



Experimentalvorlesung

Hauptgruppenchemie

*Axel Schulz
Institut für Chemie
der Universität Rostock
2015*



Säure-Base-Theorie

■ Inhalt

- Definitionen
- Theorien (Bronstedt, Lewis, HSAB)
- Titration
- Puffer

Alle Folien sind im Internet als pdf Dokument erhältlich:

<http://www.schulz.chemie.uni-rostock.de/>



Der pH-Wert (*potentia hydrogenii*)

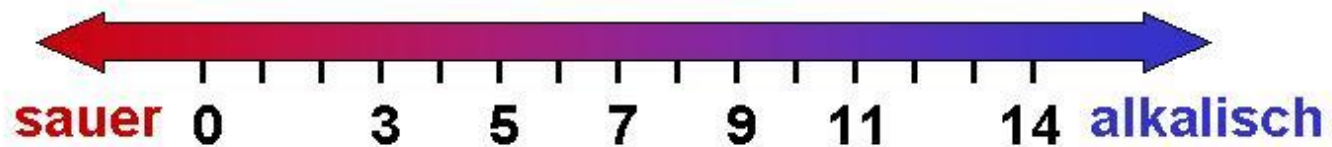
$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der H^+ -Ionen-Aktivität

Bei höheren Konzentrationen: Aktivität statt Konzentration

(entspricht der effektiven Wirkung und ist etwas geringer als die eigentliche Konzentration)

pH-Bereich des Wassers



analog $pOH = -\log [OH^-]$



Beispiele aus der „Umgebung“

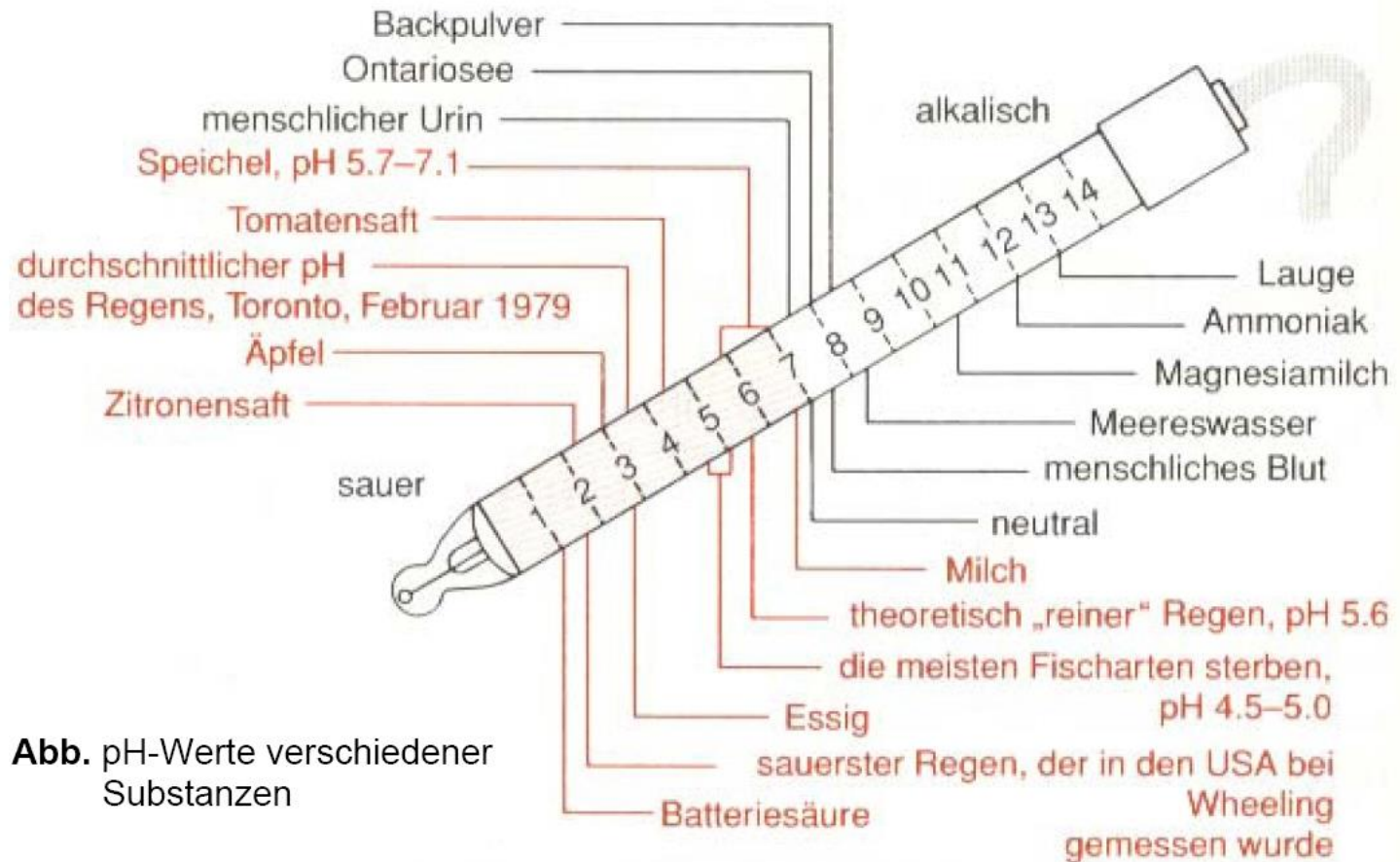


Abb. pH-Werte verschiedener Substanzen

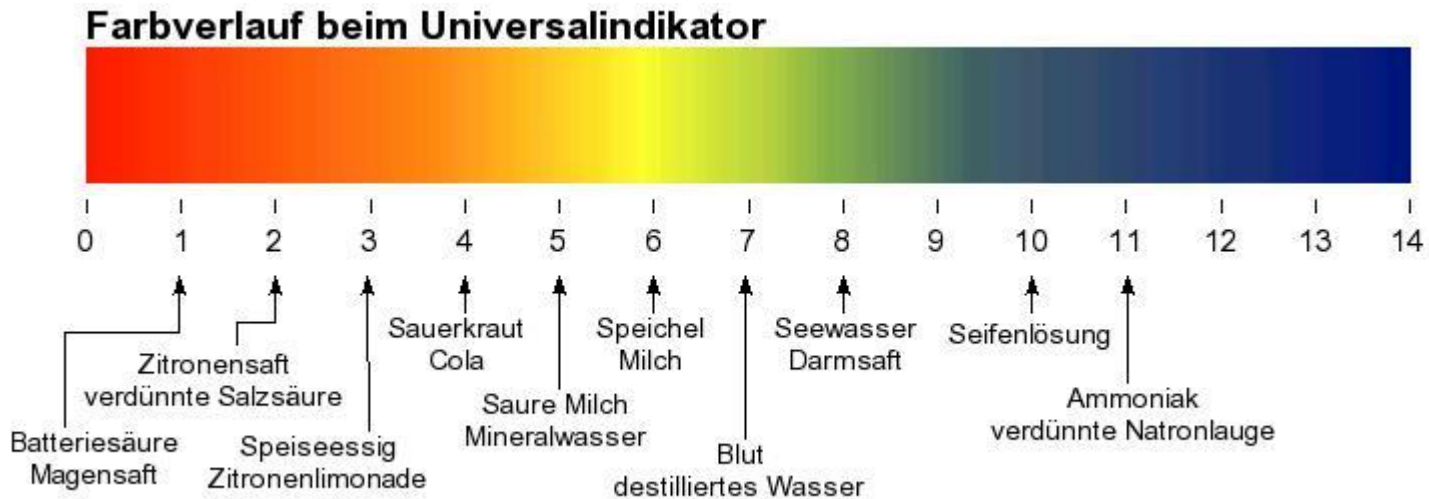
Beachte: pH kann auch außerhalb der üblichen Skala liegen!

Beispiel: Bei starken Säuren: $[H^+] = 10 \text{ M} \Rightarrow -\log[H^+] = -1 \Rightarrow \text{pH} = -1$



Experimente

- Mit **pH-Meter** werden folgende Lebensmittel vermessen: Ketchup, Zitronensaft, Cola, Milch, Seifenlösung, Blut





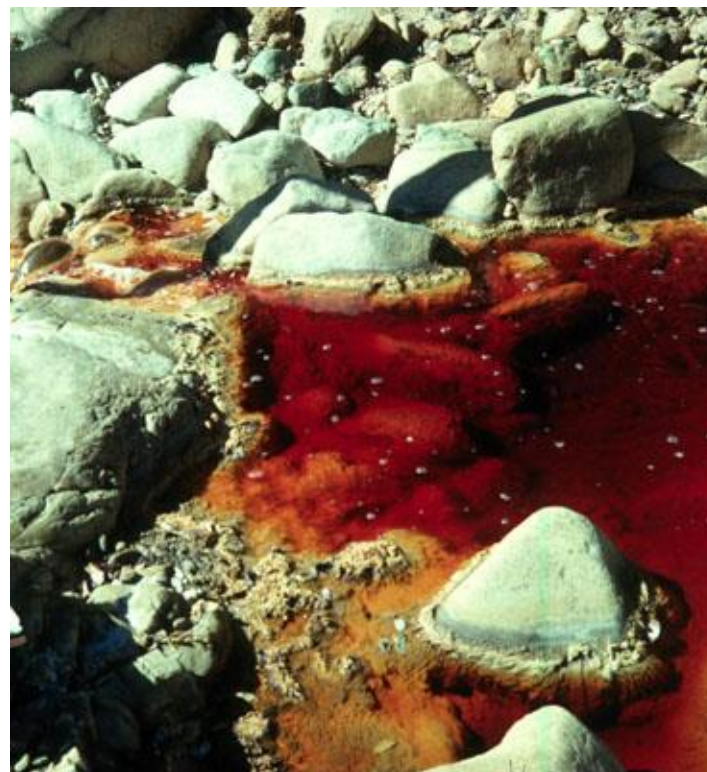
Negative pH and Extremely Acidic Mine Waters from Iron Mountain, California

Environ. Sci. Technol., **2000**, 34 (2), 254 -258.

**Darrell Kirk Nordstrom,* Charles N. Alpers,
Carol J. Ptacek, and David W. Blowes**

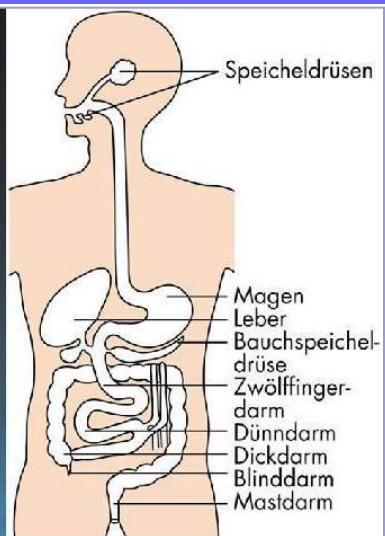
Abstract:

Extremely acidic mine waters with pH values as low as **-3.6**, total dissolved metal concentrations as high as 200 g/L, and sulfate concentrations as high as 760 g/L, have been encountered underground in the Richmond Mine at Iron Mountain, CA. These are the most acidic waters known. The pH measurements were obtained by using the Pitzer method to define pH for calibration of glass membrane electrodes. The calibration of pH below 0.5 with glass membrane electrodes becomes strongly nonlinear but is reproducible to a **pH as low as -4**. Numerous efflorescent minerals were found forming from these acid waters. These extreme acid waters were formed primarily by pyrite oxidation and concentration by evaporation with minor effects from aqueous ferrous iron oxidation and efflorescent mineral formation.





Säuren im Alltag



100g Magensaft
enthalten
ca. 0.5 g HCl gelöst

Milchsäure, $C_3H_6O_3$
ist zu ca. 7%
im Joghurt enthalten



Saurer Regen (H_2SO_3)
greift Sandstein an
(Kölner Dom)



Citronensäure, $C_6H_8O_7$,
ist zu ca. 7%
in Zitronen, Orangen
und anderen Früchten



Säure-Base-Gleichgewichte



Svante Arrhenius
1859-1927

Faraday: 1834 Elektrolyte

Liebig: 1838 Säuren sind Verbindungen mit Wasserstoff der durch Metalle ersetzbar ist.

Arrhenius: 1884 Theorie der elektrolytischen Dissoziation

Säure-Base-Definition von ARRHENIUS (1883):

Säuren sind Wasserstoffverbindungen, die in wässriger Lösung H^+ -Ionen ("Protonen") abspalten und gleichzeitig Säurerest-Ionen bilden: $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$.

Basen sind Stoffe, die in wässriger Lösung in negative Hydroxid-Ionen und positive Baserest-, meist Metallionen dissoziieren: $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$.

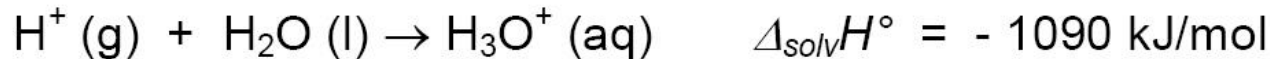
Die **Neutralisation** einer **Säure** mit einer **Base** liefert ein Salz und Wasser:





H⁺ vs H₃O⁺

Die gesamte **Hydratationsenthalpie** des Protons, d.h. die Enthalpie der Reaktion



ist **wesentlich größer** als die anderer einwertiger Kationen:

$$\Delta_{\text{solv}}H^\circ = \frac{a^2 e^2}{2r} (1 - \varepsilon)$$

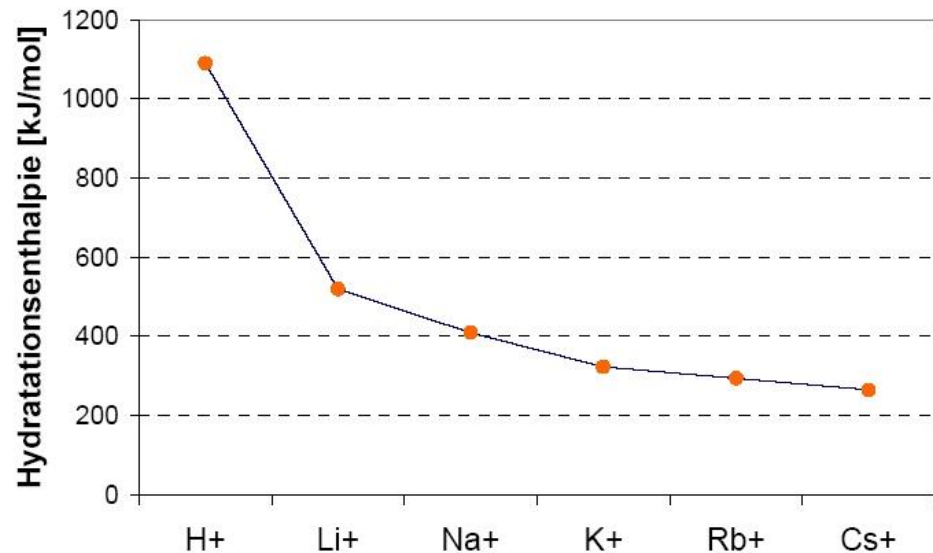
(Max Born)

ε Dielektrizitätskonstante

e Elementarladung

a Ladungszahl des Ions

r Ionenradius (hier maßgeblich)





Ionen „hopping“

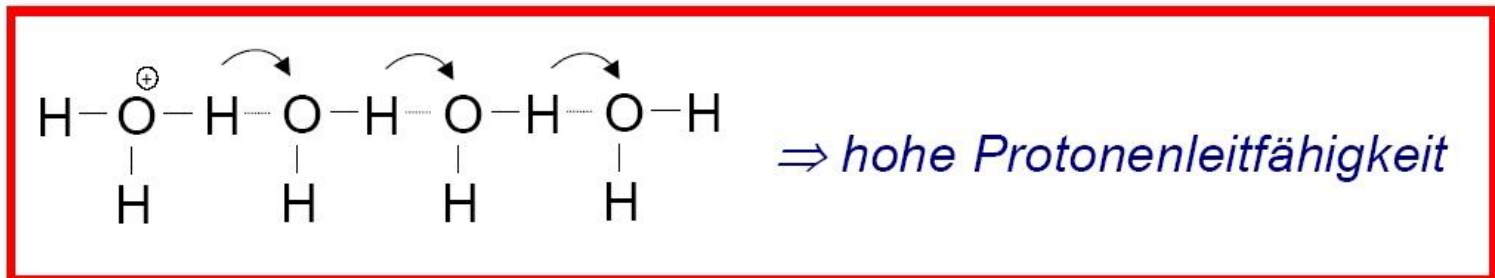
Also: H^+ in wässriger Lösung ***nicht existend***. Sofortige ***Hydratation*** zum H_3O^+

Aber: Die ***Lebensdauer*** eines H_3O^+ -Ions ist in wässrigen Lösungen ***sehr klein*** (ca. 10^{-13} s).

Ursache: schneller ***Protonenaustausch***



⇒ ***hohe Wanderungsgeschwindigkeit*** von H^+ im elektrischen Feld





Brönstedt-Lowry-Säuren und -Basen

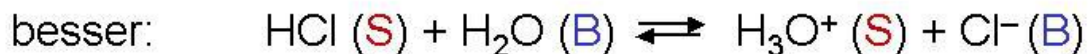
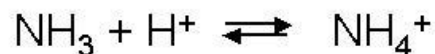
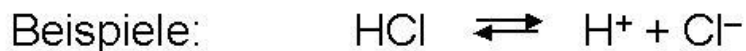


**Johann Nicolaus
Brönsted**

1879 -1947

Säuren: Protonen-Donatoren
Basen: Protonen-Akzeptoren

wichtig ist dabei
immer das Medium
(Lösungsmittel)



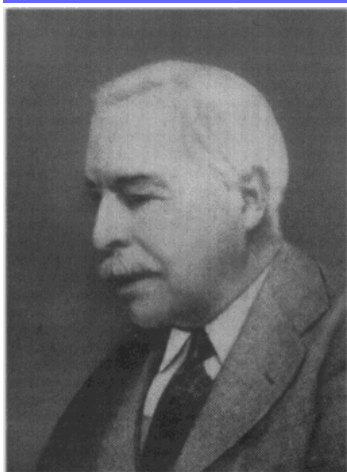
Korrespondierende Säure/Base-Paare:

$\text{HCl (S)} / \text{Cl}^- \text{(B)}$	$\text{H}_2\text{O (S)} / \text{OH}^- \text{(B)}$
$\text{NH}_4^+ \text{(S)} / \text{NH}_3 \text{(B)}$	$\text{H}_3\text{O}^+ \text{(S)} / \text{H}_2\text{O (B)}$
Konjugierte Säure	Konjugierte Base

Wasser ist **amphoter**



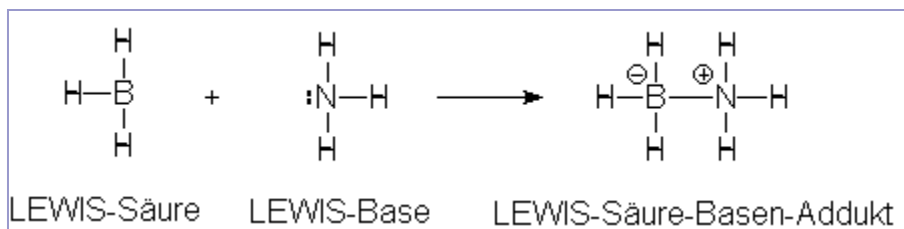
Lewis-Säuren



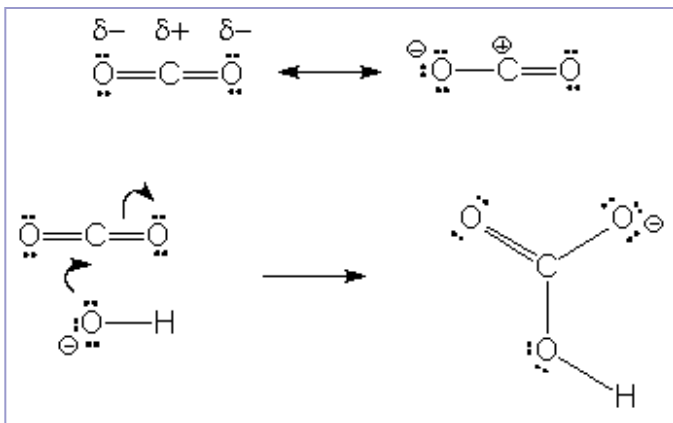
Gilbert Newton Lewis
1875-1946

LEWIS-Säure: Elektronenpaarakzeptor

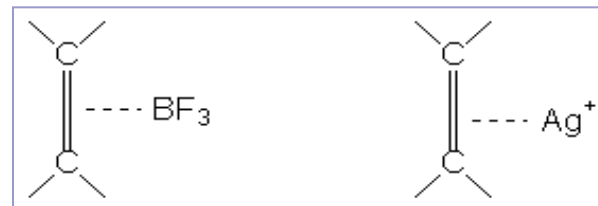
LEWIS-Base: Elektronenpaardonator



Kein Elektronenoktett



Moleküle mit polarisierten Doppelbindungen



Halogenide und Metalle mit "ungesättigter Koordination," und Metallkationen: SiF_4 , PF_5 , SbCl_5 , M^{n+}



HSAB

Hard and **S**oft **A**cids and **B**ases = HSAB; PEARSON 1963

Leicht polarisierbare voluminöse Teilchen wie die Anionen I^- , S^{2-} , CN^- bezeichnet man als **weiche Basen**.

Harte Basen sind wenig polarisierbare Teilchen wie F^- , OH^- . Eine analoge Einteilung gilt für LEWIS-Säuren;

weiche Säuren sind z.B. große Kationen wie Cs^+ , Ag^+ ,

harte Säuren sind kleine und höher geladene wie Al^{3+} , Fe^{3+} .

Das HSAB-Konzept besagt, daß **harte** Säuren bevorzugt (nicht ausschließlich!) mit **harten** Basen reagieren und **weiche** Säuren bevorzugt mit **weichen** Basen. Die Begriffe hart und weich sind dabei nicht absolut zu verstehen, sondern nur relativ zueinander.

Die Kombination **hart/hart** führt zu eher **ionischen**, **weich/weich** zu mehr **kovalenten** Reaktionsprodukten.



Zusatz

Harte und weiche Lewis-Säuren und –Basen (HSAB)

	Hart	Grenzbereich	Weich
Säuren	SO ₃ , BF ₃ , H ⁺ , Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Be ²⁺ , Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Cr ³⁺ , Fe ³⁺ , Al ³⁺	SO ₂ , BBr ₃ , Fe ²⁺ , Co ²⁺ , Ni ²⁺ , Cu ²⁺ , Zn ²⁺ , Pb ²⁺	BH ₃ , Cu ⁺ , Ag ⁺ , Au ⁺ , Tl ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Pd ²⁺ , Cd ²⁺ , Pt ²⁺
Basen	F ⁻ , OH ⁻ , NH ₂ ⁻ , NH ₃ , CO ₃ ²⁻ , NO ₃ ⁻ , O ²⁻ , SO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻	NO ₂ ⁻ , Br ⁻ , N ³⁻ , N ₂ , SO ₃ ²⁻ , SCN ⁻ , Pyridin	H ⁻ , CN ⁻ , CO, I ⁻ , SCN ⁻ , R ₃ P, C ₆ H ₆ , R ₂ S

Wichtig ist meist nur die Entscheidung „härter oder weicher“,
also nicht eine absolute Einordnung



Säuren und Haarausfall

Haarausfall - ein typisches Männerproblem?

Organe mit einer Säurenflut überschüttet!



Haarboden unter der Kopfhaut, der als Mineralstoff- oder Basendepot dient, wird ausgewaschen



Säuren neutralisieren bzw. Nahrungsumstellung

(weniger Fleisch, Süßwaren, Kaffee und das Rauchen)₁₅



Haarausfall



Mineralsäuren und -basen



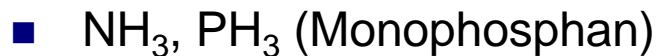
Neutralsäure (HCl, H_2SO_4 ...)



Kationensäure ($\text{N}_2\text{H}_6^{2+}$...)



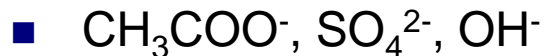
Anionensäure (H_2PO_4^- , HS^- ...)



Neutralbasen



Kationenbasen



Anionenbasen



Experimente

- **Neutralsäure:** HCl,
- **Kationensäure:** AlCl₃,
- **Anionensäure:** KHSO₄,
- **Anionenbase:** Na₂CO₃,
- **Neutralbase:** NH₃

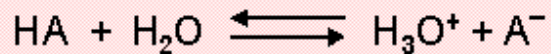
Die oben genannten Säuren/Basen werden in Wasser gelöst und mit Universalindikator versetzt.



Säure- und Basengleichgewichte

Stärke von Säuren und Basen

Mass für Vollständigkeit der Protonenübertragung auf Wasser.
nach dem Massenwirkungsgesetz gilt:



$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_s als negativer Logarithmus:

$$\text{p}K_s = -^{10}\log K_s$$



$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_B = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

K_B als negativer Logarithmus:

$$\text{p}K_B = -^{10}\log K_B$$

$\text{p}K_s$ einer Säure HA und $\text{p}K_B$ der konjugierten Base A^- hängen zusammen:

$$\text{p}K_s + \text{p}K_B = 14$$



Halogenwasserstoffsäuren HX (X = F, Cl, Br, I)



Gleich-
gewichte



$$K = \frac{[\text{X}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HX}][\text{H}_2\text{O}]}$$

stets 55.5 mol/L
≈ konstant

$$K_s = \frac{[\text{X}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HX}]}$$

$$pK_s = -\log K_s$$

Säure	pK _s	
HF	+3.2	 schwache Sre. starke Sre.
HCl	-6.1	
HBr	-8.9	
HI	-9.3	

Wegen der starken H-F-Bindung
dissoziiert HF in Wasser nur unvollständig:
8% Dissoziation bei 0.1 mol/L HF



Säurestärke?



Bindungsstärke (dominiert)
und Elektronegativität
nehmen zu
Säurestärke nimmt ab

Säurestärke
nimmt zu



Säurestärke
nimmt ab

Säurestärke
und Elektronegativität
nehmen zu



Korrespondierende Säure-Base-Paare

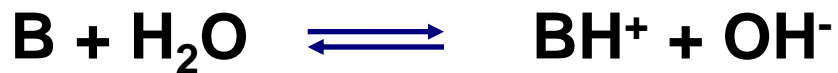




$$K_S = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$



$$pK_S = -\lg K_S$$



$$pK_B = -\lg K_B$$

$K_S \uparrow \rightarrow$

Starke Säuren

$\leftarrow pK_S \downarrow$

$K_B \uparrow \rightarrow$

Starke Basen

$\leftarrow pK_B \downarrow$



Einteilung: Stärke von Säuren und Basen

Einteilung der Säurestärke in wässrigen Lösungen:

sehr starke Säuren		$pK_S < pK_{S(H_3O^+)} (= - 1.74)$
starke Säuren	- 1.74	$< pK_S < 4.5$
mittelstarke Säuren	4.5	$< pK_S < 9.5$
schwache Säuren	9.5	$< pK_S < 15.74$
sehr schwache Säuren		$pK_S > pK_{S(H_2O)} (= 15.74)$

⇒ sehr starke Säuren sind stärker als H_3O^+ -Ionen (Hydroniumionen)

Nivellierung: in Wasser als Lösungsmittel sind H_3O^+ und OH^- die stärkste Säure bzw. Base!



Stärke von Säuren und Basen I

Säure- und Basenexponenten konjugierter Säure-Base Paare:

	pK_S	Säure	Base	pK_B
sehr starke Säuren	ca. -10	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	ca. 24
(sehr schwache Basen)	ca. -10	HI	I ⁻	ca. 24
	ca. -9	HBr	Br ⁻	ca. 23
	ca. -6	HCl	Cl ⁻	ca. 20
	ca. -3	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	ca. 17
	-1.74	H ₃ O ⁺	H ₂ O	15.74
starke Säuren	-1.32	HNO ₃	NO ₃ ⁻	15.32
(schwache Basen)	ca. 0	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	ca. 14
	1.42	(COOH) ₂	HOOC-COO ⁻	12.58



Stärke von Säuren und Basen II

starke Säuren	1.92	HSO_4^-	SO_4^{2-}	12.08
(schwache Basen)	1.96	H_3PO_4	H_2PO_4^-	12.04
	2.22	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+}$	11.78
	3.14	HF	F^-	10.86
	3.7	HCOOH	HCOO^-	10.3
mittelstarke Säuren	4.75	CH_3COOH	CH_3COO^-	9.25
(mittelstarke Basen)	4.85	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+}$	9.15
	6.52	H_2CO_3	HCO_3^-	7.48
	6.92	H_2S	HS^-	7.08
	7.12	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	6.88
	9.25	NH_4^+	NH_3	4.75
	9.40	HCN	CN^-	4.60
schwache Säuren	10.40	HCO_3^-	CO_3^{2-}	3.60
(starke Basen)	12.32	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	1.68
	12.90	HS^-	S^{2-}	1.1
sehr schwache Säuren	15.74	H_2O	OH^-	1.74
(sehr starke Basen)	ca. 23	NH_3	NH_2^-	ca. -9
	ca. 24	OH^-	O^{2-}	ca. -10
	ca. 40	H_2	H^-	ca. -26



Experiment

■ Blitze unter Wasser

In einem Reagenzglas werden etwa **5 ml konz. Schwefelsäure** mit 10ml Ethanol überschichtet. Dann wird eine Spatelspitze Kaliumpermanganat hinzugefügt. Nach einigen Sekunden setzt eine heftige Reaktion ein. Im Reagenzglas kann ein mehrmaliges Aufblitzen beobachtet werden. Kaliumpermanganat oxidiert das Ethanol zu Kohlendioxid und Wasser, wobei Leuchterscheinungen auftreten.



Experiment

■ **Reaktion von konzentrierter Schwefelsäure mit Kohlenhydraten**

In einem 100ml Becherglas werden 60ml Puderzucker mit 15ml konzentrierter Schwefelsäure übergossen. Es entsteht Zuckerkohle, die durch die entstehenden Gase aufgebläht wird und sich langsam im Becherglas nach oben schiebt. Konzentrierte Schwefelsäure entzieht den Kohlenhydraten Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis 2 : 1 (H_2O). Es bleibt das Kohlenstoffgerüst der Verbindungen zurück.



Experimente

■ Auflösen von Gummibären in Piranha Säure

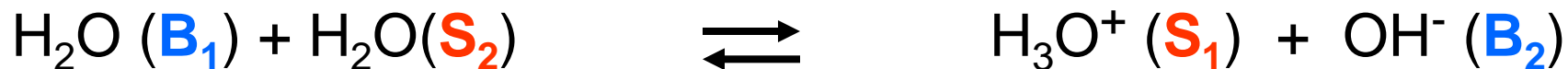
Piranha Säure wird frisch hergestellt aus 50ml H_2O_2 (30%ig) und 50ml konzentrierter H_2SO_4 .

■ Schießbaumwolle-Nitrocellulose

Baumwollwatte wird in einer Lösung aus 200 ml konz. H_2SO_4 und 80 ml konz. HNO_3 ca. 3 Stunden eingelegt, danach mit H_2O neutral gewaschen und getrocknet. Die Watte verbrennt blitzartig mit heller, gelber Flamme ohne einen Rückstand zu hinterlassen.



Autoprotolyse des Wassers



$$K_W = K_S = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{L}^2$$

$$pK_S = 14$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol} / \text{L}$$

$$pH = pOH = 7$$

Für Wasser unter
Standardbedingungen
(298 K, 101325 Pa)

Temperaturerhöhung bewirkt größeres K_S und sinkenden pH

<i>pH</i> von reinem Wasser:	für 18°C	<i>pH</i> = 7.07
	für 25°C	<i>pH</i> = 7.00
	für 100°C	<i>pH</i> = 6.07

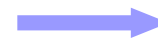


Die 4 Grundgleichungen der pH-Wertberechnung einer einbasigen Säure oder Base



- K_S $K_S = [\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]/[\text{HA}]$
- K_W $K_W = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$
- Elektroneutralität $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-]$
- Masseerhaltung $c_0 = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$

Sehr **starke bis starke** Säuren: $c_0 \approx [\text{A}^-]$



$\text{pH} = -\lg[c_0]$



Säure-Base-Amphoterie

Was muss berücksichtigt werden?

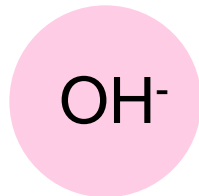
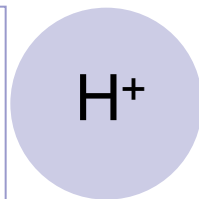
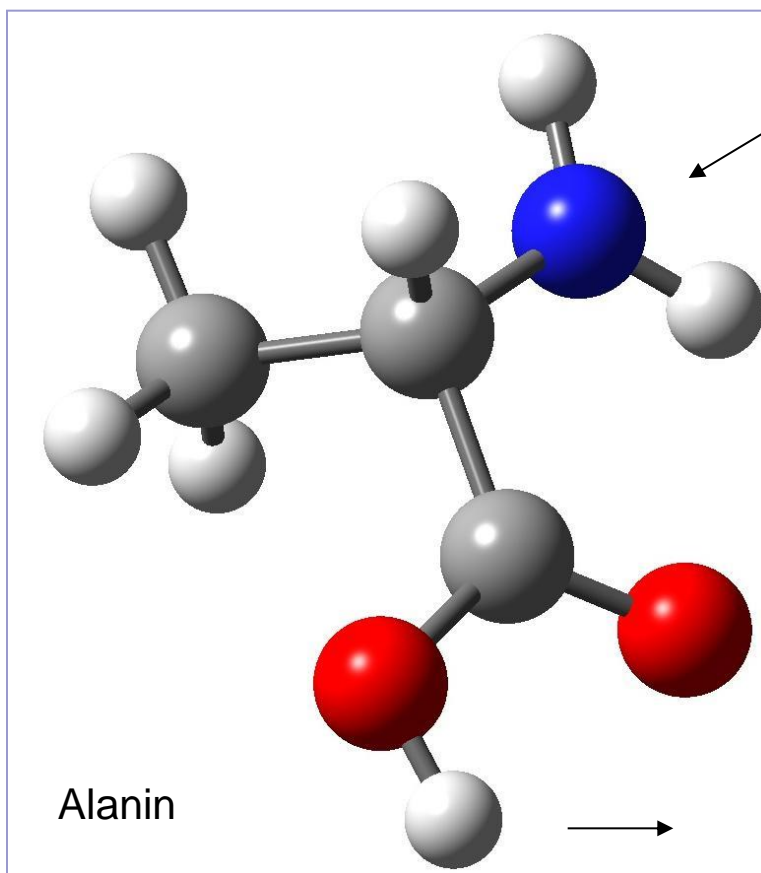
K_S (RCOOH)

K_B (R'NH₂)

Autoprotolyse

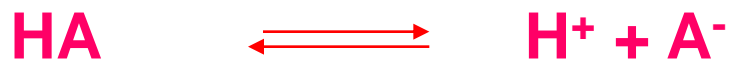
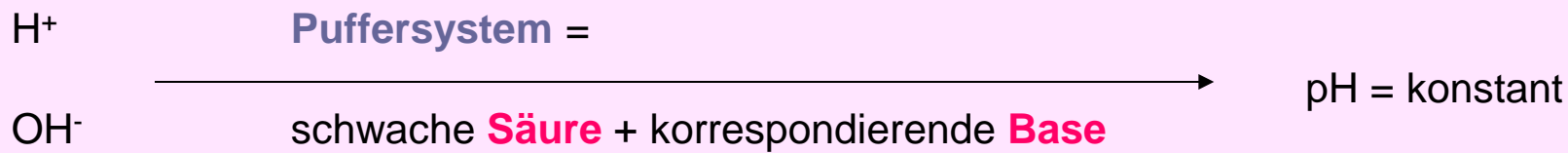
Masseerhaltung

Elektroneutralität





Puffersysteme



$$K_S = [H^+][A^-]/[HA]$$



$$[H^+] = K_S [HA]/[A^-]$$



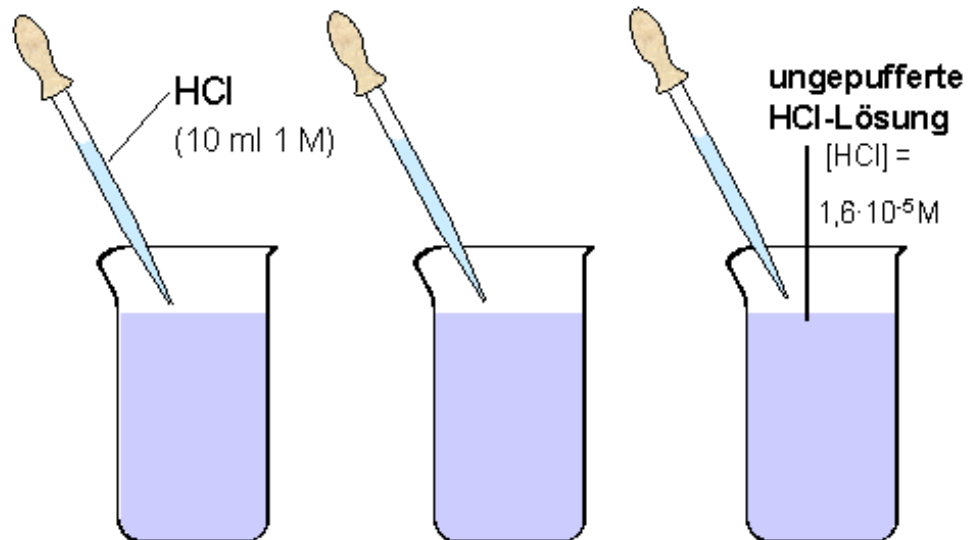
$$pH = pK_S + \lg ([A^-]/[HA])$$



pH-Wert von Pufferlösungen

Acetatpuffer

Vol. = 1 L



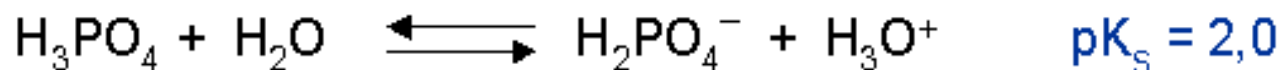
Pufferkonzentration	0,2 M *	0,02 M	0
Anfangs-pH	4,8	4,8	4,8
HCl-Zugabe (1M)	10 ml	10 ml	10 ml
pH nach Säurezugabe	4,71	3,25	1,99

* 0,2 M Pufferkonzentration = 0,1 M CH_3COOH und 0,1 M CH_3COO^-



Phosphatpuffer

Dissoziationsstufen der Phosphorsäure:



Puffersubstanzen für den mittleren pH-Bereich:

NaH_2PO_4 und Na_2HPO_4

$$\text{pH} = 7,2 + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Werden einer H_3PO_4 -Lösung 1,5 Äquivalente NaOH zugegeben, liegt ein 1:1 Gemisch von NaH_2PO_4 und Na_2HPO_4 vor (mit $\text{pH} = 7,2$).



Experimente

■ Puffer

20 ml Puffer: $\text{H}_2\text{PO}_4^- \mid \text{HPO}_4^{2-}$ + **2ml 0,1n HCl** → keine Farbänderung

20 ml Puffer: $\text{H}_2\text{PO}_4^- \mid \text{HPO}_4^{2-}$ + **2ml 0,1n NaOH** → keine Farbänderung

zum Vergleich:

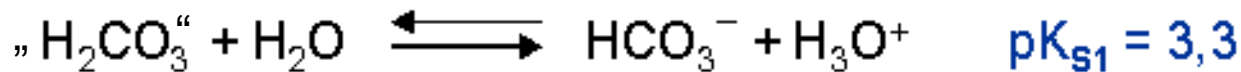
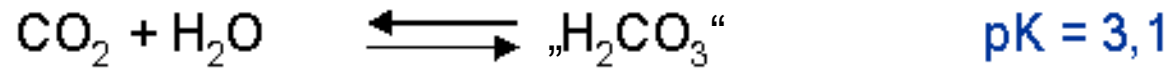
20 ml H_2O + 1 Tropfen 0,1n HCl → rot

20 ml H_2O + 1 Tropfen 0,1n NaOH → blau

Als Indikator wird Universalindikator verwendet.



Kohlensäurepuffer



(1) Im Wasser gelöstes Gas reagiert zu Kohlensäure

(2) Kohlensäure dissoziiert (1. Dissoziationsstufe)

Gesamtreaktion

Puffergleichung:

$$\text{pH} = 6,4 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

Für $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} = \frac{10}{1}$ stellt sich folgender pH-Wert ein:

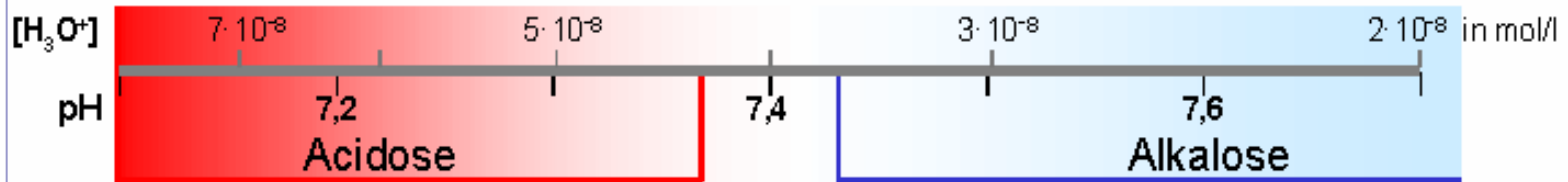
$$\text{pH} = 6,4 + \log 10 = 7,4$$



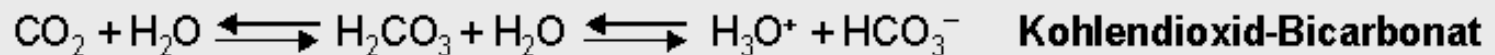
Pufferlösungen des Körpers

konstanter pH in Körperflüssigkeiten ist lebenswichtig

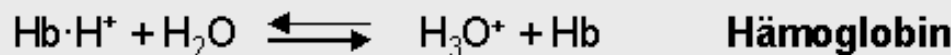
Bsp. Blutplasma: pH = 7,4 ± 0,03



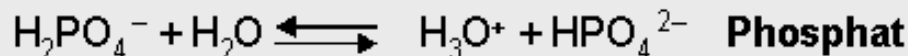
Puffersysteme des Blutes:



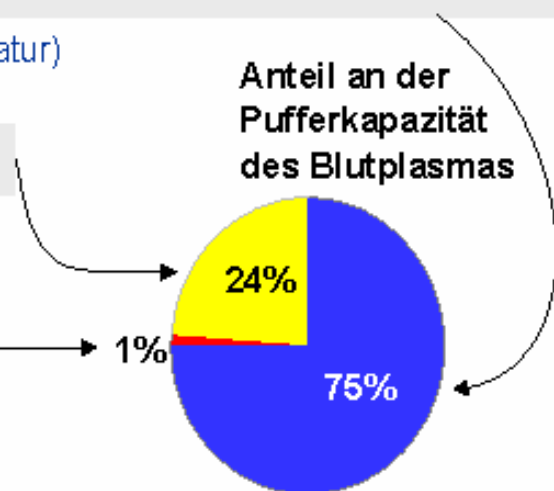
$pK_S = 6,1$ (im Blut bei Körpertemperatur)



$pK_S = 8,25$ (im Blut bei Körpertemperatur)



$pK_S = 6,8$ (im Blut bei Körpertemperatur)





Säure-Base-Indikatoren

Messung von pH-Werten

Mischung	pH-Wert
0.1 M HCl	1
Magensaft	0,9 - 1,8
Essig	2,4 - 3,4
Kaffee	5,0 - 5,1
Blut	7,35 - 7,45
Gallensaft	7,6 - 8,6
Seifenlauge	8 - 10
0.1 M NaOH	13

Messung:

- Elektrode (pH-Meter)
- Indikatorpapier



Indikatoren: schwache organische Säuren oder Basen

$\text{HInd} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ind}^-$, Farbe von HInd \neq Farbe von Ind^-

$$K_{\text{Ind}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} ; \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_{\text{Ind}} \cdot \frac{[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{Ind}} - \log \frac{[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]}$$

Umschlagsbereich: $\text{pH} = \text{p}K_{\text{Ind}} \pm 1$



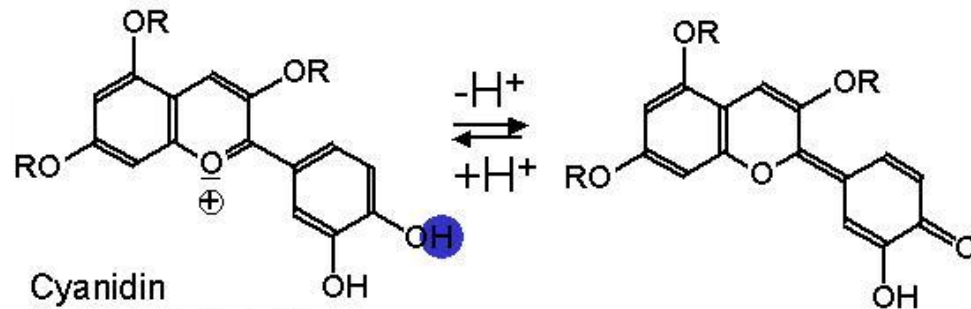
„Natürliche Indikatoren“

Rotkohlsaft bei verschiedenen pH-Werten



sauer

alkalisch



Cyanidin
Pflanzenfarbstoff
z.B. in Rotkohl und Hibiskus

Fotos:
<http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/indikator/>



Experimente

■ Indikatoren

Rotkohlsaft kann als pH-Indikator verwendet werden. Der im Rotkohlsaft enthaltene Farbstoff Cyanidin kann dabei Farben von Rot = sauer bis Blau = alkalisch annehmen (in noch alkalischerem Milieu wird er Grün und bei $\text{pH} > 10$ sogar Gelb)

Phenolphthalein: pH: 8,2 - 10,0 (farblos → rot)

Methylorange: pH : 3,1 - 4,4 (rot → orange)

■ Rot in Rot macht ? Blau in Blau macht?



Experimente

Thymolphthalein pH : 9,3 – 10,5 (farblos → blau)

1.BG 0,1N HCl + Thymolphthalein

2.BG 0,1N NaOH

Den Inhalt des 1. Becherglases langsam in das 2. Becherglas gießen
(farblos → blau → farblos)

Farbe der Rose

In 2 (A+B)Bechergläser werden jeweils 20ml Ethanol gefüllt. Anschließend werden im Glas A 0,2g Phenolphthalein, in Glas B 0,2g Thymolphthalein gelöst. Beide Indikatorlösungen sind farblos. Nun wird eine Blüte der weißen Stoffrosen in Lösung A, die andere in Lösung B getaucht. Die feuchten Stoffrosen werden mit einem Fön getrocknet. Danach werden sie mit Hilfe einer Plastiksprühflasche mit verdünnter Ammoniaklösung (3%ig) besprüht. Nach Versuchsende die Rosen im Abzug belassen, bis der Ammoniak verdampft ist.



Experiment

Universalindikator mit Trockeneis

Einen großen Standzylinder zu $\frac{3}{4}$ mit Wasser befüllen, verdünnte NaOH und 4ml Universalindikator zugeben und mit Glasstab vermischen.

Durch Zugabe von 1-2 Stücken Trockeneis färbt sich diese Lösung von

Violett-----blau-----grün-----gelb nach rot.



Experiment

Herbstaster

Für die „Herbst-Aster“ werden in einem 100ml Becherglas folgende Substanzen eingewogen:

Bromthymolblau	0,005g
Phenolphthalein	0.020g
Kresolrot	0,006g
Tartrazin	0,010g

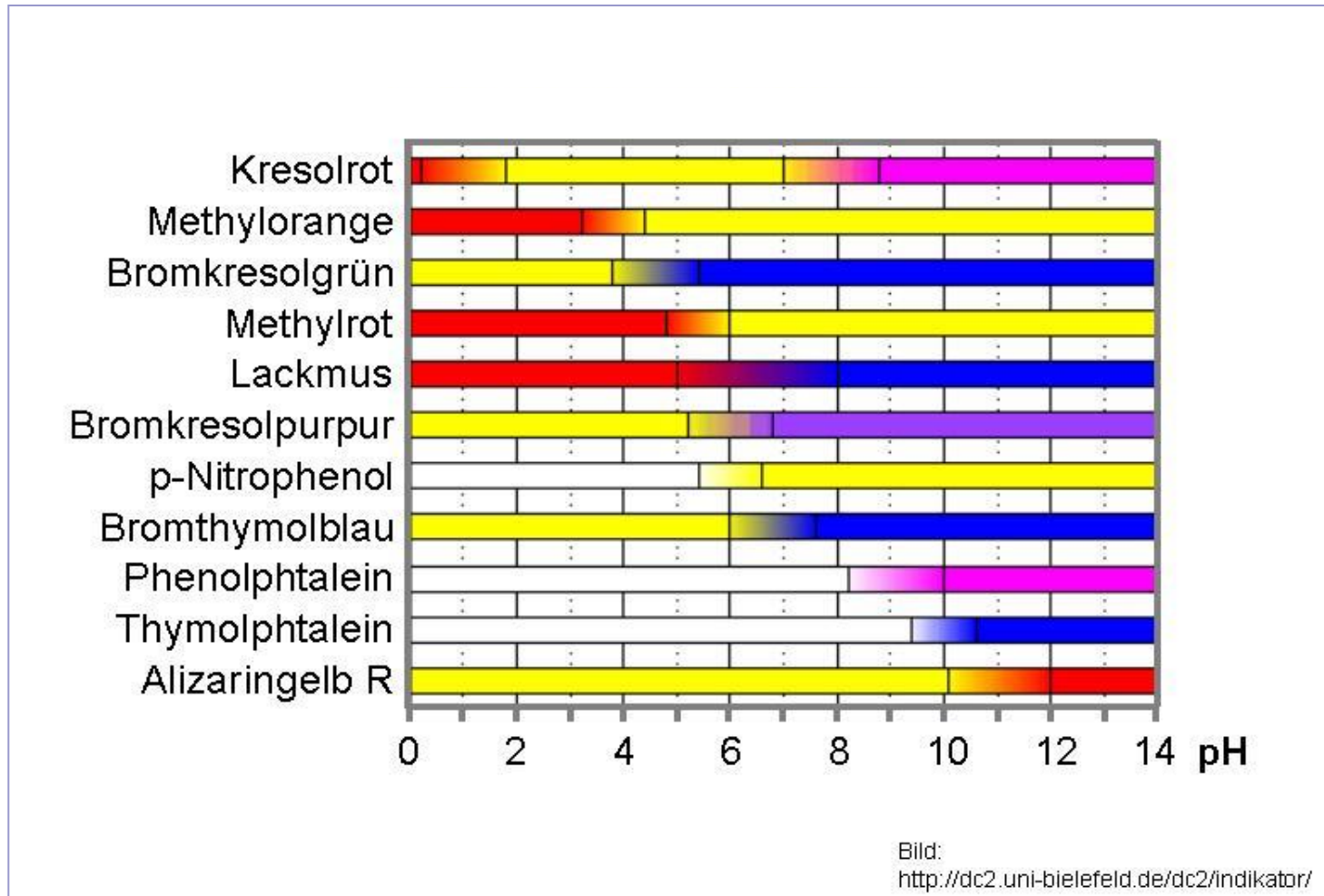
Das Indikatorgemisch wird in einer Mischung aus 1-Propanol und 2-Propanol 1:1 aufgelöst.

Davon werden 10ml in eine Petrischale gegossen. In die Schalenmitte wird ein Stück Natrium platziert.

Bei der Herbst-Aster wächst vom Boden der Petrischale in pulsierenden Farbstößen eine „Blume“, die in Farbe und Struktur an eine blauviolette Herbstaster erinnert. Nach etwa 3 Minuten umgibt sich die Blüte mit einem grüngelb gefärbten Saum. Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine Säure-Base Reaktion.



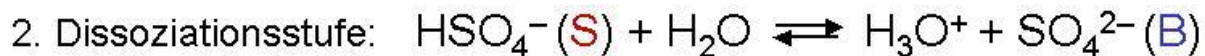
Säure-Base-Indikatoren



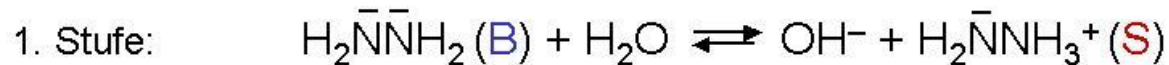


Mehrbasige Säuren und Basen

Mehrbasige Säuren H_3PO_4 , H_2SO_4 , $\text{Si}(\text{OH})_4$



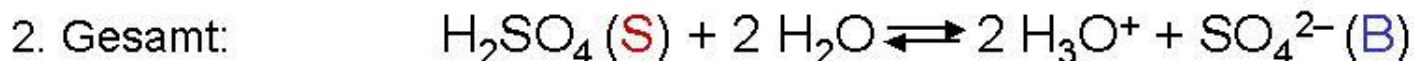
Mehrbasige Basen $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2NNH_2 (Hydrazin)





Mehrbasige Säuren – Quantitative Beschreibung

Beispiel H_2SO_4



$$K_{s,1} = \frac{[\text{HSO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{SO}_4]} \quad K_{s,2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

$$K_{s,ges} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{H}_2\text{SO}_4]} = \frac{[\text{HSO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{SO}_4]} \cdot \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]} = K_{s,1} \cdot K_{s,2}$$

„Gesamt- K_S = Produkt aus Einzel- K_S “



Schwache Säuren – Dissoziationsgrad

Beispiel Essigsäure



Dissoziations-
grad

$$\alpha = \frac{[\text{dissoziiert}]}{[\text{gesamt}]} = \frac{[\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}] + [\text{OAc}^-]}$$

$$K_s = \frac{[\text{AcO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HOAc}]} = \frac{\alpha c \cdot \alpha c}{c - \alpha c} = c \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_s}{c}}$$

für $\alpha \ll 1$

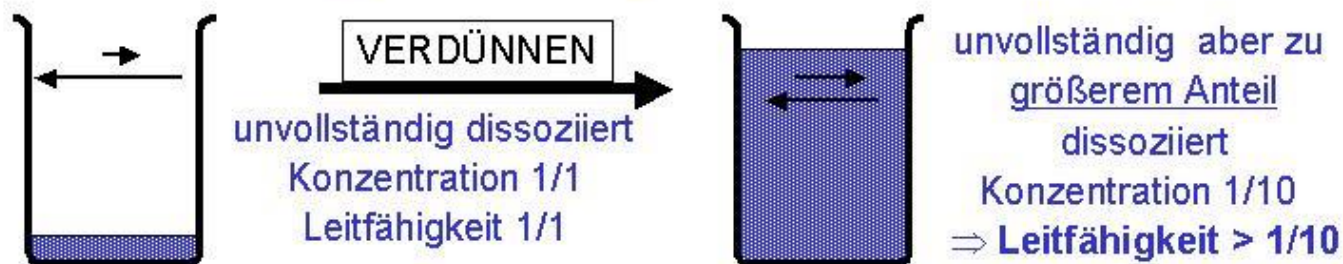
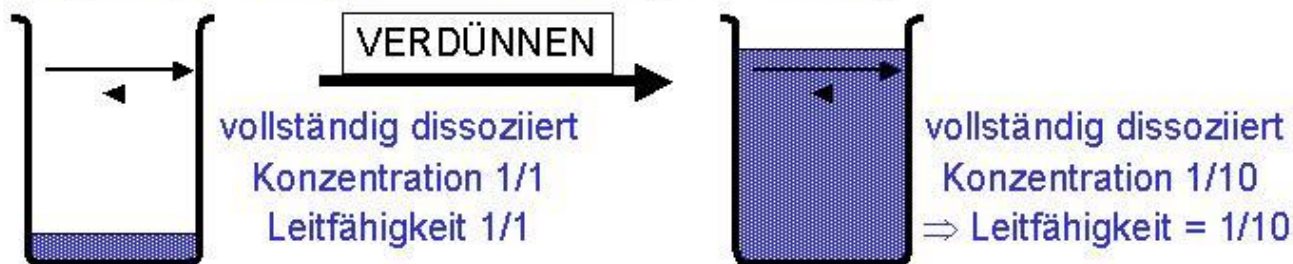
Ostwald'sches Verdünnungsgesetz:

Mit zunehmender Verdünnung steigt der Dissoziationsgrad α
d.h. starke Verdünnung bewirkt zunehmende Dissoziation



Ostwald'sches Verdünnungsgesetz

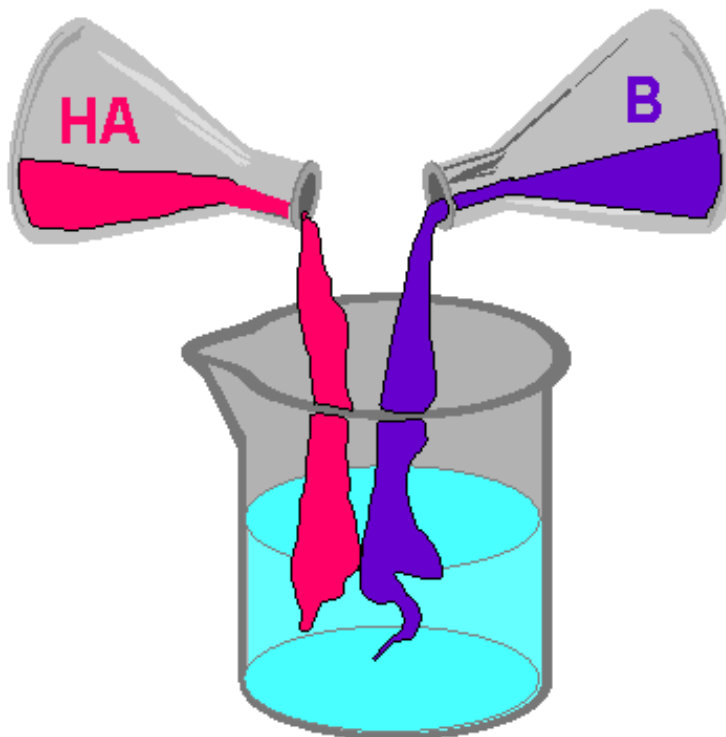
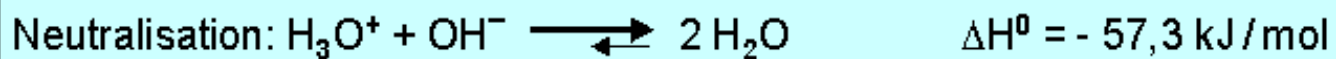
Die Leitfähigkeit von Lösungen hängt von der Art und Anzahl der Ionen ab





Neutralisation

gleiche Mengen an Säure und Base zur Reaktion gebracht





Säure-Base-Titration I

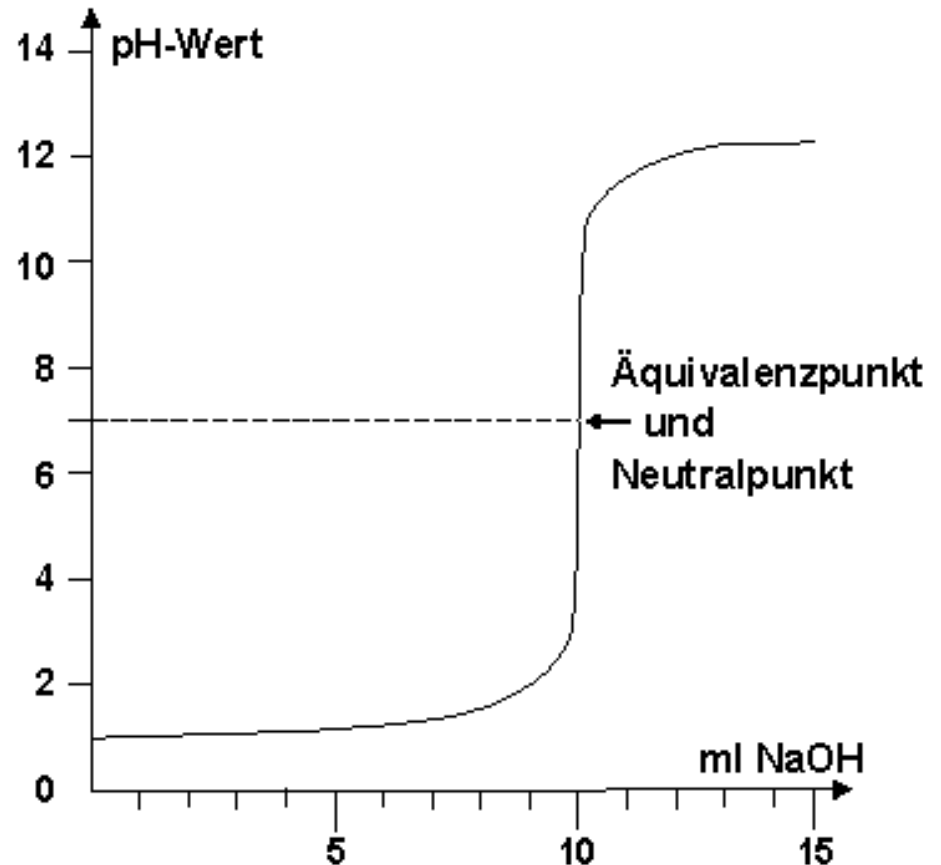
schrittweise Neutralisierung einer sauren Lösung durch Zugabe einer starken Base

Äquivalenzpunkt, ÄP

Menge an zugegebener
Natronlauge gleich gross wie
Menge an Salzsäure in der
Lösung

allgemein:

Menge zugefügtes Titrationsmittel =
Menge titrierte Substanz

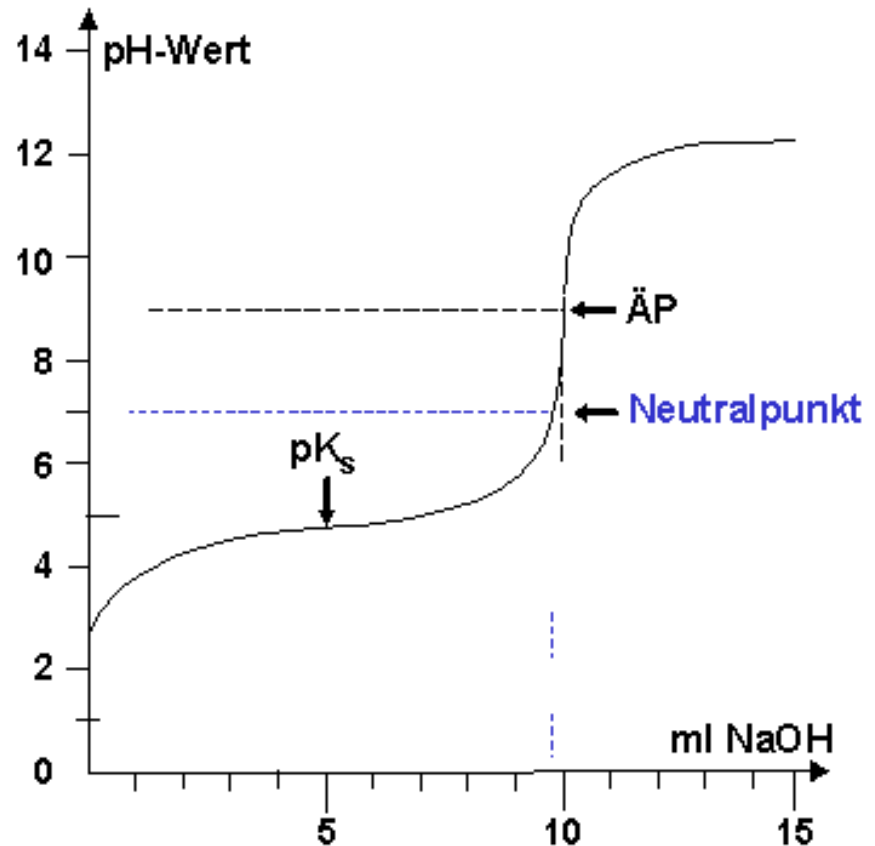


Titrationsskurve einer **starken Säure**
(10 ml 0,1 M HCl mit 0,1 M NaOH)



Säure-Base-Titration II: Titration schwacher Säuren

- bei Lösungen schwacher Säuren: Äquivalenzpunkt > 7 pH (ÄP) = pH der Salzlösung
 - Wahl eines geeigneten Indikators (Farbumschlag im Bereich des ÄP)
 - mehrprotonige Säuren \Rightarrow Anzahl der abspaltbaren Protonen berücksichtigen!
- bei der Titration einer Base mit einer starken Säure analoge Situation
ÄP einer schwachen Base < 7



Titrationsskurve einer **schwachen Säure**
(10 ml 0,1 M HOAc mit 0,1 M NaOH)

HOAc = Essigsäure



Titration curves

