



PROTOKOLL ANALYTIK

Versuch 1.2

Fällungstitation

Bestimmung des Chloridgehaltes in Leitungswasser
(Konduktometrie und Potentiometrie)

Gruppe 2.4 (BCUC4)

Teilnehmer:

Willy Messerschmidt
Roman-Luca Zank

Datum der Versuchsdurchführung: 06.07.2020

Abgabedatum: 10.07.2020

Merseburg den 10.07.2020

Inhaltsverzeichnis

1	Einleitung	2
2	Theorie	2
3	Geräte und Chemikalien	4
4	Durchführung	4
5	Ergebnisse und Berechnungen	6
6	Diskussion	9
7	Fehlerbetrachtung	9
	Anhang	10
	Literaturverzeichnis	14

1 Einleitung

Ein hoher Chloridgehalt im Trink-, sowie Brauchwasser kann aufgrund von Geschmacksbeeinträchtigung bei der Herstellung von Getränken wie Tee oder Kaffee unerwünscht sein. Für eisenhaltige Metalle können zu hohe Chloridgehalte sogar korrosiv wirken. Die Herkunft von erhöhten Chloridgehalten kann in Abwässern, Düngemitteln oder auch Fäkalien liegen. Unter der Voraussetzung, dass das Trinkwasser nicht korrosiv wirken sollte, gilt es, laut Trinkwasserverordnung, einen Grenzwert von $250 \frac{\text{mg}}{\text{L}}$ Chlorid einzuhalten.

Im Praktikum wird eine Leitungswasserprobe mittels Argentometrie auf diesen Grenzwert untersucht. Für die Titration werden die Messmethoden der Konduktometrie und Potentiometrie angewandt. Im Protokoll sind dabei verschiedene Methoden für Äquivalenzpunktbestimmung darzustellen.

2 Theorie

Für die Bestimmung des Äquivalenzpunktes einer argentometrischen Fällungstitration kann auf die Methodiken der Konduktometrie oder der Potentiometrie gesetzt werden. Hierbei werden sprunghafte Änderungen der Leitfähigkeit oder des gemessenen Potentials genutzt um den Äquivalenzpunkt zu bestimmen. Mit Hilfe dieses Punktes ist es beispielsweise möglich den Gehalt von Chlorid in einer Wasserprobe zu bestimmen.

Löslichkeit und Löslichkeitsprodukt

Das Löslichkeitsprodukt K_L ist das Produkt der Aktivitäten des zu untersuchenden Salzes in einer gesättigten Elektrolytlösung. Es ist abhängig von Druck, Temperatur und der Art des Lösemittels. Berechnet wird es mit der folgenden Gleichung:

Löslichkeitsprodukt:

$$K_L = \gamma (A^{b+})^a \cdot \gamma (A^{a-})^b \quad (1)$$

Die Löslichkeit L beschreibt die temperaturabhängige Eigenschaft eines Stoffes sich homogen in einer Flüssigkeit aufzulösen.

Löslichkeit:

$$L = \gamma (A_m B_n) = \frac{1}{m} \cdot A^{n+} = \frac{1}{n} \cdot B^{m-} \quad (2)$$

Die Löslichkeit eines Salzes kann aus dem Löslichkeitsprodukt K_L berechnet werden.

$$L = \sqrt[m+n]{\frac{K_L}{m^m \cdot n^n}} \quad (3)$$

Nernst'sche Gleichung

Die NERNST'sche Gleichung beschreibt das Potential einer Elektrode, bei welcher das Redoxsystem an der Elektrode potentialbestimmend ist. Sie kann für die Erklärung des Lösungsdrucks von Metallen, Redoxpotentialen, des pH-Wertes oder der Theorie der Elektrolyse herangezogen werden. [1]

$$E = E_0 + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \left(\frac{\gamma_{\text{ox}}}{\gamma_{\text{red}}} \right) \quad (4)$$

Konduktometrie

Die Konduktometrie beschreibt elektro-analytische Methoden zur Verfolgung von Reaktionsabläufen. Dies erfolgt durch die Messung der elektrischen Leitfähigkeit κ , welche von der Ladung und der Konzentration an frei beweglichen Ionen abhängig ist. Hierfür wird an zwei gleiche Elektroden eine Wechselspannung angelegt und diese in die zu untersuchenden Lösung eingetaucht. Ein hochohmiges Messgerät ist nun in der Lage die elektrische Leitfähigkeit der Lösung zu bestimmen.

In der Konduktometrie ergibt sich das Sinken der Leitfähigkeit aus der Reaktion der Maßlösung mit der Analysenlösung, was der Lösung frei bewegliche Ionen entzieht. Nach dem Erreichen des Äquivalenzvolumens, steigt die elektrische Leitfähigkeit wieder an. Das geschieht durch die Zunahme an frei beweglichen Ionen der Maßlösung, welche ohne den fehlenden Analyten nicht mehr abreagieren können.[2]

Das Äquivalenzvolumen lässt sich am Tiefpunkt des aufgezeichneten Graphen feststellen.

Potentiometrie

Bei der Potentiometrie handelt es sich ebenfalls um ein elektro-analytisches Verfahren, welches jedoch im Gegensatz zu Konduktometrie, Rückschlüsse auf die Aktivitäten von Komponenten in einer Elektrolytlösung zulässt. Hierfür wird mittels Indikator- und Referenzelektrode stromlos das Potential der Lösung während der Titration mit einer Maßlösung gemessen. Die angezeigte Potentialdifferenz, setzt sich dabei aus dem bekannten Elektrodenpotential, der Referenzelektrode und dem Elektrodenpotential an der Indikatorelektrode zusammen. Da sich die Konzentration von Ionen und mit ihr die Potentialdifferenz am Äquivalenzpunkt signifikant ändert (siehe NERNST'sche Gleichung), lässt sich über diesen Wendepunkt das Äquivalenzvolumen bestimmen. Dieser Punkt beschreibt den Endpunkt der Titration und kann rechnerisch beispielsweise über die KOLTHOFF-HAHN-Gleichung bestimmt werden.[3]

Biamperometrische und bivoltametrische Indikation

Die bivoltametrische Indikation beschreibt die Messung der Spannung über einer konstanten Stromstärke. Die amperometrische Indikation hingegen erfolgt durch die Messung der Stromstärke über einer konstanten Spannung. In beiden Fällen handelt es sich hierbei um die Indikation mittels stromdurchflossenen Elektroden. Gerade wenn die Potentiometrie nicht ausreichend für die Untersuchung ist, beispielsweise aufgrund von gehemmten Elektrodenreaktionen, kann mit diesen Methoden dennoch eine Indikation erfolgen.

In beiden Fällen der Indikation ist die Auswertung der Messdaten mittels *Knickpunktverfahren* möglich. Alternative grafische Methoden sind unter den Bezeichnungen *Kreismethode nach Tubbs*, *Tangentenmethode* oder *differenzierte Titrationskurve* zu finden.

3 Geräte und Chemikalien

Geräte:

- Vollpipetten ($V=50\text{ mL}$ & 100 mL)
- Bechergläser
- Rührfisch mit Magnetrührer
- Konduktometer mit Leitfähigkeitselektrode
- pH-Meter mit Silber-Einstabmesskette (MICROPROCESSOR PH 539)
- Elektronische Bürette TITRONIC 97/20

Proben/Chemikalien:

- Leitungswasserprobe
- Destilliertes Wasser
- Silbernitratlösung ($c = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$)

4 Durchführung

Der Versuch begann mit dem Einschalten der elektronischen Bürette und des Leitfähigkeitsmessgerätes. Es wurde ohne Temperaturkorrektur durch das Messgerät gearbeitet. Die Messsonde wurde mit destilliertem Wasser gespült und in das Stativ eingespannt. Die Einstellungen an der elektronischen Bürette wurden beibehalten. An dieser Stelle wurden mittels einer Vollpipette exakt 100 mL der Wasserprobe abgemessen und zusammen mit einem Rührfisch in ein Becherglas mit einem Volumen von 125 mL eingefüllt. Das Becherglas wurde auf dem Magnetrührer platziert und die Elektrode herabgesenkt bis selbige ausreichend in die Lösung eingetaucht war. Es ist wichtig dass über dem Rührfisch genügend Raum bleibt um die Sonde gut eintauchen zu können. Das Drücken der Start-Taste an der elektronischen Bürette startet die Zugabe der $0,01$ molaren Silbernitratlösung. Diese wird durch die automatische Bürette alle 15 Sekunden in Portionen von $0,5\text{ mL}$ zugegeben, bis ein Gesamtvolumen von 20 mL eingebracht wurde. Nach dem Einspritzen der Silbernitratlösung wurde immer 10 Sekunden gewartet, bis der Messwert vom Messgerät abgelesen wurde. Dieser Ablauf wurde 3 mal wiederholt, wobei für jede neue Wasserprobe ein frisches Becherglas genutzt wurde. Dann erfolgte der Wechsel von Sonde und Messgerät. Die Leitfähigkeitssonde wurde gespült und wieder in destilliertes Wasser getaucht, während die Silber-Silberchlorid-Elektrode als Einstabmesskette in das Stativ eingespannt wurde. Das Leitfähigkeitsmessgerät wurde aus- und das pH-Meter zur Messung der Potentialdifferenz eingeschaltet. Für die Potentiometrische Indikation wurden je nur 50 mL Wasserprobe abgemessen. Da die Elektrode nicht vom rotierenden Rührfisch getroffen werden darf und die Silberelektrode doch bis über das innen-liegende Diaphragma eingetaucht sein muss, wurden auch entsprechend kleinere Bechergläser genutzt. Aus den vorangegangenen

konduktometrischen Messungen konnte geschlossen werden, dass der Äquivalenzpunkt bei etwa 3,5 mL Silbernitratlösung zu erwarten war. Die insgesamt zutitrierte Menge wurde daher an der elektronischen Bürette von den zuvor 20 mL, auf 10 mL herabgesetzt. Dies geht mit einer großen Zeitersparnis und der Einsparung von Chemikalien einher. Wiederum wurden die Werte nach 10 Sekunden abgelesen und notiert. Auch diesmal wurde eine Dreifachbestimmung vorgenommen.

Nach Abschluss der Messungen wurden alle silberhaltigen Abfälle in einen Sammelbehälter entsorgt und die Geräte abgewaschen. Die Silberelektrode wurde, wie die Leitfähigkeitssonde auch, in ein Becherglas mit destilliertem Wasser gehangen um dem Austrocknen vorzubeugen.

Eine Bestimmung des Korrekturfaktors musste aus Zeitgründen entfallen.

5 Ergebnisse und Berechnungen

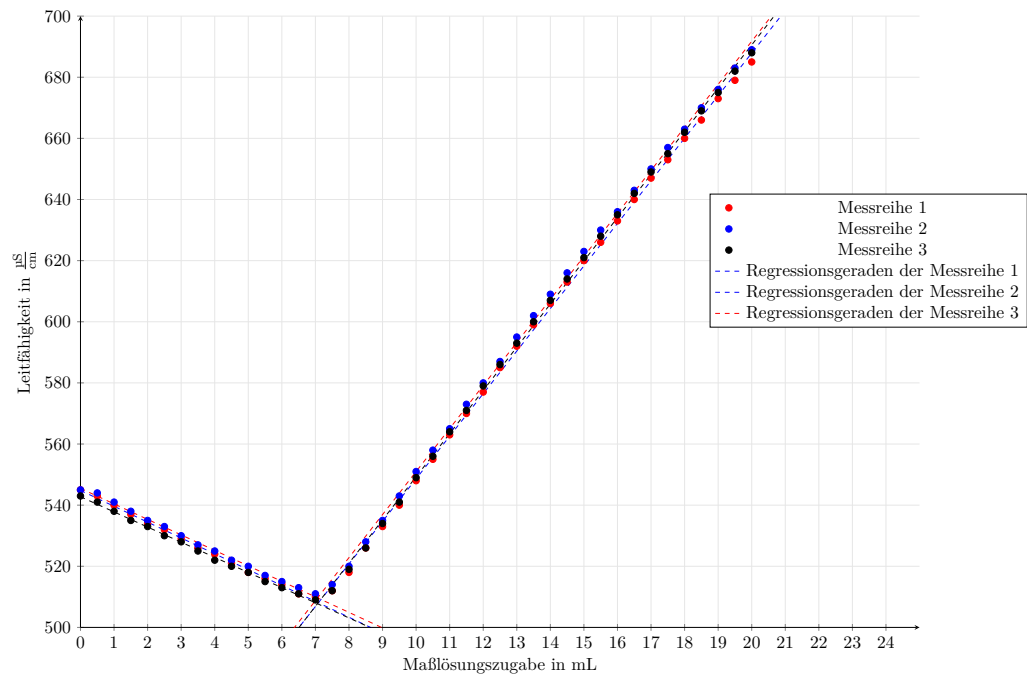


Abb. 1: Leitfähigkeiten in Abhängigkeit der Maßlösungszugabe

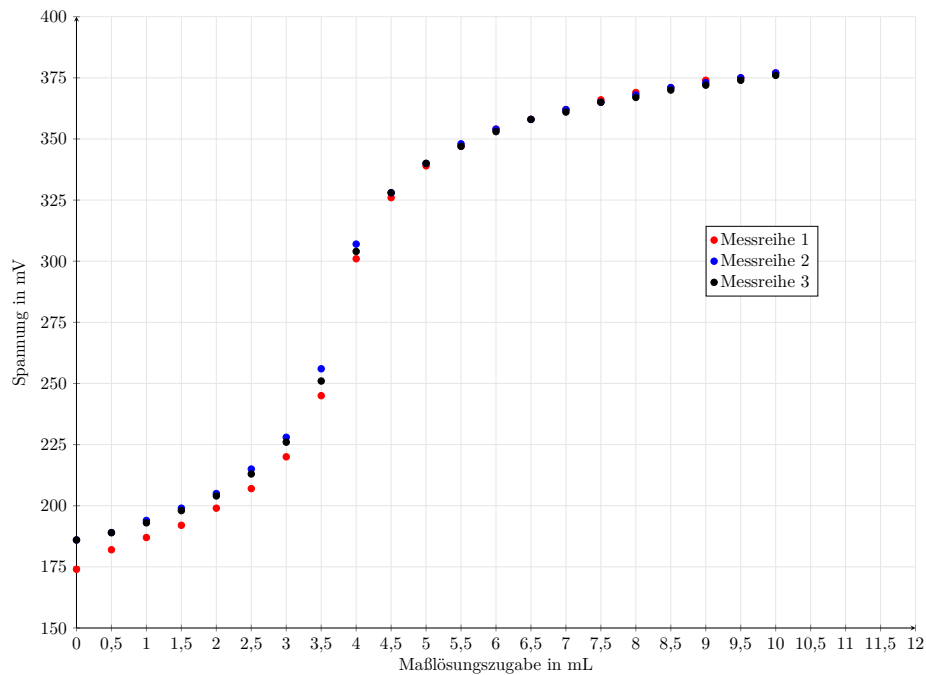


Abb. 2: Spannungen in Abhängigkeit der Maßlösungszugabe

Tab. 1: Geradengleichungen der Messreihen 1 bis 3 für die Konduktometrie

	Reaktionsgerade (links)	Überschussgerade (rechts)	R_1^2	R_2^2	Äquivalenzvolumen
Messreihe 1	$\kappa_{11} = -5,186 \cdot V + 544,817$	$\kappa_{12} = 13,928 \cdot V + 409,343$	0,999	1,000	7,137 mL
Messreihe 2	$\kappa_{21} = -5,071 \cdot V + 545,483$	$\kappa_{22} = 14,077 \cdot V + 410,221$	0,999	1,000	7,113 mL
Messreihe 3	$\kappa_{31} = -4,957 \cdot V + 542,750$	$\kappa_{32} = 14,129 \cdot V + 407,993$	0,999	1,000	7,110 mL

Berechnung des Äquivalenzvolumens über Konduktometrie:

Es werden die jeweiligen Regressionsgeraden gleichgesetzt und nach den Volumina umgestellt. Die Regressionsgeraden finden sich in der Tabelle 1.

Das Äquivalenzvolumen bezieht sich auf 100 mL Probe.

$$\begin{aligned}
 \kappa_{11} &= \kappa_{12} \\
 m_{11} \cdot V_{\text{äq}} + n_{11} &= m_{12} \cdot V_{\text{äq}} + n_{12} \\
 V_{\text{äq}} &= \frac{n_{12} - n_{11}}{m_{11} - m_{12}} \cdot f_{\text{kor}} \\
 V_{\text{äq}} &= \frac{409,343 \frac{\mu\text{S}}{\text{cm}} - 544,817 \frac{\mu\text{S}}{\text{cm}}}{-5,186 \frac{\mu\text{S}}{\text{cm} \cdot \text{mL}} - 13,928 \frac{\mu\text{S}}{\text{cm} \cdot \text{mL}}} \cdot 1,007 \\
 &= \underline{7,137 \text{ mL}}
 \end{aligned} \tag{5}$$

Berechnung des Äquivalenzvolumens über Potentiometrie nach Kolthoff-Hahn:

Das Äquivalenzvolumen bezieht sich auf 50 mL Probe.

$$\begin{aligned}
 V_{\text{äq}} &= \left(V' + \frac{\Delta V \cdot (\Delta E_{\text{max}} - E_{\text{vor}})}{2 \cdot \Delta E_{\text{max}} - \Delta E_{\text{vor}} + \Delta E_{\text{nach}}} \right) \cdot f_{\text{kor}} \\
 &= \left(3,5 \text{ mL} + \frac{0,5 \text{ mL} \cdot (56 \text{ mV} - 25 \text{ mV})}{2 \cdot 56 \text{ mV} - 25 \text{ mV} + 25 \text{ mV}} \right) \cdot 1,007 \\
 &= \underline{3,664 \text{ mL}}
 \end{aligned} \tag{6}$$

Berechnung des Chloridgehaltes:

$$\begin{aligned}
 \beta_{\text{Cl}} &= \frac{V_{\text{äq}} \cdot f_{\text{stöch}}}{V_{\text{Probe}}} \\
 \beta_{\text{Cl},1,\text{kondukt.}} &= \frac{7,137 \text{ mL} \cdot 0,354 \, 53 \frac{\text{mg}}{\text{mL}}}{100 \text{ mL}} \\
 &= \underline{25,304 \frac{\text{mg}}{\text{mL}}}
 \end{aligned} \tag{7}$$

Berechnung des Mittelwertes:

$$\bar{x} = \frac{\sum_{n=1}^N x_n}{N} \tag{8}$$

$$\begin{aligned}
 \bar{x} &= \frac{25,304 \frac{\text{mg}}{\text{L}} + 25,219 \frac{\text{mg}}{\text{L}} + 25,206 \frac{\text{mg}}{\text{L}}}{3} \\
 &= \underline{25,243 \frac{\text{mg}}{\text{L}}}
 \end{aligned} \tag{9}$$

Tab. 2: Zusammengefasste Äquivalenzvolumina und Chloridgehalte der Konduktometrie und der Potentiometrie

	Konduktometrie			Potentiometrie		
	$V_{\text{äq}}$ in [mL]	β_{Cl} in $\frac{\text{mg}}{\text{L}}$		$V_{\text{äq}}$ in [mL]	β_{Cl} in $\frac{\text{mg}}{\text{L}}$	
Messreihe 1	7,137	25,304		3,664	25,979	
Messreihe 2	7,113	25,219		3,646	25,855	
Messreihe 3	7,110	25,206		3,659	25,943	
Mittelwert	7,120	25,243		3,656	25,926	

Berechnung der Standardabweichung:

$$\begin{aligned}
 s &= \sqrt{\frac{\sum_{n=1}^N (x_n - \bar{x})^2}{N - 1}} \\
 &= \sqrt{\frac{(25,304 \frac{\text{mg}}{\text{L}} - 25,243 \frac{\text{mg}}{\text{L}})^2 + (25,219 \frac{\text{mg}}{\text{L}} - 25,243 \frac{\text{mg}}{\text{L}})^2 + (25,206 \frac{\text{mg}}{\text{L}} - 25,243 \frac{\text{mg}}{\text{L}})^2}{2}} \\
 &= \underline{5,335 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mg}}{\text{L}}}
 \end{aligned} \tag{10}$$

Berechnung des Vertrauensintervalls:

$$\begin{aligned}
 \text{conf}(\bar{x}) &= \bar{x} \pm \frac{t}{\sqrt{N}} \cdot s \\
 &= 25,243 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \pm \frac{2,920}{\sqrt{3}} \cdot 5,335 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mg}}{\text{L}} \\
 &= \underline{25,243 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \pm 8,994 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mg}}{\text{L}}}
 \end{aligned} \tag{11}$$

Grenzwerttest:

$$\begin{aligned}
 t_{\text{emp}} &= \frac{\bar{x} - x_{\text{Grenz}}}{s} \cdot \sqrt{N} \\
 &= \frac{25,243 \frac{\text{mg}}{\text{L}} - 250 \frac{\text{mg}}{\text{L}}}{5,335 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mg}}{\text{L}}} \cdot \sqrt{3} \\
 &= \underline{-7,297 \cdot 10^3}
 \end{aligned} \tag{12}$$

$$\begin{aligned}
 t_{\text{emp}} &< -t_{\text{crit}} \\
 -7,297 \cdot 10^3 &< -2,920
 \end{aligned}$$

wahre Aussage

Relative Standardabweichung:

$$\begin{aligned}
 s_{\text{rel}} &= \frac{s}{\bar{x}} \\
 &= \frac{5,335 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mg}}{\text{L}}}{25,243 \frac{\text{mg}}{\text{L}}} = \underline{0,002}
 \end{aligned} \tag{13}$$

6 Diskussion

Aus den Daten der konduktometrischen Indikation konnten die Reaktions- und Überschussgerade (siehe Abb. 1) mit einem Bestimmtheitsmaß von mindestens 0,999 (vgl. Tab. 1) erhalten werden. Deren Schnittpunkt erlaubt, durch Fällung des Lotes auf die Abzisse, das Ablesen des verbrauchten Volumens an Maßlösung. In diesem Falle wurde das Äquivalenzvolumen aber berechnet (vgl. Gl.(5)). Es ergibt sich dafür im Mittel 7,120 mL für 100 mL der Wasserprobe.

Aus den Daten der potentiometrischen Indikation wurde der Äquivalenzpunkt durch das numerische Verfahren nach Kolthoff-Hahn bestimmt (vgl. Gl. (6)). Für das Probenvolumen von 50 mL wurde ein mittleres Äquivalenzvolumen von 3,656 mL für 100 mL erhalten. Zur besseren Vergleichbarkeit lässt sich dieses auf ein Probenvolumen von 100 mL umrechnen. Für 100 mL ergibt sich ein Äquivalenzvolumen von 7,312 mL. Die Messdaten der potentiometrischen Indikation sind in Abb. 2 graphisch aufbereitet. Es fällt auf, dass die Messpunkte im unteren Bereich etwas weiter streuen. Die Ursache dafür wird beim Messgerät vermutet, da sich die relative Abweichung um einen konstanten Messfehler, bei niedrigen Potentialen deutlich stärker auswirkt.

Aus den Äquivalenzvolumina kann, wie in Gl. (7) dargestellt, der Chloridgehalt der untersuchten Wasserprobe berechnet werden. Die Mittelwerte des Chloridgehaltes liegen bei $25,243 \frac{\text{mg}}{\text{L}}$ und $25,926 \frac{\text{mg}}{\text{L}}$.

Die Einhaltung des Grenzwertes für Chlorid im Trinkwasser von $250 \frac{\text{mg}}{\text{L}}$, wird durch einen Grenzwertest bewiesen.

Die drei Messreihen liegen, wie in den Abbildungen 1 und 2 zu sehen ist, sowohl bei der Konduktometrie als auch bei der Potentiometrie, sehr nah bei einander. Die Messungen sind daher äußerst Präzise und wiederholgenau. Dafür sprechen auch die relativen Standardabweichungen von nur rund 0,002. Die berechneten Chloridgehalte weichen nur um 1,5% voneinander ab. Damit erweisen sich sowohl die konduktometrische als auch die potentiometrische Indikation als gut geeignet um den Äquivalenzpunkt bei argentometrischen Untersuchungen anzuzeigen.

7 Fehlerbetrachtung

Die Verwendung der elektronischen Bürette eliminiert ein großes Fehlerpotential gegenüber der manuellen Zugabe der Maßlösung. Auch die digitale Anzeige an den Messgeräten lässt keine Ablesefehler zu. Die größten Fehlerquellen werden daher in den Verunreinigungen der Geräte und im Abmessen der Probenvolumina vermutet.

Sowohl der Korrekturfaktor f_{korr} als auch $f_{\text{stöch}}$ waren gegeben und wurden nicht selbst bestimmt. Diese könnten vom wahren Wert abweichen und damit einen systematischen Fehler einführen, der die Richtigkeit der Ergebnisse kompromittiert.

Anhang

Praktikum:

- ☐ BAC/2.Sem.: "Analytik"
☒ BCUC/4.Sem.: "Analytik"
☐ BCUU/4.Sem.: "Analytik"
☐ BWIWU/4.Sem.: "Analytik"

- ☐ Protokoll genehmigt
☐ Protokoll korrigieren
☐ Rücksprache erbitten
☐ Protokoll registriert

PROTOKOLL

Versuch: 1.2 Volumetrische Methoden/ Fällungstitration/ Argentometrie
 Chloridbestimmung (konduktometrisch, potentiometrisch)

Analysenproben:

A1k: Leitungswasser konduktometrisch

A1p: Leitungswasser potentiometrisch

A2:

Kalibrierung:

Messgerät: Kalibrierung entfällt

Maßlösung: 0,01 mol l⁻¹ AgNO₃; f_{STÖCH}: 0,3545 mg ml⁻¹ Cl; f_{KORR}: 1,007

Messergebnisse:

Verbrauch V der Maßlösung (ml) und Gehalt X _G (mg l ⁻¹)								
Probe	Vorlage V _{TEST}	Teilprobe 1 v1 X _{G,1}		Teilprobe 2 v2 X _{G,2}		Teilprobe 3 v3 X _{G,3}		\bar{x}_G
A1k	100 ml	7,137	25,304	7,113	25,219	7,110	25,206	25,243
A1p	50 ml	3,664	25,579	3,646	25,855	3,659	25,943	25,926
A2								

Analysenergebnisse und statistische Bewertung

Statistik der mittleren Chloridgehalte \bar{x}_G , mg l ⁻¹									
Probe	N	\bar{v}	\bar{x}_G	±SG	cnf(\bar{x}_G)	\bar{x}_{GRENZ}	t _{EMP}	t _{CRIT}	Entscheidung
A1k	3	7,120	25,243	0,05	± 0,09	250	-7297	-2,92	Grenzwert eingehalten
A1p	3	3,656	25,926	0,06	± 0,10	250	-6096	-2,92	Grenzwert eingehalten
A2									

Signifikanz im statistischen Test durch Sternsymbol (*) bei t_{CRIT} anzeigen; Testergebnis unter "Entscheidung" kommentieren.

Tab. 3: Messwerte Konduktometrie

Messreihe 1		Messreihe 2		Messreihe 3	
0,0	545	0,0	545	0,0	543
0,5	543	0,5	544	0,5	541
1,0	540	1,0	541	1,0	538
1,5	537	1,5	538	1,5	535
2,0	534	2,0	535	2,0	533
2,5	532	2,5	533	2,5	530
3,0	529	3,0	530	3,0	528
3,5	526	3,5	527	3,5	525
4,0	524	4,0	525	4,0	522
4,5	521	4,5	522	4,5	520
5,0	518	5,0	520	5,0	518
5,5	516	5,5	517	5,5	515
6,0	514	6,0	515	6,0	513
6,5	511	6,5	513	6,5	511
7,0	510	7,0	511	7,0	509
7,5	512	7,5	514	7,5	512
8,0	518	8,0	520	8,0	519
8,5	526	8,5	528	8,5	526
9,0	533	9,0	535	9,0	534
9,5	540	9,5	543	9,5	541
10,0	548	10,0	551	10,0	549
10,5	555	10,5	558	10,5	556
11,0	563	11,0	565	11,0	564
11,5	570	11,5	573	11,5	571
12,0	577	12,0	580	12,0	579
12,5	585	12,5	587	12,5	586
13,0	592	13,0	595	13,0	593
13,5	599	13,5	602	13,5	600
14,0	606	14,0	609	14,0	607
14,5	613	14,5	616	14,5	614
15,0	620	15,0	623	15,0	621
15,5	626	15,5	630	15,5	628
16,0	633	16,0	636	16,0	635
16,5	640	16,5	643	16,5	642
17,0	647	17,0	650	17,0	649
17,5	653	17,5	657	17,5	655
18,0	660	18,0	663	18,0	662
18,5	666	18,5	670	18,5	669
19,0	673	19,0	676	19,0	675
19,5	679	19,5	683	19,5	682
20,0	685	20,0	689	20,0	688

Tab. 4: Messwerte Konduktometrie

Messreihen 1			ΔE_1	Messreihen 2			ΔE_2	Messreihen 3			ΔE_3
0,0	174	-		0,0	186	-		0,0	186	-	
0,5	182	8		0,5	189	3		0,5	189	3	
1,0	187	5		1,0	194	5		1,0	193	4	
1,5	192	5		1,5	199	5		1,5	198	5	
2,0	199	7		2,0	205	6		2,0	204	6	
2,5	207	8		2,5	215	10		2,5	213	9	
3,0	220	13		3,0	228	13		3,0	226	13	
3,5	245	25		3,5	256	28		3,5	251	25	
4,0	301	56		4,0	307	51		4,0	304	53	
4,5	326	25		4,5	328	21		4,5	328	24	
5,0	339	13		5,0	340	12		5,0	340	12	
5,5	347	8		5,5	348	8		5,5	347	7	
6,0	354	7		6,0	354	6		6,0	353	6	
6,5	358	4		6,5	358	4		6,5	358	5	
7,0	362	4		7,0	362	4		7,0	361	3	
7,5	366	4		7,5	365	3		7,5	365	4	
8,0	369	3		8,0	368	3		8,0	367	2	
8,5	371	2		8,5	371	3		8,5	370	3	
9,0	374	3		9,0	373	2		9,0	372	2	
9,5	375	1		9,5	375	2		9,5	374	2	
10,0	377	2		10,0	377	2		10,0	376	2	

Literatur

- [1] HOLZE, Rudolf: *Nernstsche Gleichung*. Thieme Gruppe, 2008 <https://roempp.thieme.de/lexicon/RD-14-00829>
- [2] HOLZE, Rudolf ; BREHM, Ingrid: *Konduktometrie*. Thieme Gruppe, 2012 <https://roempp.thieme.de/lexicon/RD-11-01725>
- [3] BREHM, Ingrid: *Potentiometrie*. Thieme Gruppe, 2007 <https://roempp.thieme.de/lexicon/RD-16-03823>