

DAS DANIELL-ELEMENT

Versuchsprotokoll

3812 - Praktikum Physikalische Chemie II

Markus Knösel

Matrikelnr. 23 94 86

durchgeführt am 30.11.14



Fachbereich IV
Abteilung für Chemie

Inhaltsverzeichnis

1	Theoretische Grundlagen	3
1.1	Das Daniell-Element	3
1.2	Die elektromotorische Kraft	3
2	Versuchsdurchführung	4
3	Auswertung	5
4	Anhang	6
5	Literaturverzeichnis	6

1 Theoretische Grundlagen

In diesem Versuch soll das Funktionsprinzip des *Daniell-Elements* verdeutlicht werden. Diese galvanische Zelle wurde 1836 von J. F. Daniell entwickelt und nach ihm benannt.

1.1 Das Daniell-Element

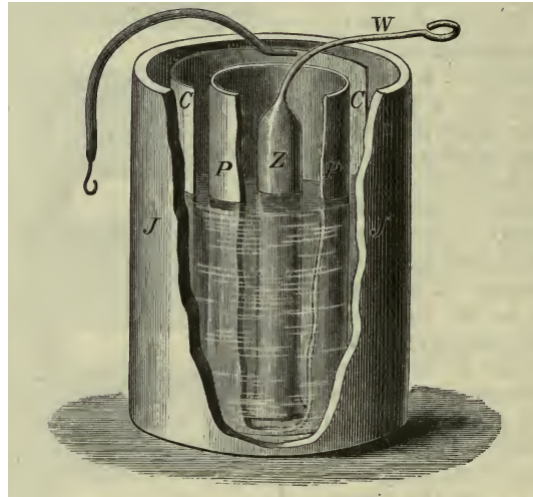


Abbildung 1 – Daniell-Element (AYRTON, S. 210)

The Daniell's Cell consists of a copper plate c. (...), dipping into a solution of copper sulphate contained in a glass, or glazed, highly vitrified stoneware jar, J, and a zinc plate, or rod, z, to which a copper wire, or strip, w, is soldered, dipping into either dilute sulphuric acid or a solution of zinc sulphate, the two solutions being separated by a porous partition P, made of unglazed earthenware, and called a „porous pot.“ The E. M. F. of a Daniell's cell, and of all its modifications, is roughly 1.1 volts, but it varies from about 1.07 volts to 1.14 volts, depending on the densities of the solutions of copper and zinc sulphate. With equidense solutions, and with plates of pure zinc and copper, the E. M. F. is 1.104 volts. This value is increased by increasing the density of the copper sulphate solution, and diminished by increasing the density of the zinc sulphate solution, and is scarcely at all affected by the ordinary atmospheric changes of temperature. (...) (AYRTON, S.210-211)

1.2 Die elektromotorische Kraft

Erstellt man aus 2 Halbzellen mit unterschiedlichen Standardpotentialen ein galvanisches Element, so entsteht eine Potentialdifferenz. Diese Spannung wird elektromotorische Kraft (EMK) genannt. Aufgrund der auftretenden EMK kann das galvanische Element nun elektrische Arbeit verrichten. In den beiden Halbzellen des Daniell-Elements laufen folgende

Reaktionen ab:



Als Gesamtreaktion ergibt sich:



An der Kathode findet die Reduktion statt, an der Anode die Oxidation. Die Anode ist also bei einem galvanischen Element als Minus-Pol (Elektronenüberschuß) zu sehen. Zu beachten ist die Tatsache, daß für ein Elektronenfluß durch einen Verbraucher (der an die beiden Elektroden des galvanischen Elements angeschlossen ist) ebenfalls Ladungsaustausch innerhalb des Elements stattfinden muß. Bei dem Daniell-Element geschieht dies durch SO_4^{2-} -Ionen, die durch die Wand der Tonzelle hindurchdiffundieren.

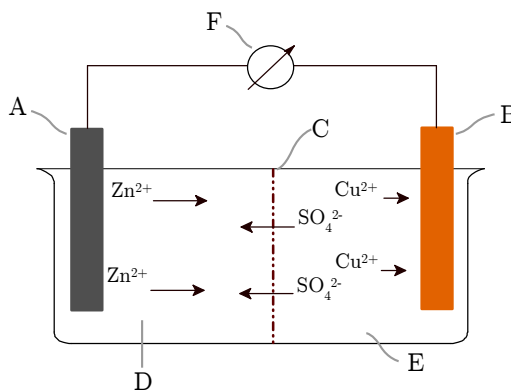


Abbildung 2 – schematischer Aufbau eines Daniell-Elements mit Zinkelektrode (A), Kupferelektrode (B), poröser Trennwand (C), Zinksulfatlösung (D), Kupfersulfatlösung (E) und Voltmeter (F) (RIEDEL, S. 348)

2 Versuchsdurchführung

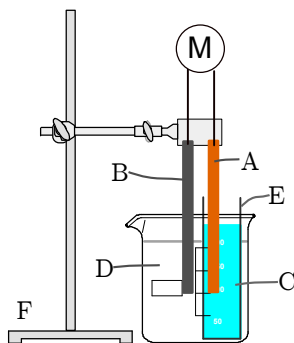


Abbildung 3 – Versuchsaufbau mit Kupferblech (A), Zinkblech (B), CuSO_4 -Lösung (C), ZnSO_4 -Lösung (D), Tonzelle (E) und Stativ mit Klemmen und Elektrodenhalter (F)

Geräte: Tonzelle, Becherglas 250 ml, Multimeter, Verbindungskabel, Zinkblech, Kupferblech, 2 Krokodilklemmen, Kleinelektromotor

Chemikalien: CuSO₄-Lösung (1 mol/l), ZnSO₄-Lösung (1 mol/l)

Die Apparatur wird gemäß Abbildung 3 aufgebaut; die Elektroden wurden gewogen. Zu Beginn wird die Spannung des galvanischen Elements mit Hilfe des Multimeters gemessen. Dann wird es durch einen Kleinelektromotor ersetzt und ca. 5 min betrieben. Anschließend wird der Stromfluß unterbrochen, die beiden Elektroden vorsichtig mit demineralisiertem Wasser gespült, getrocknet und gewogen.

3 Auswertung

Die Stoffmenge, die an einer Elektrode während der Elektrolyse abgeschieden wird oder in Lösung geht, ist proportional zur elektrischen Ladung, die den Elektrolyten durchfließt. (1. Faraday'sches Gesetz). Folglich kann durch die Auswaage der Elektroden vor und nach der Versuchsdurchführung die insgesamt geflossene Ladungsmenge berechnet werden nach:

$$Q = n \cdot z \cdot F \quad \{4\}$$

$$= \frac{m}{M} \cdot z \cdot F \quad \{5\}$$

Hierbei ist n die umgesetzte Stoffmenge, z die Anzahl Ladungsträger pro Reaktionsschritt, F die Faraday-Konstante. Mit den in Tabelle 1 festgehaltenen Messwerten für die umgesetzte Menge ergibt sich für die ca. 5 min Betrieb der Zelle ein Ladungsumsatz von:

$$Q = \frac{0,0019 \text{ g}}{63,546 \text{ g mol}^{-1}} \cdot 2 \cdot 96485 \text{ C mol}^{-1} \quad \{6\}$$

$$= 5,770 \text{ C} \quad \{7\}$$

Die entspricht bei einer Betriebszeit von 5 min. einem durchschnittlich geflossenem elektrischen Strom von:

$$I = 19 \text{ mA} \quad \{8\}$$

4 Anhang

	$m_{\text{Zinkblech}}$ in g	$m_{\text{Kupferblech}}$ in g
Beginn	9,0564	5,2630
Ende	9,0543	5,2649
Δm	0,0021	0,0019

Tabelle 1 – Masse der Elektroden

5 Literaturverzeichnis

W. E. AYRTON (1891): *Practical Electricity*, 5th. Edition, Cassel & Company, Ltd., London

E. RIEDEL (2002): *Anorganische Chemie*, unter Mitwirkung von Christoph Janiak, 5. Auflage, Walter de Gruyter GmbH & Co. KG, Berlin