

## 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

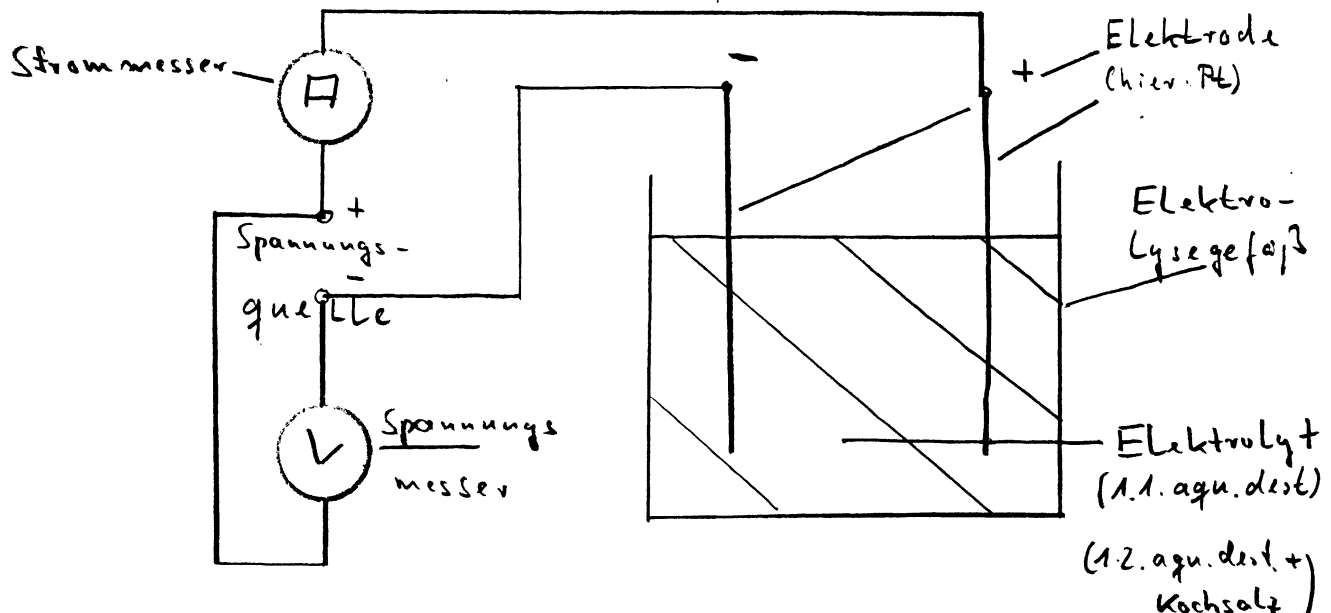
## Protokoll zum 1. Lehramtsvortrag von Robert Korell

## E L E K T R O C H E M I E

- Gliederung:
1. Einleitung und
    - 1.1. Elektolyse von dest. Wasser
    - 1.2. Elektolyse von dest. Wasser und "Salz"
  2. Elektolyse einer Zinkbromit-Lösung
  3. Galvanisches Element, entstanden aus 2.
  4. Modellversuch zum Natrium-amalgam Verfahren
  5. Der Silber-akku

1. In der Elektrochemie begegnet man Oxidationen und Reduktionen, die von elektrischen Spannungen erzwungen werden, oder elektrische Spannungen erzeugen. Erzwingt man mit einer Spannung eine Reaktion, so nennt man das eine Elektolyse. Liefert eine chemische Reaktion eine Spannung, so spricht man vom "Galvanischen Element". Akkumulatoren entsprechen beim Ladevorgang einer Elektolyse und beim Entladevorgang einem "Galvanischen Element".

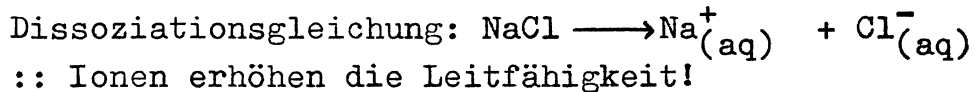
Vorstellen der typischen Elektolyseapparatur anhand einer Tafelskizze:



1.1. Aqua dest. leitet den elektrischen Strom sehr schlecht.

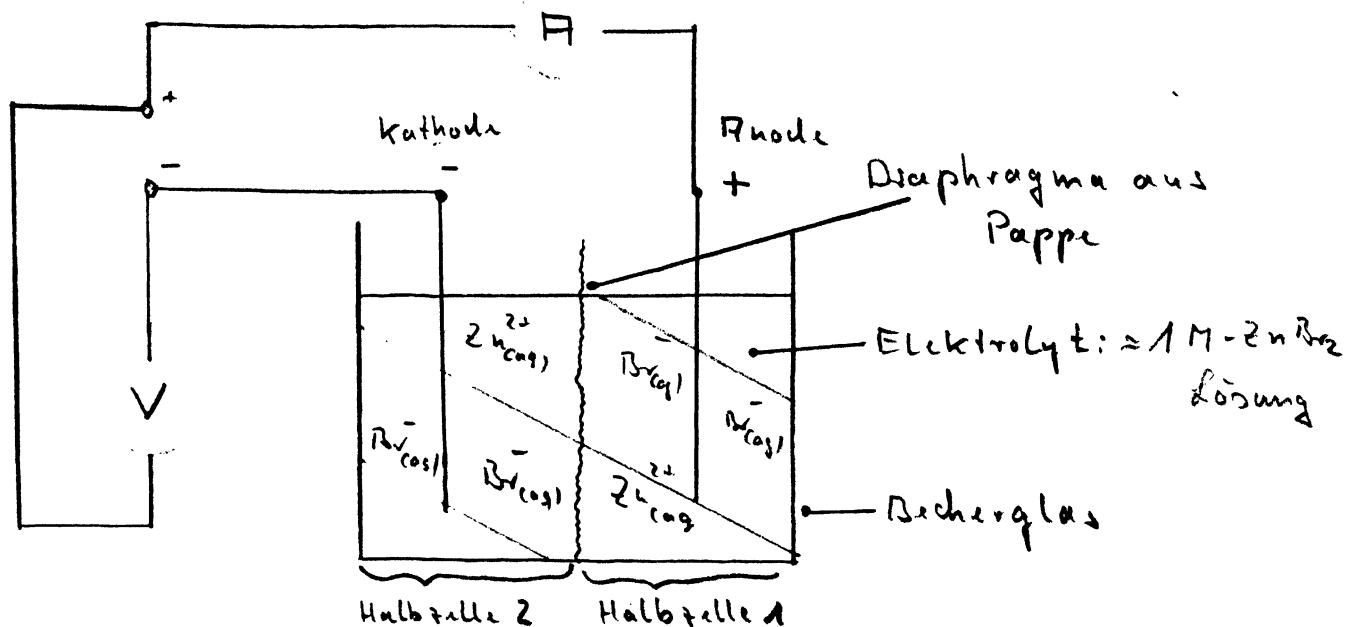
$$U = 20 \text{ V} \quad I = 1,5 \text{ mA}$$

1.2. Hinzugeben weniger Kochsalzkristalle ergibt nach Auflösung der Kristalle eine etwa 300-fache Leitfähigkeit.



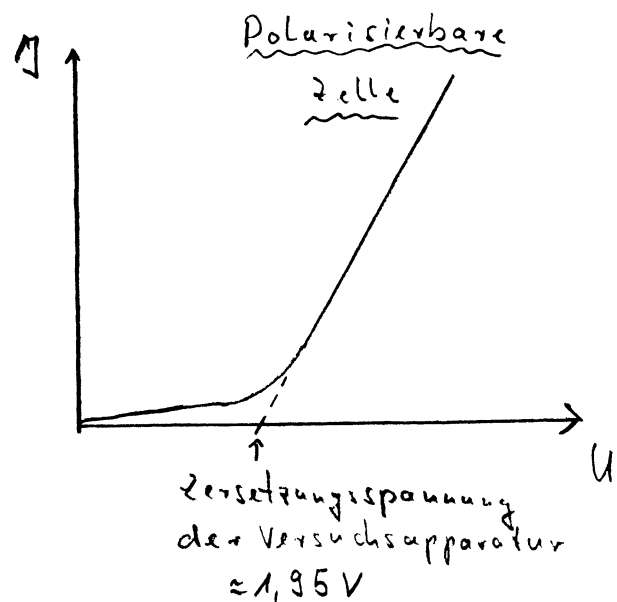
2. Genauere Betrachtung der Elektrolysevorgänge

Versuchsaufbau:

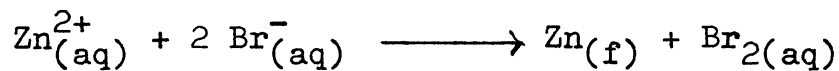
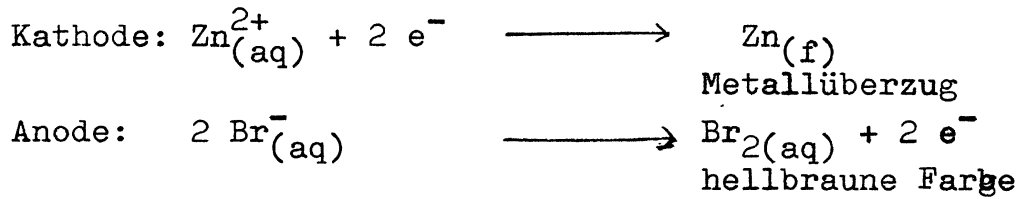


Erstellen eines Strom-Spannungsdiagramms:

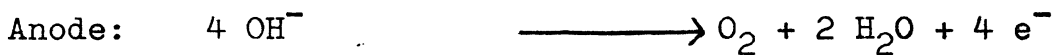
:: Das während der Elektrolyse erzeugte  $\text{Zn}_{(\text{f})}$  und  $\text{Br}_{2(\text{aq})}$  erzeugt an den Elektroden eine Gegenspannung, die Zersetzungsspannung!



Beobachtung der Elektrodenvorgänge:

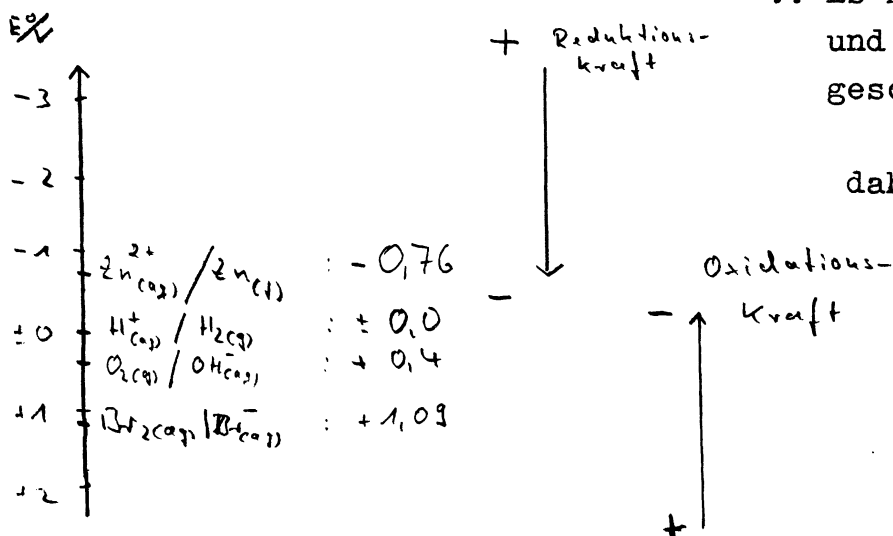


Mögliche Konkurrenzreaktionen:



Aufschluß darüber, warum, kein Sauerstoff und Wasserstoff abgeschieden werden, gibt die Betrachtung der Potentiale.

Standardpotentiale  $E^\circ$



:: Es müßte Sauerstoff und Wasserstoff abgeschieden werden!

daher: =>

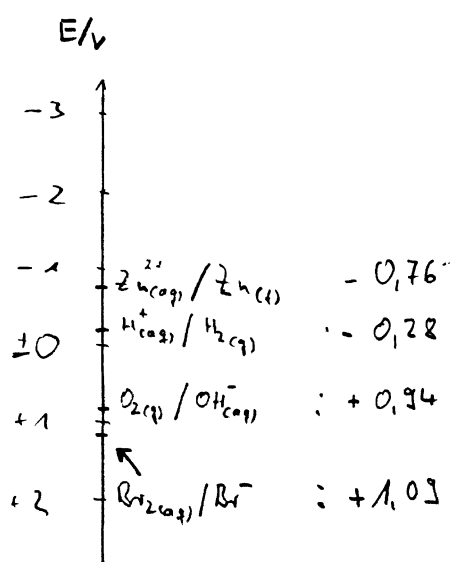
Betrachtung der Potentiale der Nernst'schem Gleichung:

Die Gleichung lautet:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{(\text{Ox})}{(\text{Red})}$$

Da  $\text{Zn}^{2+}$  Ionen in Wasser eine Kationensäure mit dem  $\text{pK}_s = 9,6$  bilden, besitzt die Lösung einen pH von annähernd 4,8.

Somit ändern sich die Potentiale von " $\text{H}_2$ " und " $\text{O}_2$ " wie folgt:



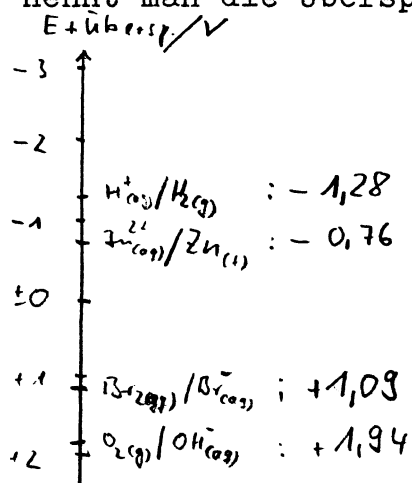
:: Wie man erkennt ist das

Wasserstoffsystem theoretisch immer noch stärker in seiner Oxidationskraft als das Zinksystem. Wasserstoff und auch Sauerstoff müßten abgeschieden werden.

Daß dem nicht so ist, hängt von Wechselwirkungen der Gase mit dem Elektrodenmaterial ab.

Das Wasserstoffsystem wird zum

stärkeren Reduktionsmittel, das Sauerstoffsystem zum stärkeren Oxidationsmittel. Den dadurch entstandenen Änderungsbetrag nennt man die Überspannung.



Zink und Brom werden abgeschieden

3. Nach kurzer Elektrolysedauer (10 Min.) wird die Spannungsquelle entfernt und mit einem hochohmigen Voltmeter die Spannung an den Elektroden gemessen. Sie beträgt 1,95 V. Diese Spannung des Galvanischen Elements errechnet sich näherungsweise wie folgt:

$$U = E_1 - E_2 = E_{\text{Ox}} - E_{\text{Red}} = E_{\text{Anode}} - E_{\text{Kathode}}$$

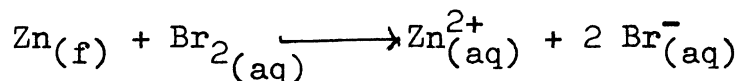
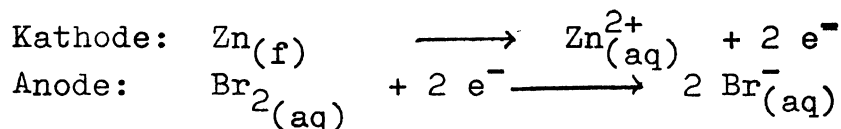
Vereinfachte Rechnung mit den Standardpotentialen:

$$E_1^{\circ} = E_{\text{Br}_2/\text{Br}^-}^{\circ} = + 1,09 \text{ V}$$

$$E_2^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = - 0,76 \text{ V}$$

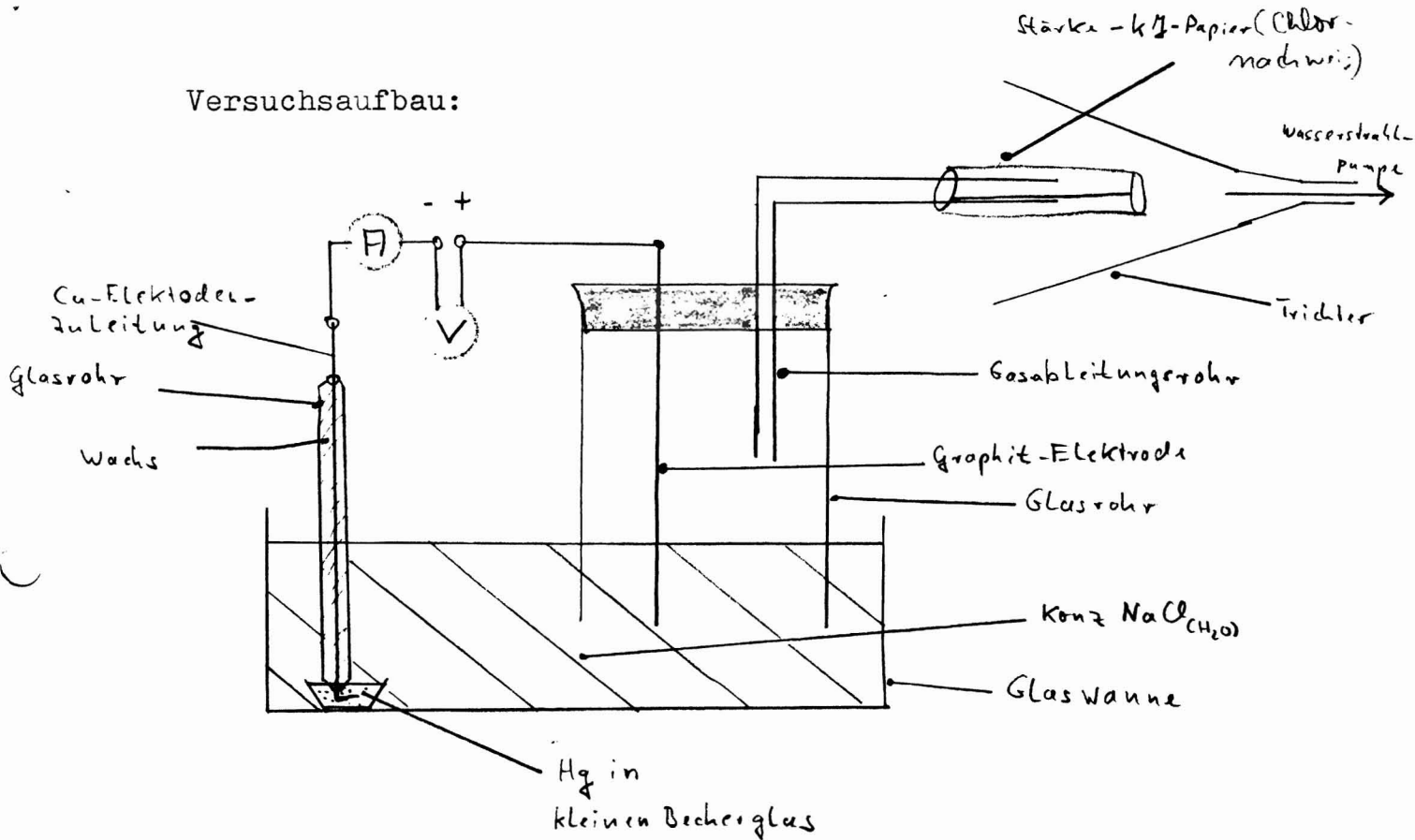
$$U = + 1,09 \text{ V} - (- 0,76 \text{ V}) = + 1,85 \text{ Volt}$$

Wird anstelle der Spannungsquelle ein Elektromotor geschaltet, so beginnt dieser zu laufen. Die Elektrodenvorgänge bei der Elektrolyse kehren sich hier beim Galv. Element um.

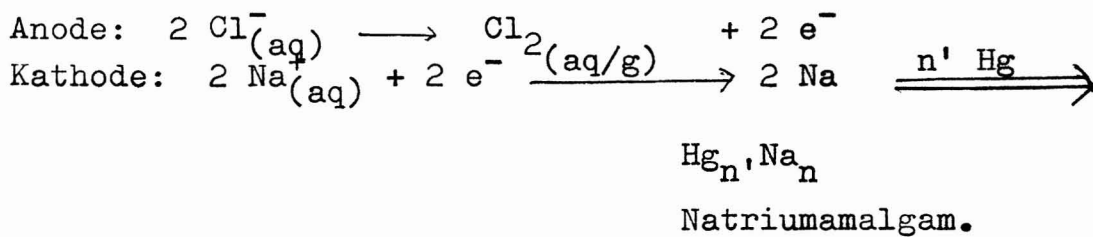


4. Im Natrium-Amalgamverfahren wird Natrium an einer Quecksilberkathode elektrisch reduziert und bildet mit dem Kathodenmaterial eine Legierung, das Natrium-Amalgam. Durch elektrolytische oder katalytische Zersetzung des  $\text{Na}_n\text{-Hg}_n$ , wird reine Natronlauge gewonnen. Außerdem erhält man Chlorgas an einer Graphitelektrode. (Siehe auch Versuch 2 .

Versuchsaufbau:



Elektrodenvorgänge:

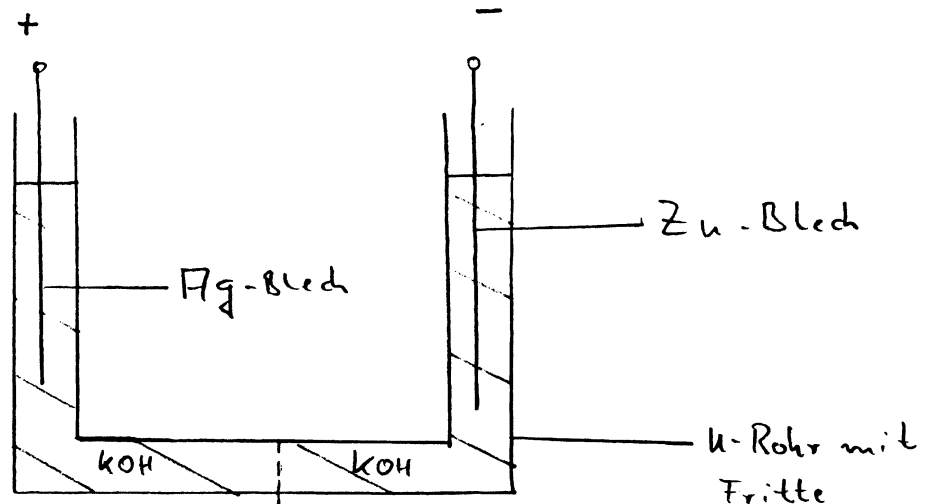


Abscheidungspotentiale:

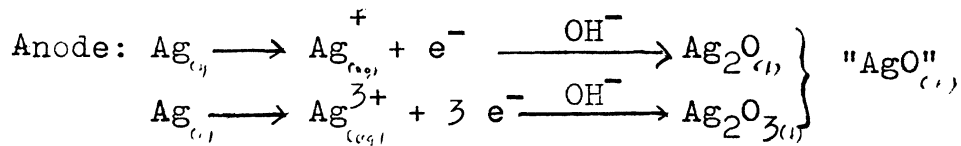
- 1.)  $E_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 + \frac{0,059}{1} \lg(5,5) = -2,67 \text{ V}$   
 Durch Bildungswärme des Amalgams von 20 kcal/GA erniedrigt sich das Potential bei 0,12% um 0,87 V.  
 $E_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 + 0,04 + 0,87 = -1,8 \text{ V}$
- 2.)  $E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,0 - 0,41 - 1,2 = -1,61 \text{ V}$       pH = 7  
 (Überspannung)  
 $E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,0 - 0,64 - 1,2 = -1,84 \text{ V}$       pH = 11
- 3.)  $E_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 0,4 + 0,41 + 1,0 = 1,8 \text{ V}$   
 (Überspannung)
- 4.)  $E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = 1,4 + (-0,02) = 1,38 \text{ V}$

## 5. Der Silber-Zink Akkumulator

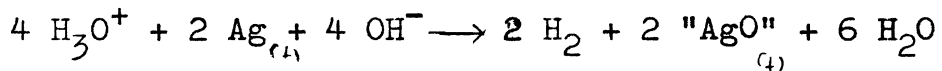
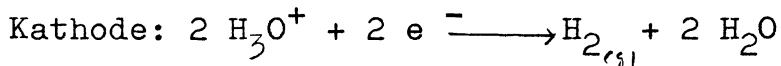
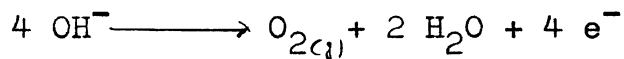
Aufbau:



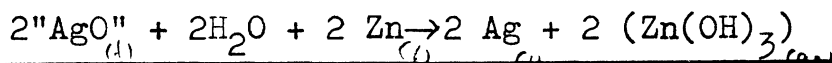
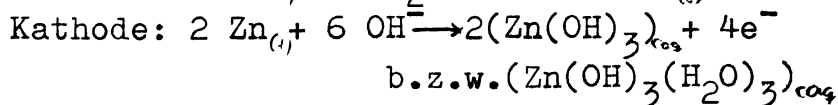
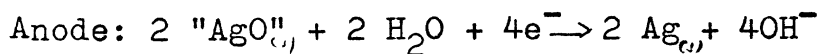
Ladevorgänge:



Ist der Akku geladen, dann:



Entladevorgänge:



Lit.: 1) Christen, Grundlagen der allg. u. anorg. Chemie / Sauerländer, Galle

2) Kimmhof-Wagner, Handbuch der Schulchemie, Band I. Deutscher Verlag Weinheim 1973

3) Kemper Elvett "Chemie", Klett-Deich. Schulverlag, 1976

4) Silber-Zink-Batterie → E. Grotzner, Praktikumversuche, Marburg (1971)