

pH-Experimente [1]

Autor: Florian KLUIBENSCHEDL

Bericht verfasst am: 10. 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

Die experimentelle Bestimmung von Säurekonstanten ist essentiell für ein tieferes Verständnis von Säure-Base Systemen.

Mithilfe eines pH-Meters konnte die Säurekonstante von Essigsäure auf zwei Arten bestimmt werden. Die pH-Messung einer 0.1 M Essigsäurelösung ergab einen pK_s -Wert von 4.72 ± 0.02 ($s = \pm 0.012, \alpha = 0.05, N = 3$). Die pH-Messung eines $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ (1:1) Puffers ergab einen pK_s -Wert von 4.68 ± 0.04 ($s = \pm 0.02, \alpha = 0.05, N = 3$). Nach Zugabe von 1 mL 0.100 M HCl wurde ein pH-Wert von 4.65 ± 0.02 ($s = \pm 0.01$) gemessen. Wurden weitere 2 mL 0.100 M NaOH zugegeben änderte sich der pH-Wert auf 4.72 ± 0.04 ($s = \pm 0.02$). Der pH-Wert einer 0.100 M NaCH_3COO Lösung betrug 7.47 ± 0.05 ($s = \pm 0.026, \alpha = 0.05, N = 3$).

Die gemessenen Werte liegen im Bereich der Literaturwerte. Des weiteren wurden theoretische Berechnungen zu Säure-Base Systemen durchgeführt.

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) sowie 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	bezogen von
pH Meter	inoLab - pH7110	Standard-Pufferlösung - pH = 7	
pH Messkette	inoLab	Standard-Pufferlösung - pH = 4.01	
(25.000 ± 0.045) ml Vollpipette	BRAND	0.100 M Essigsäure	Vorrat
(10.0 ± 0.1) ml Bürette	BRAND	0.100 M Natriumacetat	Vorrat
50 ml Bechergläser	DURAN	0.100 M NaOH	Vorrat
Magnetrührer	CAT - M 6.1	0.100 M HCl	Vorrat
Rührfische		deionisiertes Wasser	Labor

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 $\text{pH} = 7, T = 22.5^\circ\text{C}$ und $\text{pH} = 4.01, T = 22.6^\circ\text{C}$ kalibriert¹. 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:

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

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

2.3 Beschreibung der Versuchsdurchführungen

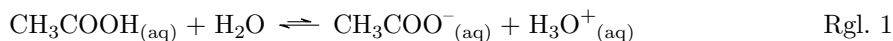
Die jeweilige Probelösung wurde in einem 50 ml Becherglas vorgelegt, ein Rührfisch hinzugegeben und das Becherglas auf einen Magnetrührer gestellt. Während den Messungen wurde langsam gerührt (ca. 60 rpm). Der pH-Wert wurde bei jedem Versuch 3 mal gemessen. Zwischen den Messungen wurde die Messkette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

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): je 25.0 mL (Vollpipette) 0.100 M Essigsäure und 0.100 M Natriumacetat wurden in einem 50 mL Becherglas vermischt - pH und Temperaturmessung erfolgten erst nach starkem Rühren (für ca. 1 min) (II): zu (I) wurde 1 mL 0.100 M HCl zugegeben (aus einer Bürette, der Flüssigkeitsstand in der Bürette vor und nach der Zugabe wurde notiert) - pH und Temperaturmessung erfolgten erst nach starkem Rühren (für ca. 1 min) (III): zu (II) wurden 2 mL 0.100 M NaOH zugegeben (aus einer Bürette, der Flüssigkeitsstand in der Bürette vor und nach der Zugabe wurde notiert) - pH und Temperaturmessung erfolgten erst nach starkem Rühren (für ca. 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 H_3O^+ und CH_3COO^- . Um von K_s anschließend den pK_s berechnen zu können, wird eine dimensionslose Größe benötigt², weswegen die Konzentration jeder Spezies durch die Standardkonzentration ($c_{\text{Standard}} = 1 \text{ M}$) dividiert wird³. Des weiteren wird angenommen, dass die Hydronium-Ionen Konzentration der Autoprotolyse vernachlässigt werden kann. ($10^{-7} < 10^{-3}$).

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

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	$K_{s,\text{circa}}$	α
23.8	2.86	1.38×10^{-3}	1.93×10^{-5}	1.90×10^{-5}	0.0138
24.1	2.86	1.38×10^{-3}	1.93×10^{-5}	1.90×10^{-5}	0.0138
24.1	2.87	1.35×10^{-3}	1.85×10^{-5}	1.82×10^{-5}	0.0135

²der Logarithmus ist nur für dimensionslose Größen definiert

³diese 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. Essigsäure ist demnach eine schwache Säure, die wenig protolysiert ist.

Der etwas geringere pK_s -Wert im Vergleich zum Literaturwert ($pK_s = 4.76$ bei $T = 25^\circ\text{C}$ [2]) 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 damit $[\text{H}_3\text{O}^+]$ - also K_s erhöht. Unter Berücksichtigung dieser Effekte wird die Messung als recht genau angesehen. Auch die Annahme, dass für die Berechnungen die H_3O^+ 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 berechnen⁴.

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.

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

$$V_{60\%} = V_{0.1M} * \frac{c_{0.1M}}{c_{60\%}} = \frac{5}{3} * V_{0.1M} * \frac{c_{0.1M} * M_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{\rho} = 4.72 \text{ mL} \quad (6)$$

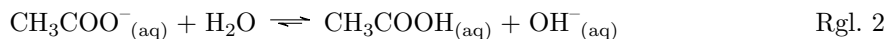
Zur Herstellung der Lösung eignet sich z. B. eine Bürette, mit der 4.72 mL der 60 %-igen Essigsäure quantitativ in einen 500 mL Messkolben⁵ transferiert werden. Dieser wird im Anschluss mit deionisiertem Wasser bis zur 500 mL Markierung aufgefüllt.

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

⁵der auf dieses Volumen geeicht ist

2.5 Hydrolyse von Natriumacetat

Natriumacetat ist die konjugierte Base von Essigsäure und reagiert mit H_2O 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.

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

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-Wert (0.100 M NaCH_3COO): $\text{pH}_{\text{theor.}} = 8.86 \pm 0.10$ ($s = \pm 0.0053, \alpha = 0.05, N = 3$), $\text{pH}_{\text{circa}} = 8.86 \pm 0.10$ ($s = \pm 0.0053, \alpha = 0.95, N = 3$). 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	3.55×10^{-8}
22.0	7.46	3.47×10^{-8}
21.9	7.50	3.16×10^{-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 NaCH_3COO -Lösung besitzt folgenden Wert: $\text{pH}_{\text{exp.}} = 7.47 \pm 0.05$ ($s = \pm 0.026, \alpha = 0.05, N = 3$). 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? Die Präzision der Messung ist aufgrund der geringen Stichproben-Standardabweichung recht gut. Um dem theoretischen Wert näher zu kommen, wäre eine bessere Kalibrierung des pH-Meters im basischen notwendig.

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 [3]. Die Basizität kann durch erhöhten Carbonat-Gehalt erklärt werden⁶. 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 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 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 sehr gering ist (jeweils 10^{-7} M). Deionisiertes Wasser ist demnach praktisch ein Nichtleiter, was die pH-Messung mit einer pH-Messkette, bei der Strom fließen muss,

⁶das CCB bezieht demnach das Leitungswasser vom Kalkgebirge

erschwert. Dies erklärt auch die großen Vertrauensbereiche der Messung. Die beobachtete systematische Senkung des pH-Wertes nach 2 min kann durch das Lösen von $\text{CO}_{2(\text{g})}$ aus der Luft erklärt werden.

Um 250 mL einer 0.1 M NaCH_3COO ⁷ 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 CH_3COO^- . 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-Hasselbalch 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 2.6.2 bestimmt). Der Einfachheit wegen wurde mit Stoffmengen anstelle von Konzentrationen gerechnet, da sich die Volumina im Bruch sowieso kürzen.

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}} - 0.0001}{n_{\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}} + 0.0001} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{0.0025 - 0.0001}{0.0025 + 0.0001} = 4.65 \quad (10)$$

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 2.6.2 bestimmt).

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}} - 0.0001}{n_{\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}} + 0.0001} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{0.0024 + 0.0002}{0.0026 - 0.0002} = 4.71 \quad (11)$$

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	4.70

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 pK_s der Essigsäure ($pK_s = \text{pH}$ bei 1:1 Puffer), wie bereits in 2.6 erklärt. Dass der pK_s etwas geringer wie der in 2.4.2 ermittelte ist, erklärt sich dadurch, dass die Lösung vor der Messung länger gerührt wurde, wodurch sich mehr $\text{CO}_{2(g)}$ aus der Luft 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 H_2O	NaOH zu H_2O
gemessen	4.65 ± 0.02 ($s = \pm 0.01$)	4.72 ± 0.04 ($s = \pm 0.02$)	-	-
berechnet	4.65	4.71	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 Präzision der Messungen sowie die Übereinstimmung mit den berechneten Werten ist zufriedenstellend. Der zu große Wert nach HCl und NaOH Zugabe kann durch eine zu große Menge an zugegebener Natronlauge erklärt werden.

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.

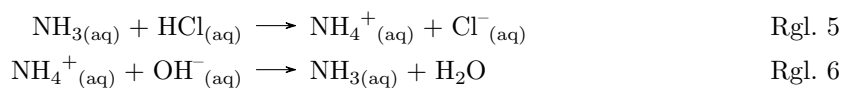
$$\text{pH} = -\log_{10} \frac{0.001 * 0.1}{0.05 + 0.001} = 2.71 \quad (13)$$

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 H_2O , wie zu erwarten, kein Puffer ist.

Die Reaktionsgleichungen eines $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$ Puffers⁸ mit HCl und NaOH lauten wie folgt:



⁸schwache 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] wikipedia.org. *Essigsäure*. 2019. URL: <https://de.wikipedia.org/wiki/Essigs%C3%A4ure> (siehe S. 5).
- [3] 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