

# pH-Experimente [1]

Autor: Florian KLUIBENSCHEDL

Bericht verfasst am: 5. März 2019

Versuchsdurchführung am: 04. März 2019

Gruppe, Matrikelnummer: 3, 11805747

Lehrveranstaltung: PR Allgemeine Chemie A

Institut: Allgemeine, Anorganische  
und Theoretische Chemie

Assistent: Fuhrmann Gerda

## **Zusammenfassung**

# 1 Theoretische Grundlagen

## 1.1 Motivation

Säuren und Basen spielen bei der Betrachtung vieler chemischer Prozesse eine bedeutende Rolle. Wesentliche Begriffe sind dabei die Säure- bzw. Basenstärke (ausgedrückt durch  $pK_s$  und  $pK_b$ ) und der pH- bzw. pOH-Wert. Um die Wirkungsweise von Säuren und Basen besser zu verstehen, ist eine Kenntniss dieser Größen unumgänglich.

## 1.2 Ziel des Experiments

Auf Basis der obigen Überlegungen ist das Ziel, die Eigenschaften dreier Säure-Base Systeme näher zu untersuchen. Dazu soll zunächst der  $pK_s$  von Essigsäure bestimmt werden. Mit diesem Ergebnis wird der pH-Wert einer Natriumacetat Lösung bestimmt und abschließend wird ein Essigsäure-Natriumacetat Puffer näher untersucht.

# 2 Experimenteller Teil

## 2.1 Verwendete Materialien

Tabelle 1: Auflistung der verwendeten Geräte und Chemikalien

Geräte	Hersteller	Chemikalie	Hersteller
pH Meter		Standard-Pufferlösung - pH = 7	
pH Messkette		Standard-Pufferlösung - pH = 4.01	
(25.000 ± 0.045) ml Vollpipette		0.100 M Essigsäure	
(10.0 ± 0.1) ml Bürette		0.100 M Natriumacetat	
50 ml Bechergläser		0.100 M NaOH	
Magnetrührer		0.100 M HCl	
Rührfische		deionisiertes Wasser	

## 2.2 Kalibrierung des pH-Messgerätes

Die beiden Pufferlösungen mit bekanntem pH-Wert wurden in je ein 50 ml Becherglas gefüllt. Ein Rührfischchen wurde hinzugegeben und das Becherglas auf einen Magnetrührer gestellt. Während den Messungen wurde langsam gerührt (60 rpm), um eine möglichst homogene Verteilung der Ionen zu ermöglichen. Das pH-Meter wurde mit den Pufferlösungen bei  $pH = 7, T = 22.5^\circ C$  und  $pH = 4.01, T = 22.6^\circ C$  kalibriert<sup>1</sup>. Die gerätinterne Kalibrierfunktion berechnete die Werte für die Steigung ( $k = -58.4 \text{ mV/pH}$ ) und den Ordinatenabschnitt ( $d = 1.6 \text{ mV}$ ) der Kalibriergeraden. Dies ergibt folgende Kalibriergerade:

$$\Delta E = k * pH + d = -58.4 * pH + 1.6 \quad (1)$$

<sup>1</sup>die Handhabung des pH-Meter erfolgte dabei wie in der Versuchsvorschrift beschrieben und wird deswegen nicht extra angeführt

## 2.3 Beschreibung der Versuchsdurchführungen

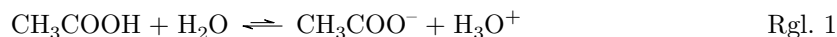
Die jeweilige Probelösung wurde in einem 50 ml Becherglas vorgelegt, ein Rührfisch hinzugegeben und das Becherglas auf einen Magnetrührer gestellt. Während den Messungen wurde langsam gerührt (ca. 60 rpm). Der pH-Wert wurde bei jedem Versuch 3 mal gemessen. Zwischen den Messungen wurde die Messkette mit deionisiertem Wasser gespült und einem Papiertuch abgetrocknet, um unerwünschten Konzentrationsveränderungen durch Fremdionen bzw. zusätzliche Flüssigkeit vorzubeugen.

Tabelle 2: Auflistung der verwendeten Probelösungen für die pH Messungen

Experiment	Zusammensetzung der Probelösungen inkl. Mengenangabe
siehe 2.4	ca. 40 mL 0.100 M Essigsäure
siehe 2.5	ca. 40 mL 0.100 M Natriumacetat ca. 40 mL Leitungswasser aus dem Hahn ca. 40 mL deionisiertes Wasser
siehe 2.6	(I): ca. 40 mL einer Lösung von je 25.0 mL (Vollpipette) 0.100 M Essigsäure und 0.100 M Natriumacetat (II): zu (I) wurde 1 mL 0.100 M HCl zugegeben (aus einer Bürette, der Flüssigkeitsstand im Becherglas vor und nach der Zugabe wurde notiert) - pH und Temperaturmessung erfolgten erst nach starkem Rühren (für 1 min) (III): zu (II) wurden 2 mL 0.100 M NaOH zugegeben (aus einer Bürette, der Flüssigkeitsstand im Becherglas vor und nach der Zugabe wurde notiert) - pH und Temperaturmessung erfolgten erst nach starkem Rühren (für 1 min)

## 2.4 Bestimmung des $pK_s$ von Essigsäure

In 1 ist die Protolysereaktion der Essigsäure dargestellt. Wie man sieht, erhöht sie die Konzentration der Hydronium-Ionen, weswegen ein pH-Wert im sauren Bereich erwartet wird. Die Messung des pH-Wertes erfolgte wie in 2.3 beschrieben.



Die Säurekonstante  $K_s$  berechnet sich wie in (2) beschrieben.  $c_0$  ist dabei die Anfangskonzentration der Essigsäure,  $x$  die Konzentration von  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Um von  $K_s$  anschließend den  $pK_s$  berechnen zu können, wird eine dimensionslose Größe benötigt<sup>2</sup>, weswegen die Konzentration jeder Spezies durch die Standardkonzentration ( $c_{\text{Standard}} = 1 \text{ M}$ ) dividiert wird<sup>3</sup>. Des weiteren wird angenommen, dass die Hydronium-Ionen Konzentration der Autoprotolyse vernachlässigt werden kann. ( $10^{-7} \ll 10^{-3}$ ).

$$K_s = \frac{\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq.}}}{c_{\text{Standard}}} * \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq.}}}{c_{\text{Standard}}}}{\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq.}}}{c_{\text{Standard}}}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq.}}^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq.}}} = \frac{x^2}{c_0 - x} \quad (2)$$

Wird angenommen, dass Essigsäure eine schwache Säure ist, kann  $x$  gegenüber  $c_0$  ( $c_0 \gg x$ ) vernachlässigt werden und es ergibt sich (3).

$$K_s \approx \frac{x^2}{c_0} \quad (3)$$

Der Protolysegrad kann mit (4) berechnet werden.

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq.}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} = \frac{x}{c_0} \quad (4)$$

### 2.4.1 Messergebnisse und Literaturwerte

Tabelle 3: Messdaten und daraus abgeleitete Größen

T in °C	pH-Wert	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ in M	$K_s$	$K_{s, \text{circa}}$	$\alpha$
23.8	2.86	$1.38 \times 10^{-3}$	$1.93 \times 10^{-5}$	$1.90 \times 10^{-5}$	0.0138
24.1	2.86	$1.38 \times 10^{-3}$	$1.93 \times 10^{-5}$	$1.90 \times 10^{-5}$	0.0138
24.1	2.87	$1.35 \times 10^{-3}$	$1.85 \times 10^{-5}$	$1.82 \times 10^{-5}$	0.0135

<sup>2</sup>der Logarithmus ist nur für dimensionslose Größen definiert

<sup>3</sup>diese Überlegung gilt auch für alle anderen analogen Überlegungen im weiteren Verlauf, weswegen dies nicht mehr erwähnt wird

### 2.4.2 Ergebnisse und Diskussion

Aus den oben angegebenen Daten errechnen sich folgende Werte:

$$\begin{aligned} K_s &= (1.90 \pm 0.09) \times 10^{-5} \quad (s = \pm 4.62 \times 10^{-7}, \alpha = 0.05, N = 3) \\ pK_s &= 4.72 \pm 0.02 \quad (s = \pm 0.012, \alpha = 0.05, N = 3) \\ K_{s,circa} &= (1.87 \pm 0.09) \times 10^{-5} \quad (s = \pm 4.62 \times 10^{-7}, \alpha = 0.05, N = 3) \\ pK_{s,circa} &= 4.73 \pm 0.02 \quad (s = \pm 0.012, \alpha = 0.05, N = 3) \\ \alpha &= 0.0137 \pm 0.0003 \quad (s = \pm 1.73 \times 10^{-4}, \alpha = 0.05, N = 3) \end{aligned}$$

Die gesuchten Verhältnisse der jeweiligen Konstanten:  $\frac{K_{s,circa}}{K_s} = 0.984$ ,  $\frac{pK_{s,circa}}{pK_s} = 1.002$ . Aufgrund dieser geringen Abweichungen (unter 2 %) eignet sich die näherungsweise Berechnung, was bedeutet, dass die Vernachlässigung von  $x$  im Nenner von (2) ( $x \ll c_0$ ) zulässig ist.

Der etwas geringere Wert im Vergleich zum Literaturwert ( $pK_s = 4.76$  bei  $T = 25^\circ\text{C}$ ) ist äquivalent zu einem größeren  $K_s$ . Dass die Säure stärker dissoziiert ist, kann aufgrund der geringeren Temperatur ( $T \approx 24.0^\circ\text{C}$ ) nicht der Fall sein. Eine Begründung könnte das Lösen von  $\text{CO}_{2(g)}$  im Wasser sein, das durch Bildung von Kohlensäure den pH-Wert senkt und  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  - also  $K_s$  erhöht. Unter Berücksichtigung dieser Effekte wird die Messung als erfolgreich angesehen. Auch die Annahme, dass für die Berechnungen die  $\text{H}_3\text{O}^+$  Konzentration der Autoprotolyse von Wasser vernachlässigt werden kann, wurde bestätigt ( $10^{-7} \ll 10^{-3}$ ).

Um die theoretische Konzentration der Essigsäure zu berechnen, wird der Mittelwert der in Tabelle 3 angegebenen Konzentrationen der Hydronium-Ionen ( $= 1.87 \times 10^{-3} \text{ M}$ ) und der errechnete  $K_s$  in (2) eingesetzt und auf  $c_0$  umgeformt. Man erhält als theoretische Konzentration der Essigsäure  $c_0 = 0.100 \text{ M}$ . Dies entspricht genau der eingesetzten Konzentration der Essigsäure, was aber wenig verwunderlich ist, da diese ja verwendet wurde, um  $K_a$  zu berechnen<sup>4</sup>.

Um 500 mL einer 0.100 M Essigsäure-Lösung herzustellen, werden 4.72 mL einer 60 %-igen Essigsäure ( $\rho = 1.06 \text{ g mL}^{-1}$ ,  $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60.05 \text{ g mol}^{-1}$ ) benötigt. Die Berechnung erfolgte dabei wie (5) und (6) in beschrieben.

$$c_{60\%} = 0.6 * \frac{\rho}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}}} \quad (5)$$

$$V_{60\%} = V_{0.1M} * \frac{c_{0.1M}}{c_{60\%}} = \frac{5}{3} * V_{0.1M} * \frac{c_{0.1M} * M_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{\rho} \quad (6)$$

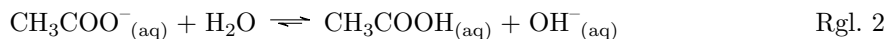
Zur Herstellung der Lösung eignet sich z. B. eine geeichte Messpipette oder eine Bürette, mit der 4.72 mL der 60 %-igen Essigsäure quantitativ in einen 500 mL Messkolben<sup>5</sup> transferiert werden.

<sup>4</sup>sofern die einzelnen Messerte nicht extrem stark voneinander abweichen kann dies als Rückeinsetzen in die Gleichung gesehen werden, was notgedrungen das erwünschte Ergebnis erzielt!

<sup>5</sup>der auf dieses Volumen geeicht ist

## 2.5 Hydrolyse von Natriumacetat

Natriumacetat ist die konjugierte Base von Essigsäure und reagiert mit  $\text{H}_2\text{O}$  wie in 2 beschrieben. Die Messung des pH-Wertes erfolgte wie in 2.3 beschrieben.



Die entsprechende Basenkonstante  $K_b$  berechnet sich wie in (7) beschrieben ( $c_0 = 0.100 \text{ mol L}^{-1}$ ). Der Wert von  $K_s$  wurde in 2.4.1 berechnet. Durch Auflösen der quadratischen Gleichung nach  $x$  kann  $[\text{OH}^-_{(\text{aq})}]$  berechnet werden. Daraus errechnet sich  $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]$  und der gesuchte theoretische pH-Wert.

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]_{eq.} * [\text{OH}^-_{(\text{aq})}]_{eq.}}{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]_{eq.}} = \frac{x^2}{c_0 - x} = \frac{10^{-14}}{K_s} \quad (7)$$

Wird die pH-Wert Berechnung nur näherungsweise durchgeführt, wird (8) verwendet.

$$K_b \approx \frac{x^2}{c_0} \quad (8)$$

Man erhält demnach folgende theoretische Werte für den pH(0.100 M  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ):  $\text{pH}_{theor.} = 8.86 \pm 0.10$  ( $s = \pm 0.0053, \alpha = 0.05, N = 3$ ),  $\text{pH}_{circa} = 8.86 \pm 0.10$  ( $s = \pm 0.0053, \alpha = 0.95, N = 3$ ). Die Näherung erweist sich also auch hier als annehmbar.

Der pH-Wert von Leitungswasser wurde 25 s und 2 min nach Probenahme bestimmt. Bei den erneuten Messungen wurden immer neue Proben genommen. Die Messung des pH-Wertes erfolgte wie in 2.3 beschrieben.

Der pH-Wert von deionisiertem Wasser wurde 15 s und 2 min nach Probenahme bestimmt. Bei den erneuten Messungen wurden immer neue Proben genommen. Die Messung des pH-Wertes erfolgte wie in 2.3 beschrieben.

### 2.5.1 Messergebnisse und Literaturwerte

Tabelle 4: Messdaten der  $\text{NaCH}_3\text{COO}_{(\text{aq})}$ -Lösung

T in °C	pH-Wert	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ in M
21.8	7.45	$3.55 \times 10^{-8}$
22.0	7.46	$3.47 \times 10^{-8}$
21.9	7.50	$3.16 \times 10^{-8}$

Tabelle 5: Messdaten von Leitungswasser

$t = 25 \text{ s}$ :	T in °C	pH-Wert	$t = 2 \text{ min}$ :	T in °C	pH-Wert
	20.6	7.16		21.5	7.57
	20.7	7.89		21.5	8.04
	20.5	7.61		21.5	7.97

Tabelle 6: Messdaten von deionisiertem Wasser

$t = 15 \text{ s}$ :	T in °C	pH-Wert	$t = 2 \text{ min}$ :	T in °C	pH-Wert
	20.7	8.48		21.5	7.97
	21.3	8.10		21.6	7.59
	21.4	7.60		21.9	7.15

### 2.5.2 Ergebnisse und Diskussion

Der gemessene pH-Wert der  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  Lösung besitzt folgenden Wert:  $\text{pH}_{\text{exp.}} = 7.47 \pm 0.05$  ( $s = \pm 0.026, \alpha = 0.05, N = 3$ ). Um bessere Ergebnisse zu bekommen, ist evtl. eine exaktere Kalibrierung des pH-Meters im basischen durchzuführen. Die Abweichung von diesem Messwert zum theoretischen berechneten (siehe 2.5) lässt sich durch das Lösen von  $\text{CO}_{2(\text{g})}$  aus der Luft erklären. Ob diese Erklärung ausreicht, den doch recht großen Unterschied (mehr wie eine pH-Einheit) zu erklären.

Der gemessene pH-Wert des Leitungswassers besitzt folgenden Wert:  $\text{pH} = 7.55 \pm 0.70$  ( $s = \pm 0.37, \alpha = 0.05, N = 3$ ) nach 25 s und  $\text{pH} = 7.86 \pm 0.50$  ( $s = \pm 0.25, \alpha = 0.05, N = 3$ ) nach 2 min. Damit liegt der pH-Wert etwas im alkalischen Bereich, jedoch immer noch in dem für Trinkwasser zu empfehlenden Bereich zwischen 6 und 9 [2]. Die Basizität kann durch erhöhten Carbonat-Gehalt erklärt werden<sup>6</sup>.  $\text{CO}_3^{2-}$  reagiert in wässriger Lösung bekanntlich als Base. Für die beobachtete systematische Erhöhung des pH-Wertes nach 2 min konnte keine sinnvolle Erklärung gefunden werden. Das Lösen von  $\text{CO}_2$  aus der Luft würde den pH-Wert ja senken. Vielleicht kommt es durch das Rühren mit zunehmender Zeit zu einer besseren Verteilung von  $\text{CO}_3^{2-}$ , sodass diese *wirksamer* als Base reagieren können - zugegeben eine wenig fundierte Theorie. Wahrscheinlicher ist ein systematischer Fehler. Die größeren Vertrauensbereiche im Vergleich zu den Messungen für Essigsäure - 2.4.2, Natriumacetat und das Puffersystem - 2.6.2 bedarfen auch einer Erklärung.

Der gemessene pH-Wert des deionisierten Wasser besitzt folgenden Wert:  $\text{pH} = 8.06 \pm 0.81$  ( $s = \pm 0.44, \alpha = 0.05, N = 3$ ) nach 15 s und  $\text{pH} = 7.57 \pm 0.75$  ( $s = \pm 0.41, \alpha = 0.05, N = 3$ ) nach 2 min. Deionisiertes Wasser besitzt keine gelösten Salz-Ionen. Die einzigen Ionen, die einen Stromfluss ermöglichen können, sind die durch Autoprotolyse entstehenden Hydronium- und Oxonium-Ionen, wobei deren Konzentration relativ gering ist (jeweils  $10^{-7} \text{ M}$ ). Deionisiertes Wasser ist demnach praktisch ein Nichtleiter, was die pH-Messung mit einer pH-Messkette, bei der Strom fließen muss, erschwert. Dies erklärt auch die großen Vertrauensbereiche der Messung. Die beobachtete

<sup>6</sup>das CCB bezieht demnach das Leitungswasser vom Kalkgebirge

systematische Senkung des pH-Wertes kann durch das Lösen von  $\text{CO}_{2(\text{g})}$  aus der Luft erklärt werden.

Um 250 mL einer 0.1 M  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ <sup>7</sup> Lösung herzustellen, werden 3.4 g benötigt. Dazu wird die entsprechende Menge auf einem Wägepapier abgewogen und quantitativ in einen 250 mL Maßkolben transferiert. Dieser wird unter homogenisieren bis zur Marke aufgefüllt.

---

$${}^7M_{\text{NaCH}_3\text{COO}} = 136.08 \text{ g mol}^{-1}$$



## 2.6 Säure/Base Puffer

Puffersysteme besitzen die Eigenschaft, den pH-Wert in einem gewissen Bereich konstant zu halten. Das bedeutet, dass sich der pH-Wert nach Zugabe einer starken Säure bzw. Base nicht erwartungsgemäß stark ändert. Puffersysteme bestehen aus einem konjugierten Säure/Base System einer schwachen Säure mit der konjugierten, starken Base bzw. einer starken Säure mit der konjugierten, schwachen Base. Wie in 2.4 bestimmt, handelt es sich bei der Essigsäure um eine schwache Säure, mit der zugehörigen starken Base  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Sie kann somit ein Puffersystem bilden. Im Folgenden soll der pH-Wert eines  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  Puffers im Verhältnis 1:1 und die pH-Änderung nach Zugabe von HCl bzw. NaOH bestimmt werden. Die zugehörigen Reaktionsgleichungen lauten wie folgt:



Zur Berechnung des pH-Werts einer Pufferlösung vor und nach der Zugabe der Säure bzw. Base verwendet man die Henderson-Hasselbach Gleichung:

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]} \quad (9)$$

Es wird erwartet, dass der pH-Wert des  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  (1:1) Puffers dem  $\text{p}K_s$  Wert der Essigsäure entspricht (in 2.4 bestimmt). Setzt man in (9) die beiden Konzentrationen ein, ergibt sich aufgrund dem 1:1 Verhältnis der Konzentrationen  $\log_{10} 1 = 0$  und damit  $\text{pH} = \text{p}K_s = 4.72 \pm 0.02$  ( $s = \pm 0.012$ ,  $\alpha = 0.05$ ,  $N = 3$ ).

Wird 1 mL einer 0.1 M HCl hinzugegeben, errechnet sich der pH-Wert wie in (10) angegeben ( $\text{p}K_s$  der Essigsäure in 2.4 bestimmt). Der Einfachheit wegen wurde mit Stoffmengen anstelle von Konzentrationen gerechnet, da sich die Volumina im Bruch sowieso kürzen.

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}} - 0.0001}{n_{\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}} + 0.0001} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{0.0025 - 0.0001}{0.0025 + 0.0001} = 4.69 \quad (10)$$

Werden 2 mL einer 0.1 M NaOH hinzugegeben, errechnet sich der pH-Wert wie in (11) angegeben ( $\text{p}K_s$  der Essigsäure in 2.4 bestimmt). Der Einfachheit wegen wurde mit Stoffmengen anstelle von Konzentrationen gerechnet, da sich die Volumina im Bruch sowieso kürzen.

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}} - 0.0001}{n_{\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}} + 0.0001} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{0.0024 + 0.0002}{0.0026 - 0.0002} = 4.75 \quad (11)$$

Ist der pH-Wert eines  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  Puffers bekannt, kann mit Gleichung (12), die durch Umstellen von (9) erhalten wurde, dessen Zusammensetzung berechnet werden ( $\text{p}K_s$  der Essigsäure in 2.4 bestimmt). Für  $\text{pH} = 4.5$  ergibt sich  $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]} = 0.60 = \frac{3}{5}$ .

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}]} = 10^{\text{pH} - \text{p}K_s} \quad (12)$$

### 2.6.1 Messergebnisse

Tabelle 7: Messdaten des Puffersystems

T in °C	pH-Wert	T in °C	pH-Wert nach HCl Zugabe	T in °C	pH-Wert nach NaOH Zugabe
22.2	4.69	22.7	4.64	22.6	4.74
22.7	4.66	22.1	4.64	22.0	4.72
22.5	4.70	22.3	4.66	22.7	4.75

### 2.6.2 Ergebnisse und Diskussion

Der pH-Wert des  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  Puffers beträgt somit:  $\text{pH} = 4.68 \pm 0.04$  ( $s = \pm 0.02$ ,  $\alpha = 0.05$ ,  $N = 3$ ). Dieser ist gleich dem  $\text{p}K_s$  der Essigsäure ( $\text{p}K_s = \text{pH}$  bei 1:1 Puffer), wie bereits in 2.6 erklärt. Dass er etwas geringer wie der in 2.4.2 ermittelte ist, erklärt sich dadurch, dass die Lösung durch das Rühren länger an der Luft stehen gelassen wurde, wodurch sich mehr  $\text{CO}_2(\text{g})$  lösen konnte. Auch das Einrühren von Luftblasen durch stärkeres Rühren am Anfang begünstigte dies.

In Tabelle 8 werden die gemessenen pH-Werte, die in 2.6.1 präsentiert wurden mit den theoretisch berechneten Werten von 2.6 und 2.6.3 verglichen.

 Tabelle 8: Vergleich der Messdaten mit den theoretischen Werten -  $\alpha = 0.05$ ,  $N = 3$ 

	HCl zu Puffer	HCl und NaOH zu Puffer	HCl zu $\text{H}_2\text{O}$	NaOH zu $\text{H}_2\text{O}$
gemessen	$4.65 \pm 0.02$ ( $s = \pm 0.01$ )	$4.74 \pm 0.04$ ( $s = \pm 0.02$ )	-	-
berechnet	4.69	4.75	2.71	11.29

Wie zu erwarten konnte beobachtet werden, dass sich der pH-Wert vom  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  Puffer nach Zugabe von HCl bzw. NaOH nicht dramatisch ändert. Eine kleine Änderung ins saure bzw. basische konnte, nicht sonderlich überraschend, beobachtet werden. Die Genauigkeit der Messungen sowie die Übereinstimmung mit den berechneten Werten ist zufriedenstellend. Die Tendenz, dass die gemessenen Werte etwas niedriger im Vergleich zu den Berechneten sind, lässt sich mit dem oben angeführten Argument erklären.

### 2.6.3 Weitere pH-Wert Berechnungen

Werden zu 50 mL deionisiertem Wasser 1 mL einer 0.1 M HCl hinzugegeben, errechnet sich der pH-Wert wie in (13) angegeben.

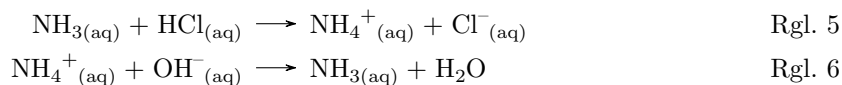
$$\text{pH} = -\log_{10} \frac{0.001 * 0.1}{0.05 + 0.001} = 2.71 \quad (13)$$

Werden zu 50 mL deionisiertem Wasser 1 mL einer 0.1 M HCl und 2 mL einer 0.1 M NaOH hinzugegeben, errechnet sich der pH-Wert wie in (14) angegeben. Die Berechnung erfolgt analog dazu, wenn 1 mL einer 0.1 M NaOH hinzugegeben werden, da der Rest mit der HCl neutralisiert wird.

$$\text{pH} = 14 + \log_{10} \frac{0.001 * 0.1}{0.05 + 0.001} = 11.29 \quad (14)$$

Diese dramatischen Änderungen zeigen, dass  $\text{H}_2\text{O}$ , wie zu erwarten, kein Puffer ist.

Die Reaktionsgleichungen eines  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$  Puffers<sup>8</sup> mit HCl und NaOH lauten wie folgt:



---

<sup>8</sup>schwache Base mit starker konjugierter Säure

## Reaktionsverzeichnis

Reaktion Rgl. 1 . . . . .	4
Reaktion Rgl. 2 . . . . .	6
Reaktion Rgl. 3 . . . . .	9
Reaktion Rgl. 4 . . . . .	9
Reaktion Rgl. 5 . . . . .	11
Reaktion Rgl. 6 . . . . .	11

## Literaturverzeichnis

- [1] Wolfgang Viertl et al. *Versuchsvorschriften PR Allgemeine Chemie - Universität Innsbruck*. 2019 (siehe S. 1).
- [2] Carolin. *Der pH-Wert von Trinkwasser*. 2019. URL: <https://www.welltec-wasser.de/de/ratgeber/lesen/wie-ist-der-ph-wert-des-wassers.html> (siehe S. 7).

## Tabellenverzeichnis

1	Materialienliste, Quelle: Autor . . . . .	2
2	Probelösungen für die pH Messungen, Quelle: Autor . . . . .	3
3	Messdaten von 2.4 und daraus abgeleitete Größen, Quelle: Autor . . . . .	4
4	Messdaten der $\text{NaCH}_3\text{COO}_{(\text{aq})}$ -Lösung, Quelle: Autor . . . . .	6
5	Messdaten von Leitungswasser, Quelle: Autor . . . . .	7
6	Messdaten von deionisiertem Wasser, Quelle: Autor . . . . .	7
7	Messdaten des Puffersystems, Quelle: Autor . . . . .	10
8	Vergleich der Messdaten mit den theoretischen Werten, Quelle: Autor . . . . .	10