64.3
Wasserstoff	143	11.7	288.9	120	9.9	0
Erdgas L	36 - 50	35 - 45		38	32-42	56.1
Methan	55.5	36.3	-890.7	50.0	32.7	49.4

Uran: Bei Kettenreaktion in konventionellem Reaktor freigesetzt $1.0 \cdot 10^5$ - $2.0 \cdot 10^5$ Ca. 10^7

In Brutreaktoren freigesetzt

* Lufttrocken, ca. 15% Wassergehalt, das Volumen bezieht sich auf locker geschichtetes Stückholz (Raummeter)

Sonnenenergie

Jährlich durch die Sonne auf die Erde eingestrahlte Energie: rund $3.9 \cdot 10^{24}$ J bzw. $1.08 \cdot 10^{18}$ kWh.

	MJ·m ⁻² ·a ⁻¹	{kWh·m ⁻² ·a ⁻¹ }	kW·m ⁻²
Leistung der Sonne pro Quadratmeter ausserhalb der Atmosphäre	43'200	{12'000}	1.367
Auftreffende Sonnenenergie, max. Sonneneinstrahlung, Mitteleuropa UV+Sichtbar, 0 bis 780 nm			0.8 - 1.0 0.57
Pro Jahr eingestrahlte Sonnenenergie ³	in der Region Zug im Wallis in Südspanien	4'000 5'000 6'800	{1'100} {1'400} {1'900}
El. Leistung einer Photovoltaik-Anlage pro m ² bei 14% Anlagewirkungsgrad,	Spitze Jahresertrag	540 {150}	0.14 (Spitze)
Jahresertrag Bioethanol aus Zuckerrohr		9.7 - 14.4	{2.7 - 4}
Jahresertrag Holz		3.6	{1}

(1) Wenn die Sonne ununterbrochen scheinen würde, käme dieser Betrag zusammen.

(2) Wenn die jährliche Energiemenge gleichmäßig auf das ganze Jahr verteilt geleistet würde.

³ <http://www.meteonorm.com/pages/de/downloads/karten.php?lang=DE>

Atmung und Gärung

Netto-Reaktionsgleichungen:

Glucose (alle Hexosen)

Atmung:	C ₆ H ₁₂ O ₆ + 6 O ₂	→ 6 CO ₂ + 6 H ₂ O	ergibt 36 ATP	(ΔH° _R =-2813 kJ/mol)
Ethanolgärung:	C ₂ H ₅ OH	→ 2 CH ₃ CH ₂ OH + 2 CO ₂	ergibt 2 ATP	(ΔG°=-218 kJ/mol)
Milchsäuregärung:	C ₃ H ₆ O ₃	→ 2 CH ₃ -CHOH-COO ⁻ + 2 H ⁺	ergibt 2 ATP	

Veratmung anderer Stoffe:

Palmitinsäure:	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ COOH	+ 23 O ₂	→ 16 CO ₂	+ 16 H ₂ O
Stearinsäure:	CH ₃ (CH ₂) ₁₆ COOH	+ 26 O ₂	→ 18 CO ₂	+ 18 H ₂ O
Ölsäure:	C ₁₈ H ₃₄ O ₂	+ 25.5 O ₂	→ 18 CO ₂	+ 17 H ₂ O
Glycerin-Tripalmitat:	C ₅₁ H ₉₈ O ₆	+ 72.5 O ₂	→ 51 CO ₂	+ 49 H ₂ O
Glycerin:	C ₃ H ₈ O ₃	+ 3.5 O ₂	→ 3 CO ₂	+ 4 H ₂ O

Energieumsatz bei vollständiger Verbrennung / Veratmung^{4,5}

Stoff	M [g/mol]	ΔG° _{verb} (I) [kJ/mol]	Verbrennungs-enthalpie = Brennwert ΔH [kJ/mol]	Brennwert [kJ/mol O ₂] [kJ/L O ₂ (3)]	Brennwert [kJ/mol O ₂] [kJ/L O ₂ (3)]	mol ATP pro mol Stoff im Körper	mol ATP pro mol O ₂ im Körper
Glucose	180.16	-2864	-2813	-15.63	-469	(30-) 36	(5-) 6.0
Ethanol			-1367				
Milchsäure			-1344				
Palmitinsäure	256.42	-9791	-10'025	-38.79	-436	131	5.7
Stearinsäure	282.45		-11'278	-39.92	-433	148	5.7
Ölsäure	280.44		-11'106	-39.58	-436	148	5.8
Glycerin-Tripalmitat	807.33		-30'143	-37.34	-415	409	5.6
Glycerin	92.09		-1659	-18.02	-474	22	6.3
Kohlenhydrate Ø			-17.2		21.1		
Stärke, Glycogen			-17.51				
Cellulose			-17.47				
Fette Ø			-38.9		19.6		
Fettgewebe			-39.17				
Proteine Ø			17.2 (2)		18.8		

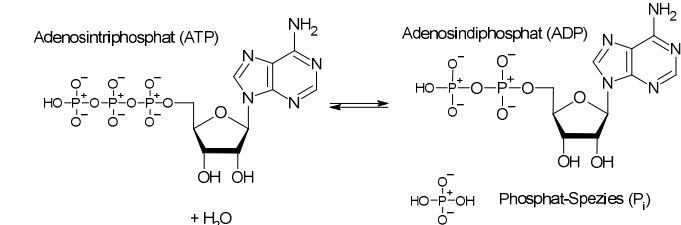
(1) ΔG°: Änderung der freien Energie bei vollst. Verbrennung unter physiologischen Bedingungen

(2) Physiologischer Brennwert mit Abbau nur bis zum Harnstoff (menschlicher Körper). Würde der Harnstoff auch noch veratmet, ergäben Proteine einen physikalischen Brennwert von 23 kJ/g. Bei Kohlenhydraten und Fetten sind physiologischer und physikalischer Brennwert identisch.

(3) Bei 0°C und Standarddruck (molares Volumen 22.4 L/mol). Bei 37°C ergäbe sich: Kohlenhydrate 18.8 kJ/L O₂, Fette 17.6 kJ/L O₂, Proteine: 16.8 kJ/L O₂

ATP

Hydrolyse von ATP zu ADP und einer Phosphatspezie s:



Für die exergone (energiefreie) Hinreaktion (Hydrolyse) gilt bei 37°C, pH 7 und Standardbedingungen⁶:

Freie Reaktionsenthalpie	ΔG° _{Hydrolyse}	= -30 kJ/mol (exergon);
Reaktionsenthalpie	ΔH° _{Hydrolyse}	= -20 kJ·mol ⁻¹ (exotherm),
Reaktionsentropie	ΔS° _{Hydrolyse}	= +34 J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹

Unter physiologischen Bedingungen beträgt ΔG_R der Hydrolyse etwa ΔG_R = -50 kJ/mol⁷ (-46 bis -54 kJ/mol), da [ATP] und [ADP] viel kleiner als 1 mol/L, da [ATP]>[ADP], auch in Abhängigkeit von [H₃O⁺] und [Mg²⁺].

⁴ Heldmaier, Gerhard, und Neuweiler, Gerhard: *Vergleichende Tierphysiologie, Band 2, Vegetative Physiologie*, Springer (2004), S. 29ff

⁵ Silbernagl, Stefan und Despopoulos, Agamemnon: *Taschenatlas der Physiologie*, Thieme (2003), S 228

⁶ Atkins, P.W: *Physical Chemistry* (6th Edition), Oxford University Press (1998) Seite 237

⁷ Voet, D. und Voet, J. G., *Biochemistry* (3rd ed.), Wiley & Sons (2004), S. 567.

Menschlicher Körper: Umsatz und Energiespeicher

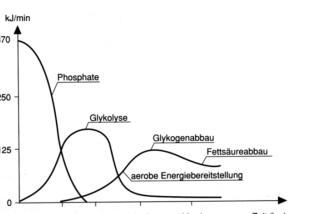
Ungefährer Umsatz bei erwachsenen Menschen

Grundumsatz	7 MJ/d	= 80 W
Körperliche Arbeit	11 MJ/d	= 127 W
Schwerstarbeit	♀ 15 MJ/d	= 175 W
Hochleistungssportler über 2 Stunden		♂ 20 MJ/d = 230 W
		1600 W
Ein Körper konsumiert ruhend ca. 0.1 kW, schwarz arbeitend 0.4 kW und leistet dabei 0.1 kW Arbeit.		

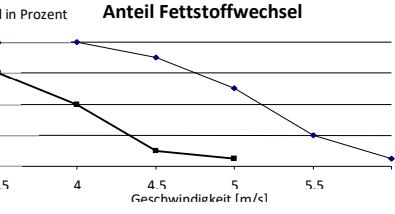
Energiespeicher, ihre Kapazität und Anteile am Energiestoffwechsel

Energiespeicher einer Person (75 kg) und daraus berechnete Zeitdauer bis zum vollständigen Verbrauch bei Grundumsatz (5.25 kJ/min = 87.5 W) und 17 km/h Dauerlauf (60 kJ/min = 1000 W = 3600 kJ/h):

Energiehaltige Substanz	Totaler Vorrat im Körper in kJ	Totaler Vorrat im Körper in kcal	Theoret. Dauer bis zum vollst. Verbrauch bei Grundumsatz	Theoret. Dauer bis zum vollst. Verbrauch bei Laufen mit 17 km/h (flottes 12-Minutenlauf-Tempo)
ATP	6.3	1.5	1 min	6 sec
Kreatinphosphat	14.7	3.5	3 min	15 sec
Glykogen	5040 [Nutzbar: 3000]	1200	16 h [9.5 h]	1.4 h [50 min]
Fett	210000	50000	1 Monat	2.5 Tage



Energiebereitstellung im menschlichen Körper bei maximaler Beanspruchung in Abhängigkeit der Zeit. Bei der Glykolyse wird zunächst Lactat gebildet, das in Herz und Leber verstoffwechselt wird, bis die aerobe Energiebereitstellung einsetzt.



Anteil des Fettstoffwechsels an der gesamten Energiebereitstellung bei verschiedenen Laufgeschwindigkeiten von 3.5 (12.6 km/h) bis 6 m/s (21.6 km/h) bei Untrainierten (untere Kurve) und Leistungssportlern (obere Kurve). 17 km/h entsprechen 4.7 m/s.

6

Körperflüssigkeiten

Die Pufferkapazität des Blutes beträgt bei pH 7.4 rund 75 mmol·L⁻¹ (ΔpH)¹. Davon macht das H₂CO₃/HCO₃⁻ System etwa 75% aus. Obwohl sein pK_a mit 6.1-6.4 ungünstig ist, spielt dieses Puffersystem doch eine herausragende Rolle, weil CO₂ abgeatmet wird. Die Pufferbasenkonzentration des Blutes beträgt etwa 48 mval/L, also 48 mol Pufferbasen pro Liter (vgl. unten: 46 mmol/L im Blut total, 60 mmol/L im Plasmawasser).

	Zellplasma mmol/L	Interstitium mmol/kg ≈ mmol/L	Blutplasma mmol/L	Plasmawasser mmol/L
Kationen				
H ₃ O ⁺	10 ⁻⁴ (pH 7) (1)	4·10 ⁻⁵ (pH 7.4) (1)	4·10 ⁻⁵ (pH 7.4)	4·10 ⁻⁵ (pH 7.4)
K ⁺	140-160 (1)	4.4-4.5 (1)	4.3	4.6
Na ⁺	7-12 (1)	144 (1)	142	153
Ca ²⁺	10 ⁻⁵ bis 10 ⁻⁴ (1)	1.3 (1)	1.3 (frei)	1.4-1.6 (frei)
Mg ²⁺	0.8	0.45	0.5 (frei)	0.5-0.6 (frei)
Anionen				
Cl ⁻	3-7 (1)	114 (1)	104	112
HCO ₃ ⁻	10 (1)	27-28 (1)	24	36
Phosphat-Spezies	Ca. 30 (2)	2.3	2 (2)	2.2 (2)
Proteine	Ca. 54 (2)	0.4 (2)	14 (2)	15 (2)
Sonstige Anionen (3)	Ca. 54 (2)	6.2 (2)	5.9 (2)	6.3 (2)
Moleküle, sonstiges				
Glucose			5	
Harnstoff			5	
Kreatinin			0.1	
CO ₂			Venös: 5.8 ± 0.9 kPa Arteriell: 5.4 ± 0.7 kPa	
O ₂			Venös: 5.35 ± 0.55 kPa Arteriell: 11.7 ± 2.2 kPa	

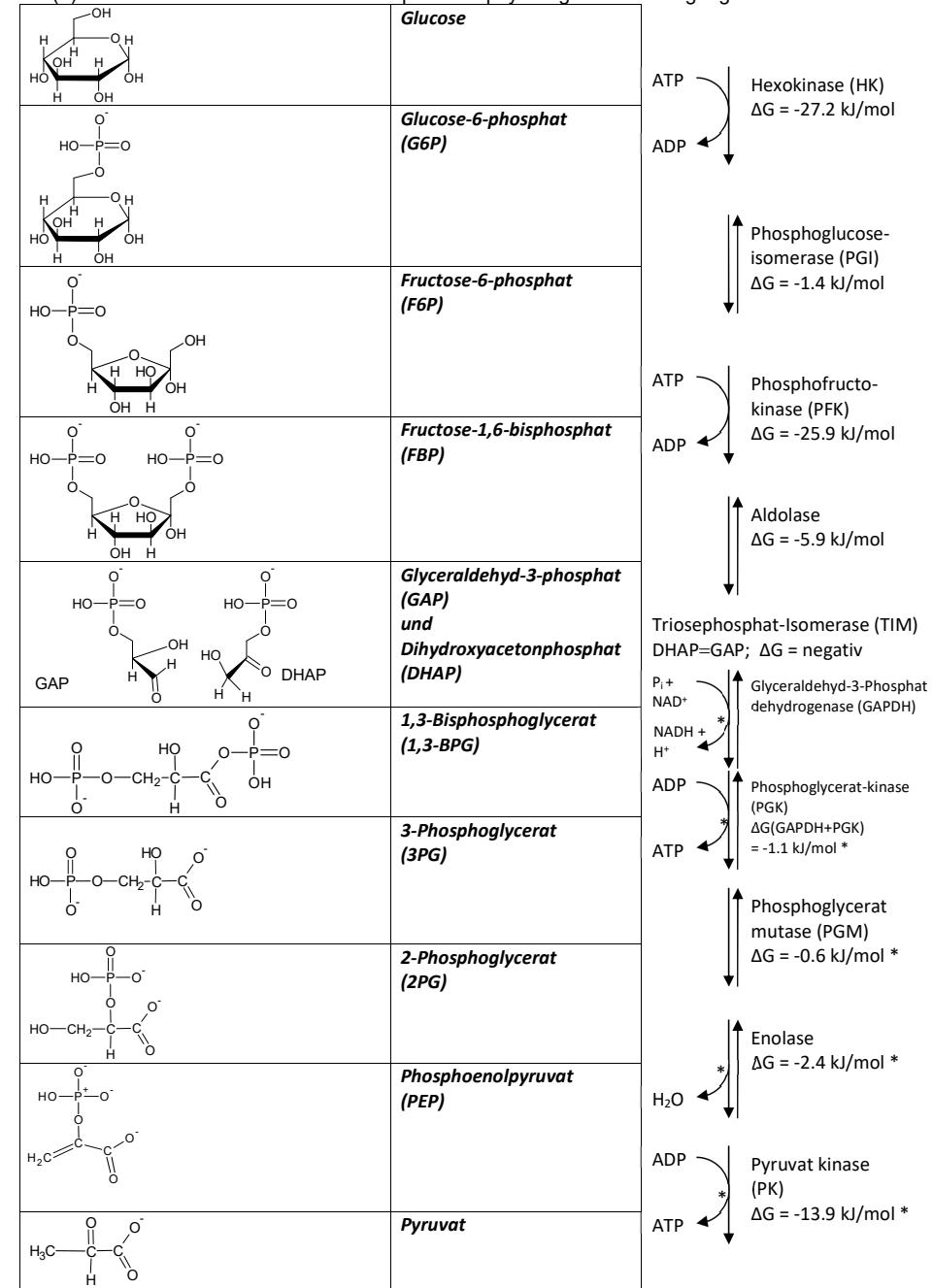
(1) Maximum jeweils „effektive Konzentration“, vermutlich Aktivität, in mmol/kg ≈ mmol/L.

(2) mval/L, also mmol Elementarladungen pro L.

(3) z.B. Bisphosphoglycerat

Glycolve

(4) Teilchen und Freie Reaktionsenthalpie unter physiologischen Bedingungen⁸



* Ab GAP sind die Umsätze (ATP, NADH, ΔG) pro Glucose-Molekül doppelt so gross wie angegeben.

⁸ Voet, D. und Voet, J. G., *Biochemistry* (3rd ed.), Wiley & Sons (2004), S. 613

Eigenschaften konzentrierter Lösungen

HCl		Molare Masse: 36.47 g/mol				
Konzentration	Dichte (g/mL, 20°C)	Konz g/L	Konz mol/L	Gefrierpunkt °C	Osmolarität Os/L	
1% w/w	1.0031	10.0	0.275	-0.99	0.534	
10% w/w	1.0476	104.8	2.873	-15.4	8.67	
36% w/w (conz)	1.1791	424.5	11.639			
38% w/w (conz)	1.1886	451.7	12.385			
NaOH		M: 40.01 g/mol				
Konzentration	Dichte (g/mL, 20°C)	Konz g/L	Konz mol/L	Gefrierpunkt °C	Osmolarität Os/L	
1% w/w	1.0095	10.1	0.252	-0.86	0.466	
10% w/w	1.1089	110.9	2.772	-10.47	6.24	
17% w/w	1.182	200.0	5.00			
28% w/w (conz)	1.3064	365.8	9.142			
30% w/w (conz)	1.3277	398.3	9.956			
Essigsäure conz		M: 60.05 g/mol				
Konzentration	Dichte (g/mL, 20°C)	Konz g/L	Konz mol/L			
100% w/w	1.0477	1047.7	17.446			
Ammoniak conz		M: 17.3 g/mol				
Konzentration	Dichte (g/mL, 20°C)	Konz g/L	Konz mol/L	Gefrierpunkt °C		
28% w/w	0.8980	251.4	14.764	-71.66		
30% w/w:	0.8920	267.6	15.713	-84.06		
Salpetersäure conz		M: 63.02 g/mol				
Konzentration	Dichte (g/mL, 20°C)	Konz g/L	Konz mol/L	Gefrierpunkt °C	Siedepunkt °C	
20% w/w	1.1150	223.0	3.538	-17	103.4	
40% w/w:	1.2466	498.7	7.913	-30	112.0	
60% w/w	1.37	819.3	13.0	-22	120.4	
70% w/w	1.42	995.7	15.8	-41	121.6	
80% w/w	1.46		18.5			
Reine = Rauchende Salpetersäure, aufgrund des darin gelösten Stickstoffdioxids gelb:						
100% w/w	1.513	1513	24.01	-42	86.0	
Schwefelsäure conz		M: 98.08 g/mol				
Konzentration	Dichte bei 20°C	Konz g/L	Konz mol/L	Gefrierpunkt °C		
9% w/w	1.0591	95.3	0.972			
20% w/w	1.1398	227.9	2.324			
38% w/w	1.2855	488.5	4.981			
100% w/w	1.8305	1830.5	18.663			
Phosphorsäure		M: 98.00 g/mol	Stark hygroskopisch, selten rein.			
Konzentration	Dichte g/mL	Konz g/L	Konz mol/L	Gefrierpunkt °C		
40% w/w	1.2536		5.117			
85% w/w	1.6850	1435	14.61			
100% w/w	1.834 (18°C)	1834.5	18.66	42.35	H ₂ O-Abspaltung: 213°C	
Bei bis 150°C verdampft das Wasser aus Phosphorsäurelösungen, Phosphorsäure reagiert ab rund 200°C langsam zu Pyrophosphorsäure = Diphosphorsäure (H ₄ P ₂ O ₇), ab 300°C zu Metaphosphorsäure.						
NaCl		M: 58.44 g/mol				
Konzentration	Dichte (g/mL, 20°C)	Konz g/L	Konz mol/L	Gefrierpunkt °C	Osmolarität Os/L	
1% w/w	1.0053	10.1	0.172	-0.593	0.321	
10% w/w	1.0707	107.1	1.832	-6.56	3.78	
20% w/w:	1.1478	229.6	3.928	-16.46	10.16	
26% w/w	1.1972	311.3	5.326			
Gesättigt		359				
D-Glucose, C₆H₁₂O₆·H₂O		M: wasserfrei: 180.16 g/mol, Monohydrat: 198,17 g/mol				
Konzentration	Dichte (g/mL, 20°C)	Konz g/L	Konz mol/L	Gefrierpunkt °C	Osmolarität Os/L	
1% w/w:	1.0020	10.0	0.056	-0.107	0.057	
10% w/w	1.0375	103.7	0.576	-1.167	0.65	
20% w/w	1.0797	215.9	1.199	-2.70	1.56	
60% w/w	1.279	767.6	4.261			
Gesättigt		910				

Tropfpipetten:

Tropfen aus der Tropf pipette: Volumen: ca. 0.040 mL; Masse: 0.040-0.043 g, 25 Tropfen ergeben etwa 1.0 mL
Tropft man sehr schnell, erhöht sich das Volumen um 5-10%.

Namen von Ionen und kleinen Molekülen

- Einatomige Kationen heissen gleich wie die entsprechende Atomsorte
- Die Präfixe Hydrogen-, Dihydrogen- oder Trihydrogen- etc. bezeichnen die entsprechenden Ionen mit einem, zwei oder drei zusätzlichen H^+ , vgl. Silicat-Ion etc.
- Geordnet nach der Ordnungszahl des Atom mit höchster Ordnungszahl. Ausnahme: Teilchen mit C-Atomen unter C.

BO_3^{3-}	Borat-Ion	SiO_4^{4-}	Silicat
$B(OH)_3$	Borsäure	$HSiO_4^{3-}$	Hydrogensilicat
$B_4O_7^{2-}$	Tetraborat-Ion	$H_2SiO_4^{2-}$	Dihydrogensilicat
		$H_3SiO_4^-$	Trihydrogensilicat
C^{4-}	Carbid, Methanid	H_4SiO_4	Kieselsäure
CH_4	Methan		
C_2^{2-}	Carbid, Acetylid	P^{3-}	Phosphid
H_2C_2	Ethin	H_3P	(Mono)phosphan
CO_3^{2-}	Carbonat-Ion	HPO_3^{2-}	Phosphonat-Ion
H_2CO_3	Kohlensäure	H_3PO_3	Phosphonsäure ($H-PO(OH)_2$)
CN^-	Cyanid-Ion	PO_4^{3-}	Phosphat-Ion
HCN	Cyanwasserstoff	H_3PO_4	Phosphorsäure
$HCN(aq)$	Blausäure		
OCN^-	Cyanat-Ion	S^{2-}	Sulfid
$H-OCN$	Cyansäure	H_2S	Schwefelwasserstoff
$H-NCO$	Isocyansäure	SO_3^{2-}	Sulfit-Ion
$H-CNO$	Knallsäure	H_2SO_3	Schweflige Säure
SCN^-	Thiocyanat-Ion (Rhodanid-Ion)	SO_4^{2-}	Sulfat-Ion
$SCNH$	Isothiocyanäure	H_2SO_4	Schwefelsäure
$HCOO^-$	Methanoat-Ion (Formiat-Ion)	S_2^{2-}	Disulfid-Ion (Salz: FeS_2 : Pyrit)
$HCOOH$	Methansäure (Ameisensäure)	H_2S_2	Wasserstoffdisulfid
$CH_3NH_3^+$	Methylammonium-Ion	$S_2O_4^{2-}$	Dithionit-Ion
CH_3COO^-	Ethanoat-Ion (Acetat-Ion)	$S_2O_3^{2-}$	Thiosulfat-Ion
CH_3COOH	Ethansäure (Essigsäure)	$H_2S_2O_3$	Thioschwefelsäure
N^{3-}	Nitrid-Ion	Cl^-	Chlorid-Ion
NH_3	Ammoniak	HCl	Chlorwasserstoff
NH_4^+	Ammonium-Ion	„ $HCl(aq)$ “	Salzsäure
N_3^-	Azid-Ion	ClO^-	Hypochlorit-Ion
HN_3	Stickstoffwasserstoffsäure	$HClO$	Unterchlorige Säure
NO	Stickstoffmonoxid (Radikal)	ClO_2^-	Chlorit-Ion
NO_2	Stickstoffdioxid (Radikal)	$HClO_2$	Chlorige Säure
NO_2^-	Nitrit-Ion	ClO_3^-	Chlorat-Ion
HNO_2	Salpetrige Säure	$HClO_3$	Chlorsäure
NO_3^-	Nitrat-Ion	ClO_4^-	Perchlorat-Ion
HNO_3	Salpetersäure	$HClO_4$	Perchlorsäure
N_2H_4	Hydrazin		
$N_2H_5^+$	Hydrazonium	CrO_4^{2-}	Chromat-Ion
$HONH_2$	Hydroxylamin	H_2CrO_4	Chromsäure
$HONH_3^+$	Hydroxylammonium	$Cr_2O_7^{2-}$	Dichromat-Ion
		$H_2Cr_2O_7$	Dichromsäure
O^{2-}	Oxid-Ion		
OH^-	Hydroxid-Ion	MnO_4^-	Permanganat-Ion
H^+	Wasserstoff-Kation, Proton		
$H^+ (aq) = H_3O^+$	Hydroxonium-Ion, Oxonium-Ion	Br^-	Bromid-Ion
H^-	Hydrid-Ion	BrO_3^-	Bromat-Ion
OH^\bullet	Hydroxyl-Radikal		Bromwasserstoff, Hypobromat etc. siehe Chlor
O_2^{2-}	Peroxid-Ion		
H_2O_2	Wasserstoffperoxid	I^-	Iodid-Ion
O_2^\bullet	Superoxid-Ion (Radikal)	IO_3^-	Iodat-Ion
			Iodwasserstoff, Hypoiodit etc. siehe Chlor
F^-	Fluorid-Ion		
HF	Fluorwasserstoff		