

Ionenwanderungen in Kochsalzlösungen: Ein Schülerexperiment zur Bestimmung des elektrischen Leitwerts von Kochsalzlösungen

Tobias Allmers^{1,*}, Gabriele Beyer-Sehlmeyer²,
Fabian Schumacher³ & Matthias Wilde³

¹ Kreisgymnasium St. Ursula Haselünne

² Marienschule der Ursulinen, Bielefeld

³ Universität Bielefeld

* Kontakt: Kreisgymnasium St. Ursula Haselünne,
Klosterstr. 1, 49740 Haselünne
tobias.allmers@kgsuhaseluenne.de

Zusammenfassung: Im vorliegenden Beitrag wird ein Schülerexperiment zur Bestimmung des Leitwerts von Kochsalzlösungen beschrieben. Die Abhängigkeit des Leitwerts von der Konzentration und der Temperatur wird untersucht und mithilfe von Modellannahmen gedeutet. Während der Auswertung wird in das Auffinden von Ausgleichsgeraden durch Regressionsrechnung eingeführt. Die Stärke des linearen Zusammenhangs wird über eine Korrelationsrechnung kontrolliert. In einer Anwendung werden ferner Konzentrationen von Kochsalzlösungen über die Messung des Leitwerts unter Rückgriff auf eine Kalibrierkurve bestimmt und die Qualität der Methode zur Konzentrationsbestimmung reflektiert.

Schlagwörter: Experimentieren, Ionenwanderung, Unterrichtskonzept, Scientific Inquiry



1 Einleitung

Die Fähigkeit einer Lösung, elektrischen Strom zu leiten, wird durch die elektrische Leitfähigkeit charakterisiert. Der Strom wird durch die in Elektrolyten vorliegenden Ionen transportiert, deren Anzahl und Beweglichkeit in der Summe zur Leitfähigkeit beitragen. Der Leitfähigkeitswert von Wasser gibt so Auskunft über mögliche Verunreinigungen bzw. über im Wasser gelöste Ionen. Folgerichtig finden Leitfähigkeitsmessungen häufig Verwendung in der Wasseranalyse für technische Anwendung und zur Kontrolle von Umweltveränderungen (Miller, Bradford & Peters, 1988). In diesem Beitrag wird zur Unterrichtseinheit „Ladungstransport“ ein Schülerexperiment zur systematischen Untersuchung der Leitfähigkeit von Kochsalzlösungen in Abhängigkeit von der Konzentration bzw. Temperatur der Lösung vorgestellt. Messungen an Proben bekannter Konzentrationen liefern eine Kalibrierkurve, die zur Bestimmung von unbekanntem Konzentrationen verwendet wird. Durch die Durchführung, Auswertung und Interpretation des Experiments wird die fachliche Bedeutung von grundlegenden Begriffen und Konzepten im Kontext von elektrischen Strömen vermittelt, und durch die eigenständige Datenaufnahme werden die für elektrolytische Vorgänge typischen Größenordnungen erfahrbar gemacht (KMK, 2004). Ferner ist die korrekte Interpretation und Deutung der experimentellen Ergebnisse nur unter Einbezug von Modellen möglich, wodurch tiefgehende Einblicke in den Umgang mit naturwissenschaftlichen Modellen möglich werden und zum Aufbau entsprechender Kompetenzen beigetragen werden kann.

2 Grundbegriffe und -konzepte

Im Folgenden werden die für die Versuchsdurchführung und Interpretation der Ergebnisse notwendigen Begriffe und Konzepte aus dem Bereich der Elektrizitätslehre und der Elektrochemie vorgestellt und die Einflüsse auf die Leitfähigkeit von Kochsalzlösungen diskutiert.

2.1 Grundgrößen des elektrischen Stromkreises

Die Charakterisierung von Kochsalzlösungen hinsichtlich ihrer Leitfähigkeit erfolgt durch Messung des Stromflusses durch die Lösung bei einer bestimmten angelegten Spannung. Dies macht den Aufbau einer elektrischen Schaltung wie in Abbildung 1 notwendig. In der Schaltung ist eine Spannungsquelle eingezeichnet, deren Spannung mit einem Voltmeter parallel zu dieser gemessen wird. Ein in Reihe geschaltetes Amperemeter misst die Stromstärke. Elektroden tauchen in die zu untersuchende Salzlösung ein, welche in einen geeigneten Behälter (z.B. in einen elektrolytischen Trog) gefüllt wird.

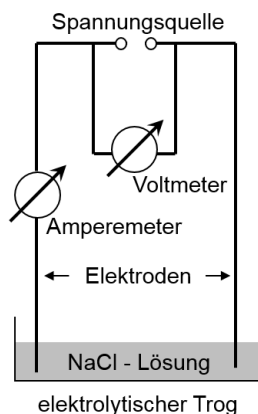


Abbildung 1: Schematische Darstellung des Aufbaus zur Bestimmung der Leitfähigkeit einer Kochsalzlösung (eigene Darstellung)

Die angelegte Spannung U ist ein Maß dafür, wie stark eine Spannungsquelle die Elektronen durch den Stromkreis treibt. Sie wird in Volt (V) gemessen.

Die Stärke des Flusses wird über die elektrische Stromstärke I ausgedrückt und in Ampere (A) gemessen. Eine Anzahl von $6,24 \cdot 10^{18}$ durch einen Leiterabschnitt geflossenen Elektronen pro Sekunde entspricht einer Stromstärke eines Amperes (Grehn & Krause, 2007).

Jeder Leiter setzt dem elektrischen Strom einen Widerstand entgegen, der durch die angelegte Spannung überwunden werden muss. Der elektrische Widerstand R ergibt sich über die Definitionsgleichung $R=U/I$ und hat die Einheit $[R]=1 \text{ V/A}=1 \text{ } \Omega$ (Ohm). Der Widerstand eines Leiters ist proportional zu seiner Länge l und umgekehrt proportional zu seiner Querschnittsfläche A . Zusammen mit dem Proportionalitätsfaktor ρ gilt die Gleichung (1).

$$R = \rho \cdot l/A \quad (1)$$

ρ ist dabei der spezifische Widerstand mit der Einheit $[\rho] = \Omega \cdot \text{m}$ (Kuhn, 2002). Der Widerstand R hängt damit von der Geometrie des Leiters und der materialabhängigen Konstante ρ ab. ρ ist abhängig von der Beweglichkeit der Ladungsträger und ihrer Anzahl im Material bezogen auf das Volumen. Vergrößert sich der elektrische Widerstand, so sinkt gemäß des *Ohm'schen Gesetzes* $I = 1/R \cdot U$ die elektrische Stromstärke bei einer konstanten Spannung (Kuhn, 2002).

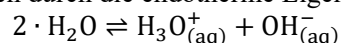
Der Kehrwert des Widerstands ist die Proportionalitätskonstante im *Ohmschen Gesetz*. Ihm kommt daher eine besondere Rolle zu und er wird als elektrischer Leitwert G bezeichnet. Über $I = G \cdot U$ gilt damit $G=I/U$ mit der Einheit $[G]=1 \text{ A/V}=1 \text{ } \Omega^{-1}=1 \text{ S}$ (Siemens) (Kuhn, 2002). Ein Leiter mit einem kleinen Widerstand leitet den elektrischen Strom gut; er hat einen großen Leitwert. Vergrößert sich der elektrische Leitwert, so fließt ein größerer Strom durch den Leiter bei einer gegebenen Spannung. Über $G = 1/R = \sigma \cdot A/l$ hängt der Leitwert ebenfalls von der Geometrie des Leiters und einer Konstanten $\sigma=1/\rho$ ab, die als elektrische Leitfähigkeit bezeichnet wird (Grehn & Krause, 2007).

Für eine hohe Anzahl an freien Ladungsträgern pro Volumen und bei einer guten Beweglichkeit ist die Leitfähigkeit groß. In Metallen ist die Dichte der Ladungsträger durch die Anzahl der Metallatome pro Volumen und durch die Anzahl seiner Valenzelektronen gegeben, von denen ein bestimmter Anteil zur Ladung beiträgt (Halliday, 2009). Die Beweglichkeit der Elektronen ist durch die Gitterschwingungen der ansonsten ortsfesten Metallrümpfe eingeschränkt (Kuhn, 2002). Typische Werte für die Leitfähigkeit von Metallen liegen bei Raumtemperatur zwischen 10^6 und 10^8 S/m (Mortimer, 1996). Mit zunehmender Temperatur nehmen die Gitterschwingungen zu. Folglich steigt der elektrische Widerstand an.

In stromdurchflossenen Elektrolyten gilt ein anderer Zusammenhang zwischen Widerstand und Temperatur, wie im nachfolgenden Abschnitt ausgeführt wird.

2.2 Stromfluss in Elektrolyten

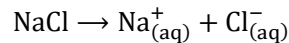
Wie bei Metallen müssen für das Fließen eines Stroms in Elektrolyten freie Ladungsträger vorhanden sein. Das Lösungsmittel Wasser ist nur schwach elektrisch leitend, da nur eine geringe Anzahl an Ionen durch die endotherme Eigendissoziation von Wasser



existiert. Die entstehenden H_3O^+ -Ionen und OH^- -Ionen sind in Wasser gelöst und somit von einer Hydrathülle umgeben (aquatisiert). Bei einer Temperatur von 25°C beträgt das Produkt der Konzentrationen beider Ionensorten $K_w=10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ (Ionenprodukt des Wassers), womit das Gleichgewicht deutlich auf der Seite der Edukte liegt (Mortimer, 1996). Im reinem Wasser sind gleichviele H_3O^+ - wie OH^- -Ionen vorhanden, also $c(\text{H}_3\text{O}^+)$

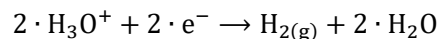
$= c(\text{OH}^-) = 10^{-7}$ mol/L. Aufgrund dieser geringen Konzentration an freien Ladungsträgern liegt nur eine geringe Leitfähigkeit von reinem Wasser von $\sigma = 5,5 \cdot 10^{-6}$ S/m vor (Lenntech, 2017).

Kristallines Salz zeigt keine Leitfähigkeit. Die Ionen bilden ein Kristallgitter aus und sind damit ortsfest. Gelöst in Wasser dissoziieren Salze und liefern Ionen, die nun frei beweglich sind. Je nach Art des Salzes ist diese Dissoziation vollständig oder unvollständig, d.h., nicht alle eingebrachten Ionen werden frei beweglich. NaCl zerfällt in Wasser vollständig gemäß



in Na^+ - und Cl^- -Ionen (Stiller, Beyer-Sehlmeyer, Friedrich, Stockey & Allmers, S. 67–79 in diesem Heft). Die Anzahl der freien Ladungsträger steigt in Abhängigkeit von der gelösten Salzmenge an. Bereits kleinste Mengen an Salzen lassen die Leitfähigkeit deutlich ansteigen. Für Trinkwasser zeigt sich beispielsweise bereits ein Leitfähigkeitswert von $5 \cdot 10^{-4}$ bis $5 \cdot 10^{-2}$ S/m (Lenntech, 2017).

Durch das Anlegen einer Spannung kommt es zum Fließen der positiv geladenen Ionen zum Minuspol der Spannungsquelle (Kathode) und zum Fließen der negativ geladenen Ionen zum Pluspol der Spannungsquelle (Anode). Erreichen die Ionen die jeweiligen Elektroden, werden diese entladen, wodurch der Stromkreis geschlossen wird. Durch die Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen laufen chemische Reaktionen ab. Im Falle einer Kochsalzlösung ergibt sich die in Abbildung 2 illustrierte Situation. Die Na^+ -Ionen und H_3O^+ -Ionen wandern zur Kathode. Hier nehmen die H_3O^+ -Ionen jeweils ein Elektron auf, wodurch diese gemäß



zu H_2 -Gas reduziert werden. Ein Entladen der Na^+ -Ionen findet hingegen nicht statt, da diese Reaktion relativ zur Entladung der H_3O^+ -Ionen ein negativeres Redoxpotential hat und daher benachteiligt ist (Hollemann & Wiberg, 2007).

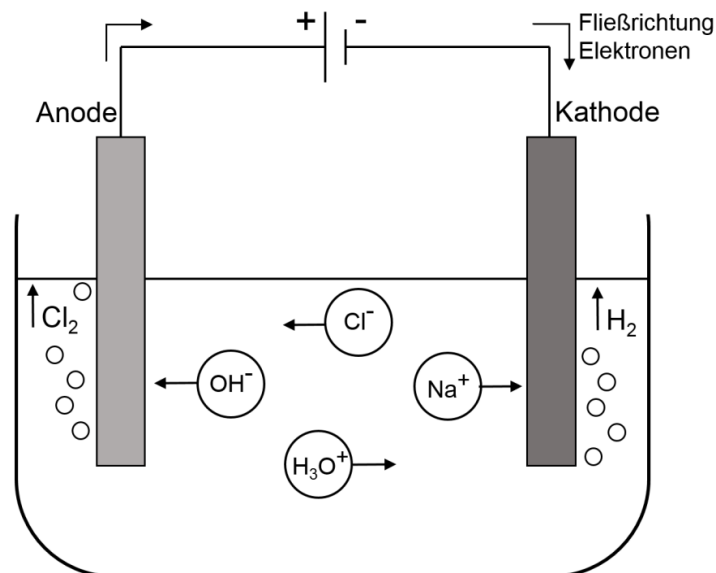


Abbildung 2: Schematische Darstellung des Ladungstransports in einer NaCl-Lösung. An der Anode und Kathode steigen Chlorgas bzw. Wasserstoffgas auf. (eigene Darstellung)

Zur Anode wandern die negativ geladenen Cl^- - und OH^- -Ionen. Die OH^- -Ionen verbleiben an der Anode als geladene Ionen, während die Cl^- -Ionen aufgrund ihres negativeren Redoxpotentials durch Abgabe ihres überzähligen Elektrons gemäß $2 \cdot \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \cdot \text{e}^-$ zu Cl_2 -Gas oxidiert werden.

Insgesamt läuft damit die Gesamtreaktion $2 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2 \cdot \text{Na}^+ + 2 \cdot \text{Cl}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \cdot \text{Na}^+ + 2 \cdot \text{OH}^-$ ab (Mortimer, 1996, S. 353). Einblick in die ablaufenden chemischen Reaktionen liefert die Beobachtung der Gasbildung an beiden Elektroden. Verbunden mit der Bildung von Wasserstoffgas ist die Verringerung der H_3O^+ -Ionenkonzentration in der Lösung. Die Konzentration der OH^- -Ionen nimmt aufgrund der Eigendissoziation des Wassers unter Berücksichtigung des Ionenprodukts in dem Maße zu, wie die H_3O^+ -Konzentration abnimmt. Folgerichtig wird die Lösung alkalisch. Durch einen geeigneten Indikator kann der Anstieg im pH-Wert festgestellt werden, wodurch sich ein weiterer Hinweis auf die ablaufende Reaktion ergibt.

2.3 Einflüsse auf die Leitfähigkeit

Nach Kapitel 2.1 ist der Leitwert für eine gegebene Spannung proportional zur Stromstärke. Damit ist der Leitwert groß, wenn i) viele Ionen vorhanden sind, ii) die Ionen eine große Ladung tragen oder iii) die Geschwindigkeit der Ionen groß ist. Im Folgenden werden die genannten Abhängigkeiten in der für das Verständnis des Schülerexperiments notwendigen Detailtiefe in den Blick genommen.

i) Die Leitfähigkeit von wässrigen Lösungen steigt mit der Anzahl des gelösten Salzes an, da die Anzahl der freien Ladungsträger zunimmt. Allerdings steigt die spezifische Leitfähigkeit nur bis zu einem bestimmten Wert linear mit der Konzentration, um dann weniger stark zu steigen oder sogar abzufallen. Abbildung 3 zeigt dieses Verhalten für die Salze KCl, NaCl und LiCl.

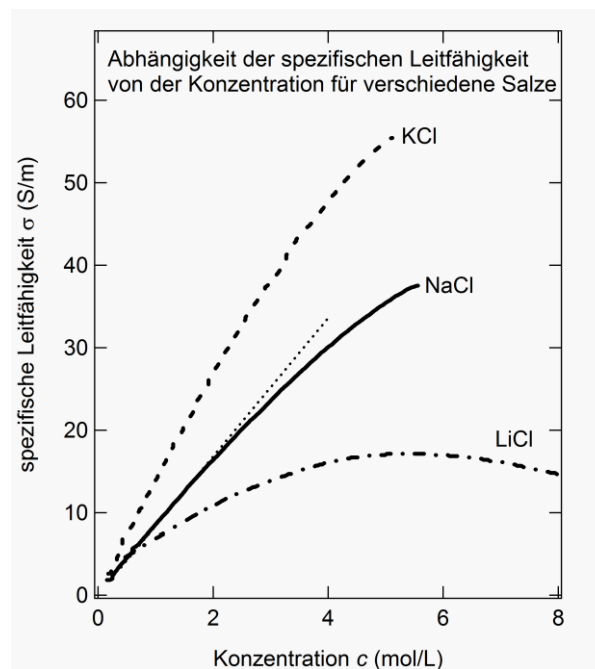


Abbildung 3: Zusammenhang zwischen der spezifischen Leitfähigkeit verschiedener Salze und ihrer Konzentration (KCl, NaCl: Gauglitz & Löbert, 2017; LiCl: Kameyama, 1963). Die gepunktete Gerade zeigt die Annäherung an ein lineares Verhalten für NaCl-Lösungen für geringe Konzentration. (eigene Darstellung)

Der geringer werdende Anstieg in der Leitfähigkeit bzw. dessen Rückgang kann verstanden werden, wenn die Wechselwirkung der Ionen untereinander betrachtet wird, die auch auf der gegenseitigen Anziehung, vermittelt durch die Ladung, beruht (Mittag & Pfriender, 2017). Ist die Konzentration hinreichend niedrig, kann näherungsweise ein linearer

Zusammenhang zwischen der spezifischen Leitfähigkeit und der Konzentration angenommen werden. Für die Leitfähigkeit einer NaCl-Lösung ist dies bis zu einer Konzentration von 1,6 mol/L erfüllt (vgl. gepunktete Gerade in Abb. 3 auf der vorherigen Seite als lineare Näherung).

ii) Die Leitfähigkeit steigt für eine gegebene Konzentration für Ionensorten, die eine größere Ladungsmenge (d.h. ein größeres ganzzahliges Vielfaches der Elementarladung) transportieren. Diese Abhängigkeit spielt für das vorliegende unterrichtspraktische Vorhaben keine Rolle, da nur NaCl-Lösungen in den Blick genommen werden. Eine Übersicht der molaren Leitfähigkeiten unterschiedlicher Ionen findet sich z.B. bei Petermann, Friedrich & Oetken (2010).

iii) Ist die Geschwindigkeit der Ladungsträger groß, so fließt eine große Ladungsmenge innerhalb einer bestimmten Zeit. Die maximale Geschwindigkeit der Ionen ergibt sich aus dem Gleichgewicht der beschleunigenden Kraft im elektrischen Feld und der abbremsenden Reibungskraft innerhalb des Mediums. Innerhalb eines elektrischen Feldes der Stärke E wirkt eine beschleunigende Kraft $F_{el} = q \cdot E$ auf die Ladungsträger mit der Ladung q (Grehn & Krause, 2007). Die Ladung q ist dabei ein ganzzahliges Vielfaches der Elementarladung e , also gilt: $q = e \cdot Z$. Mit steigender Geschwindigkeit v nimmt die Reibungskraft gemäß $F_R = 6\pi \cdot r \cdot \eta \cdot v$ zu. Die Reibungskraft wird aufgrund der angenommenen Kugelform der gelösten Ionen mit dem Radius r und der wirbelfreien Bewegung der Ionen in der Lösung durch das *Stokessche Reibungsgesetz* beschrieben (Eichler, 2011; Demtröder, 1998). η ist dabei die Viskosität des betrachteten Mediums. Halten sich Reibungskraft und elektrische Kraft die Waage, so findet keine weitere Beschleunigung der Ionen statt. Nach Umformen von $F_{el} = F_R$ gilt für die maximale Geschwindigkeit die Gleichung (2).

$$v_{\max} = \frac{Z \cdot e \cdot E}{6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta} \quad (2)$$

Bezieht man die maximale Geschwindigkeit auf das Feld, so ergibt sich die elektrische Beweglichkeit u der Ionen (Atkins & de Paula, 2006). Es gilt die Gleichung (3).

$$u = \frac{Z \cdot e}{6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta} \quad (3)$$

u ist proportional zur Ladung des Ions und umgekehrt proportional zur Viskosität. Die Viskosität sinkt mit steigender Temperatur deutlich ab (Eichler, 2011). Entsprechend steigt die Beweglichkeit der Ionen an. Die Beweglichkeit ist ferner umgekehrt proportional zum Radius des gelösten Ions, d.h. inklusive der Hydrathülle. Die Größe der Hydrathülle richtet sich nach Größe und Ladung der Ionen. Aufgrund der *Coulomb-Wechselwirkung* ist ein kleineres oder stärker geladenes Ion von einer größeren Hydrathülle umgeben. Eine größere Hydrathülle senkt die Beweglichkeit des Ladungsträgers. Dies erklärt die Abnahme der molaren Leitfähigkeit von Na^+ -Ionen auf $50,1 \text{ S} \cdot \text{cm}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ im Vergleich zu K^+ -Ionen ($73,5 \text{ S} \cdot \text{cm}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$) bzw. die Abnahme auf $38,7 \text{ S} \cdot \text{cm}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ für Li^+ (z.B. Petermann et al., 2010).

3 Das Schülerexperiment und methodische Aspekte

<u>fachliche Inhalte</u> <ul style="list-style-type: none"> • grundlegende Größen in Stromkreisen, insbesondere Leitfähigkeit und Leitwert • Strom als Ladungstransport, insbesondere in Elektrolyten • Kräfte in elektrischen Feldern • Reibung 	<u>experimentelle Methoden</u> <ul style="list-style-type: none"> • Aufbau einfacher elektrischer Stromkreise • Messung von elektrischen Grundgrößen • Bestimmung des Leitwerts von Kochsalzlösungen
<u>Wissenschaftstheorie</u> <ul style="list-style-type: none"> • Idealisieren und modellieren von realen Vorgängen • Vergleich von empirischen Ergebnissen mit Modellannahmen 	<u>Auswertemethoden</u> <ul style="list-style-type: none"> • lineare Regressions- und Korrelationsrechnung • Bestimmung von Konzentrationen aus Messung des Leitwerts

Abbildung 4: Übersicht über die fachlichen und überfachlichen Inhalte sowie Kompetenzen (eigene Darstellung)

3.1 Zeitplanung / Unterrichtsplanung

Die Unterrichtseinheit (vgl. Abb. 4) ist auf fünf Doppelstunden ausgelegt. In den Erarbeitungsphasen werden neben Planung und Durchführung eines Experiments zur Bestimmung der Leitfähigkeit von Kochsalzlösungen Hilfsmittel zum Aufstellen einer Regressionsgeraden erlernt und durch die Auswertung der erhobenen Daten zur Anwendung gebracht. Durch die Einführung der Korrelationsrechnung kann ferner quantitativ angegeben werden, wie sicher der festgestellte lineare Zusammenhang zwischen der unabhängigen und der abhängigen Größe ist (Stiller, Allmers, Stockey & Wilde, eingereicht).

Die wissenschaftstheoretischen Aspekte werden insbesondere dadurch deutlich, dass die Schüler*innen Phänomene beschreiben und auf andere physikalische Zusammenhänge zurückführen. Hierfür ist es notwendig, die Realität durch Modelle zu idealisieren. Einfache Annahmen stoßen dabei auf Grenzen, die entsprechend thematisiert werden müssen. Für die Konzentrationsabhängigkeit des Leitwerts bedeutet dies, dass durch die Wahl des Untersuchungsspektrums eine lineare Abhängigkeit nahegelegt werden könnte. In der Modellvorstellung werden dann Wechselwirkungen zwischen den Ionen nicht beachtet. Ein Einbeziehen von Literaturwerten zum Aufzeigen der Grenzen des Modells wird dadurch notwendig. Für die Temperaturabhängigkeit des Leitwerts ergeben sich die Grenzen des Modells bei hohen Temperaturen aufgrund des Übergangs des Wassers in die Gasphase.

Der Einstieg in die Unterrichtseinheit stellt die Identifizierung der Ladungsträger in Elektrolyten dar. Hierfür wird in einem Vorversuch die elektrische Leitfähigkeit von destilliertem Wasser, kristallinem Kochsalz und von Kochsalzlösungen unterschiedlicher Konzentration qualitativ über die Stärke des Leuchtens einer Glühlampe charakterisiert. Durch weitere Voruntersuchungen sollen die Schüler*innen befähigt werden, geeignete Hypothesen für das Schülerexperiment aufzustellen und wichtige Randbedingungen für das Schülerexperiment zu erkennen.

Der Übergang vom Vorversuch zum Experiment wird dadurch motiviert, dass naturwissenschaftliches Arbeiten unabhängig von subjektiven Eindrücken (hier: Helligkeit der Lampe) sein muss (Allmers, Stiller & Wilde, S. 53–66 in diesem Heft). Dies macht

die Erfassung von objektiven Größen notwendig, die das Vermögen einer Substanz wiedergeben, den elektrischen Strom zu leiten. Eine geeignete Größe zur Charakterisierung ist bei gleichbleibender Geometrie des Experiments der im Unterrichtsgespräch eingeführte Leitwert. Für ein tiefergehendes Verständnis in der Auswertung und Durchführung des Experiments werden wesentliche Begriffe und Konzepte zu Grundlagen aus der Elektrizitätslehre wiederholt. Ferner werden die notwendigen Kompetenzen zur Messung von Spannung und Strom aufgebaut. Das prinzipielle Bestimmen von Größen aus Definitionsgleichungen unter Berücksichtigung von signifikanten Ziffern wird an dieser Stelle als bekannt vorausgesetzt (Stiller, Allmers et al., eingereicht). Für die Einschätzung der Zuverlässigkeit und Aussagekraft der Methode bedarf es der Berechnung der Standardabweichung und des Standardfehlers der empirischen Daten. Die Berechnung ist den Schüler*innen ebenfalls bekannt (Stiller, Allmers et al., eingereicht). Anhand des Leitwerts werden ferner Kochsalzkonzentrationen von unbekanntem Proben bestimmt. Dies geschieht über einen Vergleich von Leitwerten bekannter Konzentrationen über eine Kalibrierkurve. Eine Zuordnung der ermittelten Konzentration zu möglichen Gewässern geschieht mithilfe einer Auswahl dieser, die den Schüler*innen hierfür zur Verfügung gestellt wird.

Für eine Binnendifferenzierung kann im Rahmen dieser Zuordnung die Wahrscheinlichkeit ermittelt werden, dass die bestimmten Mittelwerte der Konzentration tatsächlich unterschiedlich und nicht nur aufgrund von statistischen Schwankungen beim Messprozess entstanden sind (Stiller, Allmers et al., eingereicht). Hierfür werden für die charakterisierten Proben die Normalverteilungen aus den Mittelwerten und Standardfehlern als mathematische Modelle erzeugt und anschließend der Anteil der Fläche der Überlappung der Verteilungen in Bezug zur Gesamtfläche betrachtet. Je kleiner diese Überlappung ist, desto sicherer ist der Unterschied in den Mittelwerten aufgrund der betrachteten Konzentrationen. Die Abschätzung soll im Rahmen des hier vorgestellten Experiments nur qualitativ vorgenommen und als Maß für die Wahrscheinlichkeit verstanden werden, mit der die beobachteten Unterschiede aufgrund der Streuung der Messwerte entstanden sind.

Für die Konzentrationsangabe wird die gelöste Stoffmenge in Mol pro Liter Lösung angegeben. Auf diese Weise ist ein Zugang über die Teilchenzahl und damit über die Anzahl der Ladungsträger in wässriger Lösung direkt möglich.

3.2 Methodische Einbindung

Entsprechend der Kompetenztreppe für das naturwissenschaftliche Arbeiten finden die meisten Entscheidungen zu dem experimentellen Vorgehen in einer Schüler*innen-Lehrer*innen-Interaktion statt (für eine Übersicht siehe Online-Supplement, Material 1) (Stiller, Stockey, Hahn, & Wilde, eingereicht; Stiller, Hahn, Stockey & Wilde, S. 5–16 in diesem Heft). Die Eigenständigkeit der Schüler*innen bei der Planung des Experiments wird gefördert, indem diese die Anzahl der Messwiederholungen festlegen. Das Untersuchungsspektrum soll ebenfalls weitestgehend von den Schüler*innen festgelegt werden, doch sind hier Einschränkungen aufgrund der verwendeten Spannungsquellen zu beachten. Ferner ist die Zuordnung von unbekanntem Konzentrationen über den Leitwert deutlich einfacher, wenn der Zusammenhang zwischen Konzentration und Leitwert linear ist (vgl. Abb. 3 auf S. 84).

Aufgrund der angestrebten Auswertung mit Bestimmung der jeweiligen Mittelwerte und des zugehörigen Standardfehlers für die Daten der gesamten Lerngruppe werden zusammen mit der Lehrkraft die erforderlichen Vereinheitlichungen für die Datenaufnahme besprochen. Idealerweise erfolgt die Verschriftlichung der Absprachen in einer gemeinsamen Experimentieranleitung (für ein Beispiel siehe Online-Supplement, Material 3). Die im Experiment erhobenen Daten werden dabei selbsttätig von den Schüler*innen durch Aushängen der erstellten Wertetabelle der gesamten Lerngruppe zugänglich gemacht.

Die Autonomie der Schüler*innen wird weiter gefördert, indem die Darstellung, Analyse und Interpretation der Daten eigenständig mit einer möglichen Hilfestellung (vgl.

Online-Supplement, Material 4) durchgeführt werden soll. Die Formulierung der Schlussfolgerung durch Prüfung der Hypothesen wird ebenfalls von den Schüler*innen vorgenommen.

3.3 Durchführung und Auswertung

3.3.1 Vorversuch zur Hypothesenbildung

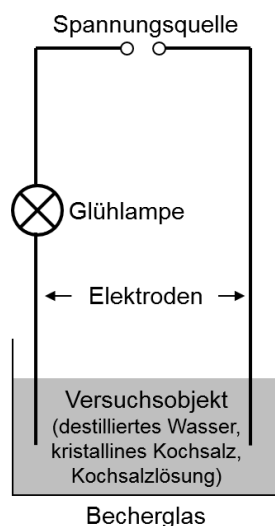


Abbildung 5: Schematische Darstellung des Aufbaus zur Überprüfung der Leitfähigkeit unterschiedlicher Stoffe (eigene Darstellung)

Der Vorversuch besteht aus zwei Teilen. Im ersten Teil wird in einem Demonstrationsversuch die Leitfähigkeit von i) destilliertem Wasser, ii) kristallinem Kochsalz und iii) einer Kochsalzlösung überprüft, indem die Helligkeit einer Glühlampe betrachtet wird, wenn der Stromkreis durch die oben genannten Versuchsobjekte geschlossen bzw. nicht geschlossen wird (schematische Darstellung in Abb. 5). Die zu überprüfenden Objekte werden hierfür in Bechergläser gefüllt und über Elektroden kontaktiert (vgl. Abb. 6). Zur Überprüfung von Kochsalzlösung auf ihre Fähigkeit den elektrischen Strom zu leiten, wird die Konzentration durch weiteres Lösen von Kochsalz erhöht.

Infobox 1:	Vorversuch – Teil 1: Demonstrationsversuch
Ziele:	Erkenntnis, dass freie Ladungsträger für die Stromleitung notwendig sind und ihre Konzentration durch das Lösen von Kochsalz gesteigert wird
Geräte:	Spannungsquelle (0 bis 15 V), Glühlampe, Büschelstecker, drei Bechergläser (150 mL)
Chemikalien:	destilliertes Wasser, Kochsalz

Abbildung 6: Infobox für den ersten Teil des Vorversuchs „Demonstrationsversuch“ (eigene Darstellung)

In einem zweiten Teil werden in weiteren Vorversuchen durch die Schüler*innen Parameter untersucht, die einen Einfluss auf die Helligkeit der Glühlampe und damit auf den Stromfluss haben (Abb. 7 auf der folgenden Seite). Die Ergebnisse werden qualitativ festgehalten und nach Möglichkeit gedeutet (vgl. Online-Supplement, Material 2). Zu den Parametern zählen der Abstand der Elektroden zueinander und deren benetzte Fläche sowie die Größe der angelegten elektrischen Spannung und die Temperatur der Lösung.

Die qualitative Abstandsänderung wird durch Annähern bzw. Entfernen der Elektroden realisiert. Eine qualitative Veränderung der benetzten Fläche der Elektroden wird durch unterschiedliche Eintauchtiefen erreicht. Die Änderung der Spannung erfolgt über eine variable Spannungsquelle. Die Änderung der Temperatur erfolgt über das Erwärmen des feuerfesten Becherglases auf einer Kochplatte. Eine Temperaturkontrolle erfolgt über ein Thermometer.

Infobox 2:	Vorversuch – Teil 2: Schülerexperiment
Ziele:	Untersuchung von Einflussfaktoren auf die Fähigkeit einer Kochsalzlösung Strom zu leiten
Geräte:	Spannungsquelle (0 bis 15 V, variabel einstellbar), Glühlampe, Büschelstecker, Becherglas (150 mL), Heizplatte, Thermometer
Chemikalien:	Kochsalzlösung (0,35 mol/L)

Abbildung 7: Infobox für den zweiten Teil des Vorversuchs „Schülerexperiment“ (eigene Darstellung)

3.3.2 Schülerexperiment

In dem eigentlichen Experiment soll bei gleicher Geometrie des Aufbaus (Eintauchtiefe und Abstand der Elektroden) der Einfluss der Konzentration und der Temperatur auf die Leitfähigkeit von Kochsalzlösungen quantitativ charakterisiert werden, indem die Konzentration bzw. die Temperatur separat voneinander systematisch variiert werden. Durch die Überlegungen zu den Vorversuchen sind die Schüler*innen befähigt, geeignete Hypothesen für die Experimente aufzustellen. Diese sind sinngemäß „Bei einer Erhöhung der Salzkonzentration erhöht sich die elektrische Leitfähigkeit der Lösungen in dem Maße, wie sich die Konzentration der Lösung erhöht“ bzw. „Bei einer Erhöhung der Temperatur der Lösung erhöht sich die elektrische Leitfähigkeit der Lösungen“.

Als Maß für die Leitfähigkeit wird der Leitwert G der Kochsalzlösung bestimmt, indem eine Spannung an die Elektroden angelegt wird und der jeweils gemessene Stromfluss durch die Kochsalzlösung auf die Größe der angelegten Spannung bezogen wird. Die angelegte Spannung soll dabei möglichst konstant sein, wird aber mitgemessen. Im Allgemeinen tritt zwar bei einer gleichzeitigen Messung von Spannung und Stromstärke ein Messfehler auf. Dieser ist aber wegen des sehr großen Innenwiderstands des Voltmeters relativ zum Widerstand der zu untersuchenden Kochsalzlösung und des geringen Innenwiderstands des Amperemeters vernachlässigbar klein.

Für den Vergleich der Leitwerte muss eine identische Geometrie im Versuchsaufbau unter Beachtung der weiteren Randbedingungen (angelegte Spannung von 5,0 V und Proben bei Raumtemperatur) realisiert werden. Hierfür werden identische Elektroden in elektrolytische Tröge (kleine Glaswannen) eingebracht, die spezielle Vertiefungen zur Aufnahme der Elektroden haben und dadurch ein unabsichtliches Verrutschen der Elektroden verhindern. Durch die Zugabe eines definierten Volumens an Kochsalzlösung (hier $1,00 \cdot 10^2$ mL) ist die Eintauchtiefe der Elektroden in die Lösungen reproduzierbar.

Als Elektrodenmaterial wird das chemisch resistente Graphit verwendet. Die Kontaktierung der Elektroden findet über Krokodilklemmen statt. Um den schädlichen Einfluss von Chlorgas zu minimieren, kann anstelle einer Gleichspannungsquelle auch Wechselspannung verwendet werden oder unter einem Abzug gearbeitet werden. Die Produktion des Gases lässt sich weiter minimieren, indem die Dauer des Stromflusses auf die Dauer der Messung begrenzt wird. Nach der von den Schüler*innen festgelegten Anzahl an Wiederholungen der Messungen wird die Lösung in den Ausguss entsorgt und durch die nächste Konzentration ersetzt.

Die systematische Untersuchung des Leitwerts in Abhängigkeit von der Konzentration erlaubt die Erstellung einer Kalibrierkurve zur Bestimmung von unbekanntem Konzentrationen.

Für einen anwendungsorientierten Ansatz sind die zu bestimmenden Kochsalzlösungen dem Salzgehalt von bestimmten Gewässern (vgl. Online-Supplement, Material 5) nachempfunden. Damit bei der Bestimmung der Konzentration der Bereich der linearen Abhängigkeit des Leitwerts von der Konzentration nicht verlassen wird, werden die Konzentrationen durch Verdünnung mit destilliertem Wasser auf ein Zehntel reduziert. Für die Bestimmung des Leitwerts in Abhängigkeit von der Temperatur der Lösung wird eine für die Leistung der Spannungsquelle geeignete Konzentration ausgewählt und in ausreichender Menge für die gesamte Lerngruppe erhitzt und ein definiertes Volumen möglichst zügig auf die bereitgestellten elektrolytischen Tröge verteilt. Während die Lösung in den elektrolytischen Trögen abkühlt, bestimmen die Schüler*innen die für die Berechnung des Leitwerts notwendigen Daten für die festgelegten Temperaturen.

3.4 Mögliche Ergebnisse und ihre Dokumentation

3.4.1 Ergebnisse und Diskussion zum Vorversuch

Im ersten Teil des Vorversuchs zeigt sich durch das Nicht-Aufleuchten der Glühlampe, dass NaCl in fester Form den elektrischen Strom nicht leitet. Gleiches gilt für destilliertes Wasser. Wird allerdings NaCl in Wasser gelöst, so kann ein Stromfluss durch das Aufleuchten der Glühlampe nachgewiesen werden. Die Leuchtstärke erhöht sich zudem, wenn mehr Kochsalz im Wasser gelöst wird. In einem geleiteten Unterrichtsgespräch werden über die Auswertung der Beobachtungen freie Ladungsträger als notwendige Bedingung für einen Stromfluss identifiziert. Mit steigender Anzahl an Ladungsträgern steigt die Fähigkeit zur Stromleitung.

Während durch den vorangegangenen Unterricht Kenntnisse über den Aufbau von Salzen und das Auflösen von Kochsalz in Natrium- und Chloridionen bei den Schüler*innen als bekannt vorausgesetzt werden können (Stiller, Beyer-Sehlmeyer et al., S. 67–79 in diesem Heft), müssen die Eigendissoziation von Wasser und die daraus resultierende schwache Leitfähigkeit, vermittelt durch die H_3O^+ - und OH^- -Ionen, eingeführt werden. Ein experimenteller Nachweis dieser äußerst geringen Leitfähigkeit ist im Rahmen des hier vorgestellten Demonstrationsversuchs (vgl. Abb. 5 auf S. 88) nicht möglich, wohl aber durch den Aufbau im späteren Schülerexperiment (vgl. Abb. 1 auf S. 81).

Im Vorexperiment beobachten die Schüler*innen, dass eine Vergrößerung der angelegten Spannung ebenfalls zu einer Vergrößerung des Stromflusses führt, was auf die Vergrößerung des elektrischen Feldes und schließlich auf eine größere Geschwindigkeit der Ladungsträger zurückzuführen ist (vgl. Gleichung (2) auf S. 85). Durch die Verringerung des Abstands der beiden Elektroden sowie die Vergrößerung der von den Elektroden benetzten Fläche vergrößert sich ebenfalls die Leuchtstärke der Glühlampe, da sich der elektrische Widerstand aufgrund des größeren Leiterquerschnitts A und der kürzeren Länge l verringert (vgl. Gleichung (1) auf S. 82). Beim Erwärmen der Kochsalzlösung zeigt sich, dass die Helligkeit der Glühlampe mit der Temperatur zunimmt, was auf die erhöhte Beweglichkeit der Ionen aufgrund einer geringeren Viskosität η der Flüssigkeit zurückzuführen ist (vgl. Gleichung (3) auf S. 85).

3.4.2 Ergebnisse und Diskussion zur Abhängigkeit des Leitwerts von der Konzentration

Durch den Einsatz von Lösungen mit gleichen Konzentrationen können die Daten für die Leitwerte der einzelnen Gruppen gesammelt und durch die Bildung von Mittelwerten und Standardfehlern zusammengefasst werden. Tabelle 1 auf der folgenden Seite gibt die Ergebnisse für die Konzentrationsabhängigkeit wieder.

Tabelle 1: Ergebnisse der Bestimmung der Leitwerte für unterschiedliche Konzentrationen. Gegeben sind die jeweiligen Mittelwerte mit dazugehörigen Standardfehlern (eigene Berechnung).

Temperatur der Lösung $T= 25\text{ °C}$	
Konzentration c (mol/L)	Leitwert G (mS)
0,00	$0,28 \pm 0,05$
0,03	$3,15 \pm 0,34$
0,09	$6,90 \pm 0,66$
0,17	$12,24 \pm 1,43$
0,26	$15,83 \pm 2,11$
0,35	$24,32 \pm 2,37$
0,52	$32,45 \pm 2,23$
0,71	$46,18 \pm 2,41$

Die Abhängigkeit von der Konzentration wird in Abbildung 8 dargestellt. Die Punkte kennzeichnen den Mittelwert der Leitwerte. Die Standardfehler der Mittelwerte sind durch die jeweiligen Fehlerbalken gegeben. Der Verlauf der Datenpunkte lässt sich in guter Übereinstimmung durch eine Ausgleichsgerade modellieren (gestrichelte Linie). Der lineare Anstieg des Leitwerts mit der Konzentration der Kochsalzlösung innerhalb des betrachteten Bereichs stimmt mit der Literatur überein (vgl. Abb. 3 auf S. 84). Die Lage der Ausgleichsgeraden wird über eine Regressionsrechnung nach der Methode der kleinsten Quadrate bestimmt (vgl. Döring & Bortz, 2016, S. 637), ohne die Konfidenzintervalle der Mittelwerte zu berücksichtigen.

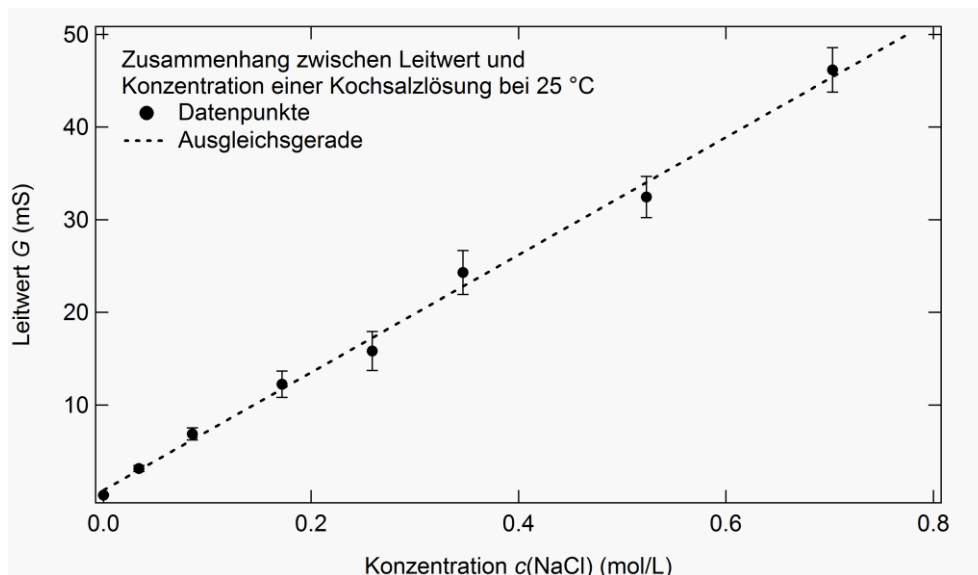


Abbildung 8: Zusammenhang zwischen dem Leitwert einer Kochsalzlösung und ihrer Konzentration. Der Verlauf der Daten kann durch eine Ausgleichsgerade beschrieben werden. Die Verwendung einer linearen Funktion ist im niederkonzentrierten Bereich gerechtfertigt. (eigene Darstellung)

Für den Zusammenhang zwischen Leitwert G in mS und Konzentration c in mol/L ergibt sich die Funktionsvorschrift $G(c) = 63,46\text{ mS} \cdot \text{L/mol} \cdot c + 0,83\text{ mS}$. Der gefundene

lineare Zusammenhang wird durch den linearen Korrelationskoeffizienten von 0,998 bestätigt. Die Hypothese „Bei einer Erhöhung der Salzkonzentration erhöht sich die elektrische Leitfähigkeit der Lösungen in dem Maße, wie sich die Konzentration der Lösung erhöht“ kann damit angenommen werden. Hier sollte allerdings der Gültigkeitsbereich des linearen Zusammenhangs hinsichtlich der Konzentration angegeben werden (vgl. Kap. 3.1 und Abb. 3 auf S. 84).

Mithilfe des Diagramms in Abbildung 8 auf der vorherigen Seite lassen sich die Konzentrationen der unbekanntenen Kochsalzlösungen über die gemessenen Leitwerte bestimmen. Hierfür wird der Punkt auf der Ausgleichsgerade gesucht, der als eine Koordinate den Mittelwert des ermittelten Leitwerts enthält. Die zugehörige Konzentration lässt sich anhand einer Linie durch diesen Punkt parallel zur Hochachse bestimmen. Auf ähnliche Weise lässt sich die Unsicherheit der Konzentrationsbestimmung bestimmen (vgl. Online-Supplement, Material 4).

Neben der graphischen Bestimmung der Konzentrationen kann diese auch über die Funktionsvorschrift der Regressionsgeraden vorgenommen werden, was sich beispielsweise im Rahmen einer Binnendifferenzierung einsetzen lässt.

Die Ergebnisse aus den Messungen mit zugehöriger Konzentrationsbestimmung und Zuordnung zu den Gewässern unter Beachtung der Verdünnung um Faktor zehn finden sich in Tabelle 2. Prinzipiell ist eine Zuordnung der Gewässer nach dem Mittelwert des Leitwerts für eine gegebene Auswahl möglich (vgl. Online-Supplement, Material 5). Die Unsicherheit für die ermittelten Konzentrationen ist hier allerdings so groß, dass die Zuordnung nicht eindeutig ist. So ist die Differenz zwischen den Mittelwerten von Probe A und Probe B mit 0,07 mol/L sehr viel kleiner als die dazugehörigen Standardfehler (vgl. Tab. 2). Damit können die Unterschiede auch aufgrund von statistischen Schwankungen entstanden sein. Abbildung 9 auf der folgenden Seite veranschaulicht dies. Gezeigt sind Normalverteilungen, die aufgrund der Kennwerte Mittelwert und Standardfehler für die Proben A, B und C erzeugt wurden. Die Verteilung für Probe A liegt fast vollständig in der Verteilung von Probe B. Damit ist die Wahrscheinlichkeit, dass es sich *nicht* um zwei verschiedene Proben handelt, sehr hoch.

Für die Probe C gilt, dass die Überlappung zwischen den Verteilungen für Probe C und A zwar geringer ist, doch immer noch so groß, dass die Unterschiede in den Mittelwerten signifikant verschieden voneinander sind (Stiller, Allmers et al., eingereicht). Somit ist über den Leitwert für die hier durchgeführten Experimente keine eindeutige Identifizierung von Proben möglich.

Tabelle 2: Ergebnisse der Bestimmung der Leitwerte für die unbekanntenen Proben und der daraus resultierenden Konzentration der Kochsalzlösung mit Zuordnung zu den Gewässern. Gegeben sind die jeweiligen Mittelwerte mit dazugehörigen Standardfehlern (eigene Berechnung).

Probe	Leitwert G (mS)	Konzentration c (mol/L)	Konzentration c der unverdünnten Probe (mol/L)	Zuordnung zu den Gewässern (mol/L)
A	$26,1 \pm 4,9$	$0,398 \pm 0,077$	$3,98 \pm 0,77$	Urmiasee (3,49)
B	$26,7 \pm 5,4$	$0,408 \pm 0,085$	$4,08 \pm 0,85$	Totes Meer (4,36)
C	$19,4 \pm 3,1$	$0,293 \pm 0,049$	$2,92 \pm 0,49$	Großer Salzsee (2,68)

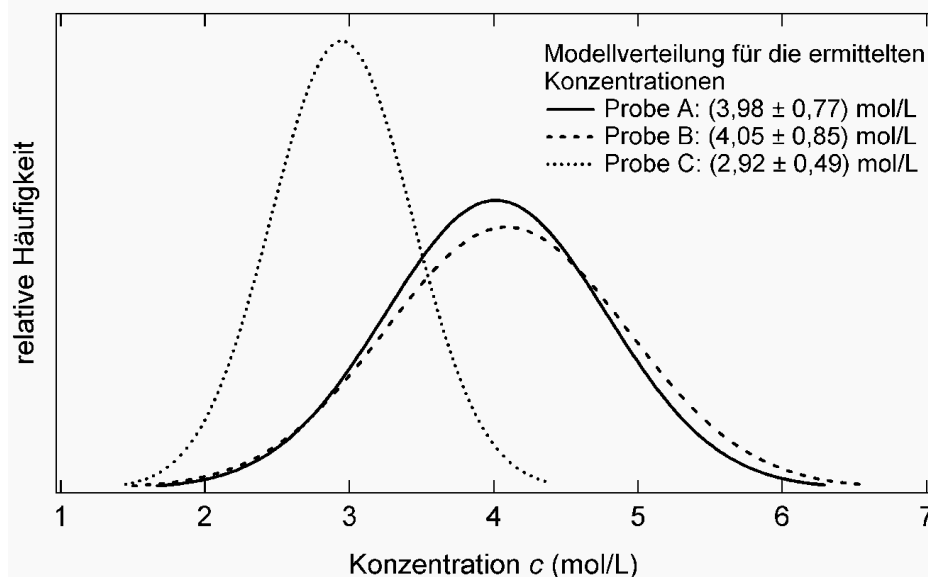


Abbildung 9: Modellverteilungen für die Resultate in der Konzentrationsbestimmung der Proben A, B und C. Der Verlauf der Kurve folgt einer Normalverteilung, die aufgrund der bestimmten Mittelwerte und des dazugehörigen Standardfehlers erzeugt wurde. (eigene Darstellung)

3.4.3 Ergebnisse und Diskussion zur Abhängigkeit des Leitwerts von der Temperatur

Die ermittelten Leitwerte einer Kochsalzlösung mit einer Konzentration von 0,35 mol/L in Abhängigkeit von der Temperatur sind in Tabelle 3 zusammengefasst.

Tabelle 3: Ergebnisse der Bestimmung der Leitwerte für unterschiedliche Temperaturen. Gegeben sind die jeweiligen Mittelwerte mit dazugehörigen Standardfehlern (eigene Berechnung).

Konzentration der Lösung $c = 0,35 \text{ mol/L}$	
Temperatur T (°C)	Leitwert G (mS)
25	$25,2 \pm 3,9$
40	$35,1 \pm 0,6$
45	$41,7 \pm 6,5$
50	$45,9 \pm 7,4$
55	$48,2 \pm 7,3$
60	$51,7 \pm 7,4$
65	$56,1 \pm 1,5$
70	$60,1 \pm 1,2$

Abbildung 10 auf der folgenden Seite zeigt das Ergebnis in einem Diagramm. Auf der linken Hochachse ist der Leitwert aufgetragen. Die Punkte kennzeichnen die Mittelwerte der erhobenen Leitwerte. Der Standardfehler der Mittelwerte ist gegeben durch die Fehlerbalken. Auf der rechten Hochachse ist die inverse Viskosität in Abhängigkeit von

der Temperatur des Lösungsmittels Wasser aufgetragen (durchgezogene Linie nach VDI, 1997). Das von der inversen Viskosität gezeigte exponentielle Verhalten für Wasser zeigt sich ferner auch für Kochsalzlösungen (Tanaka, 1962; Phillips, Igbene, Fair, Ozbek & Tavana, 1981). Die erhobenen Leitwerte der Kochsalzlösung folgen dem Verlauf der inversen Viskosität von Wasser in Übereinstimmung mit anderen temperaturabhängigen Messungen der Leitfähigkeit (Phillips et al., 1981). Die Zunahme des Leitwerts mit der Temperatur kann auf den Anstieg der Beweglichkeit der Ionen zurückgeführt werden, da diese nach Gleichung (3) (vgl. S. 85) proportional zu $1/\eta$ ist. Dies ist auch eine Bestätigung der in Abschnitt 2.3 gemachten Modellannahmen, insbesondere für die Verwendung des *Stokesschen Reibungsgesetzes*. Die Hypothese „Bei einer Erhöhung der Temperatur der Lösung erhöht sich die elektrische Leitfähigkeit der Lösungen“ kann damit angenommen werden.

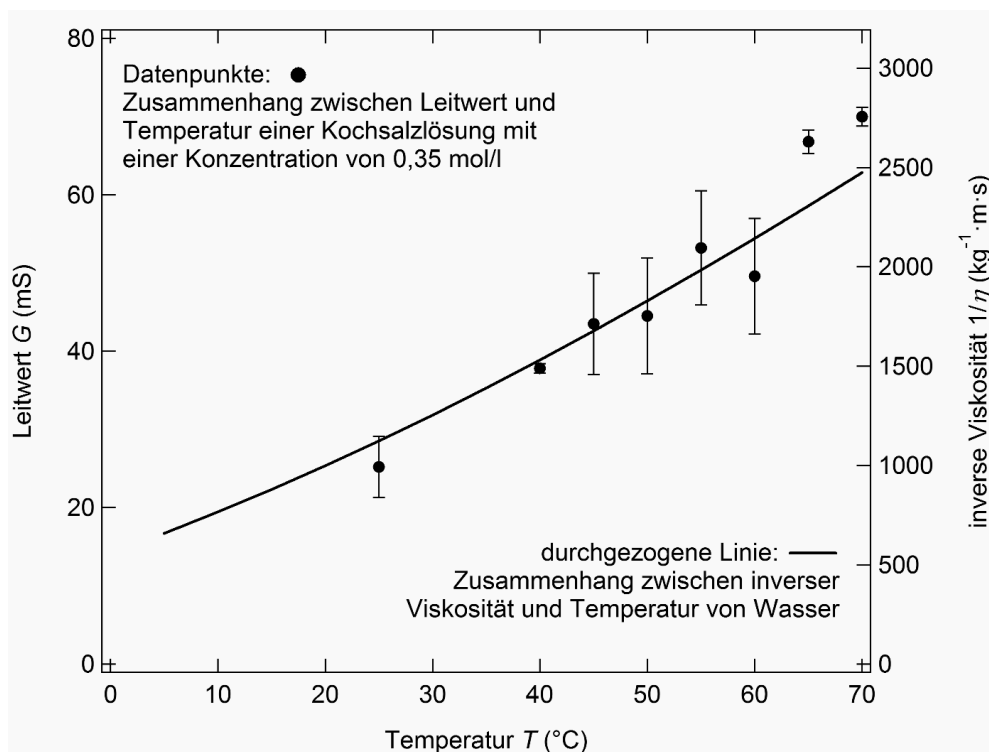


Abbildung 10: Linke Hochachse: Zusammenhang zwischen dem Leitwert einer Kochsalzlösung mit der Konzentration von 0,35 mol/L und der Temperatur der Lösung; rechte Hochachse: Zusammenhang zwischen der inversen Viskosität von Wasser in Abhängigkeit von der Temperatur (VDI, 1997) (eigene Darstellung)

4 Anregungen zur Reflexion und Ausblick

Durch das in diesem Beitrag vorgestellte Experiment können grundlegende Konzepte und Begriffe für einfache Stromkreise eingeführt und durch die Erhebung und Auswertung empirischer Daten gefestigt werden. Der Stromfluss durch eine Kochsalzlösung wird dabei auf den Ladungstransport durch Ionen zurückgeführt. Die Abhängigkeit der Leitfähigkeit bzw. des Leitwerts von Elektrolyten kann identifiziert und über systematische Messungen sowie Auswertungen quantifiziert werden. Mithilfe der linearen Regressions- und Korrelationsrechnung gelingt das Aufstellen eines mathematischen Modells für die Abhängigkeit des Leitwerts von der eingesetzten Konzentration (ver-

dünnter) Kochsalzlösungen. Weitere statistische Verfahren werden eingesetzt, um qualitative Abschätzungen für die Verlässlichkeit der Identifizierung von Proben unbekannter Konzentration über den Einsatz einer Kalibrierkurve vorzunehmen. Eine Vertiefung hinsichtlich eines quantitativen Verfahrens zur Überprüfung auf Signifikanzen ist hier denkbar. Die für den Stromfluss durch eine Kochsalzlösung aufgestellten Modellvorstellungen können durch die Beobachtung der Reaktionsprodukte überprüft werden. Weitere Zusammenhänge des Ladungstransportes können hier durch die Mathematisierung der Abhängigkeit des Leitwerts von der Temperatur identifiziert bzw. die Modellvorstellung bestätigt werden.

Das vorgestellte Experiment kann durch die Auswahl weiterer Salze (z.B. LiCl und KCl) erweitert werden, um durch die unterschiedlich großen Hydrathüllen der Alkalimetalle einen weiteren Parameter zur Verfügung zu haben, der experimentell zugänglich ist und damit eine erweiterte Prüfung der Modellvorstellungen zulässt.

Eine abschließende Reflexion über das Zusammenspiel von empirischen Daten und naturwissenschaftlichen Modellen mit ihren Idealisierungen und Grenzen der Anwendbarkeit lässt tiefere Einblicke in das naturwissenschaftliche Arbeiten und die Wissensgenerierung von naturwissenschaftlichen Zusammenhängen zu.

Literatur und Internetquellen

- Allmers, T., Stiller, C. & Wilde, M (2020). Konzentrationsbestimmung von Kochsalzlösungen: Ein Vergleich zwischen verschiedenen Methoden. *PFLB – PraxisForschungLehrer*innenBildung*, 2 (2), 53–66. <https://doi.org/10.4119/pflb-3304>
- Atkins, W., & de Paula, J. (2006). *Physikalische Chemie* (4. Aufl.). Weinheim: Wiley-VCH.
- Demtröder, W. (1998). *Experimentalphysik 1*. Berlin & Heidelberg: Springer. <https://doi.org/10.1007/978-3-662-08598-1>
- Döring, N., & Bortz, J. (2016). *Forschungsmethoden und Evaluation in den Sozial- und Humanwissenschaften* (5. Aufl.). Berlin & Heidelberg: Springer. <https://doi.org/10.1007/978-3-642-41089-5>
- Eichler, J. (2011). *Physik* (4., aktual. u. überarb. Aufl.). Wiesbaden: Vieweg+Teubner / Springer Fachmedien.
- Gauglitz, G., & Löbert, H. (2017). *Leitfähigkeit*. Zugriff am 22.08.2017. Verfügbar unter: <http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/13/vlu/echemie/leitfaehigkeit/leitfaehigkeit.vlu/Page/vsc/de/ch/13/pc/echemie/leitfaehigkeit/kohlrausch.vscml.html>.
- Grehn, J., & Krause, J. (Hrsg.). (2007). *Metzler Physik*. Braunschweig: Schroedel.
- Halliday, D. (2009). *Halliday Physik* (2. Aufl.). Weinheim: Wiley-VCH.
- Holleman, A.F., & Wiberg, E. (2007). *Lehrbuch der anorganischen Chemie* (102. Aufl.). Berlin: De Gruyter. <https://doi.org/10.1515/9783110177701>
- Kameyama, N. (1963). *Theory and Applications of Electrochemistry*. Tokyo: Maruzen Publishing.
- KMK (Sekretariat der Ständigen Konferenz der Kultusminister der Länder in der Bundesrepublik Deutschland) (2004). *Bildungsstandards im Fach Physik für den Mittleren Schulabschluss*. Beschluss vom 16.12.2004. München & Neuwied: Luchterhand.
- Kuhn, W. (Hrsg.). (2002). *Kuhn Physik, Bd. 1*. Braunschweig: Westermann.
- Lenntech (2017). *Elektrische Leitfähigkeit des Wassers*. Zugriff am 22.08.2017. Verfügbar unter: <http://www.lenntech.de/anwendungen/reinstwasser/leitfaehigkeitsmessung/leitfaehigkeit.htm>.
- Miller, R.L., Bradford, W.L., & Peters, N.E. (1988). Specific Conductance: Theoretical Considerations and Application to Analytical Quality Control. *U.S. Geological Survey Water-Supply Paper*, (2311), 1–16.

- Mittag, J., & Pfriendler, M. (2017). *Hinweise für Lehrer*. Zugriff am: 01.09.2017. Verfügbar unter: http://www.wissenschaft-schulen.de/sixcms/media.php/1308/NATW_Coating_Lehrerhinweise.pdf.
- Mortimer, C.E. (1996). *Chemie* (6. Ausgabe). Stuttgart: Thieme.
- Petermann, K., Friedrich, J., & Oetken, M. (2010). Leitfähigkeits- und Fällungstitratio-
nen. Ein Simulationsmodell. *MNU – Der mathematische und naturwissenschaftliche Unterricht*, 63 (2), 94–101.
- Phillips, S.L., Igbene, A., Fair, J.A., Ozbek, H., & Tavana, M. (1981). *A Technical Data-
book for Geothermal Energy Utilization*. Berkeley, CA: Lawrence Berkeley Na-
tional Laboratory. <https://doi.org/10.2172/6301274>
- Stiller, C., Allmers, T., Stockey, A., & Wilde, M. (eingereicht). „Data-Literacy“ –
Grundbildung im Umgang mit empirischen Daten. *MNU – Der mathematische und
naturwissenschaftliche Unterricht*.
- Stiller, C., Beyer-Sehlmeyer, G., Friedrich, G., Stockey, A., & Allmers, T. (2020). Lö-
sungswärme energetisch betrachtet: Ein Schülerexperiment zur Bestimmung der
konzentrationsabhängigen Lösungsenthalpie beim Lösen verschiedener Salze.
*PFLB – PraxisForschungLehrer*innenBildung*, 2 (2), 67–79. <https://doi.org/10.4119/pflb-3305>
- Stiller, C., Hahn, S., Stockey, A., & Wilde, M. (2020). Experimentierend zu mehr Selbst-
bestimmung: Der *Basiskurs Naturwissenschaften* – Theoretische Leitlinien und
empirische Hinweise. *PFLB – PraxisForschungLehrer*innenBildung*, 2 (2), 5–16.
<https://doi.org/10.4119/pflb-3300>
- Stiller, C., Stockey, A., Hahn, S., & Wilde, M. (eingereicht). Das Konzept des fächer-
übergreifenden „Basiskurs Naturwissenschaften“ und seine didaktisch-methodi-
schen Prinzipien. *MNU – Der mathematische und naturwissenschaftliche Unter-
richt*.
- Tanaka, M. (1962). Viscosities of Concentrated Aqueous Solutions of Sodium Chloride,
Sodium Bromide, and Sodium Nitrate. *Nippo Kagaku Zasshi*, 83, 639–645. [https://
doi.org/10.1246/nikkashi1948.83.6_639](https://doi.org/10.1246/nikkashi1948.83.6_639)
- VDI (Verein Deutscher Ingenieure) (1997). *VDI-WÄRMEATLAS. Recherchieren – Be-
rechnen – Konstruieren* (8. Aufl.). Berlin & Heidelberg: Springer Verlag. [https://
doi.org/10.1007/978-3-662-10745-4](https://doi.org/10.1007/978-3-662-10745-4)

Beitragsinformationen

Zitationshinweis:

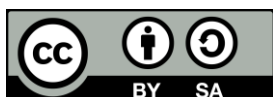
Allmers, T., Beyer-Sehlmeyer, G., Schumacher, F., & Wilde, M. (2020). Ionenwanderungen in Kochsalz-
lösungen: Ein Schülerexperiment zur Bestimmung des elektrischen Leitwerts von Kochsalzlösungen.
*PFLB – PraxisForschungLehrer*innenBildung*, 2 (2), 80–96. <https://doi.org/10.4119/pflb-3306>

Online-Supplement:

Materialien für ein Schülerexperiment zur Bestimmung des elektrischen Leitwerts von Kochsalzlösungen

Online verfügbar: 19.02.2020

ISSN: 2629-5628



© Die Autor*innen 2020. Dieser Artikel ist freigegeben unter der Creative-Commons-
Lizenz Namensnennung, Weitergabe unter gleichen Bedingungen, Version 4.0 Inter-
national (CC BY-SA 4.0).

URL: <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/de/legalcode>