

**Aufgaben:**

- (1) Mit Hilfe der Elektrolyse einer Kupfersulfatlösung ist die Faraday-Konstante  $F$  zu bestimmen.
- (2) Aus  $F$  ist die Elementarladung  $e$  zu berechnen.

**Achtung:**

Gehen Sie bitte vorsichtig mit der Analysewaage um. Beachten Sie für die Durchführung der Wägungen die ausliegende Bedienungsanleitung. Die Seitenfenster sind während der Wägung geschlossen zu halten. Bitte bringen Sie keine Sulfatlösung auf den Tisch und die Geräte.

**Grundlagen:**

In wässriger Lösung sind Salze, Säuren und Basen vollständig oder teilweise in Ionen dissoziiert. Die mit einer Spannungsquelle verbundenen Elektroden verursachen ein elektrisches Feld, so dass auf die Ionen eine Kraft wirkt. Aufgrund dieser Kraft wandern die positiven Ionen (Kationen) zur Kathode und die negativen Ionen (Anionen) zur Anode.

Die Ionen werden an den Elektroden entladen und abgeschieden - oder sie reagieren mit dem Elektrodenmaterial bzw. mit dem Wasser. Eine Elektrolyse ist also stets mit einem Materietransport verknüpft.

Wird als Elektrolyt eine wässrige  $\text{CuSO}_4$ -Lösung verwendet und als Elektrodenmaterial Kupfer, so scheidet sich an der Kathode Kupfer ab. Die  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen bilden an der Anode  $\text{CuSO}_4$ , das sich sofort löst. Dabei ist der Massenverlust an der Anode genau so groß wie die Massenzunahme an der Kathode. Die Konzentration der Lösung bleibt konstant. Ein Mol eines  $z$ -wertigen Elektrolyten (Ladung eines Ions gleich  $z \cdot e$ ,  $e$  = Elementarladung) besitzt die Ladung:

$$q = N_A \cdot z \cdot e = z \cdot F \quad (1)$$

mit:  $N_A$  = Avogadro-Konstante,  $F = e \cdot N_A$  = Faraday-Konstante.

Ist  $M$  die Molmasse in  $\text{g/mol}$  und  $m$  die an der Kathode abgeschiedene Masse in  $\text{g}$ , so beträgt die transportierte Ladung:

$$Q = I \cdot t = \frac{m}{M} \cdot z \cdot F \quad (2)$$

mit:  $I$  = Stromstärke, [A];  $t$  = Zeit, [s].

Gleichung (2) kann zur Bestimmung der Faraday-Konstanten herangezogen werden. Aus der folgenden Gleichung lässt sich die Elementarladung berechnen, wenn die Avogadro-Konstante bekannt ist:

$$F = e \cdot N_A \quad (3)$$

Aus Gleichung (2) folgt für die an der Kathode abgeschiedenen Masse:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot Q = \alpha \cdot Q \quad (\text{1. Faraday'sches Gesetz}) \quad (4)$$

Die Stoffkonstante  $\alpha = \frac{M}{z \cdot F}$  wird elektrochemisches Potential genannt. Das Verhältnis  $A = \frac{M}{z}$  heißt Äquivalenzgewicht.

Für zwei verschiedene Elektrolyte ergibt sich aus Gleichung (4) mit  $Q_1 = Q_2$ :

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{A_1}{A_2} \quad (2. \text{ Faraday'sches Gesetz}) \quad (5)$$

### Durchführung:

Zunächst werden die Elektroden gewogen, wobei auf  $0,1 \text{ mg}$  genau abzulesen ist. Während des Versuches beträgt der Strom  $0,25 \text{ A}$ . Es werden drei Einzelmessungen nach jeweils zehn Minuten Elektrolyse durchgeführt. Nach jeder Messung sind die Elektroden mit **destilliertem** Wasser abzuspülen, mit dem Fön sorgfältig zu trocknen und dann wieder zu wägen. Aus jeder Messung erhält man zwei Werte für die transportierte Kupfermasse  $m$  - insgesamt also 6 Werte. Daraus kann die Faradaykonstante  $F$  und die Elementarladung  $e$  ermittelt werden. Dabei ist eine Fehlerrechnung durchzuführen.

### Zur Beachtung:

Beträgt die Differenz zwischen den Kathoden- und Anodenmassenveränderungen einer Messung  $\Delta m = \Delta m_{\text{Kathode}} - \Delta m_{\text{Anode}}$  mehr als  $0,005 \text{ g}$ , so sind diese beiden Meßwerte zu verwerfen! Diese Maßnahme soll verhindern, dass Werte mit zu großen Fehlern zur Mittelwertbildung beitragen. Solche groben Fehler können z.B. dadurch entstehen, dass von der körnigen Oberfläche der Kupferplatten durch unvorsichtige Behandlung Kupferkörnchen abgewischt werden.

### Angaben:

Molmasse von Kupfer  $M = 63,546 \text{ g/mol}$

Wertigkeit von Kupfer  $z = 2$

Avogadro-Konstante  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

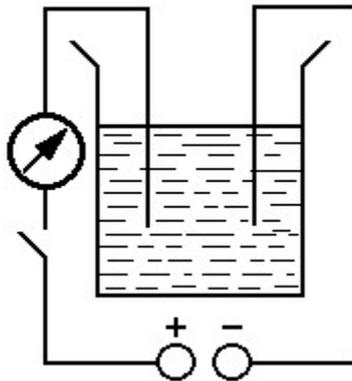


Abbildung 1: Prinzipschaltbild

### Literatur:

Standardlehrbücher der Experimentalphysik