

# Labor elektrochemische Grundlagen

---

Versuch: Grundlagen der Elektrochemie

**Betreuer:**

Prof. Dr. Hanno Käß

Prof. Dr. Renate Hiesgen

Dr. Jürgen Kraut

Dr. Jürgen Haiber

Michael Handl

# Inhalt

1	Allgemeines/Lernziele.....	3
1.1	Hinweise zu den Versuchen .....	3
1.2	Bedienung des Netzgerätes.....	3
1.2.1	Einstellen konstanter Ausgangsspannung .....	3
1.3	Bedienung des Multimeters.....	3
2	Versuchsdurchführungen.....	4
2.1	Ionenleitung im elektrischen Feld.....	4
2.1.1	Einführung.....	4
2.1.2	Aufgabenstellung .....	4
2.1.3	Versuchsdurchführung .....	5
2.2	Messung von Halbzellenpotentialen .....	9
2.2.1	Einführung.....	9
2.2.2	Aufgabenstellung .....	10
2.2.3	Versuchsdurchführung .....	11
2.3	Alkali-Mangan-Batterie .....	14
2.3.1	Einführung.....	14
2.3.2	Aufgabenstellung .....	15
2.3.3	Versuchsdurchführung .....	15

# 1 Allgemeines/Lernziele

## 1.1 Hinweise zu den Versuchen

Aus zeitlichen Gründen ist der Versuch „Ionenwanderung“ unbedingt als erstes zu starten. Danach können die restlichen Versuche bearbeitet werden, um den Ionen etwa 2 h Wanderungszeit im elektrischen Feld zu belassen.

Alle Bechergläser werden entsprechend ihres Inhalts mit wasserfestem Stift beschriftet.

Während des Aufenthalts im Labor sind zu jeder Zeit eine Schutzbrille sowie ein Laborkittel zu tragen. Laborkittel und Schutzbrillen werden vor dem Praktikum ausgegeben und müssen im Anschluss wieder zurückgegeben werden. Zuwiderhandlungen führen zum Verweis aus dem Labor und zum Ausschluss vom Praktikum.

## 1.2 Bedienung des Netzgerätes

### 1.2.1 Einstellen konstanter Ausgangsspannung

- Stromregler im Uhrzeigersinn bis zum Anschlag drehen
- Netzschalter einschalten
- Mit Spannungsregler die gewünschte Ausgangsspannung einstellen
- Verbinden mit der Last

## 1.3 Bedienung des Multimeters

Um die **Abschalteautomatik**, die das Multimeter nach 30 min automatisch ausschaltet, zu deaktivieren, drücken Sie die Tasten „*Select*“ und „*PC-LINK*“ gleichzeitig, während sie das Multimeter durch den Drehschalter anschalten und lassen Sie die Knöpfe für weitere 7 s gedrückt.

Als **Messbereich** für die Strommessung wird für alle Versuche „*mA*“ gewählt.

## 2 Versuchsdurchführungen

### 2.1 Ionenleitung im elektrischen Feld

#### 2.1.1 Einführung

In einem elektrischen Feld werden Ionen entsprechend ihrer Ladung beschleunigt. Der Beschleunigung entgegen wirkt die Bremswirkung des viskosen Mediums, so dass sich eine konstante Geschwindigkeit  $v$  einstellt. Diese Geschwindigkeit hängt dabei, nach Gleichung 2.1 von der Ionenladung  $z$ , der Elementarladung  $e_0$ , der elektrischen Feldstärke  $E$ , dem Ionenradius  $r$  sowie der dynamischen Viskosität des Mediums  $\eta$  ab.

$$v = \frac{z \cdot e_0 \cdot E}{6\pi \cdot r \cdot \eta} \quad \text{Gleichung 2.1}$$

Die Abhängigkeit der Geschwindigkeit  $v$  der Ionen vom elektrischen Feld  $E$  wird durch die Ionenbeweglichkeit  $\mu$  beschrieben (Gleichung 2.2):

$$\mu = \frac{v}{E} = \frac{z \cdot e_0}{6\pi \cdot r \cdot \eta} \quad \text{Gleichung 2.2}$$

#### 2.1.2 Aufgabenstellung

Es sind die Aufgaben ersten Abschnittes des Aufgabenblatts zu bearbeiten. Dabei soll die Ionenbeweglichkeit von Protonen, Hydroxidionen und  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen aus der zurückgelegten Strecke und der angelegten Spannung ermittelt werden.

Ferner ist der Einfluss der Diffusion auf die Ionenbeweglichkeit zu bestimmen und zu diskutieren, sowie die Viskosität des Mediums aus der ermittelten Ionenbeweglichkeit zu berechnen.

## 2.1.3 Versuchsdurchführung

Tabelle 2.1: Chemikalien für Ionenleitung.

Chemikalie	GHS-Piktogramm	H-/P-Sätze
Agar-Agar	-	-
KCl (aq); 0,1 mol · L <sup>-1</sup>	-	-
KOH (aq); 0,1 mol · L <sup>-1</sup>		H: 290-314 P: 280-301+330+331-305+351+338-309+310
HCl (aq); 0,1 mol · L <sup>-1</sup>		H: 290 P: 390-406
CuSO <sub>4</sub>		H: 302-315-319-400-410 P: 273-305-305+351+338-301+312-302+352
Alkoholisch Phenolphthal-einlösung, 1% ig		H: 225-341-350 P: 280-210-303+361+353

Tabelle 2.2: Geräte und Materialien für Ionenwanderung.

Gerät/Material	Bemerkungen
Netzgerät	
2 vorbereitete U-Rohre	Enthalten: KCl, HCl, KOH, Phenolphthal- ein
Graphitelektroden	
Krokodilklemmen	
Kabel (schwarz und rot)	
Klemmen/Stativ	

Das vorbereitete U-Rohr enthält ein mit 1 % Agar-Agar angedicktes Gemisch aus Kaliumchloridlösung ( $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) und einigen Tropfen Phenolphthaleinlösung. In die beiden Schenkel wurde kurz vor dem Erstarren je 5 mL 0,1 molare Salzsäure bzw. 0,1 molare Kalilauge gegeben. Der mit Kalilauge versetzte Schenkel verfärbt sich lila, während der mit Salzsäure versetzte farblos bleibt.

Das U-Rohr wird analog Abbildung 2.1 befestigt. Es wird nun in den lila gefärbten Schenkel eine Mischung aus 5 mL 0,1 molarer Salzsäure und zwei Spatelspitzen Kupfersulfat gegeben (in Spritze vorbereitet). In den farblosen Schenkel gibt man 5 mL 0,1 molare Kalilauge. Anschließend taucht man in das U-Rohr zwei Graphitelektroden, ohne das Gel zu verletzen (Abbildung 2.2). An der Phasengrenze zwischen Gel und Flüssigkeit wird eine Markierung mit wasserfestem Filzstift angebracht, um den Startpunkt zu markieren.

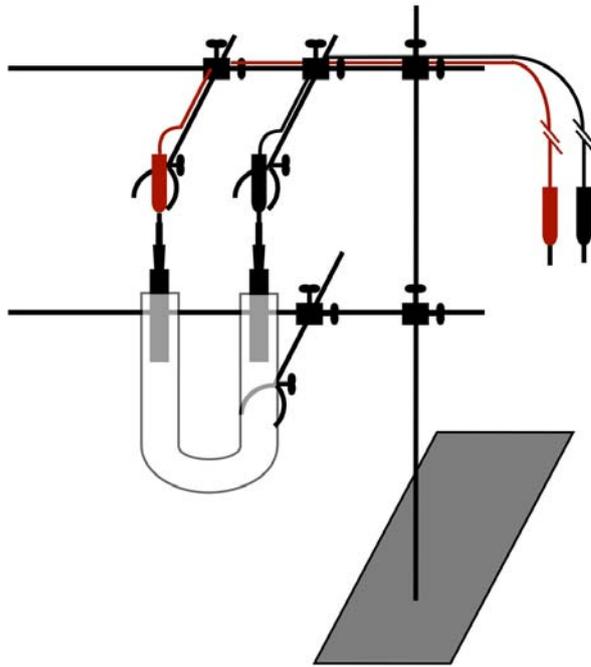


Abbildung 2.1: Aufbau der Stativkonstruktion.

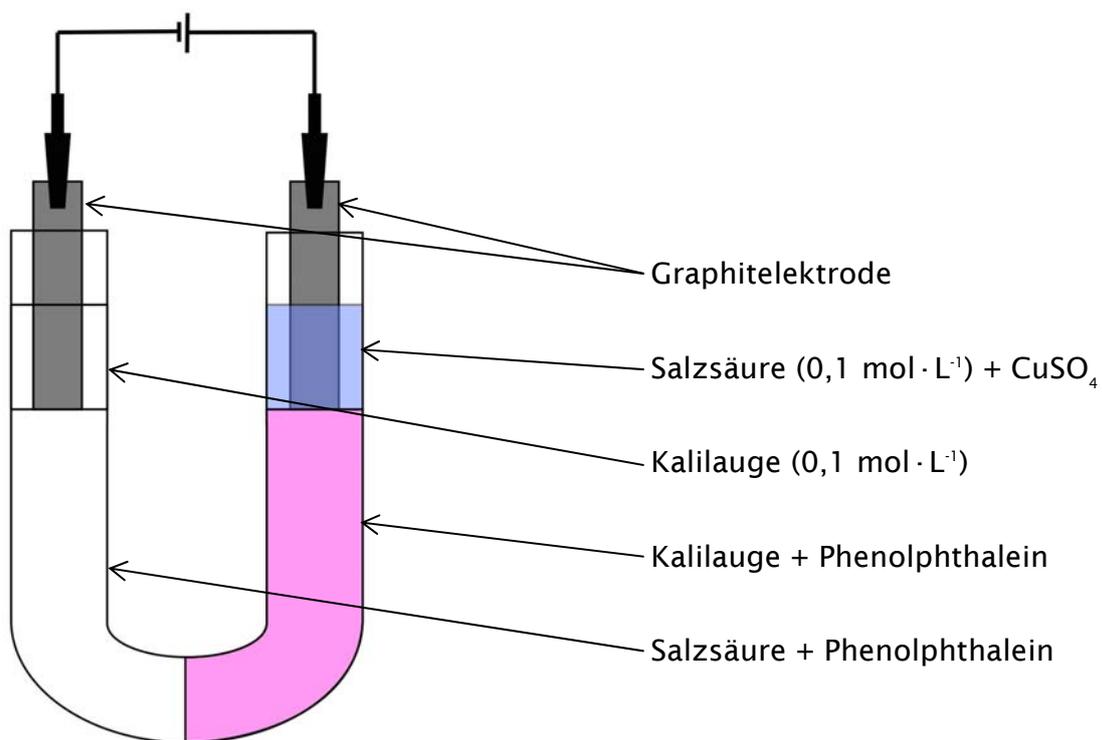


Abbildung 2.2: Schematischer Versuchsaufbau für den Ionenwanderungsversuch.

Um den Versuch zu starten legt, man eine Spannung von 10 V an (die genaue Spannung wird in das Aufgabenblatt unter 1.1 eingetragen). Die lila gefärbte Seite wird positiv gepolt. Nun wandern die Hydroxidionen der Kalilauge in das Salzsäure-Phenolphthaleingemisch und färben dieses lila. Auf der anderen Seite wandern die

Protonen der Salzsäure in das lila gefärbte KOH-Gel und entfärben dieses. Außerdem bewegen sich die blauen  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen in das Gel hinein. Nach etwa 2 h bzw. kurz vor Praktikumsende wird bei beiden U-Röhren die zurückgelegte Distanz ausgemessen und zusammen mit der angelegten Spannung und der Zeitdauer des Experiments in das Aufgabenblatt eingetragen (Abschnitt 1.2 und 1.3).

Eine Gruppe bereitet ein zusätzliches U-Rohr vor, jedoch ohne eine Spannung anzulegen, um als Blindprobe die Ionenwanderung durch Diffusion zu bestimmen. Tragen sie die zurückgelegten Strecken der Ionen zusammen mit der Messzeit in das Aufgabenblatt ein.

Die Chemikalien werden nach Versuchsende vom Laborpersonal entsorgt.

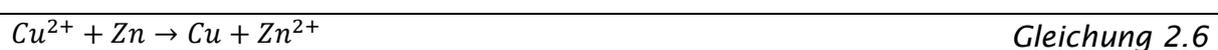
## 2.2 Messung von Halbzellenpotentialen

### 2.2.1 Einführung

Chemische Elemente und ihre Verbindungen besitzen unterschiedliche Tendenzen Elektronen aufzunehmen (Reduktion) und Elektronen abzugeben (Oxidation). Daher bildet sich ein charakteristisches Potential aus, wenn ein Metall in seiner reinen und kondensierten Form in eine Lösung seines Salzes getaucht wird. Es entsteht durch ein sich einstellendes Gleichgewicht zwischen Metallauflösung und -abscheidung und wird auch als Halbzellenpotential  $E_{1/2}$  bezeichnet. Zwar kann es nicht als Absolutwert bestimmt werden, jedoch kann die Potentialdifferenz zweier Halbzellen gemessen werden, nachdem zwischen ihnen ein elektrischer sowie ein ionischer Kontakt hergestellt wurde. Da das Halbzellenpotential von unterschiedlichen Faktoren wie der Temperatur und der Metallionenkonzentration in der Lösung abhängt, erfolgt die Messung zur besseren Vergleichbarkeit bei standardisierten Bedingungen. Hierfür werden die Potentiale bei 25 °C und einer Metallionenkonzentration (auch Aktivität) von 1 mol · L<sup>-1</sup> gegen die sogenannte Standardwasserstoffelektrode (SHE), welche definitionsgemäß das Potential 0 V besitzt, gemessen. Die so ermittelten Potentiale nennt man Standardreduktionspotentiale  $E^0$ . Sie sind in der Literatur für die meisten Elemente verfügbar.

Werden nun zwei Halbzellen elektrisch und ionisch verbunden, bildet sich eine Spannung aus, die durch Gleichung 2.3 berechnet werden kann. Dabei fließen die Elektronen von der Anode, also dem Ort der Oxidation über eine externe leitende Verbindung zur Kathode, dem Ort der Reduktion. Ein Beispiel hierfür ist das Daniell-Element, bei dem eine Kupferhalbzelle gegen eine Zinkhalbzelle geschaltet wird. Dabei wird das „unedlere“ Zink oxidiert (Gleichung 2.4) und geht in Lösung, während das „edlere“ Kupfer die Elektronen aufnimmt und aus der Lösung abgeschieden wird (Gleichung 2.5). Die Tendenz der Elemente, Elektronen aufzunehmen bzw. abzugeben bestimmt somit die Potentialdifferenz.

$$\Delta E = E_{\frac{1}{2}}(\text{Kathode}) - E_{\frac{1}{2}}(\text{Anode}) = E_{\frac{1}{2}}(e^- \text{ Akzeptor}) - E_{\frac{1}{2}}(e^- \text{ Donator}) \quad \text{Gleichung 2.3}$$



Durch direkte Messung unterschiedlicher Halbzellenpotentialdifferenzen können zwar relative Aussagen über die Höhe der Differenz getroffen werden und auch darüber, welches Metall unedler ist.

Da es nicht möglich ist ein absolutes Halbzellenpotential zu bestimmen behilft man sich einer unveränderlichen Referenz, wie die Standardwasserstoffelektrode. Jedoch ist die SHE umständlich aufzubauen, weshalb man in der Praxis einfacher handhabbare Referenzelektroden mit einem stabilen und gegen die SHE exakt bestimmten Potential verwendet. Oft wird eine Silber-Silberchlorid- (Ag/AgCl-) Elektrode verwendet. Diese besitzt gegenüber der SHE ein Potential von +0,222 V. Zur Bestimmung des Standardreduktionspotentials misst man die Potentialdifferenz gegen die Ag/AgCl-Elektrode und subtrahiert die 0,222 V von dem gemessenen Wert.

Wie bereits oben erwähnt, ist das Halbzellenpotential von der Metallionenkonzentration abhängig. Diese Abhängigkeit kann durch die Nernst-Gleichung (Gleichung 2.7) berechnet werden. Dabei ist  $E^0$  das Standardreduktionspotential, welches in der Literatur tabelliert ist.  $R$  entspricht der universellen Gaskonstante ( $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ),  $T$  der absoluten Temperatur in Kelvin,  $z$  der Wertigkeit des betrachteten Ions,  $F$  der Faraday-Konstante ( $96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) und  $a$  der Aktivität der Ionen in der Lösung. Für verdünnte Lösungen kann die Aktivität näherungsweise mit der Konzentration  $c$  gleichgesetzt werden. Da die reduzierte Komponente in diesem Fall die metallische Elektrode darstellt, ist die Aktivität definitionsgemäß gleich 1 (reine, kondensierte Form). Daraus kann vereinfacht Gleichung 2.8 für die theoretische Berechnung des Halbzellenpotentials für unterschiedliche Metallionenkonzentration aufgestellt werden, in der  $c$  für den reinen Zahlenwert der in  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  gemessenen Konzentration steht.

$$E = E^0 + \frac{RT}{zF} \ln \left( \frac{a_{ox}}{a_{red}} \right) = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \log \left( \frac{a_{ox}}{a_{red}} \right) \quad \text{Gleichung 2.7}$$

$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \log(c(\text{Me}^{n+})) \quad \text{Gleichung 2.8}$$

### 2.2.2 Aufgabenstellung

Bearbeiten Sie Aufgaben des Abschnitts 2 des Aufgabenblatts.

Es sollen hierbei:

- Die Potentialdifferenzen mehrerer elektrochemische Halbzellen gemessen werden und den aus der Literatur berechneten Potenzialdifferenzen verglichen werden
- Das jeweils unedlere Metall bei der kombinierten Halbzellen bestimmt werden
- Die Standardreduktionspotentiale mithilfe einer Silber-Silberchlorid-Referenzelektrode gemessen und mit Literaturwerten verglichen werden.
- Die Abhängigkeit der Elektrolytkonzentration der einer Cu/Cu<sup>2+</sup>-Halbzelle untersucht werden und mit den über die Nernstgleichung berechneten Potentialen verglichen werden.

### 2.2.3 Versuchsdurchführung

Tabelle 2.3: Chemikalien für elektrochemische Spannungsreihe.

Chemikalie	GHS-Piktogramm	H-/P-Sätze
CuSO <sub>4</sub> (aq); 1 mol · L <sup>-1</sup>		H: 302-315-319-400-410 P: 273-305-305+351+338-301+312-302+352
CuSO <sub>4</sub> (aq); 0,1 mol · L <sup>-1</sup>		H: 410 P: 273-501
CuSO <sub>4</sub> (aq); 0,01 mol · L <sup>-1</sup>		H: 410 P: 273-501
ZnSO <sub>4</sub> (aq); 1 mol · L <sup>-1</sup>		H: 302-318-400-410 P: 273-280-305+351+338-337+313
MgSO <sub>4</sub> (aq); 1 mol · L <sup>-1</sup>	-	-
FeSO <sub>4</sub> (aq); 1 mol · L <sup>-1</sup> Wird selbst hergestellt		H: 302-315-319 P: 280-305+351+338-332+313
KCl (aq), 3 mol · L <sup>-1</sup>	-	-
Ethanol		H: 225-319 P: 210-305+351+338

Kupferblech	-	-
Zinkblech	-	-
Magnesiumband		H: 228-260 P: 210-223-231+232
Eisenblech		
VE-Wasser		

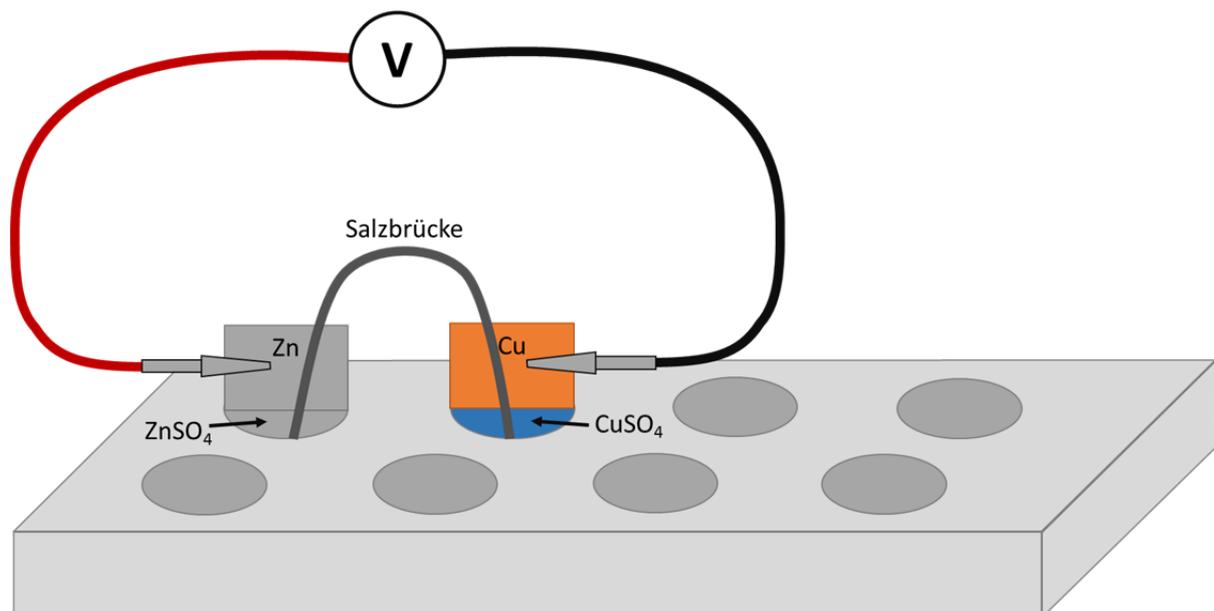
Tabelle 2.4: Geräte und Materialien für elektrochemische Spannungsreihe.

Gerät/Material	Bemerkungen
Multimeter	
Salzbrücke	Gefüllt mit $3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ KCl (aq)
Ag/AgCl-Elektrode	Elektrodenpotential gegen SHE: 0,222 V
Kabel (schwarz und rot)	
Krokodilklemmen	
Bechergläser 100 mL	
Klemmen/Stative	
Schleifvlies	

### 2.2.3.1 Elektrochemische Spannungsreihe

Da Eisensulfatlösungen unter Luftsauerstoff zügig zu Eisenoxid reagieren, muss diese selbst hergestellt werden. Dafür wird der vorbereitete Messkolben etwa zu zwei Dritteln mit VE-Wasser aufgefüllt. Durch Schütteln wird das Eisensulfat vollständig aufgelöst. Nachdem das Eisensulfat vollständig gelöst wurde, wird mit der Spritzflasche der Messkolben bis zur Markierung aufgefüllt (die Unterseite des Meniskus muss auf gleicher Höhe wie die Markierung sein). Es wird erneut geschüttelt und gegebenenfalls Wasser nachdosiert.

Man füllt nun die Vertiefungen des Kunststoffblocks etwa zu jeweils zwei Dritteln mit den 1 molaren Metallsulfatlösungen. Beschriften Sie die Vertiefungen entsprechend ihres Inhalts. Anschließend verbindet man jeweils zwei der Lösungen mit einer Salzbrücke (**Fehler! Verweisquelle konnte nicht gefunden werden.**) und taucht das zur Metallsulfatlösung entsprechende Metallblech in die Lösungen. Die Metallelektroden werden vor jeder Messung mit Schleifvlies gründlich angeschliffen und anschließend mit Ethanol gereinigt, um etwaige Oxid- und Fettschichten zu entfernen. Verwenden Sie für jedes Metall das dazugehörige Schleifvlies um Querkontaminationen zu vermeiden und legen Sie ein Blatt Papier unter. Zur Messung der Potentialdifferenz der Halbzellen werden die jeweiligen Metallelektroden durch Krokodilklemmen und Kabel mit einem Multimeter verbunden. Dabei dürfen die Krokodilklemmen die Lösungen nicht berühren. Die Spannung wird nach ca. 20 s abgelesen und im Aufgabenblatt (Abschnitt 2.1.2) notiert. Außerdem sollte die Polung am Multimeter notiert werden. Nach der Messung werden die Elektroden und die Salzbrücke gründlich mit deionisiertem Wasser gespült. Nach diesem Prinzip werden alle Halbzellen gegeneinander gemessen.



### 2.2.3.2 Bestimmung der Standardreduktionspotentiale

Im zweiten Schritt werden die Halbzellen gegen eine Silber-Silberchlorid-Referenzelektrode gemessen und daraus die Standardreduktionspotentiale berechnet. Lassen Sie sich vom Laborpersonal vor Versuchsbeginn den Umgang mit der Referenzelektrode erklären.

Für die Messung wird eine weiter Vertiefung zu etwa zwei Dritteln mit Kaliumchlorid-lösung ( $3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) gefüllt. Die Silber-Silberchlorid-Referenzelektrode wird an einem Stativ befestigt und in die Kaliumchloridlösung getaucht. Anschließend werden die zu messenden Halbzellen mit einer Salzbrücke verbunden und die Spannungsdifferenzen gemessen. Die Silber-Silberchlorid-Referenzelektrode wird am COM-Eingang des Multimeters angeschlossen. Diese Messung wird mit allen oben genannten Halbzellen ( $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}$ ) durchgeführt. Tragen Sie die gemessenen Spannungen in das Aufgabenblatt ein und berechnen Sie die Standardreduktionspotentiale.

Spülen Sie die Salzbrücke nach jeder Messung gründlich mit VE-Wasser. Die Referenzelektrode bleibt in der 3 molaren Kaliumchloridlösung und wird nicht abgespült.

### 2.2.3.3 Konzentrationsabhängigkeit des Halbzellenpotentials (Nernst-Gleichung)

Es werden analog des Versuchsaufbaus von 2.2.3.1 zwei  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  Halbzellen durch eine Salzbrücke verbunden. Hierbei wird jedoch die Konzentration des Elektrolyten variiert. Es sind die Potentialdifferenzen der Halbzellen mit den Konzentrationen  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  und  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  sowie  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  und  $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  zu messen und in der Auswertung mit den über die Nernst-Gleichung berechneten Werten zu vergleichen.

### 2.2.3.4 Entsorgung

Die Metallsalzlösungen werden im Abzug im Kanister „Metallsalzlösungen“ entsorgt. Spülen Sie alle Elektroden gründlich mit VE-Wasser und trocknen Sie diese gut ab.

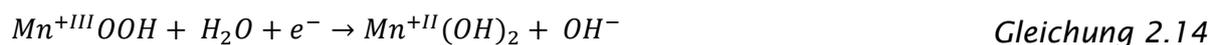
## 2.3 Alkali-Mangan-Batterie

### 2.3.1 Einführung

Die Alkali-Mangan-Batterie ist, vor allem auf der Oxidationsseite, ein etwas komplexeres System. An der Anode wird Zink mit Hydroxidionen unter Abgabe zweier Elektronen zu Zinkat ( $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ) oxidiert (Gleichung 2.9). Dieses Zinkat fällt als Zinkoxid aus, sobald der Elektrolyt damit übersättigt ist (Gleichung 2.10). Da die Oxidation  $\text{OH}^-$ -Ionen aus der Lösung konsumiert und deren Konzentration dadurch sinkt, ändert sich der Oxidationsmechanismus im Verlauf der Zeit dahingehend, dass Zink

mit Hydroxidionen zu Zinkhydroxid (Gleichung 2.11) oxidiert wird. Dieses zerfällt daraufhin langsam unter Wasserabspaltung zu Zinkoxid (Gleichung 2.12)

Auf der Kathodenseite wird Mangandioxid mit Wasser zu Manganoxidhydroxid reduziert (Gleichung 2.13). Als zweite, langsamere Reaktionsstufe kann dieses Manganoxidhydroxid über eine Komplexreaktion zu Mangan(II)hydroxid weiter reduziert werden (Gleichung 2.14).



### 2.3.2 Aufgabenstellung

Zu bearbeiten sind die Aufgaben des Abschnitts 3 im Aufgabenblatt.

Dies beinhaltet:

- Das Messen von Strom- und Spannungswerten bei unterschiedlichen Lastwiderständen einer selbst gebauten Modellbatterie sowie einer kommerziellen Batterie
- Das Ermitteln der Innenwiderstände beider Batterien aus den Strom und Spannungswerten
- Das Auftragen der Leistung über verschiedene Lastwiderstände der beiden Batterien
- Die Interpretation und Diskussion der Ergebnisse

### 2.3.3 Versuchsdurchführung

Tabelle 2.5: Chemikalien für die Alkali-Mangan-Batterie.

Chemikalie	GHS-Piktogramm	H-/P-Sätze
Zinkblech	-	-

Graphitelektrode	-	-
KOH 10 % ig		H: 314-290-302 P: 280-301+330+331-305+351+338-309+311
VE-Wasser	-	-
Stärke	-	-
MnO <sub>2</sub>		H: 272-302-332 P: 280-210

Tabelle 2.6: Geräte und Materialien für die Alkali-Mangan-Batterie.

Gerät/Material	Bemerkungen
Multimeter	
Kabel	
Filterpapier	
Widerstandsdekade	

Die vorbereitete Pulvermischung, bestehend aus 4 g MnO<sub>2</sub> und 0,09 g Stärke, wird mit 2 mL 10 %iger Kalilauge (in Spritze vorbereitet) vermischt und so lange mit einem Holzspatel homogenisiert, bis keine Klumpen mehr vorhanden sind. Daraufhin fixiert man die große, zuvor angeschliffene Zinkelektrode mit Tesafilm auf der Oberseite des Deckels der Petrischale, gibt das beigelegte Filterpapier darauf und beträufelt dieses mit wenig 10 %iger Kalilauge (Pipettenflasche), so dass dieses vollständig benetzt ist, jedoch nicht tropft. Auf dieses Filterpapier wird der Brei aus MnO<sub>2</sub>, Stärke und Kalilauge gestrichen. Es sollte darauf geachtet werden, dass dieser nicht mit dem blanken Zinkblech in Berührung kommt. Auf diesen Brei legt man schließlich die Graphitelektrode, fixiert auch diese mit Tesafilm und kontaktiert beide Elektroden mit den Krokodilklemmen. Überlegen Sie, welche Elektrode der Minus- und welche Pluspol ist und schließen Sie ein Multimeter für die Spannungs- und ei-

nes für die Strommessung, analog zu Abbildung 2.3, an. Als Lastwiderstand  $R$  wird die Widerstandsdekade verwendet.

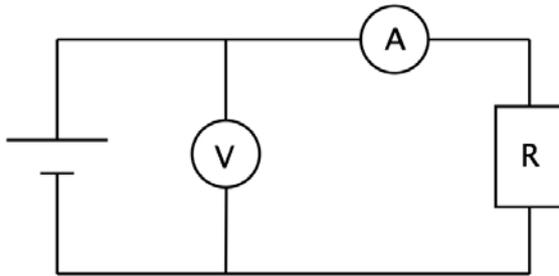


Abbildung 2.3: Schaltbild zur Aufnahme der Entladekennlinie.

Die zu verwendenden Widerstände sind der Tabelle 3.1 im Aufgabenblatt zu entnehmen. Wichtig ist hierbei, dass die Werte, vor allem bei geringen Widerständen, zügig bestimmt werden. Sonst wird die Batterie zu schnell entladen und der Innenwiderstand verändert sich während der Messung. Beginnen Sie mit dem höchsten Widerstand. Da die Strom und Spannungswerte sich auch während der Messung verändern können, drücken Sie 10 s nachdem der Widerstand eingestellt wurde die „Hold“ Taste des Multimeters und übertragen Sie die Werte in Tabelle 3.1 des Aufgabenblatts.

Aus den Strom- und Spannungsmessungen wird noch im Labor auf Millimeterpapier der Innenwiderstand  $R_i$  der Batterie bestimmt. Dafür werden die Spannungs- gegen den Stromwerte bei unterschiedlichen Lasten aufgetragen. Die Punkte werden durch eine Ausgleichsgerade auf den Kurzschlussstrom  $I_k$  extrapoliert. Der Innenwiderstand berechnet sich durch den Quotienten der Leerlaufspannung (OCV)  $U_0$  und des Kurzschlussstromes (Gleichung 2.15).

$$R_i = \frac{U_0}{I_k}$$

Gleichung 2.15

Zum Vergleich wird dieselbe Messung und Auswertung mit einer kommerziellen Alkali-Mangan-Batterie durchgeführt.

**ACHTUNG: Der maximale Eingangsstrom in die Widerstandsdekade darf maximal 100 mA betragen. Sollten Sie diesen Wert überschreiten, darf erst nach Rücksprache mit dem Laborpersonal weitergearbeitet werden.**

Nach dem Versuch werden die Elektroden gründlich mit Wasser gereinigt und abgetrocknet. Das Filterpapier mit dem restlichen Brei wird zurück in die Petrischale gegeben und vom Laborpersonal entsorgt.