

# **Grundlagen der Chemie Teil II**

## **SS 2002**

### **Praktikumsprotokoll**

**Praktikum vom 02.05.2002**

**Versuch 11:** Herstellung einer Pufferlösung von definiertem pH

**Versuch 12:** Sauer und alkalisch reagierende Salzlösungen

**Versuch 13:** Elektrolyse

**Versuch 14:** Eloxalverfahren

**Von:**

Annika Dettloff, Matrikelnr.: 200124116

Joanna Swidlinski, Matrikelnr.: 200124158

## Grundlagen der Chemie Teil II

Annika Dettloff, Matrikelnr.: 200124116  
Joanna Swidlinski, Matrikelnr.: 200124158

### **Praktikum vom 02.05.2002**

**Versuch 12:** Sauer und alkalisch reagierende Salzlösungen

**Versuch 13:** Elektrolyse

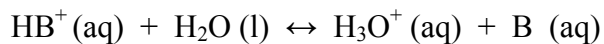
**Literatur:** P.W. Atkins, Chemie, einfach alles

### Theoretische Grundlagen:

Salze liegen nur in Form von Ionen in Lösung vor. Welche Ionen, lässt sich anhand der Formel des Salzes erkennen. Ob Salzlösungen sauer oder alkalisch reagieren, ist davon abhängig, welche Ionen die Acidität einer Lösung beeinflussen.

#### Kationen als Säuren:

Damit ein Kation als Brönsted Säure reagieren kann, muss es ein Proton abgeben können. Alle Kationen, die konjugierte Säuren schwacher Basen sind, wirken als Brönsted Säure. Allgemein gilt:



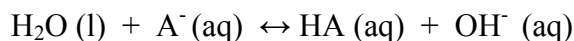
Kleine, hochgeladene Metallionen ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ) führen ebenfalls zu sauren Lösungen. Sie enthalten zwar keine Protonen, sind aber von einer Hydrathülle umgeben. Hierbei wird die OH-Bindung eines der  $\text{H}_2\text{O}$ -Moleküle der Hydrathülle durch den elektronenanziehenden Effekt des Ions soweit geschwächt, dass ein Proton abgegeben werden kann. Die entstehenden Lösungen sind vergleichbar mit verdünnter Essigsäure.



Hydratisierte  $\text{Na}^+$ -Ionen (HG I/II oder Ladung +1) sind so schwach, dass man sie als neutral einstuft. Die Ionen sind zu groß um eine ausreichende Hydrathülle zu bilden.

#### Anionen als Basen:

Damit ein Anion als Brönsted Base reagieren kann, muss es ein Proton aufnehmen können. Konjugierte Basen schwacher Säuren sind dazu in der Lage. Allgemein gilt:



Anionen starker Säuren bilden schwache Brönsted Basen, die keinen Einfluss auf die Acidität der Lösung haben. Anionen, die als Säuren reagieren, sind konjugierte Basen mehrwertiger Säuren.

### Generelle Aussagen:

- Salze von **starken Säuren** mit **starken Basen** beeinflussen den pH- Wert nicht, die Lösungen sind **neutral** (NaCl, Ba(ClO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>).
- Salze von **schwachen Säuren** mit **starken Basen** ergeben **basische** Lösungen , pH>7 (Ca-Acetat, NaCN).
- Salze von **starken Säuren** mit **schwachen Basen** ergeben **saure** Lösungen, pH<7 (NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, FeBr<sub>3</sub>, AlCl<sub>3</sub>).
- Salze von **schwachen Säuren** mit **schwachen Basen** können **sowohl basische als auch saure** Lösungen ergeben (je nach Stärke der Säure/Base- Paare).

### Verwendete Geräte:

Indikatorpapier  
Reagenzgläser

### Verwendete Chemikalien:

Natriumacetat  
Ammoniumchlorid  
Eisenchlorid  
Natriumdihydrogenphosphat  
Natriumcarbonat  
Natriumhydrogencarbonat

### Versuchsdurchführung:

Es sollen die Reaktionen der verschiedenen Salzlösungen mit Indikatorpapier geprüft werden. Die Lösungen sollten einen vom Neutralpunkt abweichenden pH-Wert zeigen. Zusätzlich soll die Voraussage an entsprechenden Salzen untersucht werden.

### Auswertung:

#### -Natriumacetat



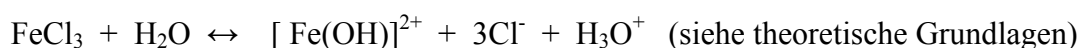
Gemessener pH-Wert = 8

#### -Ammoniumchlorid



Gemessener pH-Wert = 5-4

#### -Eisenchlorid



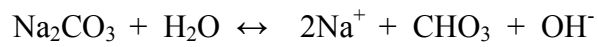
Gemessener pH-Wert = 2-3

#### -Natriumdihydrogenphosphat



Gemessener pH-Wert = 4-5

-Natriumcarbonat



Gemessener pH-Wert = 9-10

-Natriumhydrogencarbonat



Gemessener pH-Wert = 7-8

**Diskussion der Ergebnisse:**

Die gemessenen pH-Werte stimmen mit den Reaktionsgleichungen und vorher aufgestellten Überlegungen überein. Bei Natriumdihydrogenphosphat ist sogar zu beobachten, dass das Anion der mehrprotonigen Phosphorsäure als Brönsted Säure reagiert und ein Proton abgibt. Diese Feststellung ist nur aufgrund des gemessenen pH-Werts zu machen.

## Grundlagen der Chemie Teil II

Annika Dettloff, Matrikelnr.: 200124116

Joanna Swidlinski, Matrikelnr.: 200124158

### **Praktikum vom 02.05.2002**

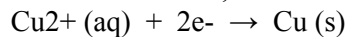
**Versuch 12:** Sauer und alkalisch reagierende Salzlösungen

**Versuch 13:** Elektrolyse

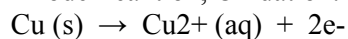
#### Theoretische Grundlagen:

Wenn man den Ablauf einer Reaktion in einer nichtspontanen Richtung dadurch erzwingt, dass man einen elektrischen Strom durch eine Lösung schickt, nennt man diesen Vorgang Elektrolyse. Im Versuch wird die Elektrolyse einer Kupfersulfatlösung durchgeführt, sowohl Anode als auch Kathode sind aus Kupfer. An der Kathode wird  $\text{Cu}^{2+}$  zu Kupfer reduziert, es werden Elektronen aufgenommen und Kupfer abgeschieden. An der Anode wird Kupfer oxidiert, es geht in Form von  $\text{Cu}^{2+}$ - Ionen in Lösung. Es findet eine Elektronenabgabe statt. Der Ladungstransport findet durch die  $\text{Cu}^{2+}$  und  $\text{SO}_4^{2-}$ - Ionen statt, wobei nur die Kationen entladen werden. Die bei einer Elektrolyse gebildete Stoffmenge lässt sich mit Hilfe des Faradayschen Gesetzes angeben.

Kathodenreaktion, Reduktion:



Anodenreaktion, Oxidation:



### Verwendete Geräte:

Glastrog  
Pinzette  
Konstanter  
Kabel  
Krokodilklemmen  
Trockenschrank  
Analysenwaage

### Verwendete Chemikalien:

Kupferblech  
Kupfersulfatlösung ( gesundheitsschädlich, reizend, R: 22-36/38; S: 22)  
Petroleumbenzin (hochentzündlich, R: 12 ; S: 9-16-29-33)

### Versuchsdurchführung:

Zwei Kupferbleche werden als Anode und Kathode gekennzeichnet. Sie werden mit Benzin entfettet, gewogen und danach, um erneute Verschmutzung zu vermeiden nur noch mit einer Pinzette angefasst. Man füllt Kupfersulfatlösung in den Glastrog und führt die Bleche in die Schienen. Die Elektrolyse erfolgt bei konstantem Strom. Der Stromregler des Netzgerätes wird maximal aufgedreht. Anschließend wird der Spannungsregler zuerst auf 15V gestellt und danach wird der Stromregler wieder auf null gestellt. Ist dies geschehen, wird der Apparat kurzgeschlossen. Jetzt wird der Stromregler auf 1A gedreht und anschließend wird der Apparat wieder ausgestellt. Nun werden die Anschlusskabel an den Kupferblechen angeklemt und 10 Minuten elektrolysiert. Danach werden die Bleche aus der Lösung genommen (Pinzette) und mit destilliertem Wasser abgespült. Zum werden die Kupferbleche zum Trocknen in den Trockenschrank gegeben und nach dem Abkühlen erneut gewogen.

### Auswertung/Berechnung:

#### Gemessene Werte:

	<u>Vorher</u>	<u>Nachher</u>
Kathode:	2,70 g	2,7545 g
Anode:	2,80 g	2,5725 g

Massendifferenz an Kathode:  $2,7545 \text{ g} - 2,70 \text{ g} = \mathbf{0,0545 \text{ g}} = \mathbf{\text{Abgeschiedenes Kupfer}}$

Massendifferenz an Anode:  $2,80 \text{ g} - 2,5725 \text{ g} = \mathbf{0,2275 \text{ g}} = \mathbf{\text{in Lösung gegangenes Kupfer}}$

#### Erläuterungen zum Faradayschen Gesetz:

Die Faraday-Konstante F ist gerade die Elektrizitätsmenge von 1 mol Elektronen. Das Faradaysche Gesetz sagt aus, dass durch die Ladungsmenge von einem Faraday 1 mol Ionenäquivalente abgeschieden werden. Bei einer Elektrolyse werden also durch die Ladungsmenge 1F gerade 1 mol  $\text{Me}^{1+}$ -Ionen ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ag}^+$ ),  $\frac{1}{2}$  mol  $\text{Me}^{2+}$ -Ionen ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ) und  $\frac{1}{3}$  mol  $\text{Me}^{3+}$ -Ionen ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ) abgeschieden.

#### Bestimmung der abgeschiedenen Menge Kupfer:

$M(\text{Cu}) = \text{molare Masse} = \mathbf{63.5 \text{ g/mol}}$

$I = \text{Stromstärke} = \mathbf{1 \text{ A}}$

$t = \text{Elektrolysezeit} = \mathbf{10 \text{ min}}$

$z = \text{Anzahl Elektronen bei Entladung} = 2 \text{ e}^- \text{ pro } \text{Cu}^{2+}\text{-Ion} \rightarrow \mathbf{2 \text{ mol e}^-}$  für ein 1 mol  $\text{Cu}^{2+}$

$m = \text{Massendifferenz}$

$F = \text{Faraday-Konstante} = \mathbf{96485 \text{ C}}$

$I * t = \text{Elektrizitätsmenge } L \text{ [C]}$

$L = I * t = 1 \text{ A} * 600 \text{ s} = 600 \text{ C}$

$$F = M * L / z * m$$

↔

$$m [\text{g}] = M [\text{g/mol}] * L [\text{C}] / F [\text{C}] * z [\text{mol}]$$

$$m (\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol} * 600 \text{ C} / 96485 \text{ C} * 2 \text{ mol}$$

$$m (\text{Cu}) = 0,1974 \text{ g}$$

Berechnung der Faraday-Konstanten mit dem gemessenen Wert der abgeschiedenen Menge Kupfer:

**Berechnung wird mit dem Wert des in Lösung gegangenen Kupfers durchgeführt!**

$$m = 0,2275 \text{ g}$$

$$F = M * L / z * m$$

$$F = 63,5 \text{ g/mol} * 600 \text{ C} / 2 \text{ mol} * 0,2275 \text{ g}$$

$$F = 83736,264 \text{ C} \text{ (Vergleich mit Literaturwert: } F = 96485 \text{ C)}$$

Diskussion der Ergebnisse:

Da bei dem ersten Wiegen der Kupferbleche nicht die Analysenwaage benutzt worden ist, sind die Werte etwas ungenau ausgefallen, weswegen die Berechnung der Faraday-Konstanten eine Abweichung zum Literaturwert aufweist. Hinzu kommt, dass laut der gemessenen Werte nicht alle Ionen die in Lösung gegangen waren sich auch an der Kathode abgeschieden hatten, sondern noch in Lösung vorlagen. Aus diesem Grund wurde zur Berechnung der Faraday-Konstanten die Massendifferenz der Anode verwendet.