

Säuren und Basen

Sebastian Wagner

16. Juni 2011

Inhaltsverzeichnis

1 Definitionen	3
1.1 Säuren enthalten Sauerstoff	3
1.2 Definition nach Brönsted	3
2 Einige Säuren	5
2.1 Anorganische Säuren	5
2.2 organische Säuren	5
2.2.1 Carbonsäuren	5
2.2.2 Sulfonsäuren	6
2.2.3 Phenole	6
3 Einige Basen	7
3.1 anorganische Basen	7
3.1.1 Hydroxid OH^-	7
3.1.2 Ammoniak	7
3.2 organische Basen	7
3.2.1 Amine	7
3.2.2 Aminosäuren	7
4 Korrespondierende/konjugierte S/B-Paare	8
5 Stärke von Säuren und Basen	9
5.1 MWG der Protolyse	9
5.2 Messung des pH-Werts	10
5.2.1 mittels Indikatoren	11
5.2.2 mittels pH-Meter	11
5.3 Autoprotolyse des Wassers	11
6 Pufferlösungen	13
6.1 Puffergleichung	13
7 Neutralisation	15
7.1 Anwendung der Neutralisation	15
7.1.1 Salzherstellung	15

Abbildungsverzeichnis

1	Strukturformel: Hydronium-Ion H_3O^+	4
2	Strukturformel: Amin	7

3	Strukturformel: Aminosäuren	8
4	Protolyse von Schwefelsäure	8
5	Protolyse von Hydrogensulfat	9
6	Protolyse von Ammoniak	9
7	Protolyse der Neutralisation	15

Tabellenverzeichnis

1	Einige einprotonige Säuren	5
2	Einige zweiprotonige Säuren	5
3	Säure und Base bei Schwefelsäure	8
4	einige Säure-Base Paare	9
5	Beispiele für Konzentration - pH-Wert	12
6	Puffersystem (Di-)Hydrogenphosphat	13
7	Beispiele für Düngemittelsalze	16

1 Definitionen

- über den Geschmack: sauer - basisch / laugenartig / alkalisch / "seifig"
- über die Wirkung auf Farbstoffe:
Indikatoren sind Farbstoffe, die in sauren und basischen Lösungen unterschiedliche Verhalten aufweisen.

1.1 Säuren enthalten Sauerstoff

Nichtmetalloxide (CO_2 , SO_2 , NO_x) in Wasser \Rightarrow Säure
Kohlensäure und schweflige Säure:

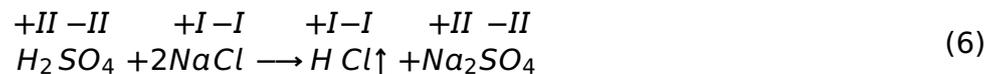


Metalloxide (CaO , MgO , Na_2O) in Wasser \Rightarrow Laugen
Calciumhydroxid (-Lsg.), Magnesiumhydroxid und Natronlauge



1.2 Definition nach Brönsted

a) Erzeugung von Chlorwasserstoff aus Kochsalz und Schwefelsäure



keine Redox-Reaktion: Protolyse

b) Lösen von HCl in Wasser sehr gut löslich: 450l HCl in 1l Wasser bei RT

c) Leitfähigkeit reines Wasser: keine
mit HCl: leitfähig \Rightarrow Ionen müssen vorliegen

d) Nachweis von Cl^- mit $AgNO_3$ -Lsg. \Rightarrow AgCl schwer löslich: Niederschlag, Fällung

heterolytische Spaltung: gemeinsame Orbitale werden ungleich aufgeteilt; in diesem Fall: Chlor bekommt aufgrund der hohen Elektronegativität alle Elektronen, dem Wasserstoff bleibt kein Elektron

Das H^+ -Ion besteht nur aus einem Proton, das alleine nicht existenzfähig ist



Säure ... Protonenspender (-donator)
Base ... Protonenfänger (-akzeptor)
S/B-Reaktion ... Protonenübertragungsreaktion (Protolyse)

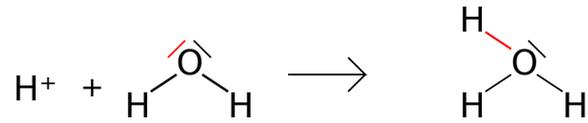


Abbildung 1: Strukturformel: Hydronium-Ion H_3O^+

2 Einige Säuren

Säuren enthalten Wasserstoff, gebunden an ein stark elektronegatives Element

2.1 Anorganische Säuren

Säure	Säurerest-Ion
HF Fluorwasserstoff / Flusssäure	F^- Fluorid
HCl Chlorwasserstoff / Salzsäure	Cl^- Chlorid
HBr Bromwasserstoff	Br^-
HI Iodwasserstoff	I^-
HX Halogenwasserstoff	X^- Halogenid
HClO_4 Perchlorsäure	ClO_4^- Perchlorat
HClO_3 Chlorsäure	ClO_3^- Chlorat
HClO_2 Chlorige Säure	ClO_2^- Chlorit
HClO Hypochlorige Säure	ClO^- Hypochlorit
HIO_3 Iodsäure	IO_3^- Iodat
HNO_3 Salpetersäure	NO_3^- Nitrat
HNO_2 Salpetrige Säure	NO_2^- Nitrit
HCN Cyanwasserstoff / Blausäure	CN^- Cyanid

Tabelle 1: Einige einprotonige Säuren

Säure	Säurerest-Ion
H_2SO_4 Schwefelsäure	HSO_4^- Hydrogensulfat SO_4^{2-} Sulfat
H_2SO_3 Schweflige Säure	HSO_3^- Hydrogensulfit SO_3^{2-} Sulfit
H_2CO_3 Kohlensäure	HCO_3^- Hydrogencarbonat CO_3^{2-} Carbonat
H_3PO_4 Phosphorsäure	H_2PO_4^- Dihydrogenphosphat HPO_4^{2-} Hydrogenphosphat PO_4^{3-} Phosphat

Tabelle 2: Einige zweiprotonige Säuren

2.2 organische Säuren

2.2.1 Carbonsäuren

Derivate der Kohlenwasserstoffe

R – COOH gelöst: R – COO⁻

- HCOOH Ameisensäure, Methansäure
- CH₃COOH Essigsäure, Ethansäure; CH₃COO⁻ Acetat Ac⁻

Fettsäuren: langkettige Carbonsäure

1 Fettmolekül = 3 Fettsäuren + 1 Glycerol

gerade Kohlenstoff-Anzahl

gesättigte und ungesättigte Fettsäuren: (keine C = C -Bindung: gesättigt; 1-4 C = C: ungesättigt)

zB. Ölsäure C₁₇H₃₅COOH

2.2.2 Sulfonsäuren

R – SO₃H

zB. Benzensulfonsäure (“aromatischer Kohlenwasserstoff”)

2.2.3 Phenole

aromatische Alkohole R – OH

3 Einige Basen

Teilchen mit freien Elektronenpaaren bzw. Anionen

3.1 anorganische Basen

3.1.1 Hydroxid OH^-

- NaOH Natronlauge
- KOH Kalilauge
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ Calciumhydroxidlösung ("Kalkwasser")
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$ Magnesiumhydroxid

3.1.2 Ammoniak

- NH_3 Ammoniak (Gas)
- NH_4OH Ammoniak-Lösung, "Salmiakgeist"

3.2 organische Basen

3.2.1 Amine

- $\text{R}-\text{NH}_2$
- CH_3NH_2 Methanamin

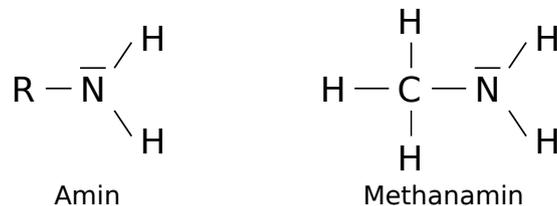


Abbildung 2: Strukturformel: Amin

3.2.2 Aminosäuren

2 funktionelle Gruppen

- COOH
- NH_2

Die einfachste Aminosäure ist Glycin: $\text{R} = \text{H}$

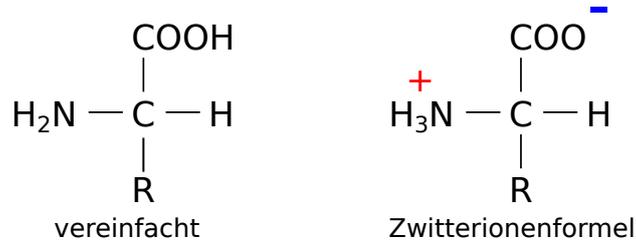


Abbildung 3: Strukturformel: Aminosäuren

4 Korrespondierende/konjugierte S/B-Paare

Bsp: Protolyse von Schwefelsäure in Wasser:

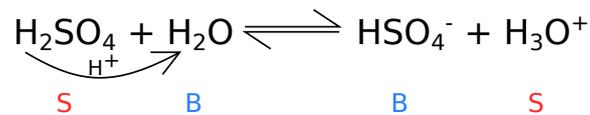


Abbildung 4: Protolyse von Schwefelsäure

Säure	Base
H_2SO_4	HSO_4^-
H_3O^+	H_2O
HSO_4^-	SO_4^{2-}

Tabelle 3: Säure und Base bei Schwefelsäure

HSO_4^- kann sowohl Säure als auch Base sein: **AMPHOLYTE**

Bsp: Protolyse von Ammoniak

Säure	Base
H_2O	NH_3
NH_4^+	OH^-
HNO_3 Salpetersäure	NO_3^- Nitrat
H_2CO_3	HCO_3^-
HAc Essigsäure	Ac^- Acetat
H_2O	OH^-
HPO_4^{2-}	PO_4^{3-} Phosphat
H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}
H_2SO_3	HSO_3^-
NH_4^+	NH_3

Tabelle 4: einige Säure-Base Paare

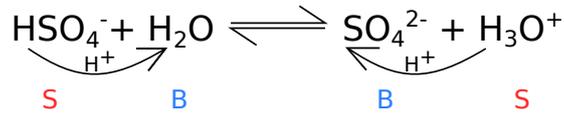


Abbildung 5: Protolyse von Hydrogensulfat

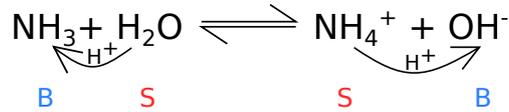


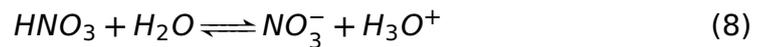
Abbildung 6: Protolyse von Ammoniak

5 Stärke von Säuren und Basen

Starke Säuren geben H^+ -Ionen gerne / vollständig ab, d.h. (fast) alle Säureteilchen liegen **dissoziierter** Form vor. Der Protolysegrad ist hoch.

5.1 MWG der Protolyse

Bsp: Salpetersäure: Protolyse-Gleichung, Massenwirkungsgesetz



$$K = \frac{c(\text{NO}_3^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HNO}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \quad \left| \cdot c(\text{H}_2\text{O}) \dots \text{konstant} \right. \quad (9)$$

$$\text{Säurekonstante } \mathbf{K_S} = K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{NO}_3^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HNO}_3)} \quad (10)$$

allgemein:



$$\mathbf{K_S} = K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{A}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA})} \quad (12)$$

$$\mathbf{pK_S} = \text{p}K_A = -\log K_S \longrightarrow \quad (13)$$

für HNO_3 :

$$K_S = 10^{1.32} \approx 20.98 \dots \quad (14)$$

$$\text{p}K_S = -1.32 \quad (15)$$

Bsp: Ammoniak: Protolyse-Gleichung, Massenwirkungsgesetz



$$K = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \quad (17)$$

$$\text{Basenkonstante } K_B = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3)} \quad (18)$$

$$pK_B = -\log K_B \quad (19)$$

für NH_3 :

$$K_B = 10^{-4.79} = 0.000016 \quad (20)$$

$$pK_B = 4.79 \quad (21)$$

Säure	Base
NH_4^+	NH_3
$pK_S = 9.21$	$pK_B = 4.79$

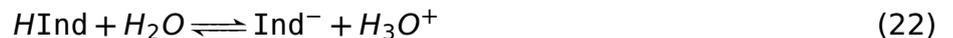
$$\left. \begin{array}{l} pK_S + pK_B = 14 \\ K_S + K_B = 10^{-14} \end{array} \right\} \text{für korr. S/B-Paare}$$

5.2 Messung des pH-Werts

pH ... *pondus / potentia Hydrogenii* = Die Mächtigkeit des Wasserstoffs

5.2.1 mittels Indikatoren

Umschlagsbereich: 1-2 pH-Einheiten
siehe im Buch Abb. 57.2



HInd und Ind⁻ haben unterschiedliche Farben

Farbwechsel: durch Gleichgewichtsverschiebung; durch Konzentrationsänderung

in Säuren: $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ groß \Rightarrow Gleichgewicht nach links, HInd

in Basen: $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ gering \Rightarrow Gleichgewicht nach rechts, Ind⁻
Abb. 259.2

5.2.2 mittels pH-Meter

Ein pH-Meter ist ein Voltmeter mit Glaselektrode, das die Spannung in pH-Einheiten übersetzt

Eichung mit Pufferlösungen (konstanter pH-Wert)

5.3 Autoprotolyse des Wassers

Protolyse in reinem Wasser



$$K = \frac{c(OH^-) \cdot c(H_3O^+)}{c^2(H_2O)} \quad \left| \cdot c^2(H_2O) \right. \quad (24)$$

$$K_W = K \cdot c^2(H_2O) \quad (25)$$

$$= c(OH^-) \cdot c(H_3O^+) \quad (26)$$

$$= 10^{-14} \quad (27)$$

reines Wasser

$$c(OH^-) = c(H_3O^+) \quad (28)$$

$$= 10^{-7} \quad (29)$$

$$pH = -\log c(H_3O^+) \quad (30)$$

$$\Rightarrow pH = 7 \text{ neutral} \quad (31)$$

Wasser mit Säure

$$c(H_3O^+) > 10^{-7} \quad (32)$$

$$\Rightarrow pH < 7 \text{ sauer} \quad (33)$$

Bsp:



$c(H_3O^+)$ wächst auf 10^{-3} (das 10.000-fache); $pH = 3$

Wasser mit Base

$$c(OH^-) > 10^{-7} \quad (35)$$

$$\Rightarrow pH > 7 \text{ basisch} \quad (36)$$

Bsp:



$c(OH^-)$ wächst auf 10^{-4} (das 1.000-fache); $pOH = 4 \Rightarrow pH = 10$

Bsp:

Bsp: Leitungswasser

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$	$c(\text{OH}^-)$	pH	pOH
10^{-3}	10^{-11}	3	11
10^{-5}	10^{-9}	5	9
$10^{-4,5}$	$10^{-9,5}$	4,5	9,5

Tabelle 5: Beispiele für Konzentration - pH-Wert

Stoff	pH	?
Leitungswasser	7,3	7,4
+10ml 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ HCl	2,1	0,9
$\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$	5,8	5,9
+10ml 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ HCl	5,7	2,8

6 Pufferlösungen

halten den pH-Wert konstant

Natrium-Dihydrogenphosphat	Natrium-Hydrogenphosphat
NaH_2PO_4	Na_2HPO_4
H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}
Säure	Base

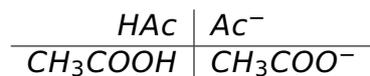
Tabelle 6: Puffersystem (Di-)Hydrogenphosphat

typische Lösungen

Puffersystem schwache Säure + korrespondierende Base

Pufferkapazität Menge an S/B, die ohne pH-Wertänderung aufgenommen werden kann

Bps: Essigsäure / Acetat



Zugabe einer Säure (zB. Salzsäure):



Das Anion Ac^- nimmt die Protonen auf / fängt die Säure auf
Zugabe einer Base (zB. Natronlauge):



HAc fängt die Base auf

6.1 Puffergleichung

$$pH = pK_S - \log \frac{c_{\text{Säure}}}{c_{\text{Salz}}}$$

nach HENDERSON und HASSELBACH

$$c(\text{HAc}) : c(\text{Ac}^-) = \mathbf{1 : 1} \quad (41)$$

$$\Rightarrow pH = pK_S - \log 1 \quad (42)$$

$$= pK_S = \mathbf{4,75} \quad (43)$$

$$c(\text{HAc}) : c(\text{Ac}^-) = \mathbf{10 : 1} \quad (44)$$

$$\Rightarrow pH = pK_S - \log 10 \quad (45)$$

$$= \mathbf{3,75} \quad (46)$$

$$c(\text{HAc}) : c(\text{Ac}^-) = \mathbf{1 : 10} \quad (47)$$

$$\Rightarrow pH = pK_S - \log 10^{-1} \quad (48)$$

$$= \mathbf{5,75} \quad (49)$$

einige Puffersysteme sind im Buch in Abb. 61.1
Übungen im Buch auf S. 58f.

7 Neutralisation

Bsp: Zusammengießen von Salzsäure und Natronlauge

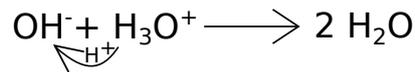
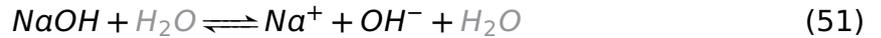
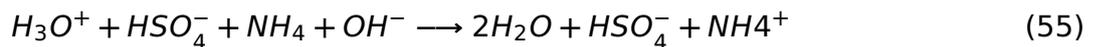
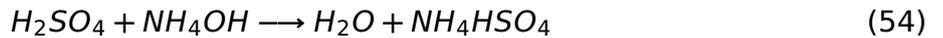


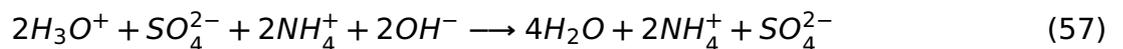
Abbildung 7: Protolyse der Neutralisation

Bsp: Schwefelsäure + Ammoniaklösung

1-protonige Protolyse: Ammoniumhydrogensulfat



2-protonige Protolyse: Ammoniumsulfat



7.1 Anwendung der Neutralisation

- Säure-/Base-Unfälle
- saure Abgase unschädlich machen
zB. SO_2 in $Ca(OH)_2$ einleiten $\rightarrow CaSO_4$
- Salzherstellung
- Maßanalyse

7.1.1 Salzherstellung

vor allem Düngesalze

	Calciumnitrat
$Ca(NO_3)_2$	Base: $CaOH_2$ Kalkwasser Säure: HNO_3 Salpetersäure
	Ammoniumnitrat
NH_4NO_3	Base: NH_3 HNO_3

Tabelle 7: Beispiele für Düngemittelsalze