

# Säuren und Basen nach Brønstedt

## Inhaltsverzeichnis

<b>1 Die Basis</b>	<b>1</b>	9. Übung	12
1.1 Worum es geht	1	10. Übung	12
1.1.1 Säuren	1	11. Übung	12
1.1.2 Basen	2	12. Übung	12
1.2 Die Theorie	3	13. Übung	12
		14. Übung	12
		15. Übung	12
<b>2 Quantitative Betrachtung</b>	<b>4</b>	<b>Lösungen</b>	<b>14</b>
2.1 Starke und schwache Säuren	4	1. Lösung	14
2.2 Der pH-Wert	5	2. Lösung	14
2.3 pH-Werte berechnen	7	3. Lösung	14
<b>3 Beispiele für Rechenaufgaben</b>	<b>8</b>	4. Lösung	14
<b>4 Aufgaben</b>	<b>11</b>	5. Lösung	14
1. Übung	11	6. Lösung	14
2. Übung	11	7. Lösung	15
3. Übung	11	8. Lösung	15
4. Übung	11	9. Lösung	15
5. Übung	11	10. Lösung	15
6. Übung	11	11. Lösung	15
7. Übung	12	12. Lösung	15
8. Übung	12	13. Lösung	16
		14. Lösung	16
		15. Lösung	16

## 1 Die Basis

### 1.1 Worum es geht

#### 1.1.1 Säuren

Die Basis für die Säure-Theorie nach Brønstedt ist die sogenannte *Protolyse*<sup>1</sup>-Gleichung {1}. Hierbei wird ein Proton ( $\text{H}^+$ ) von einem Stoff, der *Säure*, auf einen anderen Stoff, *Wasser*, übertragen.



Dabei ist A ein (beinahe) beliebiger Rest. Jeder Stoff, der mit Wasser diese Gleichgewichtsreaktion<sup>2</sup> eingehen kann, ist eine Säure. Genauer wäre: *eine wässrige Lösung eines solchen Stoffes ist eine Säure*. Einige Möglichkeiten für solche Stoffe sind in Tabelle 1 aufgelistet.

<sup>1</sup>Proton:  $\text{H}^+$ , griech. λύσις (lýsis): Auflösung

<sup>2</sup>Siehe dazu Thema *chemisches Gleichgewicht*

Tabelle 1: wichtige Säuren

Säure Name	Säurerest		
	Formel	Formel	Name
Salzsäure	HCl	Cl <sup>-</sup>	Chlorid
Bromwasserstoffsäure	HBr	Br <sup>-</sup>	Bromid
Schwefelwasserstoffsäure	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	Hydrogensulfid
	HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	Sulfid
Schwefelsäure	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Hydrogensulfat
	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Sulfat
schweflige Säure	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Hydrogensulfit
	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Sulfit
Salpetersäure	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Nitrat
salpetrige Säure	HNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Nitrit
Kohlensäure	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Hydrogencarbonat
	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Carbonat
Phosphorsäure	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Dihydrogenphosphat
	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Hydrogenphosphat
	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Phosphat
Blausäure	HCN	CN <sup>-</sup>	Cyanid

**Definition**

Einen Stoff, der Protonen (H<sup>+</sup>) abgeben kann, einen sogenannten *Protonendonatoren*, nennt man Säure.

Das, was die saure Wirkung einer Säure ausmacht, kann offensichtlich nicht das Säuremolekül selbst sein: es reagiert schließlich (je nach Gleichgewichtslage kaum bis nahezu vollständig). Auch der Säurerest kann nicht verantwortlich sein: er ist bei jeder Säure anders. Übrig bleibt die Gemeinsamkeit aller Protolyse-Reaktionen: das *Oxonium*- oder *Hydronium*-Ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.

**1.1.2 Basen**

Auch für Basen gibt eine Reaktionsgleichung, die ihre Rolle festlegt:



Hier gilt also das umgekehrte: eine Base gibt kein Proton ab, sondern nimmt eines auf. Ein paar wichtige Basen sind in Tabelle 2 aufgelistet.

**Definition**

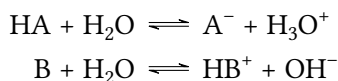
Tabelle 2: wichtige Basen

<b>Base</b>		<b>Basenrest</b>	
Name	Formel	Formel	Name
Natronlauge	NaOH		
Kalilauge	KOH		
Ammoniak	NH <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ammonium
Hydrazin	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	N <sub>2</sub> H <sub>5</sub> <sup>+</sup>	Hydrazinium
Methylamin	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	Methylammonium
Anilin	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	Anilinium
Pyridin	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> NH <sup>+</sup>	Pyridinium

Einen Stoff, der Protonen (H<sup>+</sup>) aufnehmen kann, einen sogenannten *Protonenakzeptoren*, nennt man Base.

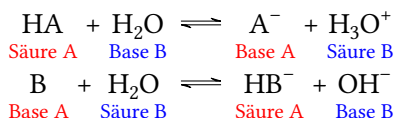
## 1.2 Die Theorie

Überträgt man obige Definitionen nochmals auf die Reaktionen {1} und {2},



dann stellen wir folgendes fest: in Reaktion {1} sind HA und H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> Säuren, denn sie können ein H<sup>+</sup> abgeben. H<sub>2</sub>O und A<sup>-</sup> sind Basen, denn sie können ein H<sup>+</sup> aufnehmen. In Reaktion {2} sind H<sub>2</sub>O und HB<sup>+</sup> Säuren und B und OH<sup>-</sup> Basen.

Wir entdecken ein Prinzip:



Offenbar wird aus einer Säure eine Base und umgekehrt. Man spricht daher von *korrespondierenden* oder auch *konjugierten Säure/Base-Paaren*. Und offenbar ist Wasser selbst auch sowohl eine Säure als auch eine Base, je nachdem womit es reagiert.

### Definition

Ein Stoff, der sowohl Säure als auch Base ist, nennt man *Ampholyt*. Ein solcher Stoff ist *amphoter*.

Wenn nun Wasser ein Ampholyt ist, also Säure und Base, bedeutet das, es kann mit sich selbst eine Protolyse-Reaktion machen:



Diese Gleichung, eine sogenannte *Autoprotolyse*,<sup>3</sup> wird bei der Definition des pH-Werts noch eine Rolle spielen.

## 2 Quantitative Betrachtung

### 2.1 Starke und schwache Säuren

Wie *sauer* eine Lösung nun ist, hängt von der Stoffmengenkonzentration<sup>4</sup> des Oxonium-Ions ab. Diese wiederum hängt über Reaktion {1} von der eingesetzten Konzentration der Säure sowie von der Lage des Gleichgewichts ab. Zur Beschreibung der Säurestärke benötigen wir also das *Massenwirkungsgesetz* für Reaktion {1}. Zur Minimierung der Schreibarbeit werden wir ab hier [A] schreiben, wenn wir  $c(A)$ , also die Stoffmengenkonzentration des Stoffes A, meinen.

$$K = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA] \cdot [H_2O]} \quad (1)$$

$$[H_3O^+] = K \cdot \frac{[HA] \cdot [H_2O]}{[A^-]} \quad (2)$$

Nennen wir nun das Produkt aus  $K \cdot [H_2O] = K_S$ , erhalten wir eine relativ einfache Gleichung zur Berechnung der  $H_3O^+$ -Konzentration, vorausgesetzt wir kennen  $K_S$  und die im Gleichgewicht vorliegenden Konzentrationen:

$$[H_3O^+] = K_S \cdot \frac{[HA]}{[A^-]} \quad (3)$$

Aus mehreren Gründen verwendet man diese Gleichung jedoch nicht.

- zum einen ist die Konzentration im Gleichgewicht unbekannt und müsste vorher berechnet werden.
- zum zweiten können die Werte von  $[H_3O^+]$  zwischen ca.  $0.000\,000\,000\,000\,001\text{ mol/L} = 1 \cdot 10^{-14}\text{ mol/L}$  und  $1\text{ mol/L}$  schwanken.
- zum dritten benötigt man den Wert von  $K_S$ , der noch mehr schwanken kann.

Gleichung (3) ist – nach  $K_S$  umgestellt – aber die Definition der *Säurekonstanten*:

$$K_S = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} \quad (4)$$

Der Wert von  $K_S$  gibt auf eine Weise an, wieviel einer Säure dissoziiert<sup>5</sup> ist, wie weit also das Gleichgewicht auf Seite der Produkte liegt. Man legt fest:

$$\begin{aligned} K_S &> 1 && \text{starke Säure} \\ K_S &< 1 && \text{schwache Säure} \end{aligned}$$

<sup>3</sup>griech. αὐτό: selbst

<sup>4</sup>Stoffmengenkonzentration:  $c = \frac{n}{V}$ ,  $[c] = \text{mol/L}$ .

<sup>5</sup>zerfallen

Da dieser Wert *sehr* groß oder *sehr* klein sein kann, verwendet man lieber den sogenannten  $pK_S$ -Wert (mit  $\log$  soll immer der dekadische Logarithmus gemeint sein):

$$pK_S = -\log K_S \quad (5)$$

Damit gilt jetzt:

$$\begin{aligned} pK_S < 0 & \quad \text{starke Säure} \\ pK_S > 0 & \quad \text{schwache Säure} \end{aligned}$$

Völlig analoge Überlegungen führen auf die *Basenkonstante*

$$K_B = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HB}^+]}{[\text{B}]} \quad (6)$$

und die Festlegung:

$$\begin{aligned} K_B > 1 & \quad \text{starke Base} \\ K_B < 1 & \quad \text{schwache Base} \end{aligned}$$

Aus analogen Gründen führt man den  $pK_B$ -Wert ein:

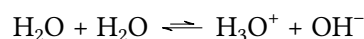
$$pK_B = -\log K_B \quad (7)$$

$$\begin{aligned} pK_B < 0 & \quad \text{starke Base} \\ pK_B > 0 & \quad \text{schwache Base} \end{aligned}$$

Sowohl  $pK_S$ - als auch  $pK_B$ -Werte sind charakteristische Werte für Säuren bzw. Basen. Viele davon wurden sehr gründlich bestimmt und können jederzeit nachgeschlagen werden. [Tabelle 4](#) listet einige davon auf.

## 2.2 Der pH-Wert

Knüpfen wir uns noch einmal Reaktion{3} vor:



Das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion lautet:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \quad (8)$$

Wir stellen diese Gleichung um

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad (9)$$

und taufen das Produkt  $K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_W$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad (10)$$

Gleichung (10) nennt man auch das *Ionenprodukt des Wassers*. Bei 25 °C beträgt

$$K_W = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2 = 0.000\,000\,000\,000\,01 \text{ mol}^2/\text{L}^2.$$

Das bedeutet, dass in neutralem Wasser die Konzentration von  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \quad (11)$$

beträgt.

Sauer wird es erst, wenn die Konzentration mehr als  $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$  beträgt. Liegt sie darunter, so ist die Lösung basisch. Um die Angabe einfacher zu machen, macht man nun folgendes:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \quad (12)$$

$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -7 \quad (13)$$

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 7 \quad (14)$$

Jetzt definiert man den pH:

$$\text{pH} \equiv -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad (15)$$

Für neutrales Wasser gilt also bei 25 °C  $\text{pH} = 7$ . Eine höhere Konzentration würde einen niedrigeren pH bedeuten. Also ist es sauer, wenn man einen  $\text{pH} < 7$  vorliegen hat, basisch bei  $\text{pH} > 7$  und neutral bei  $\text{pH} = 7$ . Das alles gilt streng genommen nur für die schon erwähnten 25 °C, darum werden wir uns aber nicht mehr weiter kümmern.

### Definition

Der pH (von *potentia hydrogenii*<sup>a</sup>) ist definiert als der negative dekadische Logarithmus der Konzentration der Oxonium-Ionen (in mol/L). Analog dazu ist der pOH definiert als der negative dekadische Logarithmus der Konzentration der Hydroxid-Ionen.

$$\text{pH} \equiv -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad (15)$$

$$\text{pOH} \equiv -\log[\text{OH}^-] \quad (16)$$

<sup>a</sup>Das ist nicht *völlig* richtig, soll uns aber auch nicht weiter beschäftigen.

Gleichung (10) führt auf einen Zusammenhang zwischen pH und pOH:

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad (10)$$

$$1 \cdot 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad (17)$$

$$14 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] \quad (18)$$

$$14 = \text{pH} + \text{pOH} \quad (19)$$

Eine ähnliche Vereinfachung kann man bei Gleichung (3) vornehmen:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_S \cdot \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad (3)$$

$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \log K_S + \log\left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}\right) \quad (20)$$

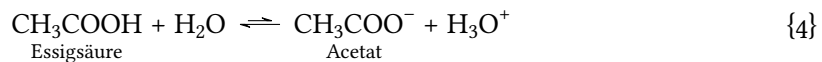
$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_S - \log\left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}\right) \quad (21)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_S - \log\left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}\right) \quad (22)$$

Gleichung (22) nennt man die *Henderson-Hasselbalch-Gleichung*. Sie ist allgemein gültig und vor allem für die hier nicht besprochenen Pufferlösungen nützlich.

### 2.3 pH-Werte berechnen

Stellen wir uns vor, wir hätten eine 2.0 mol/L Essigsäure-Lösung, deren  $K_S = 1.8 \cdot 10^{-5}$  beträgt, und wollten nun wissen, welche  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Konzentration in dieser Lösung vorliegt, welchen pH die Lösung also hat.



Die Gleichgewichtskonzentration der Essigsäure beträgt nun  $2.0 \text{ mol/L} - x$ , da ein gewisser Teil zerfallen ist. Dafür betragen die Acetat-Konzentration und die Oxonium-Konzentration beide  $x$ , entsprechen also beide dem zefallenen Teil der Essigsäure.

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= K_S \cdot \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \\ x &= 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{2.0 - x}{x} \\ 0 &= x^2 + 1.8 \cdot 10^{-5}x - 3.6 \cdot 10^{-5} \\ x_1 &= 0.006 \text{ mol/L} \\ x_2 &= -0.006 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$x_2$  kann offensichtlich nicht die Lösung sein. Schließlich gibt es keine negativen Konzentrationen. Also beträgt die Oxonium-Konzentration 0.006 mol/L. Damit ist der pH-Wert der Lösung

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log(0.006 \text{ mol/L}) \\ \text{pH} &= 2.2 \end{aligned}$$

Der pOH beträgt damit  $\text{pOH} = 11.8$ .

Bedeutet das nun, dass wir jedesmal, wenn wir den pH wissen wollen, eine quadratische Gleichung lösen müssen? Nun, obwohl das auch nicht dramatisch wäre, lautet die Antwort: Nein.

Bei einer starken Säure darf man dafür ausgehen, dass sie nahezu vollständig dissoziiert ist. Das bedeutet, dass die Oxonium-Konzentration in etwa der der ursprünglich vorhandenen Säure  $[HA]_0$  entspricht.

$$pH = -\log[HA]_0 \quad \text{starke Säure} \quad (23)$$

Auch bei einer schwachen Säure gibt es eine näherungsweise Bestimmung:

$$[H_3O^+] = K_S \cdot \frac{[HA]}{[A^-]} \quad x = K_S \cdot \frac{[HA]_0 - x}{x} \quad (24)$$

$$0 = x^2 + K_S \cdot x - K_S \cdot [HA]_0 \quad (25)$$

Da bei einer schwachen Säure  $K_S$  sehr klein ist und auch  $x$  eher ein kleiner Wert ist, vereinfachen wir die quadratische Gleichung weiter:

$$0 = x^2 - K_S \cdot [HA]_0 \quad x^2 = K_S \cdot [HA]_0 \quad (26)$$

$$x = \sqrt{K_S \cdot [HA]_0} \quad (27)$$

$$pH = -\log\left(K_S \cdot [HA]_0\right)^{\frac{1}{2}} \quad (28)$$

$$pH = \frac{1}{2} \left( -\log(K_S) - \log[HA]_0 \right) \quad (29)$$

$$pH = \frac{1}{2} \left( pK_S - \log[HA]_0 \right) \quad \text{schwache Säure} \quad (30)$$

Wieder führen völlig analoge Überlegungen zu den entsprechenden Gleichungen für Basen:

$$pOH = -\log[B]_0 \quad \text{starke Base} \quad (31)$$

$$pOH = \frac{1}{2} \left( pK_B - \log[B]_0 \right) \quad \text{schwache Base} \quad (32)$$

Zuletzt gilt dann auch noch diese praktische Beziehung zwischen  $pK_S$  und  $pK_B$  korrespondierender Säure/Base-Paare

$$14 = pK_S + pK_B, \quad (33)$$

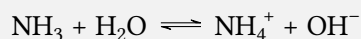
die wir unbewiesen hinnehmen wollen.<sup>6</sup> Tabelle 3 fasst alle Formeln, die Sie kennen sollten, noch einmal zusammen.

### 3 Beispiele für Rechenaufgaben

#### Beispiel

Berechnen Sie den pH-Wert einer 2.4 m Ammoniak-Lösung ( $pK_B = 4.7$ ) auf exaktem Weg.

Lösung:



<sup>6</sup>Alle Interessierten können den Beweis gerne versuchen, er ist nicht schwer.



Tabelle 3: Übersicht über alle Formeln

Anwendung	Formel
pH und pOH	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$
$\text{p}K_{\text{S}}$ und $\text{p}K_{\text{B}}$	$\text{p}K_{\text{S}} + \text{p}K_{\text{B}} = 14$
starke Säure	$\text{pH} = -\log[\text{Säure}]$
schwache Säure	$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{\text{S}} - \log[\text{Säure}])$
starke Base	$\text{pOH} = -\log[\text{Base}]$
schwache Base	$\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{\text{B}} - \log[\text{Base}])$
Henderson-Hasselbalch	$\text{pH} = \text{p}K_{\text{S}} - \log\left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}\right)$

Die exakte Berechnung erfolgt über das Gleichgewicht, also über des Massenwirkungsgesetz:

$$K_{\text{B}} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad K_{\text{B}} = \frac{x^2}{2.4 - x}$$

Damit ergibt sich eine quadratische Gleichung:

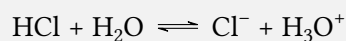
$$\begin{aligned} 0 &= x^2 + K_{\text{B}} \cdot x - 2.4 \cdot K_{\text{B}} \\ 0 &= x^2 + 10^{-\text{p}K_{\text{B}}} \cdot x - 2.4 \cdot 10^{-\text{p}K_{\text{B}}} \\ 0 &= x^2 + 2.0 \cdot 10^{-5} \cdot x - 4.8 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

Wir erhalten die folgende Lösung:

$$\begin{aligned} x &= [\text{OH}^-] = 0.0069 \text{ mol/L} \\ \Rightarrow \quad \text{pOH} &= 2.2 \quad \text{und} \quad \text{pH} = 11.8 \end{aligned}$$

### Beispiel

Berechnen Sie den pH-Wert einer Salzsäure ( $\text{p}K_{\text{S}} = -6.2$ ) Lösung mit  $c = 0.5 \text{ mmol/L}$ .  
Lösung:



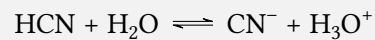
Salzsäure ist *die* klassische starke Säure,  $pK_S = -6.2$  ist deutlich unter Null. Achten Sie darauf, die richtige Einheit für die Konzentration zu verwenden!

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{HCl}] \\ \text{pH} &= -\log 0.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \\ \text{pH} &= 3.3 \end{aligned}$$

Die Lösung hat  $\text{pH} = 3.3$ .

### Beispiel

Berechnen Sie den pH-Wert einer Blausäure ( $pK_S = 9.4$ ) mit  $c = 0.25 \text{ mol/L}$ .  
Lösung:



Blausäure ist eine recht schwache wenn auch eine äußerst giftige Säure,  $pK_S = 9.4$  ist klar über Null.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \frac{1}{2} \cdot (pK_S - \log[\text{HCN}]) \\ \text{pH} &= \frac{1}{2} \cdot (9.4 - \log 0.25 \text{ mol/L}) \\ \text{pH} &= 5.0 \end{aligned}$$

Die Lösung hat  $\text{pH} = 5.0$ .

## 4 Aufgaben

### 1. Übung

Welche ist die korrespondierende Base von:

- a)  $\text{H}_3\text{PO}_4$       b)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$       c)  $\text{NH}_3$       d)  $\text{HS}^-$       e)  $\text{H}_2\text{SO}_4$       f)  $\text{HCO}_3^-$

### 2. Übung

Welche ist die korrespondierende Säure von:

- a)  $\text{H}_2\text{O}$       b)  $\text{HS}^-$       c)  $\text{NH}_3$       d)  $\text{H}_2\text{AsO}_4^-$       e)  $\text{F}^-$       f)  $\text{NO}_2^-$

### 3. Übung

Identifizieren Sie alle Brønstedt-Säuren und -Basen:

- a)  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$       b)  $\text{HSO}_4^- + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{SO}_4^{2-}$   
 c)  $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{HCO}_3^-$       d)  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$   
 e)  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{SO}_4^{2-}$       f)  $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

### 4. Übung

Formulieren Sie das Protolyse-Gleichgewicht folgender Brønstedt-Säuren:

- a)  $\text{H}_2\text{O}$       b)  $\text{HF}$       c)  $\text{HSO}_3^-$       d)  $\text{NH}_4^+$       e)  $\text{HOCl}$

### 5. Übung

Formulieren Sie das Protolyse-Gleichgewicht folgender Brønstedt-Basen:

- a)  $\text{OH}^-$       b)  $\text{N}^{3-}$       c)  $\text{H}_2\text{O}$       d)  $\text{HCO}_3^-$       e)  $\text{O}^{2-}$       f)  $\text{SO}_4^{2-}$

### 6. Übung

Bestimmen Sie die Konzentration  $[\text{H}^+]$  und  $[\text{OH}^-]$  in folgenden Lösungen:

- a) 0.015 mol/L  $\text{HNO}_3$       b) 0.0025 mol/L  $\text{Ba}(\text{OH})_2$   
 c) 0.00030 mol/L  $\text{HCl}$       d) 0.016 mol/L  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

### 7. Übung

Welchen pH-Wert haben folgende Lösungen:

- a)  $[H^+] = 7.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$                       b)  $[H^+] = 0.084 \text{ mol/L}$   
c)  $[H^+] = 3.9 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$                       d)  $[OH^-] = 3.3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$   
e)  $[OH^-] = 0.042 \text{ mol/L}$

### 8. Übung

Wie groß sind  $[H^+]$  und  $[OH^-]$  wenn folgende Werte gemessen wurden:

- a) pH = 1.23      b) pH = 10.92      c) pOH = 4.32      d) pOH = 12.34      e) pOH = 0.16

### 9. Übung

Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.30 mol/L  $NH_3$ ?

### 10. Übung

Wieviel Mol Flusssäure benötigt man, um 500 mL einer Lösung mit pH = 2.60 herzustellen?

### 11. Übung

Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.12 mol Cyansäure ( $HO-CN$ ,  $pK_S = 3.9$ ) pro Liter?

### 12. Übung

Dichloressigsäure ( $Cl_2HCCOOH$ ), eine einprotonige Säure, ist bei einer Konzentration von 0.20 mol/L zu 33 % dissoziiert. Wie groß sind  $K_S$ ,  $pK_S$ , pH und pOH?

### 13. Übung

In einer Lösung von Benzylamin ( $C_6H_5CH_2NH_2$ ) mit einer Konzentration von 250 mmol/L ist  $[OH^-] = 2.4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ . Wie groß sind  $pK_B$  und pH?

### 14. Übung

Für Milchsäure ist  $K_S = 1.5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ . Wie groß ist der pH, wenn 0.16 mol/L Milchsäure in Lösung sind?

### 15. Übung

Wie groß sind die Konzentrationen von  $N_2H_5^+$ ,  $OH^-$  und  $N_2H_4$  (Hydrazin), in einer Lösung von 0.15 mol/L Hydrazin?

Tabelle 4:  $pK_S$ - und  $pK_B$ -Werte einiger Säuren und Basen.

Säure	Formel	$K_S$ in mol/L	$pK_S$
Oxonium	$H_3O^+$	5.5	-1.7
Wasser	$H_2O$	$2.0 \cdot 10^{-16}$	15.7
Salzsäure	HCl	$1.3 \cdot 10^6$	-6.1
Bromwasserstoff	HBr	$7.9 \cdot 10^8$	-8.9
Flusssäure	HF	$6.6 \cdot 10^{-4}$	3.2
Schwefelsäure	$H_2SO_4$	$1.0 \cdot 10^3$	-3.0
	$HSO_4^-$	$1.2 \cdot 10^{-2}$	1.9
Salpetersäure	$HNO_3$	20.9	-1.3
Phosphorsäure	$H_3PO_4$	$7.4 \cdot 10^{-3}$	2.1
	$H_2PO_4^-$	$6.3 \cdot 10^{-8}$	7.2
	$HPO_4^{2-}$	$4.4 \cdot 10^{-13}$	12.4
Kohlensäure	$H_2CO_3$	$3.0 \cdot 10^{-7}$	6.5
	$HCO_3^-$	$4.0 \cdot 10^{-11}$	10.4
Blausäure	HCN	$4.0 \cdot 10^{-10}$	9.4
Essigsäure	$CH_3COOH$	$1.8 \cdot 10^{-5}$	4.7
Ameisensäure	$HCOOH$	$1.8 \cdot 10^{-4}$	3.7
Schwefelwasserstoff	$H_2S$	$1.2 \cdot 10^{-7}$	6.9
	$HS^-$	$1.0 \cdot 10^{-13}$	13.0
Base	Formel	$K_B$	$pK_B$
Hydroxid	$OH^-$	5.5	-1.7
Wasser	$H_2O$	$2.0 \cdot 10^{-16}$	15.7
Ammoniak	$NH_3$	$1.8 \cdot 10^{-5}$	4.7
Hydrazin	$N_2H_4$	$9.8 \cdot 10^{-7}$	6.0
Methylamin	$CH_3NH_2$	$5.4 \cdot 10^{-4}$	3.3
Anilin	$C_6H_5NH_2$	$4.3 \cdot 10^{-10}$	9.3
Pyridin	$C_5H_5N$	$1.5 \cdot 10^{-9}$	8.8

## Lösungen

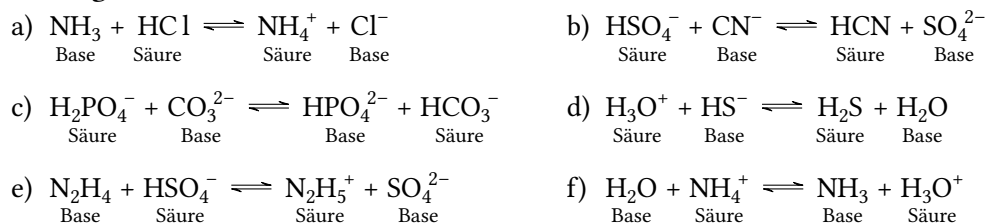
### 1. Lösung



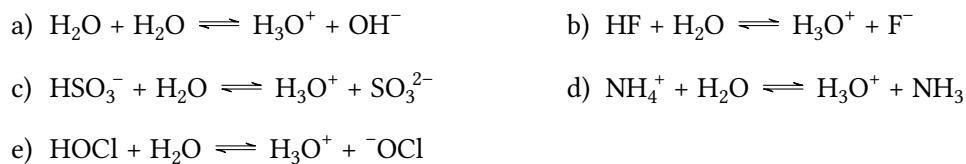
### 2. Lösung



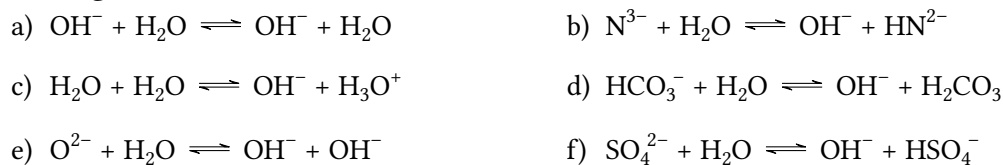
### 3. Lösung



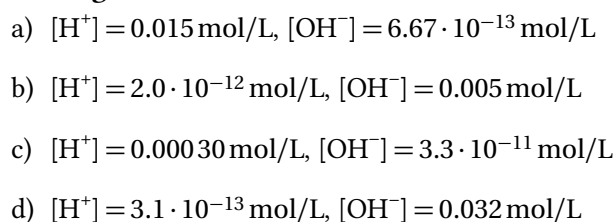
### 4. Lösung



### 5. Lösung



### 6. Lösung



**7. Lösung**

- a) pH = 4.1      b) pH = 1.1      c) pH = 7.4      d) pH = 10.5      e) pH = 12.6

**8. Lösung**

- a)  $[H^+] = 0.0589 \text{ mol/L}$ ,  $[OH^-] = 1.70 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$   
 b)  $[H^+] = 1.20 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ ,  $[OH^-] = 8.32 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$   
 c)  $[H^+] = 2.09 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$ ,  $[OH^-] = 4.79 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$   
 d)  $[H^+] = 0.02188 \text{ mol/L}$ ,  $[OH^-] = 5.571 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$   
 e)  $[H^+] = 1.4 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$ ,  $[OH^-] = 0.69 \text{ mol/L}$

**9. Lösung**

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2}(4.7 - \log(0.30)) = 11.4$$

**10. Lösung**

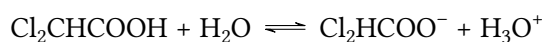
$$\begin{aligned}\text{pH} &= \frac{1}{2}(\text{p}K_S - \log[\text{HF}]) \\ \log[\text{HF}] &= \text{p}K_S - 2 \cdot \text{pH} \\ [\text{HF}] &= 10^{\text{p}K_S - 2 \cdot \text{pH}} = 0.02 \text{ mol/L} \\ n(\text{HF}) &= 0.01 \text{ mol}\end{aligned}$$

**11. Lösung**

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \left( \text{p}K_S - \log \left( \frac{n(\text{HOCN})}{V} \right) \right) = 2.41$$

**12. Lösung**

Es gilt die Reaktionsgleichung



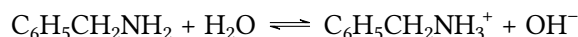
und das Massenwirkungsgesetz

$$K_S = \frac{[\text{Cl}_2\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Cl}_2\text{HCOOH}]}$$

Dass die Säure zu 33 % dissoziiert ist, bedeutet, dass im Gleichgewicht gilt  $[\text{Cl}_2\text{HCOOH}] \approx 2 \cdot [\text{Cl}_2\text{HCOO}^-]$  und dass 67 % der eingesetzten Säure im Gleichgewicht noch vorhanden sind. Damit ergeben sich die Gleichgewichts-Konzentrationen  $[\text{Cl}_2\text{HCOOH}] = 0.134 \text{ mol/L}$  und  $[\text{Cl}_2\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.066 \text{ mol/L}$ . Daraus errechnet sich die Säurekonstante zu  $K_S = 0.033 \text{ mol/L}$  und  $\text{p}K_S = 1.5$ . Dichloressigsäure ist also eine vergleichsweise starke Säure. Aus der Gleichgewichts-Konzentration ergeben sich  $\text{pH} = 1.2$  und  $\text{pOH} = 12.8$ .

**13. Lösung**

Für die Reaktion



gilt das Massenwirkungsgesetz

$$K_B = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2]}.$$

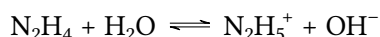
Da im Gleichgewicht  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-]$  gilt und außerdem die Beziehung  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_3^+] = 0.250 \text{ mol/L}$  erfüllt sein muss, ergeben sich  $K_B = 2.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$  und  $\text{p}K_B = 4.6$ . Die Lösung hat damit den  $\text{pH} = 11.4$ .

**14. Lösung**

Mit Gleichung (30) gilt  $\text{pH} = \frac{1}{2}(-\log K_S - \log[\text{Milchsäure}])$ , woraus sich  $\text{pH} = 2.3$  errechnet.

**15. Lösung**

Es gilt die Reaktionsgleichung



mit dem Massenwirkungsgesetz

$$K_B = \frac{[\text{N}_2\text{H}_5^+][\text{OH}^-]}{[\text{N}_2\text{H}_4]}.$$

Für eine exakte Berechnung ergibt sich also die quadratische Gleichung

$$9.8 \cdot 10^{-7} = \frac{x \cdot x}{0.15 - x}$$

mit den Lösungen  $x_1 = -3.8 \cdot 10^{-4}$  und  $x_2 = 3.8 \cdot 10^{-4}$ . Da es keine negativen Konzentrationen geben kann, ist die zweite Lösung die richtige und die Gleichgewichtskonzentrationen betragen  $[\text{N}_2\text{H}_5^+] = [\text{OH}^-] = 3.8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$  und  $[\text{N}_2\text{H}_4] = 0.15 \text{ mol/L}$ . (Beachten Sie die Rechen- und Messgenauigkeit. Selbst wenn sich rechnerisch  $[\text{N}_2\text{H}_4] = 0.1496 \text{ mol/L}$  ergeben, erlauben die gegebenen Zahlenwerte nur eine Genauigkeit von zwei signifikanten Stellen.)