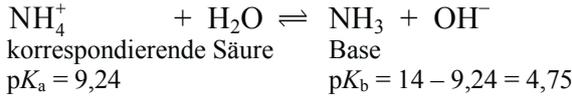
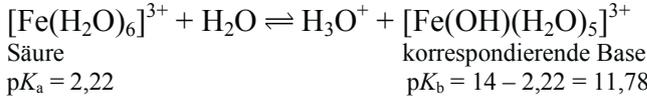


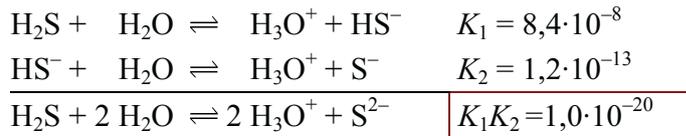
Aus dem pK_a der *korrespondierenden Säure* kann man den pK_b der Base berechnen und umgekehrt.



Viele *hydratisierte Metallionen* wirken als Säuren:



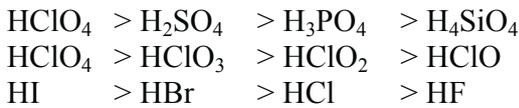
Bei *mehrwertigen Säuren und Basen*, die in mehreren Stufen dissoziieren, dürfen die Dissoziationskonstanten multipliziert werden. Beispiel: Schwefelwasserstoff in Wasser.



7.5.3 Supersäuren

Sauerstoffsäuren mit vielen O- und wenigen H-Atomen sind nach BELL besonders stark. *Nichtsauerstoffsäuren* mit polarisierbarem Zentralatom (wenig elektronegativ) wirken stark, weil das H-Atom leicht abdissoziieren kann.

Für $\text{H}_m\text{YO}_{n+m} = \text{YO}_n(\text{OH})_m$ gilt: $pK_a \approx 8 - 5n$



← Säurestärke wächst (pK_a wird negativer)

Supersäuren heißen Säuren „stärker als Schwefelsäure“, z. B. Gemische starker LEWIS-Säuren (SO_3 , BF_3 , AsF_5 , SbF_5) und starker BRÖNSTED-Säuren (HSO_3F , HClO_4).

Magische Säure zwingt sogar Schwefel-, Kohlen-, Ameisensäure, Formaldehyd und Fluorbenzol Protonen auf und spaltet H_2 in Hydrid. Das supersaure $\text{H}_2\text{SO}_3\text{F}^+$ -Kation entsteht durch Autoprotolyse von Fluorsulfonsäure HSO_3F , indem das SO_3F^- -Anion durch Anlagerung an SbF_5 aus dem Gleichgewicht abgezogen wird.

Die HAMMETT-Säurefunktion H_0 misst die protonierende Wirkung einer Supersäure auf eine schwache Indikatorbase B (*p*-Nitroanilin). In hochverdünnter Lösung wird die Basenrestkonzentration spektroskopisch bestimmt.

$H_0 = pK_{a,B} - \log \frac{c(\text{BH}^+)}{c(\text{B})}$	▼ HAMMETT-Säurefunktion H_0	
$pK_{a,B} = -\log \frac{c(\text{H}^+)c(\text{B})}{c(\text{BH}^+)}$	$\text{HSO}_3\text{F} + 25 \text{ mol-\% SbF}_5$	-21,5
	$\text{HF} + 0,6 \text{ mol-\% SbF}_5$	-21,1
	HSO_3F	-15
	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	-15
	H_2SO_4	-12
	HF	-11
In wässriger Lösung:	$\text{HF} + 1 \text{ mol/l NaF}$	8,4
$H_0 = \text{pH} - \log \frac{\gamma(\text{B})}{\gamma(\text{BH}^+)}$	H_3PO_4	5,0
γ Aktivitätskoeffizient	$\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 63\%}$	4,9
	HCOOH	2,2

▼ Säureexponent			
Stärke	Säure (25 °C)	pK_a	
extrem schwach	$\text{H}_2 (\rightarrow \text{H}^+ + \text{H}^-)$	39	
sehr schwach	HS^-	12,98	
	HPO_4^{2-}	12,36	
	HAsO_4^{2-}	11,50	
	H_2O_2	11,65	
	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$	10,67	
	HIO	10,64	
	CH_3NH_3^+	10,59	
	schwach	HCO_3^-	10,33
		Phenol	9,98
		H_2SiO_3	9,91
$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$		9,78	
$\text{HP}_2\text{O}_7^{3-}$		9,32	
H_3AsO_3		9,29	
NH_4^+		9,24	
H_3BO_3		9,24	
HCN		9,22	
HBrO		8,62	
HSO_3^-		8,32	
N_2H_5^+		7,94	
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$		7,8	
HClO		7,40	
H_2PO_4^-		7,20	
HSO_3^-		7,20	
H_2S		7,02	
H_2AsO_4^-		6,94	
$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$		6,70	
H_2CO_3		6,35	
NH_3OH^+		5,96	
$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$		5,18	
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$		4,87	
$\text{Al}^{3+}(\text{aq})$		4,85	
CH_3COOH		4,76	
HN_3		4,72	
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$ (Anilin)		4,61	
HOOC-COO^-		4,29	
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$		4,21	
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$		3,95	
HCOOH	3,74		
mittelstark	HF	3,17	
	HNO_2	3,14	
	$\text{V}^{3+}(\text{aq})$	2,9	
	ClCH_2COOH	2,87	
	$\text{CH}_2(\text{COOH})_2$	2,85	
	H_2SeO_3	2,62	
	$^+\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	2,35	
	H_3AsO_4	2,19	
	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	2,17	
	H_3PO_4	2,13	
	$\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^-$	2,10	
	HSO_4^-	1,99	
	HClO_2	1,94	
	H_2SO_3	1,90	
	H_2SeO_4^-	1,7	
$(\text{COOH})_2$	1,25		
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	0,91		
HSCN	0,85		
$\text{U}^{4+}(\text{aq})$	0,68		
stark	H_2CrO_4	-0,98	
	HNO_3	-1,37	
	HClO_3	-2,7	
	sehr stark	H_2SO_4	-3
extrem stark		HCl	-7
	HClO_4	-10	

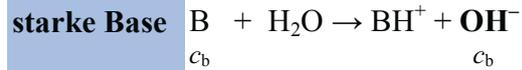
▼ pH-Rechnung in wässriger Lösung

a = Säure, b = Base, S = Salz, z = Zahl der starken Dissoziationsstufen, x = Stoffumsatz (mol/l)



$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\log(z \cdot c_a)$$

Beispiel: Salzsäure, Schwefelsäure
 pH(0,01 mol/l HCl od. H₂SO₄) = 2



$$\text{pH} = 14 + \log c(\text{OH}^-) = 14 + \log(z \cdot c_b)$$

Beispiel: Natronlauge
 pH(0.01 mol/l NaOH) = 12

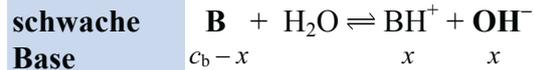


$$K_a = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c_a - c(\text{H}_3\text{O}^+)} \approx \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_a}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{K_a}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_a}{2}\right)^2 + K_a c_a} \approx \sqrt{K_a c_a}$$

$$\text{pH} = \frac{\text{p}K_a - \log c_a}{2}$$

Beispiel: Essigsäure
 pH(0,1 mol/l CH₃COOH, pK_a 4,75) = 2,87



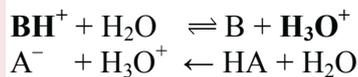
$$K_b = \frac{c(\text{BH}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c_b - c(\text{OH}^-)} \approx \frac{c(\text{OH}^-)^2}{c_b}$$

$$c(\text{OH}^-) = -\frac{K_b}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_b}{2}\right)^2 + K_b c_b} \approx \sqrt{K_b c_b}$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{\text{p}K_b - \log c_b}{2}$$

Beispiel: Ammoniakwasser
 pH(0,1 mol/l NH₃, pK_b 4,76) = 11,12

saures Salz Hydrolysegleichgewicht: Träger der einer *starken Säure* und schwachen Base
 Acidität ist das *Basenkation*! Das Säureanion hat keine Tendenz zur Rückbildung der starken Säure.

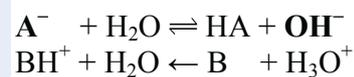


$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{B})}{c(\text{BH}^+)} \approx \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_s}$$

$$\text{pH} = \frac{14 - \text{p}K_b - \log c_s}{2}$$

Beispiel: Ammoniumchlorid
 pH(0,5 mol/l NH₄Cl, pK_b 4,76) = 4,77

basisches Salz Träger der Basizität ist das *Säureanion*! Das Basenkation hat keine Tendenz zur Rückbildung der starken Base.

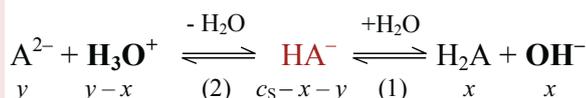


$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{c(\text{HA}) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{A}^-)} \approx \frac{c(\text{OH}^-)^2}{c_s}$$

$$\text{pH} = \frac{14 + \text{p}K_a + \log c_s}{2}$$

Beispiel: Natriumacetat
 pH(0,5 mol/l CH₃CO₂Na, pK_a 4,75) = 9,2

Ampholyt: Mehrwertige Säuren (H₃PO₄, H₂S, H₂CO₃, Aminosäuren) bilden amphiprotische Ionen. Diese können sowohl als Säure wie als Base wirken, z. B.
 HA⁻ = HPO₄⁻, HS⁻, HCO₃⁻, Zwitterionen von Aminosäuren am isoelektrischen Punkt IEP.



$$\text{pH} = \frac{\text{p}K_{a,1} + \text{p}K_{a,2}}{2} = \frac{\text{p}K_a + (14 - \text{p}K_b)}{2}$$

$$K_{a,1} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{HA}^-)}{c(\text{H}_2\text{A})}, \quad K_{a,2} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^{2-})}{c(\text{HA}^-)}, \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{A}^{2-}) - c(\text{H}_2\text{A})$$

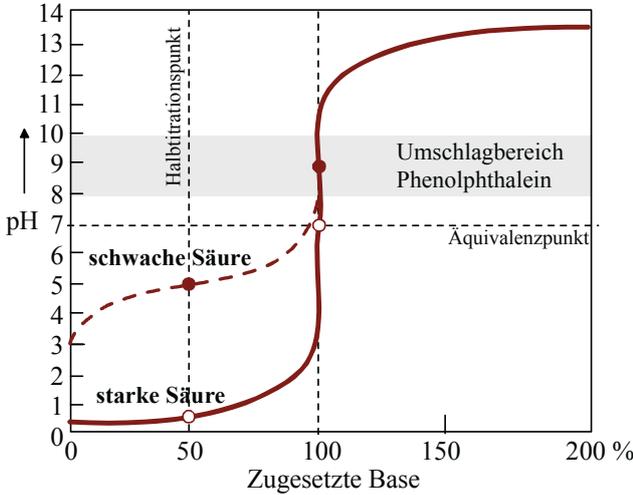
Beispiele: Ammoniumacetat: pH(CH₃CO₂NH₄, pK_a: 9,24, pK_b 4,76) = 7,0
 Natriumhydrogencarbonat: pH(NaHCO₃, pK_{a,1} 6,3, pK_{a,2} 10,2) = 8,25
 Glycin: IEP = pH(H₂NCH₂COOH, pK_{a,1} 2,35, pK_{a,2} 9,78) = 6,06

▼ pH-Berechnung von Titrationskurven

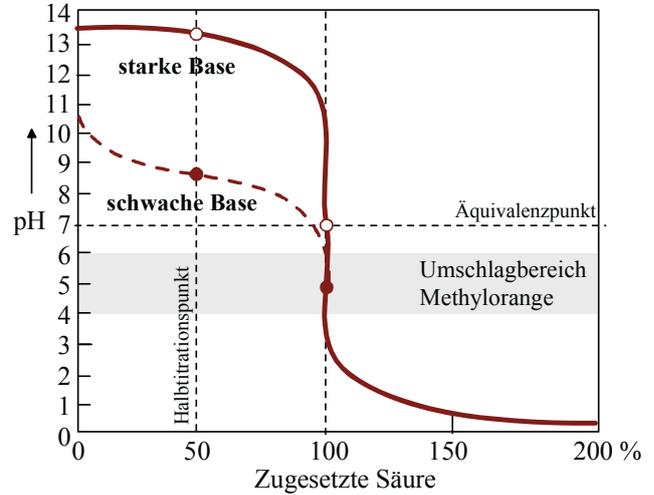
Titrationen folgen allgemein einer logarithmischen Funktion: $y = \ln \frac{x}{1-x}$

a = Säure, b = Base, S = Salz, V_0 vorgelegtes Probenvolumen

Titration von Säuren mit starken Basen (Alkalimetrie)



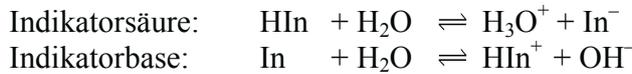
Titration von Basen mit Säuren (Acidimetrie)



Starke Säure vorgelegt		Starke Base vorgelegt	
Kurvenform	symmetrisch S-förmig	symmetrisch Z-förmig	
Start ▶ 7.6	$\text{pH}(\text{starke Säure}) \geq 0$	$\text{pH}(\text{starke Base}) \leq 14$	
Neutralisation Volumen V_1 bis zum ÄP	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{V_0 c_a - V_1 c_b z_b / z_a}{V_0 + V_1} + 10^{-7}$	$c(\text{OH}^-) = \frac{V_0 c_b - V_1 c_a z_a / z_b}{V_0 + V_1} + 10^{-7}$	$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$
Äquivalenzpunkt	$\text{pH} = 7$ (neutrale Salzlösung)	$\text{pH} = 7$ (neutrale Salzlösung)	
Überschuss Volumen V_2 nach ÄP	$c(\text{OH}^-) = \frac{V_2 \cdot c_b}{V_0 + V_1 + V_2} + 10^{-7}$	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{V_2 \cdot c_a}{V_0 + V_1 + V_2} + 10^{-7}$	$\text{pH} = 14 - \log c(\text{OH}^-)$
Schwache Säure		Schwache Base	
Kurvenform	unsymmetrisch S-förmig	unsymmetrisch Z-förmig	
Start ▶ 7.6	$\text{pH}(\text{schwache Säure}) < 7$	$\text{pH}(\text{schwache Base}) > 7$	
Neutralisation (Volumen V_1)	$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_a}{c_s}$	$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b + \log \frac{c_b}{c_s}$	
Halbtitrationspunkt	$\text{pH} = \text{p}K_a$, weil $c_a = c_s$	$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b$, weil $c_b = c_s$	
Äquivalenzpunkt	$\text{pH} > 7$ (basische Salzlösung)	$\text{pH} < 7$ (saure Salzlösung)	
Überschuss (Volumen V_2)	$c(\text{OH}^-) = \frac{(V_1 + V_2) \cdot c_b}{V_0 + V_1 + V_2} + \sqrt{\frac{K_w c_a}{K_a}}$	$c(\text{OH}^-) = \frac{(V_1 + V_2) \cdot c_a}{V_0 + V_1 + V_2} + \sqrt{\frac{K_w c_b}{K_b}}$	
Saures Salz (einer schwachen Base)		Basisches Salz (einer schwachen Säure)	
Start ▶ 7.6	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_a c_s} = \sqrt{\frac{K_w c_s}{K_b}}$	$c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_b c_s} = \sqrt{\frac{K_w c_s}{K_a}}$	
Neutralisation	$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b + \log \frac{c_b}{c_s}$	$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_a}{c_s}$	
Äquivalenzpunkt	$c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_b c_b}$	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_a c_a}$	
Überschuss	$c(\text{OH}^-) = \frac{(V_1 + V_2) \cdot c_a}{V_0 + V_1 + V_2} + \sqrt{K_b c_b}$	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{(V_1 + V_2) \cdot c_b}{V_0 + V_1 + V_2} + \sqrt{K_a c_a}$	

7.8 Indikatoren und pH-Puffer

Indikatoren zeigen durch Farbumschlag den Endpunkt einer Titration an. Neutralisationsindikatoren sind farbige, schwache, organische Säuren oder Basen mit dem Protolysegleichgewicht:



$$\left. \begin{aligned} \frac{c(\text{In}^-)}{c(\text{HIn})} = \frac{K_1}{c(\text{H}_3\text{O}^+)} \end{aligned} \right\} \begin{aligned} & \text{Umschlag:} \\ & < 1 \text{ im sauren Milieu} \\ & > 1 \text{ im basischen Milieu} \end{aligned}$$

Beispiel: Welcher Bruchteil des Phenolphthaleins ($K_1 = 3,16 \cdot 10^{-10}$) ist in 0,1 mol/l Natriumacetatlösung ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) gefärbt?

- Natriumacetat als basisches Salz ▶ 7.6

$$\text{pH} = \frac{14 + \text{p}K_a - \log c_s}{2} = \frac{14 - \log 1,8 \cdot 10^{-5} + \log 0,1}{2} = 8,87$$

- Anteil des gefärbten Indikators:

$$\frac{c(\text{In}^-)}{c(\text{HIn}) + c(\text{In}^-)} = \frac{1}{1 + c(\text{HIn})/c(\text{In}^-)} = \frac{1}{1 + 10^{-\text{pH}}/K_1} \approx 19\%$$

Saure **pH-Puffer** bestehen aus einer schwachen Säure und dem Salz dieser Säure mit einer starken Base. Basische Puffer bestehen aus einer schwachen Base und dem Salz dieser Base mit einer starken Säure. Wichtige Puffersysteme sind Säure-Base-Paare wie Essigsäure/Acetat und $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$, ferner die Ampholyte HCO_3^- und H_2PO_4^- .

Puffer dämpfen pH-Änderungen bei Säure- oder Laugenzusatz in wässriger Lösung. Erst beim Überschreiten der Pufferkapazität ändert sich der pH-Wert sprunghaft.

Die HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung oder **Puffergleichung** beschreibt die pH-Änderung in Pufferlösungen.

Saurer Puffer	Basischer Puffer
$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ $c_a - x \qquad \qquad \qquad x \qquad c_s + x$ $K_a = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c_a - c(\text{H}_3\text{O}^+)}$ $c_a \gg c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ und } c_s \approx c(\text{A}^-)$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_s \pm x}{c_a \mp x}$	$\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$ $c_b - x \qquad \qquad \qquad c_s + x \qquad x$ $K_b = \frac{c(\text{BH}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c_b - c(\text{OH}^-)}$ $c_b \gg c(\text{OH}^-) \text{ und } c_s \approx c(\text{BH}^+)$ $\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{c_s \pm x}{c_b \mp x}$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

Beispiel: Acetatpuffer je 0,1 mol/l Essigsäure und Natriumacetat:

$$\text{pH} = 4,75$$

Zugabe von 100 ml 0,1-molarer Lauge ($x = +0,01$): $\text{pH} = 4,83$

Zugabe von 100 ml 0,1-molarer Säure ($x = -0,01$): $\text{pH} = 4,65$

Beispiel: Ammoniakpuffer: je 0,1 mol/l Ammoniak und

$$\text{Ammoniumchlorid: } \text{pOH} = 4,76$$

Zugabe von 100 ml 0,1-molarer Lauge ($x = +0,01$): $\text{pOH} = 4,85$

Zugabe von 100 ml 0,1-molarer Säure ($x = -0,01$): $\text{pOH} = 4,67$

Indikator	Farbe		pH-Umschlag	pK _a
	sauer	basisch		
Malachitgrün	gelb	grün	0 – 2,0	
Brilliantgrün	gelb	grün	0 – 2,6	
Eosin gelblich	gelb	grün	0 – 3	
Erythrosin B	orange	rot	0 – 3,6	
Methylgrün	gelb	blau	0,1–2,3	
Methylviolett	gelb	violett	0,1–2,7	
Pikrinsäure	farblos	gelb	0,2–1,0	
Kresolrot	rosa	gelb	0,2–1,8	
Kristallviolett	gelb	violett	0,8–2,6	
Fuchsin	gelb	rosa	1,0–3,1	
Thymolblau	rot	gelb	1,2–2,8	
p-Xylenolblau	rot	gelb	1,2–2,8	
m-Kresolpurpur	rot	gelb	1,2–2,8	
Eosin bläulich	farblos	rosa	1,4–2,4	
Chinaldinrot	farblos	rosa	1,4–3,2	
2,3-Dinitrophenol	farblos	gelb	2,8–4,7	
4-(Dimethylamino)azobenol	rot	gelb-orange	2,9–4,0	
Bromphenolblau	gelb	purpur	3,0–4,6	
Methylorange	rot	orange	3,1–4,4	3,7
Bromkresolgrün	gelb	blau	3,8–5,4	
2,5-Dinitrophenol	farblos	gelb	4,0–5,8	
Alizarinsulfonsäure	gelb	violett	4,3–6,3	
Methylrot	rot	orange	4,4–6,2	5,1
Carminsäure	gelb	violett	4,8–6,2	
Chlorphenolrot	gelb	purpur	4,8–6,4	
2-Nitrophenol	farblos	gelb	5,0–7,0	
Lackmus	rot	blau	5,0–8,0	
Hämatoxylin	gelb	violett	5,0–7,2	
Bromkresolpurpur	gelb	purpur	5,2–6,8	
Bromphenolrot	orange	purpur	5,2–6,8	
4-Nitrophenol	farblos	gelb	5,4–7,5	
Bromxylenolblau	gelb	blau	5,7–7,4	
Alizarin	gelb	rot	5,8–7,2	
Bromthymolblau	gelb	blau	6,0–7,6	7,0
Phenolrot	gelb	rot	6,4–8,2	
3-Nitrophenol	farblos	orange	6,6–8,6	
Neutralrot	rot	orange	6,8–8,0	
Kresolrot	orange	purpur	7,0–8,8	8,3
Curcumin	gelb	rot	7,4–8,8	
m-Kresolpurpur	gelb	purpur	7,4–9,0	
Thymolblau	gelb	blau	8,0–9,6	
p-Xylenolblau	gelb	blau	8,0–9,6	
Phenolphthalein	farblos	rot	8,2–9,8	9,6
1-Naphtolbenzein	orange	blau	8,2–10,0	
Thymolphthalein	farblos	blau	9,3–10,5	
Anilinblau WS	blau	farblos	9,4–14,0	
Alizarin gelb	hellgelb	orange	10,0–12,1	
Alizarin	rot	purpur	10,1–12,1	
Curcumin	rot	orange	10,2–11,8	
Titangelb	gelb	rot	11,0–13,0	
Indigocarmin	blau	gelb	11,5–14,0	
Epsilonblau	orange	violett	11,6–13,0	

▼ pH von Standardpufferlösungen (25 °C)

Kaliumoxalat	0,05 mol/l	1,68
Kaliumhydrogentartrat	gesättigt	3,56
Kaliumhydrogenphthalat	0,05 mol/l	4,01
KH ₂ PO ₄	0,025 mol/l	6,86
Natriumtetraborat	0,01 mol/l	9,18

7.9 Konzentrationsmaße

Molare Konzentration, *Molarität* oder Stoffmengenkonzentration nennt man die in einen Liter *Lösung* eingewogene Stoffmenge. Eine 1-molare Lösung wird hergestellt durch Auflösen von 1 mol eines Stoffes auf exakt 1 l Lösung (bei 20 °C). Man füllt im Messkolben bis zum Eichstrich mit Wasser auf. Die Molarität ist temperaturabhängig, weil sich Lösungen beim Erwärmen ausdehnen. Andere Konzentrationsmaße stehen in einfachen Beziehungen (SI-Einheiten einsetzen!).

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{\beta}{M} = \frac{\rho \cdot w}{M} = \frac{\rho \cdot x_i}{\sum_{i=1}^N x_i M_i} = \frac{\rho \cdot b}{1 + M \cdot b}$$

Gebräuchliche Einheit der Konzentration ist „Mol pro Liter“.

$$1 \text{ mol/l} = 1 \text{ mmol/ml} = 1 \text{ kmol/m}^3 = 0,001 \text{ mol/cm}^3$$

Die **Äquivalentkonzentration** – früher *Normalität* – ersetzen wir beim praktischen Rechnen durch die im Internationalen Einheitensystem (SI) definierte molare Konzentration.

„Normalität“ c_e = „Molarität“ c · Äquivalentzahl z

Auf dem Äquivalentbegriff beruhen Definitionen wie:

Gleiche Volumina äquivalenter Säuren und Basen neutralisieren einander. Gleiche Volumina gleich „normaler“ Lösungen sind einander äquivalent.

Die **Molalität** b – früher „Kilogramm-Molarität“ – ist ein temperaturunabhängiges Konzentrationsmaß für Lösungen. Sie bezieht sich auf die Lösungsmittelmasse (nicht das Volumen). b gibt die Zahl der Mole an, die in 1 kg *Lösungsmittel* (nicht Lösung!) gelöst sind. Sie wird eher selten verwendet.

Die **Massenkonzentration** β oder *Partialdichte* – nicht zu verwechseln mit der Dichte – gibt die Masse des gelösten Stoffes in einem Liter Lösung (in g/l) an.

Maximale Arbeitsplatzkonzentrationen (MAK-Werte) werden in mg/m³ angegeben. Umrechnung für ideale Gase und Lösungsmitteldämpfe:

$$\frac{\beta}{\text{mg/m}^3} = \frac{M}{V_m} \cdot \frac{\sigma}{\text{ml/m}^3}$$

Der **Massenanteil** w oder „Massenbruch“, früher in Gewichtsprozent angegeben, bezeichnet die Masse eines gelösten Stoffes in 100 g Lösung. w und β sind nicht gleich!

Der **Molenbruch** x – das Stoffmengenverhältnis (► 6.6.2) – gibt in Mehrstoffsystemen die Zahl der Mole eines Stoffes, bezogen auf die Gesamtmenge aller Stoffe im Gemisch an.

Beispiel: In Wasser lösen sich an Kohlendioxid $x(\text{CO}_2) = 6,14 \cdot 10^{-4} = 0,0614 \text{ mol}\%$ oder $w(\text{CO}_2) = \frac{x}{1-x} \cdot \frac{44}{18} = 0,15 \text{ \%}$ oder $\beta = \rho \cdot w = 1,5 \text{ g/l}$.



„Ein-molare“ Schwefelsäure enthält 1 mol = 98,08 g Schwefelsäure im Liter.

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$$

„Ein-normale“ Schwefelsäure enthält 1 Äquivalent (eq) = 1/2 mol = 49,04 g H₂SO₄ im Liter. $z = 2$, weil H₂SO₄ zwei Protonen enthält.

$$c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol/l}$$

„Ein-molare“ Schwefelsäure enthält 1 mol = 98,08 g H₂SO₄ in 1 Kilogramm Wasser.

b	Molalität	(mol/kg)
c	Konzentration	(mol/l = kmol/m ³)
n	Stoffmenge	(mol = 0,001 kmol)
M	molare Masse	(g/mol = kg/kmol)
m	Einwaage	(kg = 0,001 g)
V	Lösungsvolumen	(m ³ = 1000 l)
V_m	molares Volumen	(m ³ /mol)
w	Massenanteil	(%)
x	Molenbruch	(mol/mol = 1)
z	Äquivalentzahl, „Wertigkeit“	
β	Massenkonzentration	(g/l = kg/m ³)
ρ	Dichte der Lösung	(g/cm ³ = 1000 kg/m ³)
σ	Volumenkonzentration	(m ³ /m ³)
i	Komponente (gelöster Stoff, Lösungsmittel).	

▼ Veraltete Gehaltsangaben

Parts per million (by volume)

$$1 \text{ ppm} = 10^{-6} \frac{\text{kg}}{\text{kg}} = 1 \frac{\text{mg}}{\text{kg}} \approx 1 \frac{\text{mg}}{\text{l}} = 10^{-4} \%$$

$$1 \text{ ppmV} = 10^{-6} \frac{\text{m}^3}{\text{m}^3} = 1 \frac{\text{ml}}{\text{m}^3}$$

Parts per billion

$$1 \text{ ppb} = 10^{-9} \frac{\text{kg}}{\text{kg}} = 1 \frac{\mu\text{g}}{\text{kg}} = 1 \frac{\mu\text{g}}{\text{l}}$$

5%ige Kochsalzlösung entsteht durch Lösen von 5 g NaCl in 95 g Wasser (**100 g Lösung**).

$$w(\text{NaCl}) = 5 \%$$

Multiplizieren mit der Dichte der Lösung führt auf die Massenkonzentration:

$$\beta(\text{NaCl}) = 1000 \text{ g/l} \cdot 0,05 = 50 \text{ g/l}$$

▼ Mengen- und Konzentrationsbegriffe für Lösungen und Gemische (DIN)				
		Gelöster Stoff in Lösung	Ideales Gas	Einheiten
Stoffmenge	$= \frac{\text{Masse}}{\text{molare Masse}}$	$n = \frac{m}{M}$	(i Komponente)	mol
Molare Masse („Molmasse“)	$= \frac{\text{Masse}}{\text{Stoffmenge}}$	$M = \frac{m}{n}$	$\bar{M} = \sum x_i M_i$	$\frac{\text{g}}{\text{mol}} = \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}$
Molares Volumen („Molvolumen“)	$= \frac{\text{Volumen}}{\text{Stoffmenge}}$		$V_m = \frac{V}{n} = \frac{M}{\rho}$	$\frac{\ell}{\text{mol}} = \frac{\text{m}^3}{\text{kmol}}$
Molare Konzentration (Stoffmengenkonz.)	$= \frac{\text{gelöste Stoffmenge}}{\text{Volumen der Lösung}}$	$c = \frac{n}{V_L} = \frac{\beta}{M} = \frac{\rho b}{1 + Mb}$		$\frac{\text{mol}}{\ell} = \frac{\text{kmol}}{\text{m}^3}$
Massen-konzentration (Partialdichte)	$= \frac{\text{gelöste Stoffmasse}}{\text{Volumen der Lösung}}$	$\beta = \frac{m}{V_L} = cM = \bar{\rho}w$	$\beta = x\rho$	$\frac{\text{g}}{\ell} = \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \frac{\text{mg}}{\text{cm}^3}$
Dichte	$= \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}}$	$\rho = \frac{m}{V}$	$\rho = \frac{M}{V_m}$	$\frac{\text{g}}{\ell} = \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \frac{\text{mg}}{\text{cm}^3}$
Volumen-konzentration	$= \frac{\text{gelöstes Volumen}}{\text{Volumen der Lösung}}$	$\sigma = \frac{V}{V_L}$	$\bar{\rho} = \sum \beta_i$	$\frac{\ell}{\ell} = \frac{\text{m}^3}{\text{m}^3}$
Teilchenzahl-konzentration	$= \frac{\text{Zahl gelöster Teilchen}}{\text{Volumen der Lösung}}$	$C = \frac{N}{V_L}$		m^{-3}
Molenbruch (Stoffmengenanteil)	$= \frac{\text{gelöste Stoffmenge}}{\text{gesamte Stoffmenge}}$	$x = \frac{n}{\sum n_i} = \frac{c}{c_L} = \frac{w/M}{\sum \frac{w_i}{M_i}}$	$x \approx \varphi$	$\frac{\text{mol}}{\text{mol}} = 1 = 100\%$
Massenanteil (früher Gew.-%)	$= \frac{\text{gelöste Masse}}{\text{gesamte Masse}}$	$w = \frac{m}{m_{\text{ges}}} = \frac{\beta}{\bar{\rho}} = \frac{xM}{\sum x_i M_i}$	$w = \frac{\varphi\rho}{\bar{\rho}} = \frac{cM}{\bar{\rho}}$	$\frac{\text{kg}}{\text{kg}} = 1 = 100\%$
Volumenanteil (früher Vol.-%)	$= \frac{\text{gelöstes Volumen}}{\text{Volumina vor Mischen}}$	$\varphi = \frac{V}{V_{L,0}}$		$\frac{\text{m}^3}{\text{m}^3} = 1 = 100\%$
Teilchenzahl-anteil	$= \frac{\text{Zahl gelöster Teilchen}}{\text{Zahl aller Teilchen}}$	$X = \frac{N}{N_{\text{ges}}} = \frac{x}{\text{mol}}$		$1 = 100\%$
Stoffmengen-verhältnis (Molbeladung)	$= \frac{\text{Stoffmenge von Stoff } i}{\text{Stoffmenge von Stoff } k}$	$r_{ik} = \frac{n_i}{n_k} = \frac{x_i}{1 - x_i}$		$\frac{\text{mol}}{\text{mol}} = 1 = 100\%$
Massenverhältnis (Massenbeladung)	$= \frac{\text{Masse von } i}{\text{Masse von } k}$	$\xi_{ik} = \frac{m_i}{m_k} = \frac{w_i}{1 - w_i}$		$\frac{\text{kg}}{\text{kg}} = 1 = 100\%$
Volumenverhältnis	$= \frac{\text{Volumen von } i}{\text{Volumen von } k}$	$\Psi_{ik} = \frac{V_i}{V_k}$		$\frac{\text{m}^3}{\text{m}^3} = 1 = 100\%$
Teilchenzahl-verhältnis	$= \frac{\text{Teilchen in Komponente } i}{\text{Teilchen in Komponente } k}$	$R_{ik} = \frac{N_i}{N_k}$		$1 = 100\%$
Molalität	$= \frac{\text{gelöste Stoffmenge}}{\text{Masse Lösemittel}}$	$b = \frac{n}{m_{Lm}} = \frac{c}{\bar{\rho} - Mc}$		$\frac{\text{mol}}{\text{kg}}$

Die Zahlenwerte von x und X sind gleich, ebenso r_{ij} und R_{ik} . Die Konzentration σ berücksichtigt eine Volumenänderung beim Mischen, der Volumenanteil φ nicht! $\bar{\rho}$ ist die Dichte der Mischung, ρ die Dichte des gelösten Stoffes.