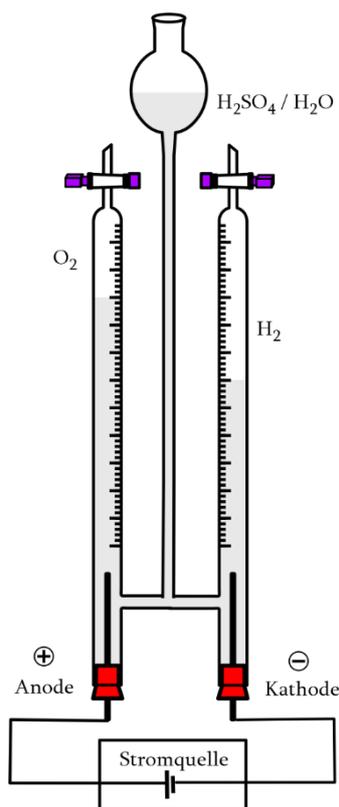


# Grundlagen der Elektrochemie

ANGEWANDTE ELEKTROCHEMIEVERSUCHE; TECHNOLOGISCHE ASPEKTE



Skriptum zur LU aus Technischer Chemie  
Sommersemester 2023

**Betreuer:** Florian Stainer  
stainer@tugraz.at

## Teil A: Versuch zur Bestimmung der Überspannung (Elektrodenkinetik)

### Aufgabenstellung

Es wird die Strom-Spannungskurve einer 1 M Salzsäure an Graphitelektroden aufgezeichnet, außerdem wird die Überspannung an verschiedenen Metallen bestimmt.

### Theoretische Überlegungen

Eine elektrolytische Lösung ist in der Lage, bei Anlegen einer Spannung  $U$  an eine elektrochemische Zelle den elektrischen Strom  $I$  über ionische Ladungsträger zu leiten. Wird der Strom  $I$ , der durch eine elektrolytische Lösung fließt, in Abhängigkeit der Klemmenspannung  $E_{kl}$ , also der Spannung zwischen den Elektroden, gemessen, so wird der folgende Zusammenhang erhalten:

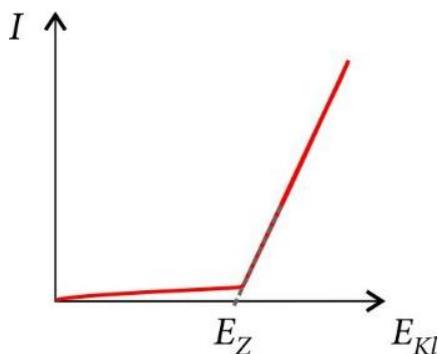


Abb. 1 Strom-Spannungskurve

Aus dieser Auftragung ist ersichtlich, dass bei niedriger Klemmenspannung der Strom nicht signifikant ansteigt. Erst ab einer bestimmten Spannung, der sogenannten Zersetzungsspannung  $E_Z$ , kann die Elektrolysereaktion ablaufen und der Strom steigt an. Oberhalb dieser Zersetzungsspannung ist, bei nicht allzu hoher Klemmenspannung, ein linearer Zusammenhang zwischen Strom und Spannung zu beobachten.

Bei Elektroden mit hohen Austauschstromdichten, an denen die Redoxreaktionen ohne kinetische Hemmung stattfinden, entspricht das Elektrodenpotential  $\varphi$  dem Gleichgewichtspotential  $\varphi_0$ . Ist ein Schritt der Elektrodenreaktion jedoch kinetisch gehemmt, so wird von polarisierbaren Elektroden gesprochen. Diese Hemmung wird zum einen durch den Ladungsdurchtritt an der Phasengrenze von Elektrode und Ionenleiter verursacht, zum anderen von einem zu langsamen Stofftransport aus der Lösung an die Elektrodenoberfläche (*vice versa*). Ein weiterer Grund sind zu langsame Reaktionsschritte, wie z. B. Adsorptions- oder Desorptionsprozesse. Dementsprechend werden diese Arten der Hemmung auch als Durchtrittshemmung, Diffusionshemmung oder Reaktionshemmung bezeichnet. Die Reaktion kann jedoch durch Anlegen einer höheren Spannung in die gewünschte Richtung gezwungen werden. Diese Überspannung  $\eta$  ist die Abweichung des Elektrodenpotentials bei Stromfluss vom Gleichgewichtspotential  $\varphi_0$  ( $\eta = \varphi - \varphi_0$ ). Sie ist abhängig vom Elektrodenmaterial und von der (oder den) ablaufenden Reaktion(en).

Das Beispiel der Elektrolyse von Salzsäure zeigt den Effekt der Überspannung deutlich. Bei der Betrachtung der Standard-Potentiale wird erwartet, dass an der Anode Sauerstoff

und an der Kathode Wasserstoff entsteht (siehe elektrochemische Spannungsreihe). Die Beobachtung zeigt jedoch, dass es zur Entwicklung von Chlorgas und Wasserstoffgas kommt, da diese Reaktionen eine geringere Überspannung haben.

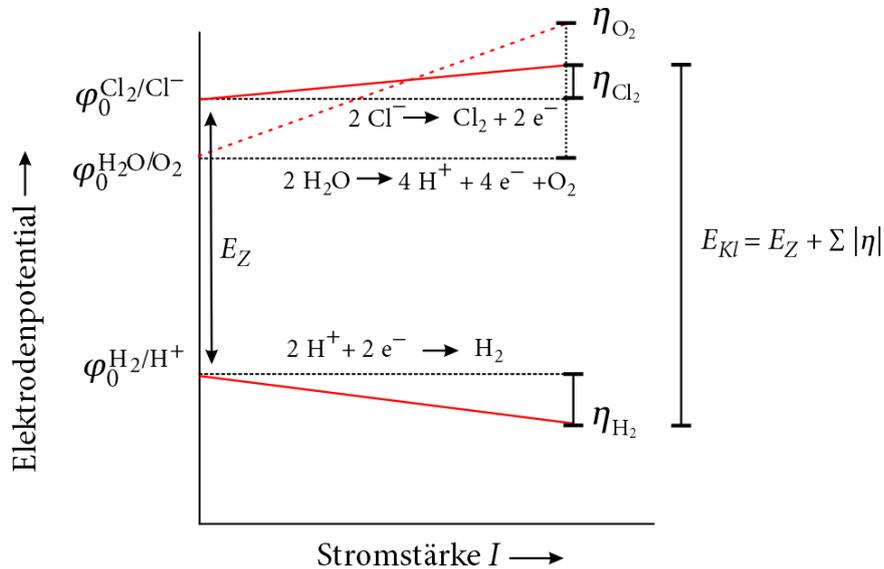


Abb. 2 Darstellung des Überspannungsverlaufs bei einer Salzsäureelektrolyse

Die theoretische Zersetzungsspannung entspricht der Gleichgewichtsspannung und kann über die Nernstgleichung berechnet werden:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{RT}{zF} \ln\left(\frac{a_{\pm(\text{HCl})}^2}{f_{\text{H}_2} \cdot f_{\text{Cl}_2}}\right)$$

Hierbei ist  $a_{\pm}(\text{HCl})$  die mittlere Aktivität (0.81 für eine 1M HCl-Lösung),  $R$  die ideale Gas-konstante,  $T$  die Temperatur (in K) und  $z$  die Anzahl der übertragenen Elektronen. Für die Fugazität  $f$  von  $\text{H}_2$  und  $\text{Cl}_2$  können näherungsweise die Partialdrücke verwendet werden. Diese entsprechen dem atmosphärischen Druck. Die Standard-Redoxpotentiale können der elektrochemischen Reihe entnommen werden (Kathode -Anode!). Dieser Wert gilt allerdings nur für Gleichgewichtsbedingungen, d. h., unter stromlosen Bedingungen. Für Elektroden mit geringer kinetischer Hemmung wie z. B. Platin stimmt der Wert der tatsächlichen Zersetzungsspannung relativ gut mit dem theoretischen Wert überein. Für Materialien wie Graphit jedoch ist die Reaktion kinetisch gehemmt, so dass eine Überspannung entsteht. (siehe Abb. 3)

Die experimentelle Zersetzungsspannung wird durch Extrapolation des linearen Bereichs der Strom-Spannungskurve erhalten:

$$E_z = \Delta E + \eta_c + \eta_A + IR$$

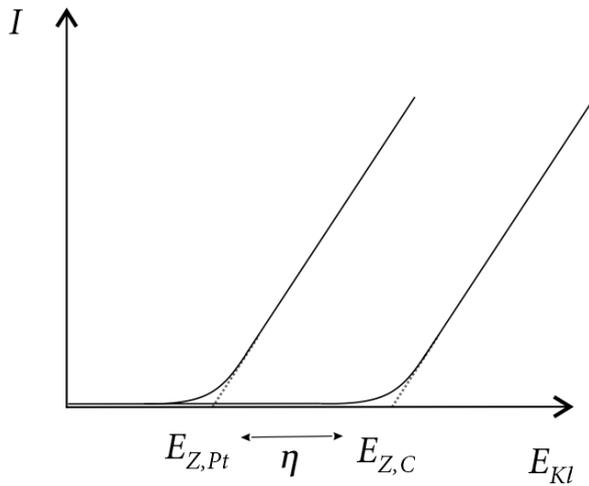


Abb. 3 Vergleich der Strom-Spannungskurve einer Platinelektrode und einer Graphitelektrode

Wird nun die Kathode durch ein anderes Material ersetzt, so ändert sich auch die Überspannung an der Kathode,  $\eta_C$ , während die Überspannung an der Anode,  $\eta_A$ , und der Spannungsabfall durch den Elektrolyten  $IR$ , konstant bleibt. Dadurch kann die Wasserstoffüberspannung von mehreren Metallen relativ zueinander abgeschätzt werden.

### Aufbau

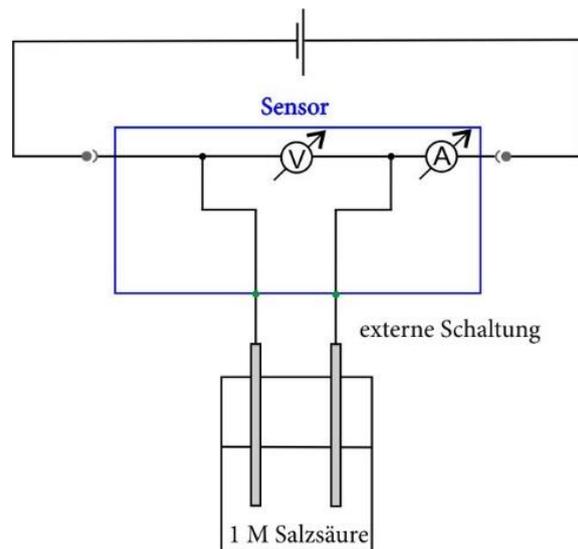
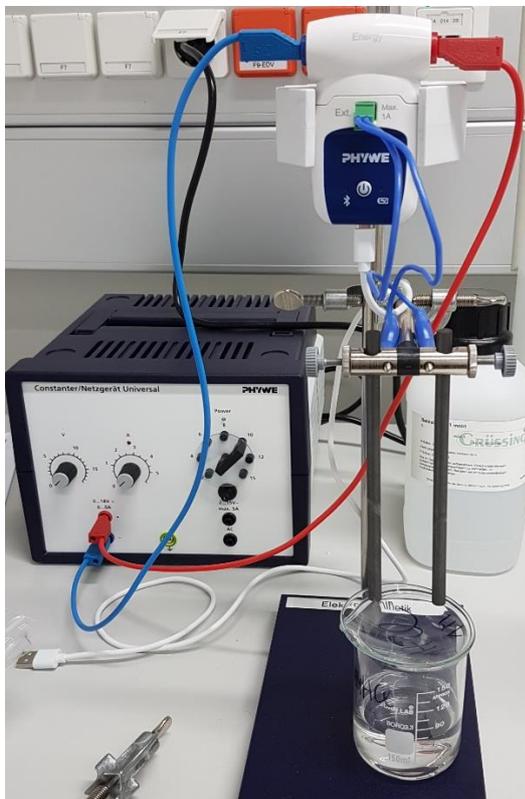


Abb. 4 Versuchsaufbau und Schaltbild

## Durchführung

Der Versuchsaufbau ist in Abb. 1 zu sehen. Die Elektrodenhalterung und die Halterung für den Sensor werden an der Stativstange befestigt. Die „+“-Buchse der Spannungsquelle wird über das rote Kabel mit der „+“-Buchse des Sensors und die „-“-Buchse des Sensors über das blaue Kabel mit der „-“-Buchse der Spannungsquelle verbunden. Außerdem wird das grüne Kabel an die „extern“-Buchse des Sensors und an die Elektrodenhalterung angeschlossen. Der Spannungsregler am Netzgerät wird auf 0 V geregelt. In ein Becherglas werden ca. 80 mL 1M Salzsäure vorgelegt. Zwei Graphitelektroden werden so in die Halterung geklemmt, dass sie ca. 2 cm tief in die Salzsäure eintauchen. Die *MeasureLab* Software wird gestartet, und mit dem Sensor gekoppelt (via Bluetooth oder USB-Kabel). Anschließend wird der Versuch „P3061867 Electrode kinetics“ aufgerufen. Unter „Einstellungen“ wird im Menüpunkt „Messen“ „Einzelwertmessung“ ausgewählt. Durch das Symbol  wird das System in Messbereitschaft versetzt. Die Spannung wird nun am Netzgerät vorsichtig (!) in 0,2 V Schritten auf 4 V gebracht. Nach jeder Spannungserhöhung wird 1 min gewartet, bevor die Messwerte (Spannung & Stromstärke) mittels des Symbol  aufgezeichnet werden. Die Elektroden werden hinsichtlich Gasentwicklung beobachtet und die Temperatur der Säure zu verschiedenen Zeitpunkten notiert. Die Messung wird bei der Maximalspannung von 4 V durch Drücken des Symbols  gestoppt. Die Daten können als csv-Datei exportiert werden.

Im zweiten Teil des Versuchs wird die Graphitkathode nacheinander gegen eine Elektrode aus anderen Metallen (Ni, Fe, Cu, Pb, Zn) ausgetauscht. Es werden 80 mL frische Salzsäure in einem Becherglas vorgelegt. Aufgrund der unterschiedlichen Durchmesser werden die Elektroden Ni, Fe, Cu, Pb, 18 mm, die Zn-Elektrode 24 mm und die Graphitelektrode 21 mm eingetaucht, so dass jeweils eine Fläche von knapp 5 cm<sup>2</sup> zur Elektrolyse bereitsteht. Die angelegte Spannung wird nun vorsichtig (!) erhöht, so dass Stromstärken von  $I = 120$  mA, 180 mA, 240 mA, 300 mA und 360 mA erreicht werden. Die Messwerte werden analog zu Versuchsteil 1 aufgenommen.

## Auswertung / Aufgaben

Es wird die Strom-Spannungskurve einer 1 M Salzsäure bei der Elektrolyse an Graphitelektroden aufgezeichnet und aufgetragen. Die Zersetzungsspannung  $E_z$  wird durch Extrapolation aus der Strom-Spannungskurve bestimmt und der Kurvenverlauf diskutiert.

Durch das Austauschen einer Graphitelektrode gegen andere Metallelektroden werden die unterschiedlichen Überspannungen abgeschätzt. Es soll ein Trend innerhalb der verwendeten Kathodenmetalle festgestellt werden und erklärt werden (Vulcano curve!)

## Sicherheitshinweise

HCl



H290  
P234  
P390

Kann gegenüber Metallen korrosiv sein.  
Nur in Originalverpackung aufbewahren.  
Verschüttete Mengen aufnehmen, um Materialschäden zu vermeiden.

## Literaturnachweis

Elektrochemie, Carl H. Hamann, Wolf Vielstich, 4. Auflage, Wiley-VCH

Leitfaden der Elektrochemie, R. Holze, B.G. Teubner Stuttgart-Leipzig

Angewandte Elektrochemie, P. Kurzweil, Springer Vieweg

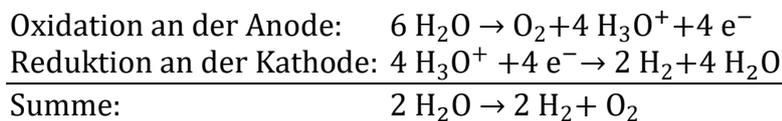
## Teil B: Versuch zur Bestimmung der Faradaykonstante

### Aufgabenstellung

Anwendung des Faraday-Gesetzes: Bestimmung der Faradaykonstante bei der Elektrolyse von verdünnter Schwefelsäure

### Theorie

Eine elektrolytische Lösung ist aufgrund ihrer Ladungsträger in der Lage bei Anlegen einer Spannung  $U$  an eine elektrochemische Zelle den elektrischen Strom  $I$  zu leiten. Das Verfahren wird als Elektrolyse bezeichnet. Beispiele für Elektrolyte sind Säuren, Laugen oder auch Salzlösungen. Die elektrolytischen Zersetzungsprodukte scheiden sich an den Elektroden ab. Die Ladungsmenge, die durch den äußeren Stromkreis fließt, muss hierbei der Ladungsmenge entsprechen, die durch den Elektrolyten fließt. Im Falle von verdünnter Schwefelsäure entsteht an der negativ geladenen Kathode Wasserstoff, an der positiv geladenen Anode bildet sich Sauerstoff.



Michael Faraday (1791 – 1867) erkannte, dass die abgeschiedene Stoffmenge  $m$  proportional zur umgesetzten Ladungsmenge  $Q$  ist, die dem Produkt aus Stromstärke und betrachtetem Zeitintervall  $t$  entspricht:

$$m \propto Q = I \cdot t \quad \text{1. Faradaysches Gesetz} \quad (\text{Gl. 1.1})$$

Ferner erkannte er, dass die durch die gleiche Ladung  $Q$  abgeschiedenen Massen zweier verschiedener Stoffe ( $m_1$  und  $m_2$ ) sich wie der Quotient aus molarer Masse  $M$  und Ladungszahl  $z$  der Zellreaktion verhalten:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1/z_1}{M_2/z_2} \quad \text{2. Faradaysches Gesetz} \quad (\text{Gl. 1.2})$$

Werden in der Zeit  $t$  an einer Elektrode  $\frac{m}{M}$  mol Ionen entladen, so entspricht dies  $\frac{m}{M} \cdot z \cdot N_A$  Elektronen;  $N_A$  ist die Avogadrozahl). Für die transportierte Ladungsmenge folgt daraus:

$$Q_i = \frac{m}{M} \cdot z \cdot N_A \cdot e \quad (\text{Gl. 1.3})$$

Das Produkt  $N_A \cdot e$  entspricht der Ladung von einem Mol Elektronen und wird als Faradaykonstante  $F$  bezeichnet:

$$F = N_A \cdot e = 6485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}. \quad (\text{Gl. 1.4})$$

Mit  $n = \frac{m}{M}$  folgt daraus:

$$Q_i = n \cdot z \cdot F \quad (\text{Gl. 1.5})$$

## Aufbau

Eine Elektrolysezelle mit zwei Platinelektroden ist über einen Schlauch mit einem Ausgleichsgefäß zum Befüllen und Nivellieren verbunden. An die Zelle werden ein Schalter, ein Multimeter (zum Messen der Stromstärke) und eine Spannungsquelle in Reihe geschaltet.

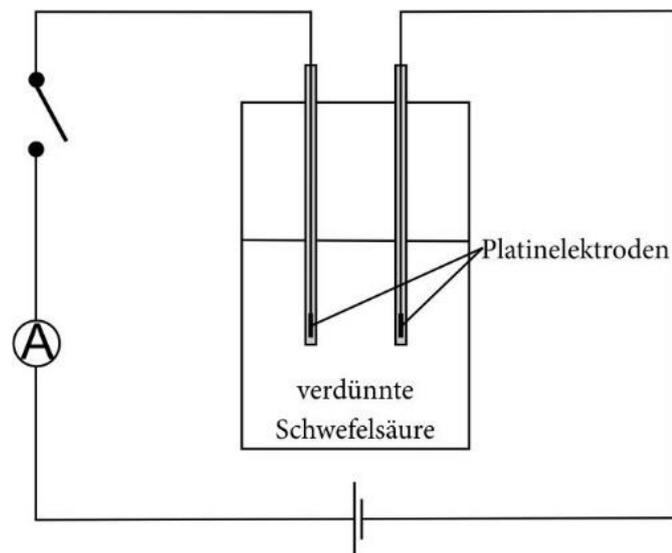


Abb. 1: Hoffmann'scher Zersetzungsapparat mit verdünnter Schwefelsäure befüllt, inkl. Schaltbild

## Durchführung

### Herstellung einer 20 m.-%igen Schwefelsäure:

In einem 250 mL Becherglas werden 238 g destilliertes Wasser vorgelegt. Anschließend werden 62 g konzentrierte Schwefelsäure vorsichtig hinzugegeben (bereits vorbereitet).

### Messaufbau:

Die Hähne der Elektrolyseapparatur werden geöffnet und 200 mL verdünnte Schwefelsäure über das Ausgleichsgefäß eingefüllt. Luftblasen werden durch leichtes Klopfen beseitigt. Das Ausgleichsgefäß wird so positioniert, dass beide Röhren exakt befüllt sind. Für einige Minuten wird ein Strom mit einer Stärke von ca.  $I = 400$  mA angelegt, um die Elektrolyse zu beginnen und somit die Apparatur mit Wasserstoff bzw. Sauerstoff zu füllen. Anschließend werden die Absperrhähne geöffnet, um beide Röhren erneut komplett mit Schwefelsäure zu füllen. Die Absperrhähne werden geschlossen, so dass die Elektrolyse beginnen kann. Es wird der Luftdruck  $p$  und die Raumtemperatur  $T$  bestimmt.

### Elektrolyse bei konstanter Stromstärke:

Bei konstanter Stromstärke wird das Volumen der gebildeten Gase mit der Zeit bestimmt. Dazu wird ein Strom der Stärke  $I = 200$  bis  $300$  mA für  $t = 10$  min angelegt. Die Zeitnahme startet gleichzeitig mit dem Stromfluss. Nach jeder Minute wird der Stromfluss unterbrochen und das Gasvolumen, das sich gebildet hat, abgelesen. Dies geschieht indem das Ausgleichsgefäß so positioniert wird, dass sich der Meniskus in der Bürette auf der gleichen Höhe befindet wie der Meniskus des Ausgleichsgefäßes. Gasvolumina und Zeit werden notiert.

### Elektrolyse bei unterschiedlichen Stromstärken:

Im zweiten Teil des Versuchs werden die Volumina  $V$  der elektrolytisch gebildeten Gase bei konstanter Zeit und variabler Stromstärke bestimmt. Dazu werden an die Lösung drei verschiedene Stromstärken  $I = 70$  mA,  $140$  mA und  $210$  mA für eine konstante Zeit von  $t = 5$  bis  $10$  min angelegt. Das gebildete Gasvolumen wird abgelesen und gegen die angelegte Stromstärke aufgetragen. Die Röhren werden nach jeder Messung aufgefüllt.

## Auswertung

Das Faraday Gesetz beschreibt den Zusammenhang zwischen der Strommenge und der Masse der umgesetzten Substanzen, wobei die Faraday-Konstante der Proportionalitätsfaktor ist.

Die eingesetzte Strommenge wird nach Gl. 1.1 berechnet. Die Gasvolumina werden gegen diese Ladungsmenge  $Q$  aufgetragen und die Geradensteigung bestimmt. Mit (Gl. 1.5) und dem allgemeinen Gasgesetz kann aus der Steigung die Faraday-Konstante bestimmt werden:

$$n = \frac{Q}{z \cdot F} \quad \text{und} \quad n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

liefert:

$$\frac{V}{Q} = \frac{R \cdot T}{z \cdot F \cdot p} \quad (\text{Gl. 3.1})$$

Die Ladungszahl von Wasserstoff  $z(\text{H}_2)$  ist 2, die von Sauerstoff  $z(\text{O}_2)$  ist 4. Die Faradaykonstante wird sowohl für die Durchführung bei konstanter Stromstärke, als auch für die Durchführung bei konstantem Zeitintervall bestimmt.

## Sicherheitshinweise

Schwefelsäure



H290

H314

P280

P301+P330+P331

P303+P361+P353

P310

Kann gegenüber Metallen korrosiv sein

Verursacht schwere Verätzungen der Haut und schwere Augenschäden

Schutzhandschuhe/Schutzkleidung/Augenschutz/Gesichtsschutz tragen

Bei **Verschlucken**: Mund ausspülen! KEIN Erbrechen herbeiführen.

Bei **Berührung** mit der Haut (oder dem Haar): Alle kontaminierten Kleidungsstücke sofort ausziehen. Haut mit Wasser abwaschen (oder duschen).

Sofort Giftinformationszentrum/Arzt anrufen!

## Teil C: Versuch zur Temperaturabhängigkeit der Leitfähigkeit

### Aufgabenstellung

Bestimmung der Leitfähigkeit einer Kochsalzlösung im Temperaturintervall von  $T = 20\text{ °C}$  bis ca.  $T = 90\text{ °C}$

### Theorie

Ionisch aufgebaute Stoffe dissoziieren in Wasser, wobei die Dissoziation bei starken Elektrolyten vollständig verläuft, bei schwachen Elektrolyten jedoch nur teilweise. Die Dissoziation von schwachen Elektrolyten ist nach dem Ostwaldschen Verdünnungsgesetz konzentrations-abhängig: Bei unendlich starker Verdünnung dissoziieren selbst die schwachen Elektrolyten vollständig und die Assoziation von Kationen und Anionen ist nahezu unterbunden.

Das elektrische Verhalten von Elektrolytlösungen wird durch die elektrischen Leitfähigkeit  $\sigma$  beschrieben. Sie hängt direkt mit der Größe  $u$  zusammen.  $u$  wird als Mobilität bezeichnet und beschreibt quantitativ die Wanderung der Ionen in Gegenwart eines homogenen elektrischen Feldes. Für die Mobilität  $u$  des Ladungsträgertransportes gilt folgende Beziehung

$$u = \frac{v}{E} = \frac{ze_0E}{6\pi\eta r_i} \quad (\text{Gl. 1-1})$$

mit

$v$  = Geschwindigkeit der Ladungsträger

$E$  = Feldstärke

$z$  = Ladungszahl

$e_0$  = Elementarladung

$\eta$  = Viskosität

$r_i$  = Ionenradius; der effektive Radius, der Solvathüllen berücksichtigt wäre  $r_{\text{eff}}$

$u$  ist somit umgekehrt proportional zur Viskosität und zum Ionenradius. Die Gesamtleitfähigkeit  $\sigma$  setzt sich aus den Beiträgen  $u^+$  der Kationen und der Anionen  $u^-$  zusammen und ist definiert als der Kehrwert des spezifischen Widerstandes  $\rho$ , der beschrieben wird über

$$\sigma = \frac{1}{\rho} = F \cdot c(N^+z^+u^+ + N^-z^-u^-) \quad (\text{Gl. 1-2})$$

mit

$F$  = Faradaykonstante

$c$  = Stoffmengenkonzentration

$N$  = Teilchenanzahl der Kationen (+) und Anionen (-)

$z$  = Ladungszahl der Kationen (+) und der Anionen (-).

$\sigma$  ist somit direkt proportional zur Mobilität, zur Konzentration der Ladungsträger und zur Ladungszahl der einzelnen Spezies. Hohe Leitfähigkeiten werden in einem Elektrolyten folglich bei hoher Konzentration und vollständiger Dissoziation erhalten. Liegt keine vollständige Dissoziation vor, so ist auch die Leitfähigkeit aufgrund der geringeren

Ionenanzahl geringer. Eine höhere Ladungszahl sollte die Leitfähigkeit bei gleicher Konzentration zu höheren Werten verschieben. Höherwertige Ionen besitzen allerdings durch die Anlagerung einer größeren Anzahl an Wasserdipolen eine größer Solvat- oder Hydrathülle und haben somit aufgrund ihres effektiv größeren Radius eine geringere Mobilität (siehe Gl. 1-1).

Auch die Temperatur hat einen Einfluss auf die Leitfähigkeit: Da die Viskosität  $\eta$  mit steigender Temperatur sinkt, steigt die Leitfähigkeit nach Gl. 1-1 mit steigender Temperatur.

Um die Temperaturabhängigkeit der Leitfähigkeit zu verdeutlichen, wird der Temperaturkoeffizient  $\beta$  eingeführt. Dieser gibt die Änderung der Leitfähigkeit  $\Delta\sigma$  pro 1 K bezogen auf die Leitfähigkeit  $\sigma_R$  bei einer Referenztemperatur  $T_R$  an.

$$\beta = \frac{\Delta\sigma}{\Delta T} \cdot \left(\frac{1}{\sigma_R}\right) \cdot 100$$

$\sigma_{298\text{ K}} = 21,1 \text{ mS/cm}$  (für eine 1m%ige NaCl-Lösung)

## Aufbau

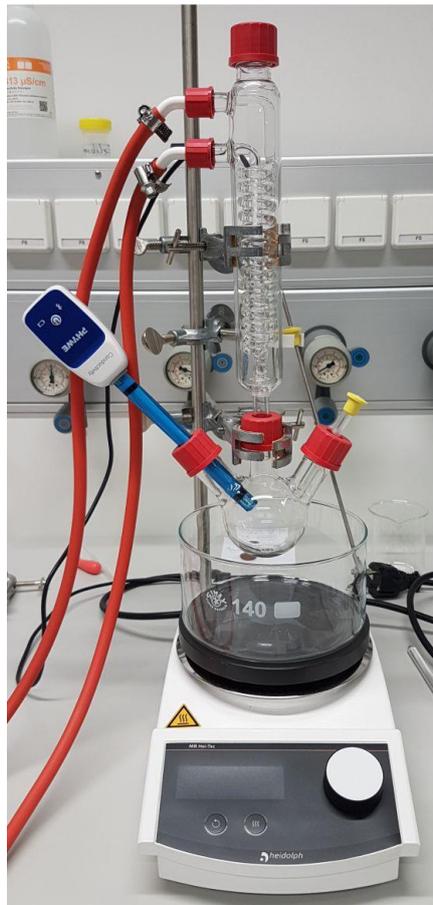


Abb. 1: Messaufbau des Versuches

## Durchführung

Die Kristallisierschale wird zur Hälfte mit Wasser gefüllt, mit einem Rührfischchen versehen und auf den Magnetrührer platziert. Das kleine Rührfischchen wird in den Dreihalskolben gegeben, dieser zu 2/3 mit der Kochsalzlösung befüllt und so an die Klammer angebracht, dass er zur Hälfte in das Wasserbad eintaucht. Anschließend wird der Rückflusskühler in der Mitte und der Leitfähigkeitssensor an einem der äußeren Hälse des Dreihalskolbens so montiert, dass die Elektroden gut in die Kochsalzlösung eintauchen. Der dritte Hals wird mit einem Blindverschluss abgedichtet. Der Leitfähigkeitssensor wird eingeschaltet, indem der Einschaltknopf länger als 3 s gedrückt wird. Anschließend wird das Programm *measureLAB* gestartet und der Sensor ausgewählt.

### Herstellung einer 1 m.-%igen Kochsalzlösung:

1 g Natriumchlorid (trocken) wird in einem 250 mL Becherglas eingewogen und mit 99 g destilliertem Wasser aufgefüllt. Die Lösung wird so lange gerührt, bis das Natriumchlorid gelöst ist. (Gute Laborpraxis bedeutet, auf Sauberkeit an den Geräten zu achten.)

### Kalibrierung des Leitfähigkeitssensors:

Für die Kalibriermessung wird etwas demineralisiertes Wasser in ein Becherglas gegeben und der Leitfähigkeitssensor eingetaucht. Dabei müssen beide Elektroden vollständig bedeckt sein. Die Messung wird über *calibrate sensor* in der Software gestartet. Falls der Messwert von 1  $\mu\text{S}/\text{cm}$  (bei einfach demineralisiertem Wasser) abweichen sollte, wird

der korrekte Wert eingetragen und mit *apply corrected value* bestätigt. Das Vorgehen wird für den zweiten Punkt mit Standardlösung wiederholt, wobei der angegebene Leitfähigkeitswert der Kalibrierlösung eingegeben wird (Temperatur beachten).

#### Temperaturabhängige Leitfähigkeitsmessung:

Der Sensor wird am zweiten Seitenhals montiert und das Kühlwasser vorsichtig aufgedreht. Es wird eine mittlere Rührgeschwindigkeit für den Magnetrührer und eine Temperatur von  $T = 90\text{ °C}$  für die Einstellung der Heizplatte gewählt. Die Messung wird mit  gestartet. Wenn  $T = 90\text{ °C}$  in der Kochsalzlösung erreicht sind, wird die Messung mit  gestoppt. Das Experiment wird gespeichert.

#### **Auswertung**

In der graphischen Darstellung ist die Leitfähigkeit über der Temperatur aufzutragen. Bis zu einer bestimmten Temperatur handelt es sich um einen linearen Zusammenhang. Die Steigung der Ausgleichsgeraden für dieses Temperaturintervall wird bestimmt, daraus wird der Temperaturkoeffizienten  $\alpha$  berechnet.

#### **Ergebnis/Diskussion**

Bis zu welcher Temperatur ist der Leitfähigkeitsanstieg linear?

Wie kann in konventionellen Leitfähigkeitsmessgeräten die Temperaturabhängigkeit berücksichtigt werden?

#### **Sicherheitshinweise**



#### **Literaturnachweis**

- (1) Lehrbuch der Physikalischen Chemie, G. Wedler, H.-J. Freund, 6. Auflage Wiley-VCH
- (2) Elektrochemie, C. H. Hamann, W. Vielstich, 4. Auflage Wiley-VCH
- (3) Leitfaden der Elektrochemie, R. Holze, B.G.Teubner Stuttgart-Leipzig