

## Hinweis

Bei dieser Datei handelt es sich um ein Protokoll, das einen Vortrag im Rahmen des Chemielehramtsstudiums an der Uni Marburg referiert. Zur besseren Durchsuchbarkeit wurde zudem eine Texterkennung durchgeführt und hinter das eingescannte Bild gelegt, so dass Copy & Paste möglich ist – aber Vorsicht, die Texterkennung wurde nicht korrigiert und ist gerade bei schlecht leserlichen Dateien mit Fehlern behaftet.

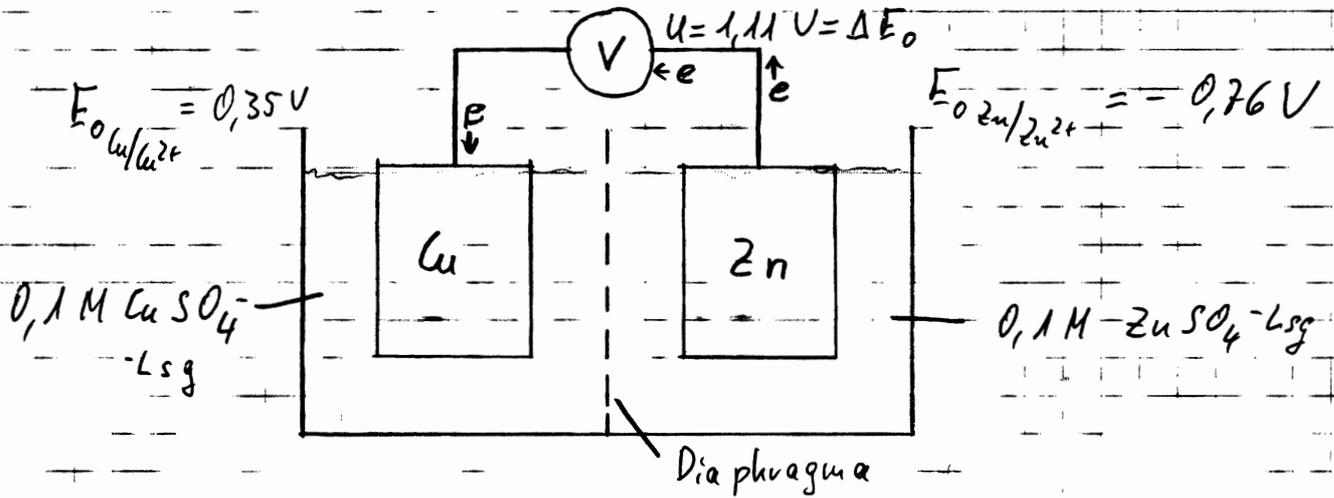
Alle mehr als 700 Protokolle (Anfang 2007) können auf der Seite [http://www.chids.de/veranstaltungen/uebungen\\_experimentalvortrag.html](http://www.chids.de/veranstaltungen/uebungen_experimentalvortrag.html) eingesehen und heruntergeladen werden.

Zudem stehen auf der Seite [www.chids.de](http://www.chids.de) weitere Versuche, Lernzirkel und Staatsexamensarbeiten bereit.

Dr. Ph. Reiß, im Juli 2007

# 1. Vortrag: Galvanotechnik mit Schwerpunkt 119 detaillierte Beschreibung [Dieter Weitzel]

## 1.) Galvanisches Zn/Cu-Element



Bei gleich hohen Konzentrationen in der  $Zn^{2+}$  und  $Cu^{2+}$ -Lösung ergeben sich jeweils Spannungen von etwa 1,11 V. Das kann mit der Nernstschen Gleichung überprüft werden:

$$E = E_0 - \frac{R \cdot T}{n \cdot f} \cdot \ln \frac{[Ox]}{[Red]} = E_0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

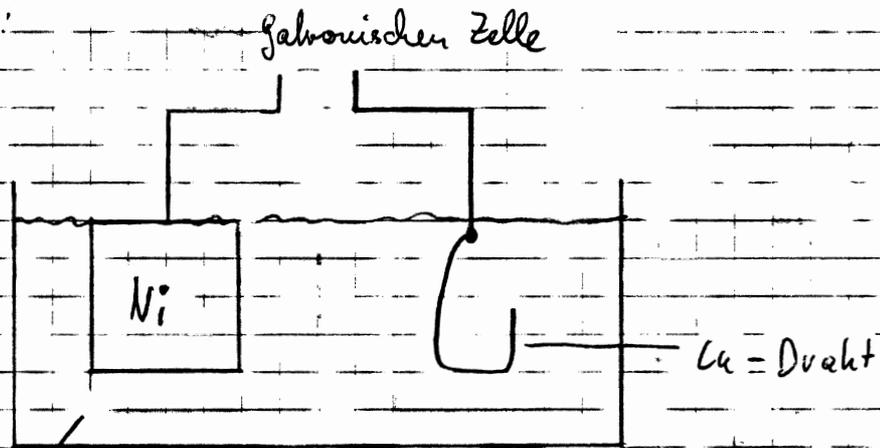
$$\Rightarrow U = \Delta E = E_{0 Cu/Cu^{2+}} - E_{0 Zn/Zn^{2+}} - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Cu]} + \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Zn]}$$

Da  $[Zn^{2+}] = [Cu^{2+}]$  dann folgt:

$$U = \Delta E_0 = E_{0 Cu/Cu^{2+}} - E_{0 Zn/Zn^{2+}} = +0,35 - (-0,76) V = 1,11 V$$

2.) Verwickeln mit dem galvanischen Element:

Verwehrs Aufbau:



Elektrolytzusammensetzung:

Nickelsulfat: 240 g/l (1,55 M)

Nickelchlorid: 40 g/l (0,3 M)

Bor säure: 30 g/l (0,48 M)

Werte Temperatur: 45 - 70°C

Werte Stromdichte: 5 - 10 A/dm<sup>2</sup>

3.) Die Elektrolytzusammensetzung besteht aus einem Metall-salz, dessen Metallkation aufgetragen werden soll, hier Ni<sup>2+</sup>. Weiterhin werden Säuren oder Basen zugegeben, die den Elektrolyten auf einen günstigen pH-Wert halten. Bei industriellen Galvanikanlagen werden dem Elektrolyten noch Zusätze zugefügt:

1.) Mittel, die die Oberflächenglar beeinflussen und so eine spätere Nachbehandlung der Werkstücke überflüssig machen

2.) Mittel, die die Quaderlöslichkeit erhöhen und so die Werkstücke auf der Quader verbleiben.

3.) Mittel, die eine Blasenbildung an der Kathode verhindern und dafür sorgen, dass die gesamte Metall-oberfläche vom Elektrolyt befeuchtet wird und so eine gut haftende Metalleiterung gewährleistet (Netzmittel)

Oft kann ein Elektrolyt nicht chemisch erlöst werden, man hat dann lediglich durch Versuchsreihen eine günstige Zusammensetzung gefunden.

pH-Wert und Pufferung: zu geringer pH-Wert hat oft eine Mitabscheidung von  $H_2$  zur Folge. Die Stromausbeute geht zurück

zu hoher pH-Wert hat oft die Entstehung von Hydroxiden und basischen Salzen zur Folge, die in den Niederschlag eingebaut werden und so den Metalleiterung unbrauchbar machen.

Badtemperatur: Durch eine erhöhte Badtemperatur lässt sich die Ionenbeweglichkeit steigern, der Badwiderstand wird geringer. Bei hohen Temperaturen werden\* jedoch im allgemeinen weniger, man muß also einen günstigen Mittelwert finden.

Netzmittel: Mittel, mit einem hydrophoben und hydrophilen Teil z.B.  $C_{12}H_{25}SO_4^{2-}$ . Bei einer kathodischen Metallabscheidung entweicht sich häufig Wasserstoff, der sich als Gasbläschen an der Kathode absetzen und dort die Bildung von Poren (Pittings) ermöglichen. Netzmittel sollen das verhindern. Weiterhin werden durch Nm. Schmelzteilchen von der Kathode abgelöst

\* die Metallniederschläge

#### 4.) Lyamische Verspeisung

Vorteile: Niederschläge sind feinkristalliner als diejenigen aus saurem Kupfervitriol.

- lassen sich unmittelbar auf unedle Metalle wie

z. B.: Fe, Zn, Alu-Legierungen auftragen.

- besitzen sehr gute Haftfestigkeit

Nachteile: Lyamhaltige Cu-Bäder besitzen nur geringe Stromdichten.

Es entsteht viel Wasserstoff, so dass die Stromausbeute gering wird.

Elektrolytzusammensetzung: 23 g/l  $\text{Cu(CN)}_4$  (0,25 M)

34 g/l  $\text{NaCN}$  (0,7 M)

15 g/l  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (0,14 M)

pH-Wert: 11

Temperatur: 18-30°C

Stromdichte: 0,3-0,5 A/dm<sup>2</sup>

Das einwertige  $\text{Cu}^+$  liegt als  $[\text{Cu(CN)}_4]^{3-}$  vor. Deshalb liegt das Potential bei einem Wert von etwa  $E_{\text{Cu}/[\text{Cu(CN)}_4]^{3-}} \approx -0,6 \text{ bis } -0,8 \text{ V}$

Da das Potential des Wasserstoffs bei einem pH von 11 einen Wert von etwa  $-0,6 \text{ V}$  besitzt, scheidet sich in diesem Bad ~~kein~~  $\text{H}_2$  ab sowohl Cu als auch  $\text{H}_2$  ab.

Bäder dieser Zusammensetzung werden bei allen Edelmetallen verwendet, z. B. beim Versilbern oder Vergolden.

## 5. Strahlbare Metallabscheidung:

Vorteile: - Energiesparen, da kein Strom verbraucht wird;  
- gleichmäßige Metallschichten  
- metallisierende auf unregelmäßig geformten Körpern  
und auch im Inneren von Hohlkörpern möglich

Nachteile: Zu dünne Schichten, daher kein echter Korrosionsschutz. In manchen Fällen kann die Lösung nicht regeneriert werden, sondern muss ganz ausgewechselt werden, das ist bei der elektrolytischen Fabrikation nicht nötig.

### a) Strahlbares Verkupfern:

Elektrolytzusammensetzung: 30g/l  $\text{CuSO}_4$   
80g/l 60%ige  $\text{NaOH}$ -Lsg  
150g/l  $\text{Na-K-Tortrat}$

Temperatur: Zimmertemperatur.

Das  $\text{Cu}^{2+}$  fällt nicht als  $\text{Cu(OH)}_2$  aus, sondern wird in einem  $\text{Cu-Tortrat-Komplex}$  gelöst. Das Potential des  $\text{Cu}$  Kupfers fällt auf einen Wert von etwa  $-0,15\text{V}$ . Bei allen Metallen mit einem niedrigeren Potential entsteht Kupfer:



Jedoch ist die Haftfestigkeit des Kupferüberzuges auf den meisten Metallen nicht immer gut. Gute Ergebnisse erhält man auf Zink.

## 6.) Strukturelle Verwicklung :

Eine ausführliche Beschreibung findet sich in den Versuchsvorschriften zum anorganischen Praktikum für Lehramts-  
Kandidaten herausgegeben von Ernst Groth, Vorschrift 17