

Praktikum Physikalische Chemie
Molare Leitfähigkeit

Wintersemester 2024/2025

17. Oktober 2024

Inhaltsverzeichnis

1	Theoretische Grundlagen	1
1.1	Widerstandsmessung in Elektrolytlösungen	1
1.2	Leitfähigkeit schwacher Elektrolyte	2
1.3	Leitfähigkeit starker Elektrolyte	2
1.4	Leitungsmechanismus von Hydroxid- und Oxonium-Ionen	3
2	Versuchsaufbau	3
3	Platzausstattung	3
3.1	Arbeitsplatz	3
3.2	Chemikalien	3
4	Arbeitshinweise	3
4.1	Dispenser	3
5	Durchführung	3
5.1	Vorbereitung	3
5.2	Probenmessung	3
5.3	Versuchsende	3
6	Auswertung	3
6.1	Spezifische Leitfähigkeit von Wasser	3
6.2	Molare Leitfähigkeit	4
6.3	Starker Elektrolyt	4
6.4	Schwacher Elektrolyt	4
6.5	Gesetz der unabhängigen Ionenwanderung	4
7	Vorbereitung auf das Kolloquium	4
8	Literaturverzeichnis	4
A	Gefahren- und Sicherheitshinweise der Chemikalien	5
A.1	Essigsäure 0,1 mol/L	5
A.2	Kaliumchloridlösung 0,01 mol/L	5
A.3	Natriumacetatlösung 0,1 mol/L	5
A.4	Natriumchloridlösung 0,1 mol/L	5
A.5	Salzsäure 0,1 mol/L	5
B	Vorlage für die Wertetabelle	6

Der Quotient aus angelegter Spannung und gemessenem Strom wird als Widerstand R bezeichnet [Wed04].

$$R = \frac{\tilde{U}}{I} \tag{1}$$

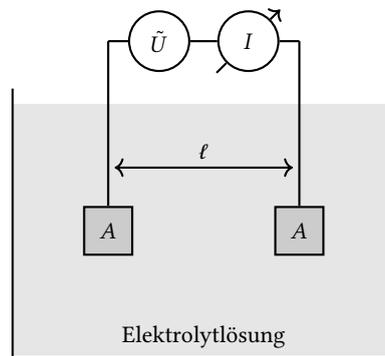


Abbildung 1: Schematischer Aufbau einer elektrochemischen Zelle zur Leitfähigkeitsmessung.

Zu beachten ist, dass dieses Gesetz in Elektrolytlösungen nur für Wechselspannungen gilt. Legt man eine Gleichspannung an, muss erst die elektrodenspezifische Zersetzungsspannung U_Z erreicht sein, bis eine Elektrolysereaktion einsetzt und somit Strom fließt.

Der Widerstand R ist in dem skizzierten Messaufbau proportional zum Elektrodenabstand l und antiproportional zur Elektrodenfläche A . Die Proportionalitätskonstante ρ wird als spezifischer Widerstand bezeichnet, und ist somit charakteristisch für die Elektrolytlösung, aber unabhängig von der Geometrie der Messapparatur.

$$R = \rho \frac{l}{A} \tag{2}$$

Als elektrische Leitfähigkeit G wird der Kehrwert des Widerstandes bezeichnet.

$$G = \frac{1}{R} \tag{3}$$

Analog dazu ist die spezifische Leitfähigkeit κ als Kehrwert des spezifischen Widerstandes definiert.

$$\kappa = \frac{1}{\rho} \tag{4}$$

Da die spezifische Leitfähigkeit von der Konzentration c des Elektrolyten abhängt, wird oft die molare Leitfähigkeit Λ betrachtet [Wed04].

$$\Lambda = \frac{\kappa}{c} \tag{5}$$

1 Theoretische Grundlagen

Aus verschiedenen Elektrolytlösungen soll die spezifische Leitfähigkeit der Elektrolyte experimentell bestimmt werden und daraus die molare Grenzleitfähigkeit in Abhängigkeit des Dissoziationsgrades berechnet werden.

1.1 Widerstandsmessung in Elektrolytlösungen

Lösungen leiten elektrischen Strom, wenn sie bewegliche Ladungsträger – beispielsweise Ionen – enthalten. Die Lösung wird dann *Elektrolyt* genannt. Eine Messung dieser Leitfähigkeit erlaubt es Rückschlüsse über das Verhalten der Ladungsträger in der Lösung zu ziehen.

Dazu werden zwei Elektroden mit der Fläche A in einem Abstand l in eine Elektrolytlösung eingetaucht (Abbildung 1). Legt man eine elektrische Wechselspannung an, fließt ein elektrischer Strom.

Geht man davon aus, dass die spezifische Leitfähigkeit κ nur von der Konzentration des Elektrolyten abhängt, wäre keine Konzentrationsabhängigkeit der molaren Leitfähigkeit Λ zu erwarten. Experimentell ist diese dennoch zu beobachten.

1.2 Leitfähigkeit schwacher Elektrolyte

Schwache Elektrolyte – wie beispielsweise eine wässrige Essigsäurelösung – zeichnen sich dadurch aus, dass nur ein bestimmter Anteil der Essigsäuremoleküle in dissoziierter (und damit elektrisch leitender) Form vorliegt. Es liegt also die folgende Gleichgewichtsreaktion vor:



Die Gleichgewichtskonstante wird auch als Dissoziationskonstante K_D bezeichnet.

$$K_D = \frac{c(\text{H}^+) c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \quad (7)$$

Als Dissoziationsgrad α wird das Verhältnis der Konzentration der dissoziierten Moleküle zu der Gesamtkonzentration an Essigsäure c bezeichnet.

$$\alpha = \frac{c(\text{Ac}^-)}{c} = \frac{c(\text{H}^+)}{c} \quad (8)$$

Daraus folgt für die Konzentrationen

$$c(\text{H}^+) = \alpha c \quad (9)$$

$$c(\text{Ac}^-) = \alpha c \quad (10)$$

$$c(\text{HAc}) = (1 - \alpha) c \quad (11)$$

Einsetzen dieser Ausdrücke in das Massenwirkungsgesetz liefert dann für die Dissoziationskonstante

$$K_D = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha} \quad (12)$$

1.2.1 Zusammenhang zwischen der molaren Leitfähigkeit und dem Dissoziationsgrad

Unter der Annahme, dass ein linearer Zusammenhang zwischen der molaren Leitfähigkeit und dem Dissoziationsgrad vorliegt, kann das folgende Gesetz aufgestellt werden.

$$\Lambda = \alpha \Lambda_\infty \quad (13)$$

Die Größe Λ_∞ wird als molare Grenzleitfähigkeit bezeichnet. Es ist die molare Leitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung der Lösung, hier liegen alle Moleküle dissoziiert vor ($\alpha = 1$) und interionische Wechselwirkungen werden vernachlässigt.

1.2.2 Bestimmung der molaren Grenzleitfähigkeit und der Dissoziationskonstante

Setzt man Gleichung 13 in Gleichung 12 ein, wird folgende Gleichung erhalten

$$K_D = \frac{\left(\frac{\Lambda}{\Lambda_\infty}\right)^2 \cdot c}{1 - \frac{\Lambda}{\Lambda_\infty}} \quad (14)$$

Umstellen liefert

$$\frac{c}{K_D} = \frac{\Lambda_\infty^2}{\Lambda^2} - \frac{\Lambda_\infty}{\Lambda} \quad (15)$$

Multiplizieren von Λ/Λ_∞^2 auf beiden Seiten und weiteres Umstellen liefert

$$\frac{1}{\Lambda} = \frac{c \Lambda}{K_D \Lambda_\infty^2} + \frac{1}{\Lambda_\infty} \quad (16)$$

Aus einer graphischen Auftragung von $1/\Lambda$ gegen das Produkt $c \Lambda$ ist durch lineare Regression die Dissoziationskonstante K_D sowie die molare Grenzleitfähigkeit Λ_∞ aus der Steigung und dem Ordinatenabschnitt gemäß Gleichung 16 bestimmbar.

1.3 Leitfähigkeit starker Elektrolyte

Starke Elektrolyte zeichnen sich dadurch aus, dass sie vollständig dissoziieren. In guter Näherung ist der Dissoziationsgrad damit immer $\alpha = 1$. Nach unserem bisherigen Modell sollte keine Konzentrationsabhängigkeit der molaren Leitfähigkeit zu beobachten sein. Da diese experimentell dennoch festgestellt wird, muss das Modell erweitert werden. Im Rahmen der Debye-Hückel-Theorie wird das Potential der sich um ein Ion bildenden Ionenwolke betrachtet. Ausführlich wird auf diese Theorie in der Vorlesung eingegangen.

1.3.1 Das Quadratwurzelgesetz von Kohlrausch

Der von Kohlrausch empirisch gefundene Zusammenhang

$$\Lambda = \Lambda_\infty - B\sqrt{c} \quad (17)$$

berücksichtigt die Abnahme der molaren Leitfähigkeit Λ mit steigender Konzentration c durch interionische Wechselwirkungen [Wed04]. Die molare Grenzleitfähigkeit Λ_∞ ist die Leitfähigkeit, die bei unendlicher Verdünnung erreicht wird.

Die Abnahme der molaren Leitfähigkeit mit steigender Konzentration kann beispielsweise aus Kombination hydrodynamischer Betrachtungen und der Debye-Hückel-Onsager Theorie erklärt werden. So bewegen sich Kationen und Anionen in dem externen elektrischen Feld in entgegengesetzte Richtungen. Die Reibung zwischen den Solvathüllen der Ionen führt zu einer Abnahme der molaren Leitfähigkeit (elektrophoretischer Effekt [Wed04]).

1.3.2 Das Gesetz der unabhängigen Ionenwanderung von Kohlrausch

Das Quadratwurzelgesetz von Kohlrausch (Gleichung 17) ist aufgrund der vollständigen Dissoziation starker Elektrolyte für niedrige Konzentrationen gut erfüllt und die molare Grenzleitfähigkeit Λ_∞ lässt sich für niedrige Konzentrationen als Ordinatenabschnitt aus der Auftragung der molaren Leitfähigkeit Λ gegen die Wurzel der Konzentration \sqrt{c} ermitteln.

Die molare Leitfähigkeit von schwachen Elektrolyten zeigt auch bei hoher Verdünnung eine sehr starke Konzentrationsabhängigkeit, so dass die Bestimmung der molaren Grenzleitfähigkeit über den Ordinatenabschnitt gemäß Gleichung 17 sehr ungenau ist.

Eine genauere Bestimmung der molaren Grenzleitfähigkeit von schwachen Elektrolyten gelingt mit dem ebenfalls von Kohlrausch aufgestellten Gesetz der unabhängigen Ionenwanderung [Wed04]. Es besagt, dass die molare Grenzleitfähigkeit von Ionen unabhängig von deren Gegenionen ist und das jedes einzelne Ion zur Gesamtleitfähigkeit beiträgt. Für einwertige Elektrolyte gilt

$$\Lambda_\infty = \Lambda_\infty^+ + \Lambda_\infty^- \quad (18)$$

Die molare Grenzleitfähigkeit Λ_∞ ist die Summe der molaren Grenzleitfähigkeit des Kations Λ_∞^+ und des Anions Λ_∞^- .

Gleichung 18 kann verwendet werden um die molare Grenzleitfähigkeit von schwachen Elektrolyten der Form A^+D^- zu bestimmen. Dazu werden die Werte der molaren Grenzleitfähigkeit von zwei starken Elektrolyten A^+B^- und C^+D^- , die jeweils das Kation A^+ und das Anion D^- des schwachen Elektrolyten tragen, und die molare Grenzleitfähigkeit eines weiteren Elektrolyten, der aus den übrigen Gegenionen C^+B^- besteht, verwendet.

Gemäß Gleichung 18 beinhalten Lösungen von A^+B^- und C^+D^- die Ionen A^+ , B^- , C^+ , D^- , die unabhängig voneinander zur molaren Grenzleitfähigkeit beitragen. Der Wert für die molare Grenzleitfähigkeit des schwachen Elektrolyten A^+D^- wird durch Subtraktion des Wertes für die molare Grenzleitfähigkeit von C^+B^- von der Summe aus A^+B^- und C^+D^- erhalten.

1.4 Leitungsmechanismus von Hydroxid- und Oxonium-Ionen

Die molare Grenzleitfähigkeit eines schwachen Elektrolyten, der in H_3O^+ -Ionen dissoziiert, ist wesentlich höher als die eines starken Elektrolyten. Dies ist durch einen anderen Leitungsmechanismus begründet: Anstatt dass sich ein H_3O^+ -Ion durch die Lösung bewegt, wird die positive Ladung an ein umliegendes Wassermolekül übertragen und so wesentlich schneller transportiert.

2 Versuchsaufbau

Der Versuchsaufbau besteht aus einem Leitfähigkeitsmessgerät. Der Messstab enthält einen Temperatursensor und die beiden zur Leitfähigkeitsmessung benötigten Elektroden. Auf der Anzeige ist direkt die spezifische Leitfähigkeit κ in der Einheit

$$[\kappa] = \text{S cm}^{-1} = \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$$

abzulesen. Da die spezifische Leitfähigkeit von der Temperatur abhängig ist, werden die Proben in einem Wasserbad temperiert.

3 Platzausstattung

Bitte melden Sie defekte oder nicht vorhandene Geräte und Materialien der Saalaufsicht.

3.1 Arbeitsplatz

Anzahl	Gerät
2	Becherglas 400 mL
1	Konduktometer Lab 970 mit Leitfähigkeitsmesszelle
18	Reagenzgläser mit Ständer
1	Spritzflasche reines Wasser
1	Thermostat Julabo CORIO CD
4	Kolbenpipette 2 mL

3.2 Chemikalien

Behälter	Chemikalie
Schraubdeckelgefäß	Reines Wasser
Flasche mit Dispenser	Essigsäurelösung
Flasche mit Dispenser	Natriumacetatlösung
Flasche mit Dispenser	Natriumchloridlösung
Flasche mit Dispenser	Salzsäurelösung
Schraubdeckelgefäß	Kalibrierlösung

4 Arbeitshinweise

4.1 Dispenser

Pipettieren Sie nie direkt aus Vorratsgefäßen! Stattdessen wird die zu pipettierende Substanz über einen Dispenser vorgelegt.

- Der Kolben des Dispensers muss gleichmäßig bis zum Anschlag hochgezogen werden.
- Ein Reagenzglas wird unter den Auslass gehalten.
- Der Kolben wird langsam wieder nach unten gedrückt.
- Verbleibende Tropfen am Auslass werden an der Gefäßwand abgestreift.

5 Durchführung

5.1 Vorbereitung

- Schalten Sie zunächst den Thermostat an und überprüfen Sie, indem Sie auf **T1** drücken, ob die Celsius-temperatur

von 25 °C eingestellt ist. Falls nicht, kann diese durch Betätigen der Pfeiltasten verändert werden. Die veränderte Temperatur wird durch die Taste **←** übernommen.

- Schalten Sie das Leitfähigkeitsmessgerät ein, und achten Sie darauf, dass das Gerät die korrekte Einheit zum Messen der spezifischen Leitfähigkeit anzeigt.

5.2 Probenmessung

Es werden zunächst jeweils vier wässrige Essigsäure-, Natriumacetat-, Natriumchlorid- und Salzsäure-Lösungen über eine Verdünnungsreihe in den Reagenzgläsern angesetzt.

Tabelle 1: Zusammensetzung der zu vermessenden Lösungen.

Lösung	Ansatz
1	Stammlösung (0,1 molL ⁻¹)
2	2 mL Lösung 1 + 20 mL H ₂ O
3	2 mL Lösung 2 + 20 mL H ₂ O
4	2 mL Lösung 3 + 20 mL H ₂ O

In der Verdünnungsreihe wird während der ersten Entnahme von 2 mL Lösung die Pipette benetzt und anschließend wird der Inhalt verworfen. Daraufhin werden erneut 2 mL aufgezogen und in das nächste Reagenzglas gegeben. Nachdem alle Lösungen angesetzt wurden, wird der Reagenzglasständer in den Thermostaten gestellt. Geben Sie auch ungefähr 20 mL der Kalibrierlösung und 20 mL reines Wasser in je ein Reagenzglas. Nach ungefähr 10 Minuten sind die Gefäße mit den Lösungen temperiert. Das Leitfähigkeitsmessgerät wird zunächst kalibriert, dazu wird die Taste **CAL** so oft gedrückt, bis auf der Anzeige **CAL CELL** erscheint. Drücken Sie nun **OK** und tauchen Sie die Elektrode in die Kalibrierlösung. Bestätigen Sie erneut mit **OK** und warten Sie, bis die Anzeige **AR** nicht mehr blinkt.

Messen Sie im Anschluss die spezifische Leitfähigkeit von reinem Wasser und dann die Proben der ersten Lösung mit aufsteigender Konzentration. Unmittelbar vor jeder Leitfähigkeitsmessung wird der Messstab mit reinem Wasser abgespült. Mit einem Papiertuch werden anhaftende Tropfen *vorsichtig* entfernt. Schwenken Sie die Elektrode in jeder Lösung, um eine vollständige Benetzung mit der jeweiligen Lösung zu ermöglichen. Nach gründlichem Spülen der Elektrode können die Proben der nächsten Lösung analog gemessen werden. Wurde beim Ansetzen der Lösungen das gleiche Wasser verwendet, so muss die spezifische Leitfähigkeit des reinen Wassers nicht erneut gemessen werden.

5.3 Versuchsende

Schalten Sie das Leitfähigkeitsmessgerät, den Thermostaten sowie das Kühlwasser aus. Entsorgen Sie alle gemessenen Lösungen in den Abfluss. Reinigen Sie alle verwendeten Glasgeräte gründlich mit dem am Waschbecken in einem 5 L Kanister bereitgestellten reinen Wasser. Trocknen Sie die Reagenzgläser sowie den Reagenzglasständer.

6 Auswertung

Hinweis: Nehmen Sie an, dass der Fehler der Konzentration der ausstehenden Stammlösungen vernachlässigbar klein ist.

6.1 Spezifische Leitfähigkeit von Wasser

Beachten Sie, dass das Wasser selbst eine spezifische Leitfähigkeit κ_{Wasser} besitzt. Die Leitung elektrischer Ladung durch das Wasser und die Elektrolytlösung kann als Parallelschaltung elektrischer

Widerstände betrachtet werden. Daraus folgt für die spezifischen Leitfähigkeiten, dass sie sich additiv verhalten.

$$\kappa_{\text{gemessen}} = \kappa_{\text{Elektrolyt}} + \kappa_{\text{Wasser}} \quad (19)$$

Berechnen Sie aus den gemessenen Leitfähigkeiten der Lösungen κ_{gemessen} und von reinem Wasser zunächst die Leitfähigkeiten der entsprechenden Elektrolytlösungen $\kappa_{\text{Elektrolyt}}$ und verwenden Sie diese in der Auswertung.

6.2 Molare Leitfähigkeit

Tragen Sie in einem Diagramm die molaren Leitfähigkeiten Λ der gemessenen Lösungen gegen die Konzentration c auf. Die molaren Leitfähigkeiten aller Lösungen werden in *einem* Diagramm aufgetragen. Verwenden Sie ein großes Diagramm, um die Verläufe im Detail erkennen zu können. Diskutieren Sie die unterschiedlichen Verläufe und das unterschiedliche Verhalten der starken und schwachen Elektrolyte.

6.3 Starker Elektrolyt

Bestimmen Sie die molare Grenzleitfähigkeit Λ_{∞} und den Faktor B für Natriumacetat, Natriumchlorid und Salzsäure in wässriger Lösung bei 25 °C.

1. Tragen Sie dazu für alle starken Elektrolyte die molare Leitfähigkeit Λ gegen die Wurzel der Konzentration \sqrt{c} in *einem* Diagramm auf und erstellen Sie einen linearen Fit.
2. Aus der Steigung und dem Ordinatenabschnitt kann gemäß Gleichung 17 die molare Grenzleitfähigkeit Λ_{∞} und der Faktor B berechnet werden.

6.4 Schwacher Elektrolyt

Bestimmen Sie die molare Grenzleitfähigkeit Λ_{∞} und die Dissoziationskonstante K_D von Essigsäure in wässriger Lösung bei 25 °C.

1. Tragen Sie dazu $\frac{1}{\Lambda}$ gegen c auf und erstellen Sie einen linearen Fit.
2. Aus der Steigung und dem Ordinatenabschnitt kann gemäß Gleichung 16 die Dissoziationskonstante K_D und die molare Grenzleitfähigkeit Λ_{∞} berechnet werden.

6.5 Gesetz der unabhängigen Ionenwanderung

1. Ermitteln Sie aus den berechneten molaren Grenzleitfähigkeiten Λ_{∞} von Natriumacetat, Natriumchlorid und Salzsäure die molare Grenzleitfähigkeit Λ_{∞} von Essigsäure.

2. Vergleichen Sie die berechnete molare Grenzleitfähigkeit Λ_{∞} von Essigsäure mit dem experimentellen und theoretischen Wert.

Die Literaturwerte lauten [HV75].

$$\Lambda_{\infty}(\text{Natriumacetat}) = 91,0 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1} \quad (20)$$

$$\Lambda_{\infty}(\text{Natriumchlorid}) = 126,5 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1} \quad (21)$$

$$\Lambda_{\infty}(\text{Salzsäure}) = 426,2 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1} \quad (22)$$

$$\Lambda_{\infty}(\text{Essigsäure}) = 390,6 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1} \quad (23)$$

$$K_D(\text{Essigsäure}) = 1,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \quad (24)$$

7 Vorbereitung auf das Kolloquium

Das Kolloquium beinhaltet zwei Themen. In beiden Themen wird vorausgesetzt, dass von den besprochenen Größen die physikalische Bedeutung, die Einheit und die Berechnung des zugehörigen Fehlers bekannt sind.

Erstes Thema:

1. Erläutern Sie Versuchsziele, Versuchsdurchführung, verwendete Apparaturen und gemessene Größen.

Zweites Thema:

1. Geben Sie an, wie Sie die Konzentration c der Elektrolytlösungen sowie den Fehler Δc berechnen.
2. Zeigen Sie, wie Sie aus Ihren Messdaten die Dissoziationskonstante K_D für Essigsäure bestimmen.
3. Wie wird die molare Grenzleitfähigkeit Λ_{∞} von Essigsäure in diesem Versuch bestimmt (zwei Methoden)?
4. Wie werden die molaren Grenzleitfähigkeiten der starken Elektrolyte bestimmt?

8 Literaturverzeichnis

- [HV75] C.H. Hamann und W. Vielstich. *Elektrochemie I*. Verlag Chemie, Weinheim, 1975.
- [Wed04] G. Wedler. *Lehrbuch der Physikalischen Chemie*. 5. Auflage. Wiley-VCH, 2004.

A Gefahren- und Sicherheitshinweise der Chemikalien

A.1 Essigsäure 0,1 mol/L

Kein gefährlicher Stoff oder gefährliches Gemisch gemäß der Verordnung (EG) Nr. 1272/2008.

A.2 Kaliumchloridlösung 0,01 mol/L

Kein gefährlicher Stoff oder gefährliches Gemisch gemäß der Verordnung (EG) Nr. 1272/2008.

A.3 Natriumacetatlösung 0,1 mol/L



Gefahrenhinweise

H226	Flüssigkeit und Dampf entzündbar.
H290	Kann gegenüber Metallen korrosiv sein.
H314	Verursacht schwere Verätzungen der Haut und schwere Augenschäden.

Sicherheitshinweise

P210	Von Hitze, heißen Oberflächen, Funken, offenen Flammen sowie anderen Zündquellen fernhalten. Nicht rauchen.
P280	Schutzhandschuhe/Schutzkleidung/Augenschutz/Gesichtsschutz/Gehörschutz tragen.
P303 + P361 + P353	BEI BERÜHRUNG MIT DER HAUT (oder dem Haar): Alle kontaminierten Kleidungsstücke sofort ausziehen. Haut mit Wasser abwaschen oder duschen.
P305 + P351 + P338	BEI KONTAKT MIT DEN AUGEN: Einige Minuten lang behutsam mit Wasser ausspülen. Eventuell vorhandene Kontaktlinsen nach Möglichkeit entfernen. Weiter ausspülen.
P310	Sofort GIFTINFORMATIONSZENTRUM/Arzt anrufen.

A.4 Natriumchloridlösung 0,1 mol/L

Kein gefährlicher Stoff oder gefährliches Gemisch gemäß der Verordnung (EG) Nr. 1272/2008.

A.5 Salzsäure 0,1 mol/L



Gefahrenhinweise

H290	Kann gegenüber Metallen korrosiv sein.
------	--

Sicherheitshinweise

P234	Nur in Originalverpackung aufbewahren.
P390	Verschüttete Mengen aufnehmen, um Materialschäden zu vermeiden.
P406	In korrosionsbeständigem Behälter mit korrosionsbeständiger Innenauskleidung aufbewahren.

B Vorlage für die Wertetabelle

	$\kappa_{\text{H}_2\text{O,max}}$	$\kappa_{\text{H}_2\text{O,min}}$
H ₂ O		

	Natriumacetat-Lösungen		Natriumchlorid-Lösungen	
Lösung	$\kappa_{\text{NaAc,max}}$	$\kappa_{\text{NaAc,min}}$	$\kappa_{\text{NaCl,max}}$	$\kappa_{\text{NaCl,min}}$
4				
3				
2				
1				
	Salzsäure-Lösungen		Essigsäure-Lösungen	
Lösung	$\kappa_{\text{HCl,max}}$	$\kappa_{\text{HCl,min}}$	$\kappa_{\text{HAc,max}}$	$\kappa_{\text{HAc,min}}$
4				
3				
2				
1				

Namen, Datum:

Platzabnahme durch Betreuer: