

## Versuch 4: Faradaysche Gesetze - Coulometer

### 1. Ziel des Versuches:

Das Ziel des Versuches ist es mit Hilfe eines Kupfercoulometers die Faradayschen Gesetze zu überprüfen.

### 2. Theorie:

Der elektrische Strom wird in Metallen ausschließlich durch Elektronen, in Elektrolyten dagegen ausschließlich durch Ionen transportiert.

Befinden sich metallische und elektrolytische Leiter im gleichen Stromkreis, so müssen an den Phasengrenzen Elektronen freigesetzt bzw. verbraucht werden und dadurch werden an den Phasengrenzen verschiedene chemische Umwandlungen bewirkt. Der Übergang des elektrischen Stromes über die Phasengrenzen ist somit stets mit chemischen Reaktionen verknüpft.

Werden solche chemischen Reaktionen durch eine von außen angelegte Spannung erzwungen, spricht man von einer Elektrolyse. Laufen die Reaktionen an den Elektrolyten freiwillig ab, wird elektrischer Strom erzeugt und man spricht von einem galvanischen Element.

Michael Faraday untersuchte in welchem Verhältnis die verbrauchten oder gelieferte Elektrizitätsmenge zu der Menge der chemisch umgesetzten Stoffe steht und kam dabei zu folgenden Ergebnissen:

#### 1. Faradaysches Gesetz

Die Masse der elektrolytischen Zersetzungsprodukte ist der durchgegangenen Elektrizitätsmenge proportional.

#### 2. Faradaysches Gesetz

Die durch Elektrizitätsmengen aus verschiedenen Stoffen abgeschiedenen Massen verhalten sich wie durch die Ladungszahlen der Zellreaktion dividierten molaren Massen.

Man kann die zwei Faradayschen Gesetze in einer Beziehung zusammenfassen:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F}$$

m = Masse des Elektrolytproduktes

I = Stromstärke

t = Zeitdauer des Stromflusses

M = Molmasse

z = elektrochemische Wertigkeit des Elektrolytproduktes

F = Faradaykonstante ( $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

Da die Elektrizitätsmenge in Coulomb gemessen wird, bezeichnet man solche Apparate als Coulometer.

In diesem Versuch verwenden wir ein Kupfercoulometer:

An der Anode geht folglich Kupfer aus der Elektrode unter Bildung von  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen in Lösung und an der Kathode werden  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen als festes Kupfer abgeschieden.

### 3. Durchführung:

Die Überprüfung der Faradayschen Gesetze erfolgt mit Hilfe eines Kupfercoulometers. Vor Versuchsbeginn wird eine wäßrige  $\text{CuSO}_4$ -Lösung hergestellt, welche auf 1 Liter Volumen 150 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (96 g  $\text{CuSO}_4$ ), 50 g konz.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  und 50 g Ethanol enthält. Das Kupfercoulometer wird mit der oben genannten Lösung gefüllt und bei einer Stromdichte von  $0,01 - 0,02 \text{ A} \cdot \text{cm}^2$  betrieben.

Die Anode (Zentralelektrode) wird sorgfältig mit dest. Wasser und Ethanol gespült, getrocknet und anschließend mit einer Genauigkeit von  $\pm 0,1 \text{ mg}$  auf der Analysenwaage gewogen. Aus dem Gewichtsunterschied vor und nach der Elektrolyse kann man die Menge des abgeschiedenen Kupfers bestimmen.

### 4. Auswertung:

#### 4.1. Überprüfung der Proportionalität zwischen der Menge des abgeschiedenen Kupfers und der Stromstärke

Bei dieser Messung bleibt die Zeit konstant ( $t = 10 \text{ min. } \Delta T = 10\text{s}$ ) und die Stromstärke wird variiert

( $I = 0,6\text{A}; 0,8\text{A}; 1,0\text{A}; 1,2\text{A}; 1,4\text{A}$ )

Stromstärke I [A]	Masse des Kupfer [g]	Faraday-Konstante [C]
$0,6 \pm 0,01$	$0,1164 \pm 0,00014$	$98241,69 \pm 2318,65$
$0,8 \pm 0,01$	$0,1588 \pm 0,00014$	$96039,29 \pm 2002,65$
$1,0 \pm 0,01$	$0,1966 \pm 0,00014$	$96967,45 \pm 1886,0$
$1,2 \pm 0,01$	$0,2250 \pm 0,00014$	$101696,20 \pm 196,08$
$1,4 \pm 0,01$	$0,2212 \pm 0,00014$	$94929,11 \pm 1721,99$

Berechnung des Fehlers der Masse von Kupfer:

$$m(\text{Cu}) = m_{\text{nachher}} - m_{\text{vorher}}$$

$$\begin{aligned} \Delta m &= \sqrt{1^2 \cdot (\Delta m_{\text{nachher}})^2 + (-1)^2 \cdot (\Delta m_{\text{vorher}})^2} \\ &= \sqrt{1 \cdot 0,0001^2 + 1 \cdot 0,0001^2} \\ &= 0,00014\text{g} \end{aligned}$$

Berechnung der Fehler der Faraday-Konstante:

$$F = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot m}$$

$$\Delta F = \sqrt{\left(\frac{t \cdot M}{z \cdot m}\right)^2 \cdot (\Delta I)^2 + \left(\frac{I \cdot M}{z \cdot m}\right)^2 \cdot (\Delta t)^2 + \left(\frac{-I \cdot t \cdot M}{z \cdot m^2}\right)^2 \cdot (\Delta m)^2}$$

$$m = 0,1978$$

$$\Delta m = 0,0113$$

$$b = -0,0022$$

$$\Delta b = 0,0118$$

$$R = 0,9902$$

$$\text{Regressionsgrade: } y = 0,1978 \pm 0,0113 * x - 0,0022 \pm 0,0118$$

Diese Angaben wurden mittels der RGP-Funktion in Exel ermittelt

Ergebnis:

Anhand der Gerade erkennt man, dass die Proportionalität zwischen der Menge des abgeschiedenen Kupfers und der Stromstärke bei einer konstanten Zeit t bestätigt wird.

*4.2 Überprüfung der Proportionalität zwischen der Menge des abgeschiedenen Kupfers und der Zeitdauer der Elektrolyse:*

Bei dieser Messung bleibt die Stromstärke konstant ( $I = 1,2\text{A}$ ) und die Zeit der Elektrolyse wird variiert ( $t = 300\text{s}; 600\text{s}; 900\text{s}; 1200\text{s}; 1500\text{s}$ )

Zeit t[s]	Masse des Kupfer [g]	Faraday-Konstante [C]
$300 \pm 10$	$0,114 \pm 0,00014$	$100335,79 \pm 3372,85$
$600 \pm 10$	$0,225 \pm 0,00014$	$101696,20 \pm 1748,27$
$900 \pm 10$	$0,3667 \pm 0,00014$	$93577,42 \pm 1111,04$
$1200 \pm 10$	$0,4886 \pm 0,00014$	$93650,84 \pm 872,96$
$1500 \pm 10$	$0,587 \pm 0,00014$	$97438,28 \pm 766,39$

Berechnung des Fehlers der Masse von Kupfer:

$$m(\text{Cu}) = m_{\text{nachher}} - m_{\text{vorher}}$$

$$\begin{aligned}\Delta m &= \sqrt{1^2 \cdot (\Delta m_{\text{nachher}})^2 + (-1)^2 \cdot (\Delta m_{\text{vorher}})^2} \\ &= \sqrt{1 \cdot 0,0001^2 + 1 \cdot 0,0001^2} \\ &= 0,00014\text{g}\end{aligned}$$

Berechnung der Fehler der Faraday-Konstante:

$$F = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot m}$$

$$\Delta F = \sqrt{\left(\frac{t \cdot M}{z \cdot m}\right)^2 \cdot (\Delta I)^2 + \left(\frac{I \cdot M}{z \cdot m}\right)^2 \cdot (\Delta t)^2 + \left(\frac{-I \cdot t \cdot M}{z \cdot m^2}\right)^2 \cdot (\Delta m)^2}$$

$$m = 4,04 \cdot 10^{-4}$$

$$\Delta m = 1,32 \cdot 10^{-5}$$

$$b = -0,0066$$

$$\Delta b = 0,0$$

$$R = 0,9968$$

$$\text{Regressionsgrade: } y = 4,04 \cdot 10^{-4} \pm 1,32 \cdot 10^{-5} \cdot x - 0,0066 \pm 0,0$$

Diese Angaben wurden mittels der RGP-Funktion in Exel ermittelt

Ergebnis:

Die Gerade ergibt, dass die Proportionalität zwischen der Dauer der angelegten Stromstärke und der Masse des Kupfers bei einer konstanten Zeit t bestätigt wird.

Mögliche Fehler bei den beiden Teilversuche können sein, dass die Kathode nicht vollständig fettfrei oder trocken war. Zusätzlich ist beim heraufregeln der Stromstärke ein Fehler passiert, welcher aber durch die Länge der Einzelmessung zu vernachlässigen ist.