

Säure-Base Gleichgewichte

Integriertes Praktikum

Verfasser: Julian Krauß, Luca Nils Knödler,
Emil Rauscher
Matrikelnummer: 3664757, 365222, 3659652
E-Mail-Adresse: st174093@stud.uni-stuttgart.de
Assistentin: Lara Hertle
Versuchsdatum: 19.01.2023
Erstabgabe: 23.01.2023
Zweitabgabe: 24.01.2023

Inhalt

1. Theorie	3
1.1 Säure-Base Theorien	3
1.2 Die Eigendissoziation in Wasser	3
1.3 Die Brønsted-Theorie	3
1.4 Die protochemische Spannungsreihe	4
1.4.1 Sonderfall Wasser	4
1.4.2 Starke Säuren und Basen.....	4
1.4.3 Schwache Säuren und Basen.....	4
1.5 Puffersysteme.....	5
1.6 Indikatoren	5
2. Versuch 1: pH-Wert Abschätzung und Bestimmung	6
2.0 Aufgabenstellung	6
2.1 Durchführung	6
2.2 Beobachtung	6
2.3 Versuchsauswertung.....	7
3. Versuch 2: Verwendung geeigneter Indikatoren	9
3.0 Aufgabenstellung	9
3.1 Durchführung	9
3.2 Beobachtung	9
3.3 Auswertung	9
3.4 Fehlerbetrachtung	10
4. Versuch 3: Titration von Essigsäure.....	10
4.0 Aufgabenstellung	10
4.1 Durchführung	10
4.2 Beobachtung	10
4.3 Auswertung	11
5. Versuch 4: Berechnung einer Pufferlösung	13
5.0 Aufgabenstellung	13

5.1 Berechnung	13
6. Zusammenfassung.....	14
7. Quellen	14

1. Theorie

1.1 Säure-Base Theorien

Laut Arrhenius sind Säuren Protonen-Donatoren und Basen sind Hydroxid-Donatoren. Da diese Theorie nur in wasserhaltigen Lösungen so funktioniert, musste diese Theorie durch die Brønsted-Theorie ergänzt werden. Laut ihm sind Säuren Protonen-Donatoren und Basen Hydroxid-Donatoren. Laut Lewis sind Säuren Elektronenpaarakzeptoren und Basen sind Elektronenpaardonatoren. Um diese Eigenschaften erfüllen zu können.^[6]

1.2 Die Eigendissoziation in Wasser

Wasser hat die Besonderheit ein amphoterer Elektrolyt zu sein. Das bedeutet, dass Wasser sowohl als Säure als auch als Base wirken kann. Außerdem dissoziiert Wasser in einer sogenannten Autoprotolyse wie folgt.^[6]



Aus dieser Reaktion kann ein Massenwirkungsgesetz aufgestellt werden.

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

Das Gleichgewicht bei dieser Reaktion liegt so stark auf der Eduktseite, dass die Konzentration von Wasser als konstant angenommen werden kann. Außerdem ist die Konzentration von Oxoniumionen und Hydroxidionen gleich. So kann die obere Gleichung wie folgt umgeformt werden.^[6]

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_W = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \quad (3)$$

$$\text{Mit } K_W = 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad (4)$$

Daraus ergibt sich die Konzentration für Oxonium- beziehungsweise Hydroxid-Ionen.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad (5)$$

1.3 Die Brønsted-Theorie

Laut Brønsted ist in einer Lösung diejenige Substanz die Säure, die in der Lösung die Konzentration an Oxoniumionen erhöht. So gilt für Basen, dass sie die Konzentration an Oxoniumionen verringern.^[6]

Deshalb gilt für saure Lösungen:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Für basische Lösungen gilt:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

1.4 Die protochemische Spannungsreihe

Mit Hilfe der pK_s -Werte wurden die Säuren nach ihrer Stärke in der protochemischen Spannungsreihe geordnet. Generell gilt, je kleiner der pK_s -Wert, desto stärker die Säure und je größer der pK_s -Wert, desto schwächer die Säure.^[6]

1.4.1 Sonderfall Wasser

Bei Wasser gibt es zwei verschiedene Varianten die Gleichgewichtskonstante K_s und damit auch den pK_s -Wert zu berechnen.

Möglichkeit eins:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \quad (6)$$

Hier würde sich alles rauskürzen. So wäre K eins. Da der Logarithmus von eins null ist, wäre so der pK_s -Wert 0.

Möglichkeit zwei:

$$K_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (7)$$

Hier wird die Konzentration von Wasser als konstant angenommen, so wird aus K K_s . Nun kürzt sich im Bruch nicht mehr alles raus und für K_s ergibt sich $-1,76$.^[6]

1.4.2 Starke Säuren und Basen

Bei starken Säuren beziehungsweise Basen wird angenommen, dass diese in Wasser vollständig deprotonieren. Somit gilt für den pH-Wert einer Lösung mit einer starken Säure beziehungsweise Base.^[6]

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (8)$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad (9)$$

1.4.3 Schwache Säuren und Basen

Schwache Säuren beziehungsweise Basen deprotonieren nur zu einem kleinen Teil, deshalb kann angenommen werden, dass die Anfangskonzentration der Säure beziehungsweise Base identisch zur Endkonzentration ist. So gilt für den pH- Wert einer Säure oder Base.^[6]

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (pK_s - \log[\text{Säure}]) \quad (10)$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{\text{B}} - \log[\text{Base}]) \quad (11)$$

Außerdem beschreibt der Protolysegrad (α), wie sehr die Säure protolysiert wird und kann mit folgender Formel beschrieben werden:

$$\alpha = \frac{-K_{\text{s}} \pm \sqrt{K_{\text{s}}^2 + 4 \cdot K_{\text{s}}[\text{HA}]_0}}{2 \cdot [\text{HA}]_0} \quad (12)$$

1.5 Puffersysteme

Puffersystem besteht aus einer schwachen Säure und ihrer korrespondierenden Base oder umgekehrt. Der Vorteil an einem Puffersystem ist, dass sich trotz Zugabe von Säure oder Base sich der pH-Wert der Lösung kaum ändert. Der pH-Wert einer Pufferlösung kann durch die Henderson-Hasselbalch-Gleichung beschrieben werden.^[6]

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{s}} + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Säure}]} \quad (13)$$

1.6 Indikatoren

Indikatoren bestehen aus schwachen Säuren/Basen, bei denen sich protonierte und deprotonierte Form farblich unterscheiden. Wenn es sich um einen einfarbigen Indikator handelt, hat nur eine der Komponenten eine Farbe. Bei zweifarbigem Indikatoren hat sowohl die Base als auch die Säure eine Farbe. Wird der Indikator in eine saure beziehungsweise alkalische Lösung gegeben, so verschiebt sich jeweils das Säure-Base-Gleichgewicht des Indikators und verändert die Farbe der Lösung.^[6]

2. Versuch 1: pH-Wert Abschätzung und Bestimmung

2.0 Aufgabenstellung

Ziel des Versuches war es, den pH-Wert verschiedener Lösungen abzuschätzen und diese Vermutungen über eine Messung zu überprüfen.^[6]

2.1 Durchführung

Es wurden 10 Lösungen hergestellt oder vorbereitet:

0,1 molare Salzsäure; 0,01 molare Salzsäure; Leitungswasser; demineralisiertes Wasser; Natriumcarbonatlösung; Natriumhydrogencarbonatlösung; Natriumacetatlösung; Kaliumnitratlösung; Ammoniumchloridlösung und Hydroxilammoniumchloridlösung.

Die Salzlösungen wurden hergestellt, indem das entsprechende Salz in demineralisiertem Wasser gelöst wurde. Die Salzsäure-Proben wurden aus circa 12 molarer konzentrierter Salzsäure hergestellt.^[6]

2.2 Beobachtung

Jede Lösung war farblos, sie färbten jedoch das pH-Papier immer anders.

Tabelle 1: Farbe des pH-Papiers der zugehörigen Lösung.

	0,1 mol Salzsäure	0,01 mol Salzsäure	Leitungswasser	Demineralisiertes Wasser	Natriumcarbonat
pH-Papier Farbe	Rot	Rot	Grün	Grün	Blau
	Natriumhydrogen- carbonatlösung	Natriumacetat- lösung	Kaliumnitrat- lösung	Ammoniumchlorid- lösung	Hydroxyl- Ammoniumchlorid- lösung
pH- Papier Farbe	Türkis	Blau	Gelb	Gelb	Orange

2.3 Versuchsauswertung

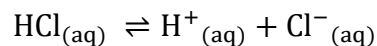
Es folgt eine Tabelle in welcher der geschätzte pH-Wert, der mit pH-Papier gemessene pH-Wert, der mit dem pH-Meter gemessene Wert und der pK_s -Wert aus der Literatur zu den verschiedenen Lösungen aufgetragen werden.

Tabelle 2: pH-Werte, geschätzt, gemessen mit pH-Papier, gemessen mit pH-Meter und der dazugehörige pK_s .^{[7],[8]}

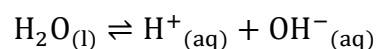
	0,1 Salzsäure	0,01 Salzsäure	Leitungswasser	Demineralisiertes Wasser	Natriumcarbonat
Geschätzt	1	2	7	6,5	9
pH-Papier	1	2	7	7	10
pH-Meter	2,3	2,5	6,2	6,2	8,6
pK_s -Wert	-7	-7	7	7	10,4

	Natriumhydrogen-carbonat	Natriumacetat	Kaliumnitrat	Ammoniumchlorid	Hydroxyl-ammoniumchlorid
Geschätzt	8	7,5	7	6	7
pH-Papier	8	9	6	6	5
pH-Meter	7,5	7,8	6,9	5,8	4,7
pK_s -Wert	6,5	4,8	-1,3	9,2	8,2

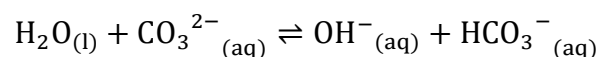
In Wasser deprotoniert Chlorwasserstoff; Die Lösung wird sauer:



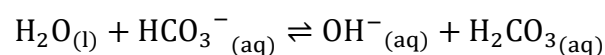
Wasser zerfällt zu Hydroxid-Anionen, sowie Oxoniumionen, hier vereinfacht als Protonen; Da Protonen und Hydroxid-Anionen in gleichem Verhältnis entstehen, ist Wasser neutral:



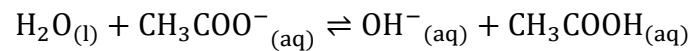
Die Carbonat-Anionen werden in wässriger Lösung, unter Bildung von Hydroxid-Anionen und Hydrogencarbonat-Anionen, protoniert; Die Lösung wird alkalisch:



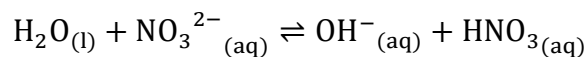
Die Hydrogencarbonat-Anionen kann noch weiter protoniert werden zu Kohlensäure. Diese Reaktion ist jedoch nicht sonderlich effizient, was den pH-Wert nahe am Neutralpunkt erklärt.



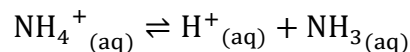
Die Carbonat-Anionen werden in wässriger Lösung, unter Bildung von Hydroxid-Anionen und Essigsäure, protoniert; Die Lösung wird leicht alkalisch.



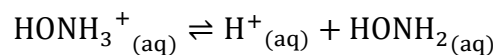
Die Nitrat-Anionen werden in wässriger Lösung protoniert, unter Bildung von Hydroxid-Anionen und Salpetersäure. Diese Reaktion ist jedoch nicht sonderlich effizient, was den pH-Wert nahe am Neutralpunkt erklärt.



Die Ammonium-Kationen werden in wässriger Lösung, unter Bildung von Ammoniak, deprotoniert; Die Lösung wird sauer.



Die Hydroxylammonium-Kationen werden in wässriger Lösung deprotoniert; Die Lösung wird sauer.

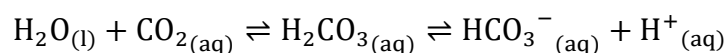


Da es sich bei Chlorwasserstoff um eine starke Säure handelt, lässt sich der pH-Wert nach der Formel (8) berechnen.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log_{10}([\text{HCl}]_0) \\ \text{pH} &= -\log_{10}\left(0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}\right) = 1 \end{aligned}$$

Der pH-Wert der 0,1 molaren Salzsäure beträgt 1 und der pH-Wert der 0,01 molaren Salzsäure beträgt 2.

In Leitungswasser befinden sich verschiedene Salze, in Süddeutschland vor allem Kalk, welche als Puffer dienen. Diese Salze fehlen in demineralisiertem Wasser, weshalb es anfällig für pH-Änderungen ist. Bereits der Kohlenstoffdioxid in der Luft reicht aus, um in demineralisiertem Wasser zu Kohlensäure zu reagieren, welche den pH-Wert leicht ins Saure verschiebt.



3. Versuch 2: Verwendung geeigneter Indikatoren

3.0 Aufgabenstellung

Ziel des Versuches war es, den Umschlagspunkt von Indikatoren zu bestimmen.^[6]

3.1 Durchführung

0,1 molare Salzsäure wurde in fünf Reagenzgläser gefüllt und der pH-Wert mit dem pH-Meter bestimmt. Darauf wurde in jeweils ein Reagenzglas Phenolorange, Phenolrot, Bromthymolblau, Phenolphthalein und Universalindikator gegeben. Der Versuch wurde analog mit 0,1 molarer Essigsäure, 0,1 molarer Ammoniaklösung und 0,1 molarer Natronlauge wiederholt.^[6]

3.2 Beobachtung

Bei Zugabe der Indikatoren in die verschiedenen Lösungen war teilweise eine Farbänderung der Indikatorlösung zu beobachten. Die entstandenen Farben können aus Tabelle 3 entnommen werden.

3.3 Auswertung

In folgender Tabelle 3 wurden die pH-Werte der jeweiligen Lösung und die Farbveränderungen der Indikatoren protokolliert.

Tabelle 3: Farben von Indikatoren in saurer und basischer Lösung.

	Salzsäure	Essigsäure	Ammoniak	Natronlauge
pH-Wert	1,8	3,1	8,9	10,9
Methylorange	rot	rot	orange	orange
Methylrot	Pink	pink	gelb	gelb
Bromthymolblau	gelb	gelb	dunkelblau	dunkelblau
Phenolphthalein	farblos	farblos	violett	violett
Universalindikator	Orange	pink	dunkelgrün	dunkelblau

Der Umschlagspunkt von Methylorange liegt laut diesem Versuch zwischen einem pH-Wert von 3,1 und 8,9 (lit. 3,1-4,4), genau wie der Umschlagspunkt von Methylrot (lit. 4,8-6,0). Auch der Umschlagspunkt von Bromthymolblau (lit. 6,0-7,6) und Phenolphthalein (lit. 8,2-10,0) liegt zwischen 3,1 und 8,9. Der Universalindikator hat mehrere Umschlagspunkte, da er aus mehreren Indikatoren besteht. So liegt ein Umschlagspunkt zwischen 1,8 und 3,1 ein weiterer zwischen 3,1 und 8,9 und ein dritter zwischen 8,9 und 10,9. Laut Literatur liegt der Umschlagspunkt von Methylorange zwischen 3,1 und 4,4. Der Umschlagspunkt von Methylrot

liegt zwischen 4,4 und 6,2. Der Umschlagspunkt von Bromthymolblau liegt zwischen 5,8 und 7,6. Der Umschlagspunkt von Phenolphthalein liegt zwischen 8,0 und 9,8. Da es sich beim Universalindikator um ein Indikatorgemisch handelt, liegen die Umschlagspunkte bei vielen verschiedenen pH-Werten.^{[1],[2],[3],[4],[9]}

3.4 Fehlerbetrachtung

Die Umschlagsbereiche in dem Versuch sind etwas entfernt von den Literaturwerten. Eine Möglichkeit dies zu verbessern, wäre den Versuch mit mehr Lösungen zu wiederholen, die die pH-Werte zwischen 3,1 und 8,9 dichter abdecken. So wären die Umschlagspunkte deutlich genauer zu bestimmen. Außerdem ist die Möglichkeit einer Messungenauigkeit des pH-Meters zu berücksichtigen.

4. Versuch 3: Titration von Essigsäure

4.0 Aufgabenstellung

Ziel des Versuches war es, die Stoffmenge an Essigsäure in einer Lösung über eine Titration zu bestimmen.^[6]

4.1 Durchführung

Es wurde eine Essigsäurelösung auf 100 ml verdünnt. Von dieser Lösung wurden 25 ml in einen Erlenmeyerkolben überführt, mit demineralisiertem Wasser auf 100 ml verdünnt und mit Phenolphthalein versetzt. Diese Analyselösung wurde bis zu einem Farbumschlag von rot zu blau mit 0,1 molarer Natronlauge titriert. Das verwendete Volumen an Natronlauge wurde dokumentiert und daraus die Stoffmenge berechnet.^[6]

4.2 Beobachtung

Bei Hinzugabe von Natronlauge in die farblose Analyselösung, bildeten sich violette Schlieren, welche sich schnell wieder entfärbten. Je mehr Natronlauge hinzugegeben wurde desto länger brauchten die Schlieren, um sich wieder zu entfärben. Nachdem insgesamt 8,4 ml Natronlauge hingegeben wurden, verfärbte sich die gesamte Analyselösung violett und entfärbte sich nicht mehr.

4.3 Auswertung

Die Stoffmenge an Essigsäure entspricht der Stoffmenge an Natronlauge, da es sich um eine einprotonige Säure handelt und eine Natronlauge ein Proton aufnehmen kann.

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = n_{\text{NaOH}} \quad (14)$$

$$n_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \quad (15)$$

In Gleichung (14) kann Gleichung (15) eingesetzt werden, um Gleichung (16) zu erhalten. Mit dieser kann die Stoffmenge der Essigsäure errechnet werden:

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \quad (16)$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,1 \frac{\text{mmol}}{\text{ml}} \cdot 8,4 \text{ ml}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,84 \text{ mmol}$$

Da aber nur 25 ml der anfänglichen 100 ml titriert wurden, muss sie Stoffmenge vervierfacht werden.

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot 4 = 0,84 \text{ mmol} \cdot 4 = 3,36 \text{ mmol}$$

Die Sollstoffmenge betrug 3,421 mmol.

$$\left| \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}} - n_{\text{Soll}}}{n_{\text{Soll}}} \right| \cdot 100\% = \text{Abweichung} \quad (17)$$

$$\left| \frac{3,36 \text{ mmol} - 3,421 \text{ mmol}}{3,421 \text{ mmol}} \right| \cdot 100\% \approx 1,78\%$$

Die Abweichung betrug, aufgrund einer Untertitration ca. 1,78%.

Der Start-pH-Wert wird mit der Gleichung (10) berechnet:

$$\text{pH}_{\text{Start}} = \frac{1}{2} (\text{pK}_s (\text{CH}_3\text{COOH}) - \log (n_{\text{CH}_3\text{COOH}})) \quad (10)$$

$$\text{pH}_{\text{Start}} = \frac{1}{2} (4,8 - \log_{10}(0,00336))$$

$$\text{pH}_{\text{Start}} \approx 3,637$$

Für die Berechnung des Äquivalenzpunkt ist der Zusammenhang, dass am Äquivalenzpunkt die gleiche Stoffmenge an Säure wie Base vorliegt. Daraus ergibt sich die Gleichung:

$$\text{pH}_{\text{äqui}} = 14 - \frac{1}{2} (14 - \text{pK}_s (\text{CH}_3\text{COOH}) - \log (n_{\text{CH}_3\text{COOH}})) \quad (10)$$

$$\text{pH}_{\text{äqui}} = 14 - \frac{1}{2} (14 - 4,8 - \log_{10} (0,00336))$$

$$\text{pH}_{\text{äqui}} \approx 8,163$$

Im Pufferpunkt ist die Stoffmenge an Säure und der korrespondierenden Base, hier Essigsäure und das Acetat-Anion, gleich groß. Wird dies in die Gleichung (12) eingesetzt ergibt sich:

$$\text{pH} = \text{pK}_s (\text{CH}_3\text{COOH}) + \log_{10} \left(\frac{1}{1} \right) \quad (12)$$

$$\text{pH} = 4,8 + \log_{10} \left(\frac{1}{1} \right)$$

$$\text{pH} = 4,8 + 0 = 4,8$$

Der Pufferpunkt hat einen pH-Wert von 4,8.

Werden alle diese Punkte aufgetragen, ergibt sich eine schematische Titrationskurve von Essigsäure.

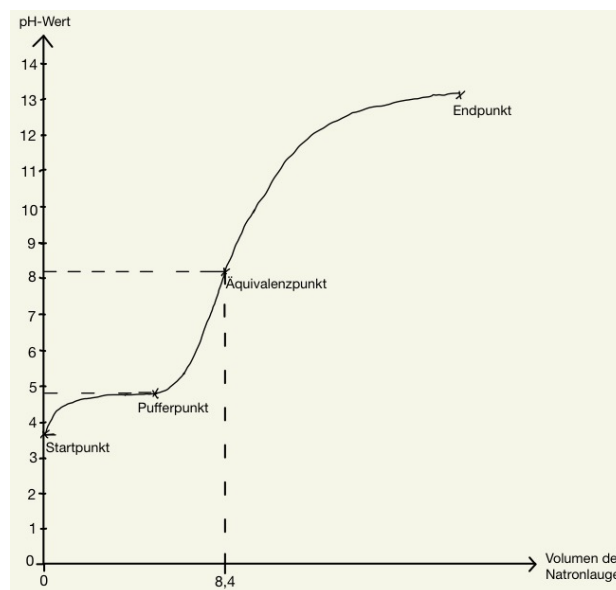


Abbildung 1: Titrationskurve von Essigsäure.

5. Versuch 4: Berechnung einer Pufferlösung

5.0 Aufgabenstellung

Durch die Henderson-Hasselbach-Gleichung soll die maximale Pufferwirkung bei vorgegebenem pH-Wert berechnet werden. Aus 0,1 molarer Essigsäure und Natriumacetat soll eine Puffermischung hergestellt werden deren maximaler pH-Wert bei 5,5 liegt. Dafür soll die Konzentration der benötigten Natriumacetatlösung in 10 ml der Essigsäure berechnet werden und die dafür notwendige Menge an Natriumacetattrihydrat.^[6]

5.1 Berechnung

Die Henderson-Hasselbach-Gleichung lautet wie folgt:

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log\left(\frac{[\text{Base}]}{[\text{Säure}]}\right) \quad (14)$$

Diese Gleichung nun nach der gesuchten Größe, der Konzentration der Base, umgeformt werden.

$$\log[\text{Base}] = \log 10^{\text{pH}} - \log 10^{\text{p}K_s} + \log [\text{Säure}] \quad (15)$$

Da alle anderen Größen bekannt sind, kann nun die erforderliche Konzentration der Base berechnet werden. Mit einem pH-Wert von 5,5, einem $\text{p}K_s$ -Wert von 4,75, und einer Konzentration der Säure von $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

$$\log[\text{Base}] = \log 10^{5,5} - \log 10^{4,75} + \log\left[0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right] = -0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad (16)$$

$$[\text{Base}] = 10^{-0,25} = 0,56 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad (17)$$

Die nötige Konzentration von Natriumacetat beträgt $0,56 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$. Um nun die benötigte Masse an Natriumacetattrihydrat zu berechnen. Muss erstmal die Konzentration mit dem Volumen der Lösung multipliziert werden, um die Teilchenmenge in mol zu berechnen.

$$0,56 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,0056 \text{ mol} \quad (18)$$

Wird die molare Masse von Natriumacetattrihydrat mit der Teilchenmenge multipliziert, kann die benötigte Masse in Gramm berechnet werden.^[5]

$$136 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,0056 \text{ mol} = 0,76 \text{ g} \quad (19)$$

Die benötigte Masse an Natriumacetattrihydrat beträgt 0,76 g.

6. Zusammenfassung

Bei Versuch 1 wurden pH-Werte zuerst geschätzt und danach mit verschiedenen Messmethoden nachgewiesen.

In Versuch 2 wurden verschiedene Indikatoren verwendet in verschiedene Lösungen gegeben, um deren Umschlagpunkte möglichst genau zu bestimmen. Dabei traten leichte Abweichungen von den Literaturwerten auf.

Bei Versuch 3 sollte die Stoffmenge einer Essigsäurelösung mit Hilfe einer Titration mit Natronlauge bestimmt werden. Es wurden 8,4 ml Natronlauge benötigt und die berechnete Stoffmenge Essigsäure betrug 3,36 mmol beziehungsweise 0,00336 mol. Es wurde leicht übertitriert und die Abweichung betrug 1,78%. Außerdem wurde zum Versuch 3 eine Titrationskurve erstellt, in der Pufferpunkt und Äquivalenzpunkt dokumentiert wurden.

Bei Versuch 4 handelte es sich um einen theoretischen Versuch, bei dem die benötigte Masse Natriumacetat trihydrat berechnet werden sollte, um eine geeignete Pufferlösung zu erstellen. Diese betrug 0,76 g.

7. Quellen

[1]<https://www.chemie.de/lexikon/Methylorange.html#:~:text=Methylorange%20wird%20als%20Säure-Base,von%20rot%20nach%20gelborange%20um> (abgerufen am 22.01.2023 um 10:02 Uhr)

[2]<https://www.chemie.de/lexikon/Methylrot.html#:~:text=Die%20Farbe%20von%20wässrigen%20Methylrotlösungen,2%20verfärbt%20sich%20Methylrot%20orange> (abgerufen am 22.01.2023 um 10:04 Uhr)

[3][https://www.chemie.de/lexikon/Bromthymolblau.html#:~:text=6%20einfachen%20Schritten-,Eigenschaften,%2C0\)%20sind%20grün%20gefärbt.](https://www.chemie.de/lexikon/Bromthymolblau.html#:~:text=6%20einfachen%20Schritten-,Eigenschaften,%2C0)%20sind%20grün%20gefärbt.) (abgerufen am 22.01.2023 um 10:08 Uhr)

[4] <https://studyflix.de/chemie/phenolphthalein-3177> (abgerufen am 22.01.2023 um 10:15 Uhr)

[5]https://www.merckmillipore.com/DE/de/product/Sodium-acetate-trihydrate,MDA_CHEM-106267 (abgerufen am 22.01.2023 um 10:23 Uhr)

[6] I. Hartenbach IP-Skript Stuttgart Wintersemester 2022/2023

[7]<http://www.msina.de/Schule/Chemie/Glossar/pKS-Werte/pks-werte.html> (abgerufen am 20.01.2023 um 15:53)

[8]<https://www.periodensystemonline.de/index.php?show=list&sel=abc&selector=all&element=N&kat=1&ntr=1&an=1&prop=pKS-Werte> (abgerufen am 22.01.2023 um 15:03)

[9]<http://www.bdsoft.de/demo/index.htm?/demo/chemie/lexikon/p/ph-indikator.htm> (abgerufen am 24.01.2023 um 14:09)