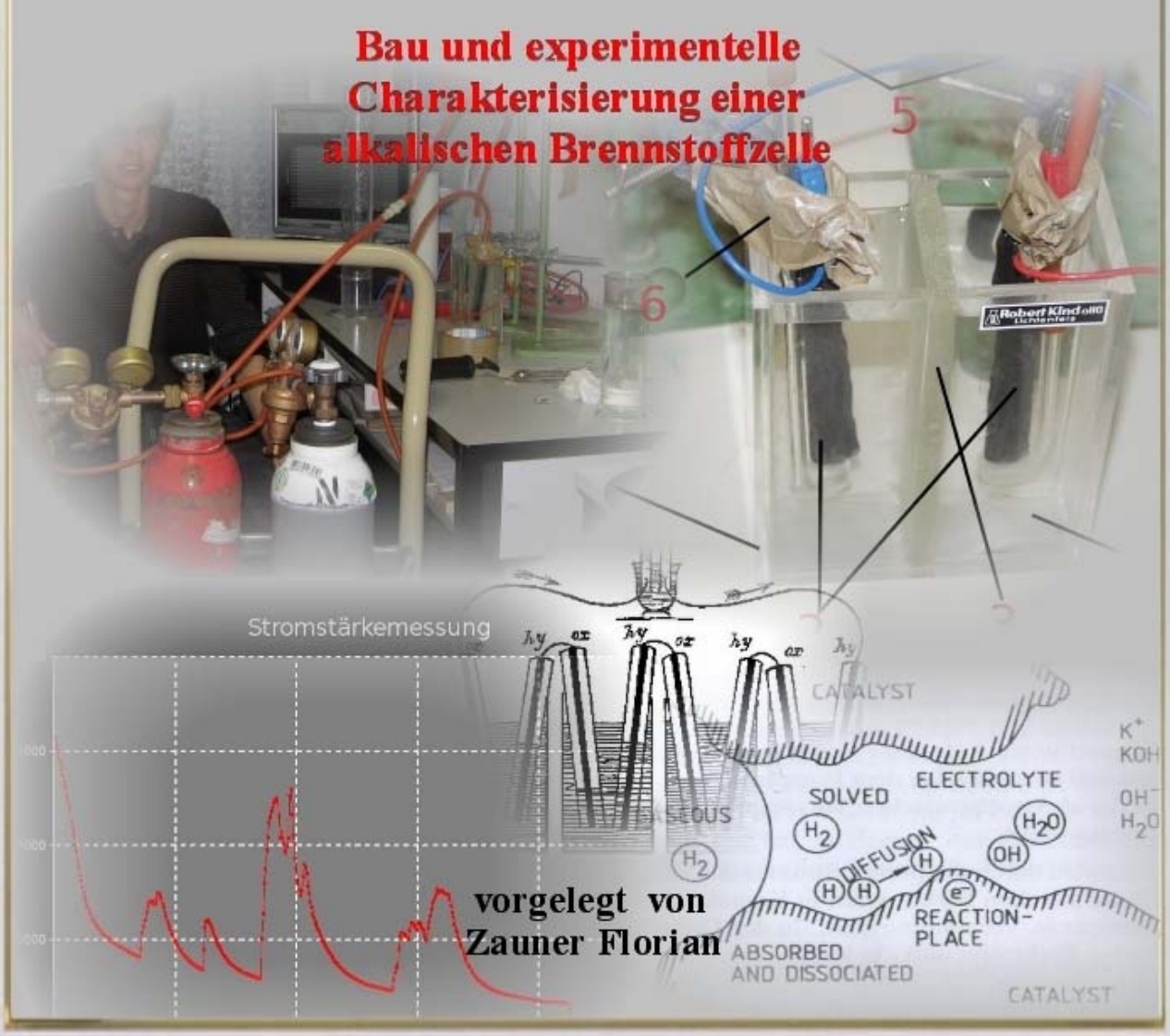
Facharbeit

Bau und experimentelle Charakterisierung einer alkalischen Brennstoffzelle



vorgelegt von
Zauner Florian

CJD Christophorusschule Berchtesgaden
-staatlich anerkanntes Gymnasium-

Abiturjahrgang 2006/08

FACHARBEIT

Im Leistungskurs
Chemie

Thema:

Bau und experimentelle Charakterisierung einer alkalischen Brennstoffzelle

Verfasser: *Zauner Florian*

Kursleiter: *Herr StD Richard Reithmeier*

Abgabetermin:*14.Januar*

Punktzahl schriftliche Arbeit:

Punktzahl mündliche Arbeit:

Gesamtpunktzahl:
(schriftl. X 3 + mündl.)

(Unterschrift des Kursleiters)

Bau und experimentelle Charakterisierung einer alkalischen Brennstoffzelle

1. Vorwort **S.5**

2. Einleitung **S.5**

3. Wie ist eine Brennstoffzelle aufgebaut? **S.7**

3.1. Die Brennstoffzellen-Kammer **S.7**

3.2. Die Membran **S.8**

3.3. Der Elektrolyt **S.9**

3.4. Die Elektroden **S.9**

3.5. Die Brennstoffe **S.10**

4. Überblick der Brennstoffzellentypen **S.10**

5. Die alkalische Brennstoffzelle (alkaline fuel cell : AFC) **S.11**

5.1. Anwendungsgebiete und Verwendungen der alkalischen Brennstoffzelle **S.12**

5.2. Chemische Reaktionsmechanismen der alkalischen Brennstoffzelle **S.13**

Experimenteller Teil:

6. Bau einer alkalischen Brennstoffzelle **S.15**

6.1. Aufbau **S.15**

6.1.1.Verwendung eines Zweikammersystems **S.15**

6.1.2. Elektroden **S.16**

6.1.3. Katalysator **S.16**

6.1.3.1. Aktivierung der Elektroden **S.16**

6.1.3.2. Verwendete Geräte und Chemikalien **S.17**

6.1.3.3. Durchführung der Aktivierung **S.17**

6.1.4. Elektrolyt **S.17**

6.1.4.1. Herstellung der Elektrolytlösung **S.18**

6.1.5. Membran S.18
6.1.6. Die Brenngase und die Brenngasversorgung S.18

6.2. Verbesserungen und Fehlervermeidung während der Bau und Entwicklungszeit S.19
6.2.1. Optimierte Aktivierung S.19
6.2.2... Optimierte Aufbewahrung der Elektroden S.19
6.2.3. Optimierte Membranvorbereitung und Aufbewahrung S.19
6.2.4. Optimierter Gerüstaufbau S.20

6.3. Die einzelnen Komponenten in Kombination als AFC S.20

7. Versuchsreihen mit der selbstgebauten alkalischen Brennstoffzelle S.21

7.1. . Welche Geräte und welche Software wurden für die Versuchsreihen benutzt und wie stehen sie in Kombination? S.21

7.2. Prinzip der Versuchsdurchführung S.21
7.3. Ermittlung des Spannungsverlaufes der alkalischen Brennstoffzelle unter Normalbedingungen S.22
7.3.1. Versuchsaufbau S.22
7.3.2. Versuchsdurchführung S.22
7.3.3. Versuchsbeobachtung S.23
7.3.4. Interpretation der Messwerte S.23

7.4. Einfluss der Temperatur auf die Spannungskurve S.28
7.4.1. Versuchsaufbau S.28
7.4.2. Versuchsdurchführungen S.28
7.4.2.1. Bei 12°C S.28
7.4.2.1. Bei 32°C S.28
7.4.3. Versuchsbeobachtungen S.29
7.4.3.1. Versuchsbeobachtung bei 12°C S.29
7.4.3.1. Versuchsbeobachtung bei 32°C S.30
7.4.4. Interpretation und Vergleich der beiden Versuchsergebnisse S.31

7.5. Ermittlung des Zusammenhangs zwischen Sauerstoffzufuhr und Stromstärke **S.33**

7.5.1. Versuchsaufbau **S.33**

7.5.2. Versuchsdurchführung **S.33**

7.5.3. Versuchsbeobachtung **S.33**

7.5.4. Interpretation der Messwerte **S.35**

7.6. Bestimmung des Innenwiderstandes der Brennstoffzelle **S.37**

7.6.1. Versuchsaufbau **S.37**

7.6.2. Versuchsdurchführung **S.37**

7.6.3. Versuchsbeobachtung **S.38**

7.6.4. Bestimmung des Innenwiderstandes der Brennstoffzelle **S.38**

8. Zusammenfassung der Versuchsergebnisse **S.39**

9. Schluss **S.40**

10. Quellenverzeichnis **S.41**

11. Erklärung **S.44**

1. Vorwort

Das Wort des Jahres 2007 war: „Klimakatastrophe"[1].
Man sucht nach klimafreundlichen Alternativen zu den bisher genutzten Technologien, um Energie zu gewinnen. Als ich im Internet auf einen Artikel über erneuerbare Energien stieß, fiel in diesem Zusammenhang der Begriff „Brennstoffzelle". Es faszinierte mich, wie eine explosionsartige Reaktion - nämlich die Knallgasreaktion - „gezähmt" werden kann und gleichzeitig noch nutzbare elektrische Energie gewonnen wird. Das vielleicht Bedeutendste für mich war, dass als einziges Reaktionsprodukt reinstes Wasser entsteht. Schon Wilhelm Ostwald beschrieb 1894 die Vorteile der direkten Energieumwandlung in brennstoffzellenartigen Maschinen: „*Kein Rauch, kein Ruß, [....], ja kein Feuer mehr*"[2]. Ich recherchierte über diese Technologie. Von Information zu Information wurde ich stärker von diesem wirklich spannendem Thema angezogen. Ich beschloss, mich ausführlich mit diesem aktuellen Thema auseinander zusetzen, weil es eine große Bedeutung für die Zukunft haben wird!

2. Einleitung

Was wäre die Gesellschaft ohne Elektrizität? Die moderne Zivilisation wäre nicht denkbar. Fast alle Bereiche unseres Lebens sind von Elektrizität abhängig (100 000 000 000 000 kWh Strom/Jahr[3]), aber wem ist diese Abhängigkeit direkt bewusst? Die allermeisten Menschen können ihre deutliche und zunehmende Abhängigkeit erst wahrnehmen, wenn ein Stromausfall ihren Haushalt lähmt. Kommunikation, Verkehrsnetze, Internet, Nachtleben oder die Wirtschaft und Industrie sind „off"! Deshalb müssen immer mehr Arten der Elektrizitätsgewinnung gefunden und erforscht werden. Unser Planet gibt uns viele Rohstoffe, welche die Menschheit zur Stromerzeugung nutzen kann. Jedoch gibt es bei den meisten Energieträgern Probleme, z.B. den CO_2-Ausstoß bei Kohlekraftwerken oder den radioaktiven Abfall bei Kernkraftwerken. Der Ausstoß von CO_2 „heizt" durch den Treibhauseffekt beispielsweise unseren Planeten förmlich auf, welches gravierende Folgen hat. Eine Möglichkeit Strom, ohne diese genannten Probleme zu gewinnen, wäre das Prinzip der Brennstoffzelle. Professor Christian Friedrich Schönbein fand vor mehr als 160 Jahren heraus, dass Elektrizität durch Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff erzeugt werden kann. Der

[1] vgl. http://www.gfds.de/index.php?id=11
[2] http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/folien/f-profet.htm
[3] http://www.gymnasium-borghorst.de/physikwozu/solarzelle/solar.htm

walisische Physiker und Jurist Sir William Grove (1811-1896) erfuhr von diesem Effekt und begann Forschungen darüber zu betreiben. Er baute eine Maschine, welche Strom erzeugen konnte, indem Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser reagierten. Er schaltete mehrere solcher Maschinen in Reihe und nannte seinen Stromerzeuger „Gasbatterie“ (siehe Abb. 1). Er baute sozusagen die erste Brennstoffzelle. Nach dem 2. Weltkrieg griff Francis Bacon die Idee neu auf und entwickelte die erste praktisch anwendbare „alkaline fuel cell“[4].

Das Umweltbewusstsein der Menschen steigt heutzutage stetig an. Al Gore bekam den Friedensnobelpreis für seinen Einsatz, da er energisch versucht, die Menschheit in Sachen Klimawandel wachzurütteln. Auch dem jüngsten Bericht des Intergovernmental Panel on Climate Change (IPCC: Zwischenstaatliche Sachverständigengruppe über Klimaänderungen) sind die gravierenden Folgen des kommenden Klimawandels zu entnehmen. Sir David King (wissenschaftlicher Berater der britischen Regierung) über die Folgen des Klimawandels: „*Man wird die Landkarten der Erde neu zeichnen müssen*.“[5] Das Hochwasserrisiko steigt, Hitzewellen werden häufiger sowie heftiger, Einbußen treffen die Landwirtschaft, es gibt vermehrte Unwetterkatastrophen, kleinere Inseln oder Küstenabschnitte versinken im Wasser, Wassermangel bedroht weite Gebiete, Arten sterben aus usw. [6] Donald Kennedy fasste die Bestimmtheit in Sachen Klimaerwärmung so zusammen: „*In der Wissenschaft ist es sehr selten, dass es zu einer bestimmten Frage einen so eindeutigen Konsens gibt*.[7]“ Vieles wird nicht mehr zu ändern sein, aber noch liegt es in unserer Hand, wie schlimm sich das Klima verändern wird.

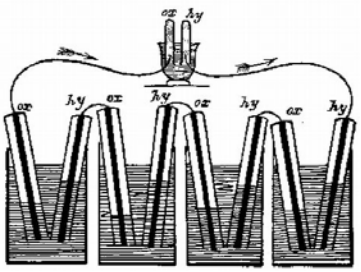


Abb. 1– Gasbatterie von Grove

Diese Problematik lenkt den Blick in Richtung der Brennstoffzelle. Sie besitzt viele Vorteile. Nicht nur die geringe bis fehlende Schadstoffemission oder den hohen Wirkungsgrad, ebenso den modularen Aufbau, die geringe Schallemission, die langen Betriebszeiten und eine sehr gute Eignung zur Kraft-Wärme-Kopplung. Die einzigen Probleme, welche sich der Brennstoffzellentechnik noch stellen, sind die hohen spezifischen Herstellungskosten, der noch geringe Entwicklungsstand und die aufwändige Brennstoffspeicherung[8]. Ich bin mir jedoch sicher, dass die Brennstoffzelle sehr gute Chancen für die Zukunft haben wird!.

---

[4]vgl.Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg; S.1f
[5] Al Gore- eine unbequeme Wahrheit; S.196f
[6] vgl. Spektrum der Wissenschaft 10/07
[7] Al Gore- eine unbequeme Wahrheit; S.260ff
[8]vgl. http://emsolar.ee.tu-berlin.de/~ilse/Brennstoffzelle/VorNachteileBZ.htm

3. Wie ist eine Brennstoffzelle aufgebaut?

Im Folgenden wird der Aufbau von Brennstoffzellen erläutert:
Die Abbildung zeigt die Bauelemente von Brennstoffzellen im Zusammenhang:

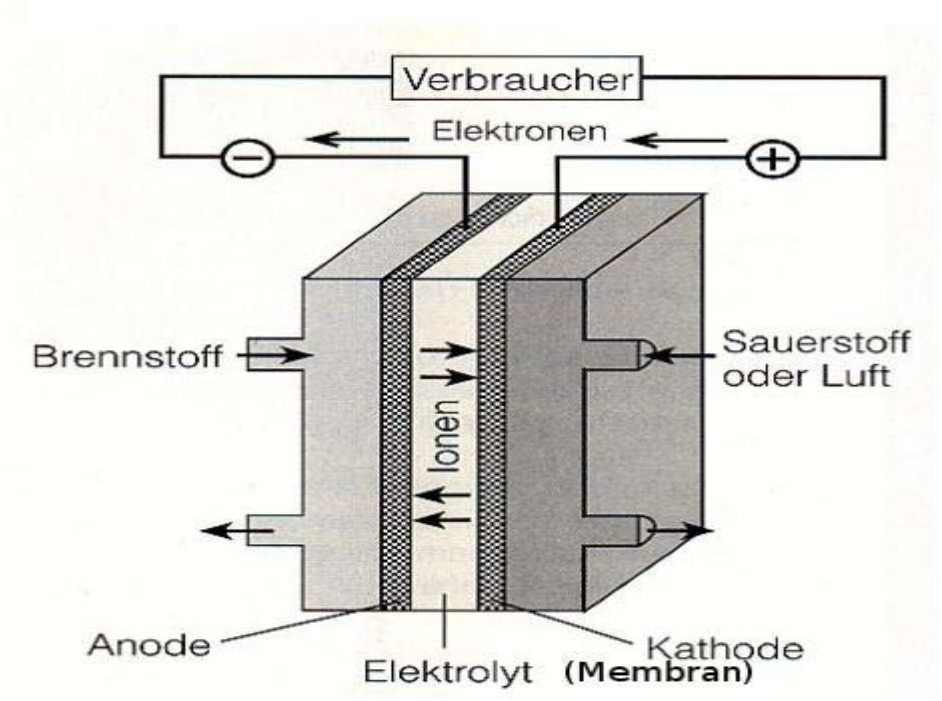


Abb. 2 Überblick der Komponenten von Brennstoffzellen

3.1. Die Brennstoffzellen-Kammer

Die Kammer gibt den Reaktionsort vor, in ihr laufen alle Vorgänge ab und dort befinden sich alle Komponenten, die für eine Stromerzeugung notwendig sind. An sie werden jedoch keine großen Anforderungen gestellt. Sie sollte isolierend wirken und nicht mit einem der Bauelemente reagieren. Bei den neuen Entwicklungen der Brennstoffzellen fällt die Kammer als solche weg. Das heißt, Elektroden, Katalysatoren und Elektrolyt werden so hermetisch miteinander verbunden, dass eine Kammer überflüssig ist (Abb. 3).

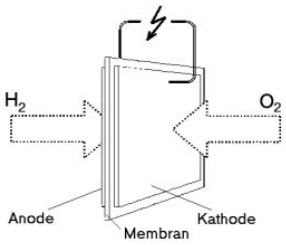
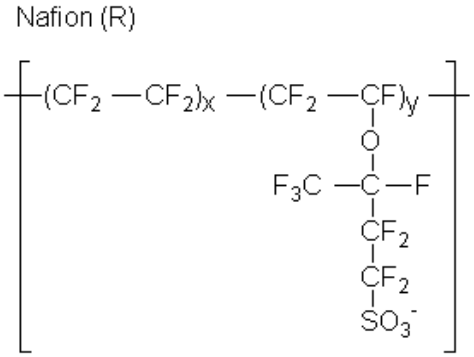


Abb. 3 Brennstoffzelle ohne Kammer

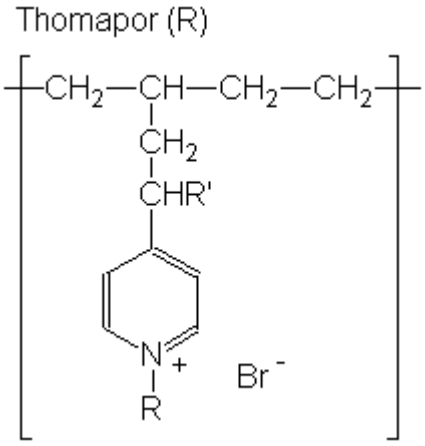
3.2. Die Membran

Die Membran soll die zwei Reaktionsräume voneinander trennen, jedoch - je nach Brennstoffzellentyp- spezifische Permeabilitäten für Ionen aufweisen. Bei der Polymer Electrolyt Membrane Fuel Cell (PEFC), Phosphoric Acid Fuel Cell (PAFC) oder Direct Methanol Fuel Cell (DMFC) sind es protonendurchlässige Membranen. Bei einer alkalischen Brennstoffzelle (Alkaline Fuel Cell = AFC)sind es hydroxid-permeabele Membranen. Die anderen Brennstoffzellentypen wie Solid Oxide Fuel Cell (SOFC) oder Molten Carbonate Fuel Cell (MCFC) haben nochmals unterschiedliche Permeabilitäten (siehe Punkt 4 ;Abb. 5).
Die bekannteste Kationenaustauschermembran (KAM) ist Nafion®, sie hat strukturelle Ähnlichkeit mit Teflon. Für die Kationenpermeabilität sind zusätzliche Sulfonsäuregruppen verantwortlich. Nafion® ist hydrophil, in dünner Folie kationenpermeabel und dennoch - wie Teflon - chemisch äußerst widerstandsfähig (z. B. gegen Hitze bzw. Säuren und Laugen). [9]
Nafion® hat folgende Struktur:



Strukturformel - 1 Nafion®

Die am weitesten verbreitete Anionenaustauschermebran (AAM) ist Thomapor®. Die Anionenpermeabilität kommt hier durch die positive Ladung am Stickstoff des Heterozyklus zustande[10]. Thomapor® hat folgende Struktur:



Strukturformel - 2 Thomapor®

[9] vgl. http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/membran.htm
[10] vgl. http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/membran.htm

3.3. Das Elektrolyt

Das Elektrolyt zeichnet die Brennstoffzellen aus. Es muss dafür sorgen, dass ein Ladungsausgleich zwischen den Reaktionsräumen durch Ionen erfolgen kann. Bei manchen Brennstoffzellen ist das Elektrolyt gleichzeitig die Membran. Bei der PEFC und der DMFC ist Nafion® gleichzeitig Membran sowie Elektrolyt. Dafür ist aber auch eine spezielle räumliche Anordnung der Brennstoffzelle nötig. Die Elektroden und die Membran liegen dafür in direktem Kontakt. Die Hochtemperatur-Brennstoffzellen besitzen einen festen Elektrolyten (siehe Punkt 4). Bei der PAFC dient als Elektrolyt Phosphorsäure. Die alkalische Brennstoffzelle hat einen flüssigen Elektrolyten, meist eine KOH-Lösung[11].

3.4. Die Elektroden

Die Elektroden zählen zu den wichtigsten Bestandteilen einer Brennstoffzelle. An ihnen laufen die chemischen Reaktionen ab, die letztendlich den Strom liefern. Als wichtigste Komponente der Elektrode zählt der Katalysator. Er ermöglicht durch Reduzierung der Aktivierungsenergie erst die wichtigen stromerzeugenden chemischen Reaktionen. Elektrode als auch Katalysator haben von Brennstoffzelle zu Brennstoffzelle unterschiedliche Eigenschaften. Die Elektrode, der Katalysator (Catalyst) und das Elektrolyt bilden eine „Dreiphasenzone“ (Reaction-place). An der Dreiphasenzone laufen alle chemischen Reaktionen der Brennstoffzelle ab (Abb. 7).

Abb. 4 Rasterelektronenmikroskopaufnahme einer Elektrode (AFC)

[11]vgl. Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg;S. 57

3.5. Die Brennstoffe

Die Brennstoffe bei Brennstoffzellen sind meist Wasserstoff und Sauerstoff. Daher stammt auch das Synonym für Brennstoffzelle -„Knallgaszelle“. Ganz allgemein muss der Reduktor (das Anodengas) stark dazu neigen Elektronen abzugeben. Dafür eignet sich Wasserstoff besonders gut, aber es können auch andere Brennstoffe verwendet werden (z.B. Methanol bei der DMFC). Wasserstoff hat auch einen sehr hohen Brennwert. Der Oxidator ist meist Sauerstoff. Er weist ein großes Potential auf, Elektronen aufzunehmen. Bei manchen Brennstoffzellentypen müssen die Brenngase „reformiert“ werden. Dies geschieht in einem „Reformer”. Dazu wird das zu reformierende Brenngas - vor dem Einsatz - in den Reformer geleitet. Durch z.B. katalytisches Cracken oder Dampfreformierungen wird hier das entsprechende Gasgemisch chemisch so umgesetzt, dass es den speziellen Anforderungen der entsprechenden Brennstoffzelle genügt. Erdgas z.B. kann durch Einsatz von Reformern als Brenngas verwendet werden. Reformer reduzieren jedoch den Gesamtwirkungsgrad[12].

4. Überblick über die Brennstoffzelltypen

Jede Brennstoffzelle liefert Strom. Sie unterscheiden sich aber in ihrem Aufbau oder in ihrer Betriebstemperatur (Tabelle-1). Der Elektrolyt klassifiziert die Brennstoffzellentypen. Aus diesem Grund existieren mehrere Arten von Brennstoffzellen. Es ist üblich, die einzelnen Brennstoffzellen nach dem verwendeten Elektrolyt zu benennen. Die Namen leiten sich aus dem Englischen ab.

Brennstoffzelle	Elektrolyt	Temperatur	Elektr. Wirkungsgrad	Brenngas, Oxidans	Anwendung
AFC Alkalische Brennstoffzelle	Kalilauge 30 % KOH	80 °C	Zelle: 60 – 70 % System: 62 %	Nur reinst Wasserstoff Reinst Sauerstoff	Raumfahrt, Militär
PEFC Membran-Brennstoffzelle	Protonenleitende Membran (z.B. Nafion R 117, Dow)	80 °C	Zelle: 50 – 68 % System bei Erdgasbetr.: 43 – 50 % (Reformer, Luftverdichter)	Wasserstoff Sauerstoff, Luft	Elektroantriebe, BHKW, Batterieersatz, Raumfahrt, Militär
DMFC Direkt-Methanol-Brennstoffzelle	Protonenleitende Membran (z.B. Nafion, Dow)	80 °C - 130 °C	Zelle: 20 – 30 %	MeOH Sauerstoff, Luft	Elektroantriebe
PAFC Phosphorsäure-Brennstoffzelle	konzentr. Phosphorsäure (H_3PO_4)	200 °C	Zelle: 55 % System bei Erdgasbetr.: 40 %	Wasserstoff Sauerstoff, Luft	BHKW, Stromerzeugung
MCFC Karbonatschmelzen-Brennstoffzelle	Alkalikarbonatschmelzen (Li_2CO_3, K_2CO_3)	650 °C	Zelle: 65 % System bei Erdgasbetr.: 55 – 60 % BuD (reine Stromerz.): 60 – 65 % (int. Reform.)	Erdgas, Kohlegas, Biogas, Wasserstoff Sauerstoff, Luft	BHKW, reine Stromerzeugung (BuD: MCFC mit Dampfturbine gekoppelt)
SOFC Oxid-keramische Brennstoffzelle	Yttriumstabilisiertes Zirkonoxid (ZrO_2/YO_3)	800 °C - 1.000 °C	Zelle: 60 – 65 % System bei Erdgasbetr.: 55 – 60 % BuG (reine Stromerz.): 60 – 65 % (int. Reform.)	Erdgas, Kohlegas, Biogas, Wasserstoff Sauerstoff, Luft	BHKW, reine Stromerzeugung (BuG: SOFC mit Gasturbine gekoppelt)

Tabelle-1 Übersicht der Brennstoffzellentypen in Hinblick auf die wesentlichen Merkmale

[12]vgl. Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg; S.23ffff

Die folgende Abbildung stellt die wesentlichen Reaktionen von den derzeit bedeutendsten Brennstoffzellen dar :

Abb. 5 Übersicht der jeweiligen Reaktionsmechanismen von Brennstoffzellen

	Anode: Brennstoff (Oxidation)	Elektrolyt	Kathode: Oxidant (Reduktion)	Temp. in °C
Alkalische AFC	$H_2 + OH^- \Leftrightarrow 2H_2O + 2e^-$	$\leftarrow OH^-$	$O_2 + 2H_2O + 4e^- \Leftrightarrow 4OH^-$	60-120
Phosphorsaure PAFC	$H_2 \Leftrightarrow 2H^+ + 2e^-$	$H^+ \rightarrow$	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \Leftrightarrow 2H_2O$	200
Polymermembran PEMFC	$H_2 \Leftrightarrow 2H^+ + 2e^-$	$H^+ \rightarrow$	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \Leftrightarrow 2H_2O$	60-100
Schmelzkarbonat MCFC	$H_2 + CO_3^{2-} \Leftrightarrow H_2O + CO_2 + 2e^-$ $CO + CO_3^{2-} \Leftrightarrow CO_2 + 2e^-$	$\leftarrow CO_3^{2-}$	$O_2 + 2CO_2 + 4e^- \Leftrightarrow 2CO_3^{2-}$	650
Festkörperoxid SOFC	$H_2 + O^{2-} \Leftrightarrow 2H_2O + 2e^-$ $CO + O^{2-} \Leftrightarrow CO_2 + 2e^-$ $CH_4 + 4O^{2-} \Leftrightarrow 2H_2O + CO_2 + 8e^-$	$\leftarrow O^{2-}$	$O_2 + 4e^- \Leftrightarrow 2O^{2-}$	750-1000

$e^- \rightarrow$

Abb. 5 Übersicht der jeweiligen Reaktionsmechanismen von Brennstoffzellen

5. Die alkalische Brennstoffzelle (alkaline fuel cell : AFC)

Diese Brennstoffzellenart wurde v.a. in Amerika und Europa entwickelt. Das verwendete Elektrolyt ist konzentrierte Kalilauge (3-50 Gew.-%). Sie gehört zu den Niedertemperatur-Brennstoffzellen. Die Betriebstemperaturen liegen zwischen 20°C und 90°C. Normalerweise herrscht eine Betriebstemperatur von 60°C. Die alkalische Brennstoffzelle zeichnet sich dadurch aus, dass sie schon bei niedrigen Temperaturen ihre Leistung bringt. Der Grund dafür, liegt in dem verwendeten Elektrolyten KOH_{aq} , dessen Gefrierpunkt unterhalb von 0°C liegt. Die alkalische Brennstoffzelle besitzt den höchsten Wirkungsgrad unter den Niedertemperaturbrennstoffzellen. Auch wenn derzeit die Polymermembran-Brennstoffzelle (PEFC) als Niedertemperatur-Brennstoffzelle oder die Festoxid-Brennstoffzelle (SOFC) als Hochtemperatur-Brennstoffzelle mehr Beachtung finden, heißt das nicht, dass die Alkalische-Brennstoffzelle kein Kommerzialisierungs- und Entwicklungspotential aufweist. Die Kinetik der AFC ist besser als die der PEFC, da unter alkalischen Bedingungen die Dissoziation des Sauerstoffs an metallischen Katalysator-Oberflächen wesentlich schneller verläuft. Auch muss die AFC aufgrund der genannten Kinetik nicht vorheizen. Wirkungsgrad und Leistungsdichte können bei Kaltstart jedoch noch nicht voll realisiert werden. Bei zunehmender Betriebszeit heizt sich der Stack (mehrere Zellen in Reihe geschaltet) von selbst

auf, was die Leistung zu Höchstwerten treibt. Zu erwähnen ist, dass bei einer AFC liquide Brennstoffe in Frage kommen. Beispiele dafür wäre Hydrazin, Methanol oder Ammonium. Jedoch bringt die Wahl des Anodengases Luft Nachteile. Luft reagiert mit dem Elektrolyten zu Karbonat. Das Karbonat fällt in den Poren der Katalysatoren aus und bringt die Reaktion zum Erliegen, oder es kann zumindest eine Degeneration beobachtet werden[13].

5.1. Anwendungsgebiete und Verwendungen der alkalischen Brennstoffzelle

Bekannt ist der Prototyp eines englischen Taxis mit Hybridantrieb. Dieser besteht aus einer NimH-Batterie von 220 Ah bei 300 V und einer alkalischen Brennstoffzelle von gegenwärtigen 5 kW_e (künftig 10 kW_e). Zusammen erreichen diese eine Antriebsleistung von bis zu 45 kW_e. ZEVCO arbeitet ferner an AFC-Antrieben für Gepäckkarren (TUG Corp.), Gabelstapler (Still), 12 m Stadtbusse (Robert Wright and Company), Midi-Busse (Pontichelli), Stadtbahnen (Parry People Movers Ltd.), Postauslieferfahrzeuge (Pasquali) und ein städtisches Kleinstlieferfahrzeug (Subaru Cityvan) [14]. Alkalische Brennstoffzellen wurden auch für die Raumfahrtprogramme Gemini, Apollo und Spacelab entwickelt und eingesetzt. Hierbei handelte es sich um alkalische Brennstoffzellen, welche den Elektrolyten in einer Matrix lagern. Diese Brennstoffzellen – obwohl sehr teuer – konnten wegen der hohen Kostentoleranz in militärischen und Raumfahrtanwendungen erfolgreich eingesetzt werden. Für Apollo- und Space Shuttle-Missionen wurden AFCs von International Fuel Cells eingesetzt[15].

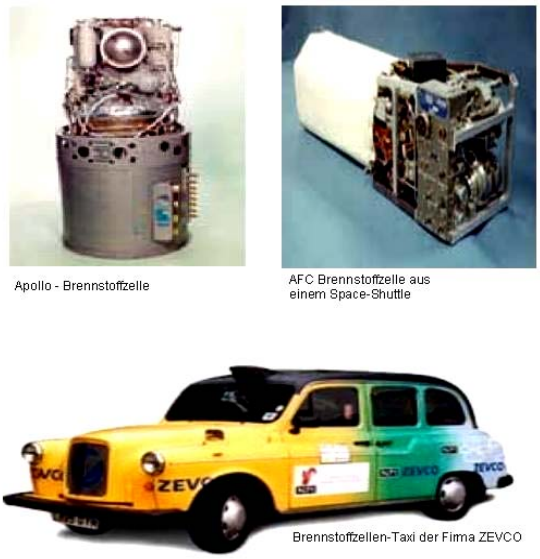


Abb. 6 AFC in Gebrauch

[13] vgl. Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, HeidelbergS.10f
[14] vgl. www.hyweb.de/wissen/dkv98.html
[15] vgl. Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg, S.10/56f

5.2. Chemische Reaktionsmechanismen der alkalischen Brennstoffzelle

Die Grundelemente einer elektrochemischen Zelle sind die Elektroden, welche durch ein Elektrolyt (Membran) voneinander getrennt sind. Die Energieumwandlung von chemischer zu elektrischer Energie geschieht ohne Zwischenschritt direkt an der Elektrode. Das Elektrolyt einer AFC ist eine KOH-Lösung (c= 1mol/liter), welche die OH^- - Ionen bereitstellt . Diese dienen als Ladungsträger. Bilden Wasserstoff als Brenngas und Sauerstoff als Oxidator eine H_2/O_2-Brennstoffzelle, dann laufen folgende Vorgänge ab:

Wasserstoff diffundiert durch die „poröse" Anode. Dabei erreicht er die Reaktionszone (Abb. 7), d.h. hier bilden Katalysator (Catalyst), liquider Elektrolyt und das Gas eine Dreiphasenzone (reaction-place) (siehe Abb. 7). Auf der Katalysatoroberfläche erfolgt zuerst die Adsorption (Absorbation) und die Dissoziation (Dissociation) des molekularen Wasserstoffs. Hierfür müssen sich die Gase in gelöstem Zustand befinden, dabei gibt der Wasserstoff pro Molekül 2 Elektronen ab.und reagiert mit OH^- - Ionen zu Wasser.[16]:

Demnach lautet die Anodengleichung:

$$H_{2,gas} + 2OH^- \rightarrow 2H_{ads} + 2OH^-_{ads} \rightarrow 2H_2O + 2e^- \qquad \text{(I.) /*2}$$

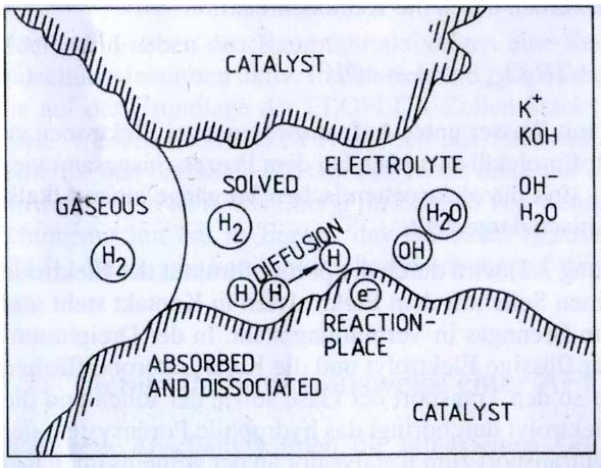


Abb. 7 Schematische Darstellung einer Dreiphasenzone

Die frei werdenden Elektronen stehen dabei über einen externen Stromkreis zur Verfügung. Dort wird die Leistung einer Brennstoffzelle abgegriffen. Die verbrauchten Hydroxyd-Ionen werden gleichzeitig durch die Kathodenreaktion wieder bereitgestellt. Die Hydroxydionen wandern anschließend durch die Membran, die nur für OH^- - Ionen permeabel ist. Die Reaktionen des Sauerstoffs an der Kathode sind mit denen des Wasserstoffs an der Anode zu vergleichen. Der molekulare Sauerstoff trifft auf die Dreiphasenzone und es folgen Adsorption und Dissoziation mit anschließender Hydroxid-Bildung[17].

[16]vgl. Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung", C.F.Müller Verlag, Heidelberg, S.56ff

[17] Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung", C.F.Müller Verlag, Heidelberg;S.56fff

$O_2 + 4e^- \rightarrow 2\ O_{ads} + 4e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$ (II.)

$H_2O + O^{2-} \rightarrow H_2O_{ads} + O^{2-}{}_{das} \rightarrow 2\ OH^-$ (III.) /*2

Demnach lautet die Gleichung an der Kathode: (II.)+(III.)

$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 2\ O_{ads} + 2H_2O_{ads} + 4e^- \rightarrow 4\ OH^-$ (IV.)

Gesamtreaktion: (I.)+(IV.)

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$

Folgende Grafik fasst die genannten Mechanismen zeichnerisch zusammen:

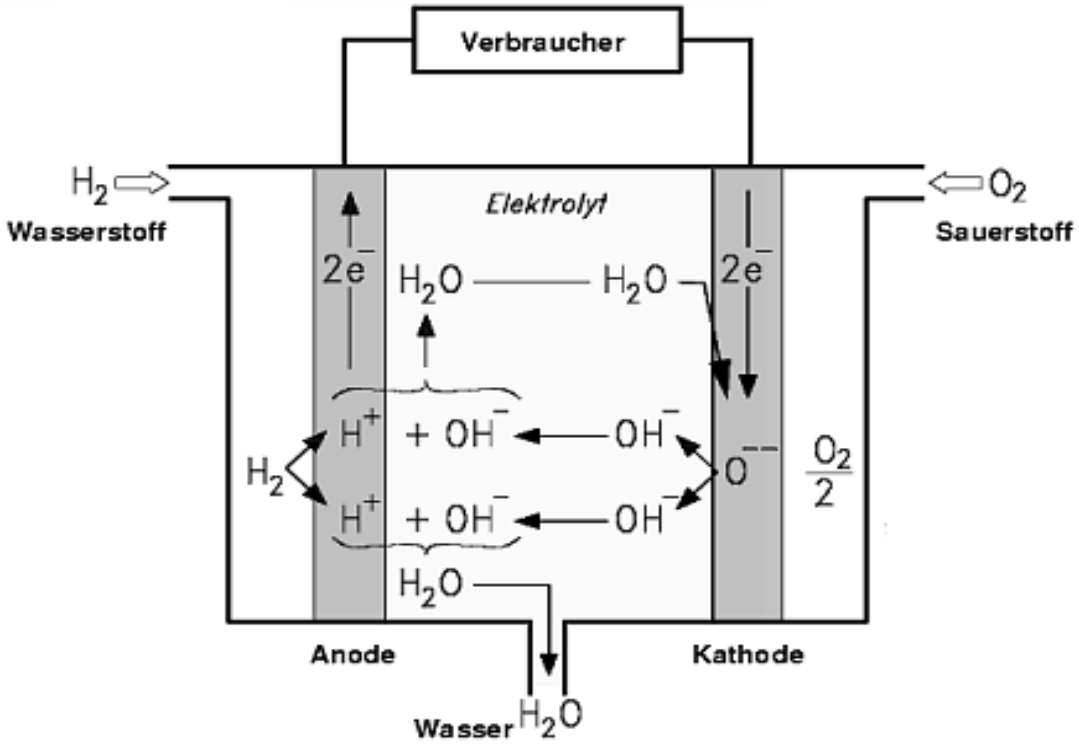


Abb. 8 Reaktionsmechanismus einer alkalischen Brennstoffzelle

Experimenteller Teil:

Da jetzt die Grundlagen der Theorie einer Brennstoffzelle gelegt sind, wird dieses Wissen in der Praxis erprobt und angewandt:

6. Bau einer alkalischen Brennstoffzelle

6.1. Aufbau

6.1.1. Verwendung eines Zweikammersystems

Brennstoffzellen können einen unterschiedlichen „Grundaufbau" haben. Sie können ein Einkammersystem bilden, wobei die Reaktionsräume nur räumlich (ohne Membran) getrennt sind. Ein Zweikammersystem zeichnet sich durch die Trennung der Reaktionsräume mit Hilfe einer Membran aus. Das Dreikammersystem hat zwei solcher Membranen, die aber unterschiedliche Permeabilitäten aufweisen. So entsteht bei geschickter Wahl der Permeabilitäten das Reaktionsprodukt zwischen den Membranen und ist somit von den Reaktionsräumen getrennt[18].

Als Erstes stellt sich die Frage, welches System sich am besten realisieren lässt und gleichzeitig die besten Werte liefert. Das Einkammersystem hat nicht gerade herausragende Leistungen und das Dreikammersystem wäre zu teuer, denn hierfür würde man ganz spezifische, sehr teure Membranen wie z.B. Nafion® und Thomapor® benötigen.

Deshalb fiel die Wahl auf ein Zweikammersystem. Das Reaktionsgefäß baute ich vorerst selbst. Hierzu verwendete ich Plexiglas, das ich mit Unterstützung der Gesellschaft „Elektrischer - Pneumatischer und Hydraulischer Steuerungsbau" sesshaft in Schönau a.K. Artenreitwegring 1a. zugeschnitten und gefräst habe. Leider ging bei Fehlversuchen mit H_2O_2 als Anodenbrennstoff und $C_6H_{12}O_6$-Lösung als Oxidans die Klebestellen kaputt, wodurch das Gefäß unbrauchbar wurde. Daraufhin benutzte ich ein Gefäß der Schule, welches identisch in Aufbau und Größe war. Die Maße sind 16cm*12cm*6,5 cm.

Bild-1 Verwendete Zelle (Kammer)

[18] http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/1ks_1.htm http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/2ks_1.htm http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/3ks_1.htm

6.1.2. Elektroden

Als Elektrodenmaterial verwendete ich Nickel, da Nickel sehr preiswert gegenüber Platin ist. Des weiteren hat Nickel die besten katalytischen Eigenschaften neben Platin. Das Nickel lag in Form eines feinen Drahtnetzes (10cm*10cm) vor. Dadurch ist die Elektrodenoberfläche stark vergrößert. Dieses Nickelnetz rollte ich zusammen, so dass es eine zylindrische Form annahm. Dies erlaubte die vollständige Umspülung der Elektroden mit den Gasen. Das nächste Bild zeigt eine Elektrode (schon platiniert)

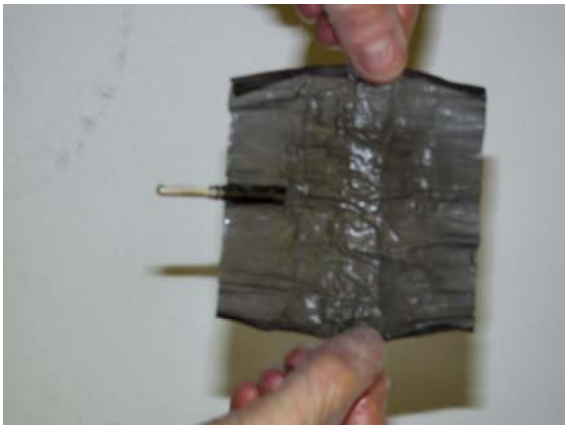


Bild-2 Nickeldrahtnetz (Elektrode)

6.1.3. Katalysator

Um die Reaktionen der Brennstoffzelle zu beschleunigen bzw. zu ermöglichen, muss ein zusätzlicher Katalysator verwendet werden (neben dem geringer wirksamen Nickel). Hierfür verwendete ich das Edelmetall Platin, denn dieses hat die beste katalytische Wirkung. Das Platin lag in Form einer „Platin (IV) – chlorid-Lösung“ vor. Das Platin befand sich, nach der „Aktivierung” (siehe 6.1.3.1), in elementarer Form auf der Elektrodenoberfläche. Da das Platin durch Elektrolyse auf die Elektroden verteilt wird und dieses dabei „Schwammstrukturen” ausbildet, wird die Oberfläche nochmals um den Faktor 1000 vergrößert[19]. Wie diese „Aktivierung” genau erfolgt, berichtet das nächste Kapitel.

6.1.3.1. Aktivierung der Elektroden

Die Nickeldrahtnetzelektroden wurden einem „Tuning” unterzogen. Sie wurden von mir mit Platin aktiviert. Erst durch elektrolytisches Überziehen des Platins können überhaupt nennenswerte Klemmenspannungen erreicht werden.

[19] http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v00.htm

6.1.3.2. Verwendete Geräte und Chemikalien

Zur Durchführung der Aktivierung benutzte ich folgende Geräte und Chemikalien:

- Nickeldrahtnetzelektrode
- Graphitelektrode
- 2 x Kabel
- Becherglas (250 ml)
- Gleichstromquelle
- Platin (IV) – chlorid – Lösung

Sicherheitshinweis: Vorsicht! Ätzend und giftig.

Bild-3 Platin (IV) Lösung

6.1.3.3. Durchführung der Aktivierung

Folgende Durchführung habe ich für jede Elektrode 2 mal angewandt[20]:

15ml der Platin-Lösung in das Becherglas schütten. Anschließend mit destilliertem Wasser auffüllen, bis die Nickelelektrode komplett mit der Lösung bedeckt ist. Danach wird eine Graphitelektrode (Anode) so in das Becherglas gestellt, dass sie möglichst überall den gleichen Abstand zur Nickeldrahtnetzelektrode hat. Beide Elektroden werden über Kabel mit einer Gleichstromquelle verbunden. Die Spannung wird so eingestellt, dass sich auf der Nickelelektrode gerade keine Gasbläschen bilden (dies würde das Aufwachsen der Platinschicht behindern). Nach ca. 15 min sind die Elektroden gleichmäßig dunkler geworden. Diese Schwärzung liegt am angelagerten Platin. Die Elektrode wurde somit aktiviert.

6.1.4. Elektrolyt

Wie bei einer AFC üblich verwendete ich als Elektrolyt eine KOH-Lösung. Die Konzentration lag bei 1 mol/Liter.

6.1.4.1. Herstellung der Elektrolytlösung

Um die Konzentration von 1 mol/Liter zu erreichen, wird 1 mol (KOH) benötigt, welches zu einem Liter gelöst werden sollte.

Sicherheitshinweis: Vorsicht! Ätzend.

Dazu wog ich 56g KOH ab- gemäß der Formel: n = m/M sind 56g exakt 1 mol KOH:

n(KOH)=m(KOH) / M(KOH)

n=1mol M=56g/mol m(KOH)=1mol * 56g/mol = <u>56g</u>

6.1.5. Membran

Meine Reaktionsräume wurden durch eine Membran aus Schaumstoff getrennt. Diese Membran weist jedoch keine spezifische Permeabilität auf. Sie verhindert, dass die Brenngase vermischt werden, ermöglicht aber dennoch die Diffusion von Ionen.

Bild-4 verwendete Membran

6.1.6. Die Brenngase und die Brenngasversorgung

Als Reduktor dient in der Brennstoffzelle immer reiner Wasserstoff. Dieser verbrennt mit hoher Energie (ΔH = -286kJ/mol)[21] und eignet sich somit sehr gut als Brennstoff an der Anode. Als Oxidans dient Sauerstoff. Dieses Gas ist ein starkes Oxidationsmittel. Beide Stoffe sind natürlich gasförmig. Der Sauerstoff wird unter normalem Betrieb in reiner Form verwendet, aber für Versuchsreihen wurde auch Luftsauerstoff verwendet. Beide Gase entnahm ich aus Gasflaschen. Für spezielle Versuchsreihen benutzte ich eine Luftpumpe.

Bild-5 Elektrode mit Gaszuleitungsrohr

Bild-6 Verwendete Gasflaschen

Die Brenngasversorgung bildet die jeweilige Gasflasche (manchmal auch Pumpe), welche über Gummischläuche mit dem Gaszuleitungsrohr verbunden ist (Bild-5) . Das

[20]vgl. http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v00.htm
[21] http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/folien/f-h2-ges.htm

Gaszuleitungsrohr war so in der Zelle angeordnet, dass das ausströmende Gas in bestem Maße die Elektrode umspült. Das Gaszuleitungsrohr hat am Gasausgang eine poröse Keramikschicht (Fritte). Da das Brenngas nur durch die feinen Poren der Keramikschicht austreten kann, entstehen kleine Bläschen. Dies ist wichtig, da kleine Gasblasen eine größere Oberfläche zur Dreiphasenzonenbildung darstellen. Dies wiederum führt zu einer größeren Zellenspannung.

6.2. Verbesserungen und Fehlervermeidungen während der Bau- und Entwicklungszeit

Im Verlauf meiner Bauphase kam es auch zu Schwierigkeiten. Die Brennstoffzelle lieferte vorerst so gut wie keine Leistung. Erst nach und nach entdeckte ich Sachverhalte, die das Ausbilden einer Spannung behinderten. So stieg die Leistung Schritt für Schritt an und schließlich nach langem „Tüfteln" und Verbessern lieferte sie mir sehr gute Spannungen und Leistungen. In den nächsten Punkten wird dargestellt, was in der Praxis zu beachten ist.

6.2.1. Optimierte Aktivierung

Das Nickeldrahtnetz muss während der Aktivierung ausgerollt und sich in einem gleichmäßigen Abstand zur Graphitelektrode (im Becherglas) befinden. Falls das Nickeldrahtnetz sich beispielsweise noch in zylindrischer Form befindet, wird sich das Platin nur in den äußeren Schichten anlagern. Dies hätte eine Verminderung der aktiven Reaktionsoberfläche zur Folge.

Bild-7 Aktivierungsvorgang

6.2.2. Optimierte Aufbewahrung der Elektroden

Die Elektroden müssen nach Betrieb der Brennstoffzelle herausgenommen und gespült werden. Zur Lagerung der Elektroden eignet sich $Wasser_{dest}$. Sollten die Elektroden im Elektrolyten verbleiben, würde sich Kaliumhydroxid (solid) daran ablagern und die Reaktionen stören. Durch diese Aufbewahrung kann sich das Kaliumhydroxid von der Elektrode im umgebenden Wasser lösen.

6.2.3. Optimierte Membranvorbereitung und Aufbewahrung

Bei der Membran ist es von entscheidender Bedeutung, dass sich keine Luft in den

Hohlräumen der Membran befindet. Dies wird durch starkes Pressen der Membran und anschließendes „Reifen“ in einem Wasserbad erreicht. Sollte noch Luft Bestandteil der Membran sein, würde die Diffusion der Ionen stark behindert werden. Ob die Membran ausreichend „entlüftet“ wurde, lässt sich durch deren Auftrieb erkennen. Steigt die Membran über den Kammerrand hinaus, so befindet sich noch zu viel Luft darin.

6.2.4. Optimierter Gerüstaufbau

Es baut sich oft ein (kleines) Potential zwischen beiden Gerüsten auf. Hierdurch werden die Elektroden durch einen äußeren Einfluss polarisiert und die Reaktionen erschwert. Aus diesem Grund muss das Gerüst unbedingt von den Elektroden isoliert werden. Ein Isolierband eignet sich besonders gut dafür.

6.3. Die einzelnen Komponenten in Kombination, als AFC

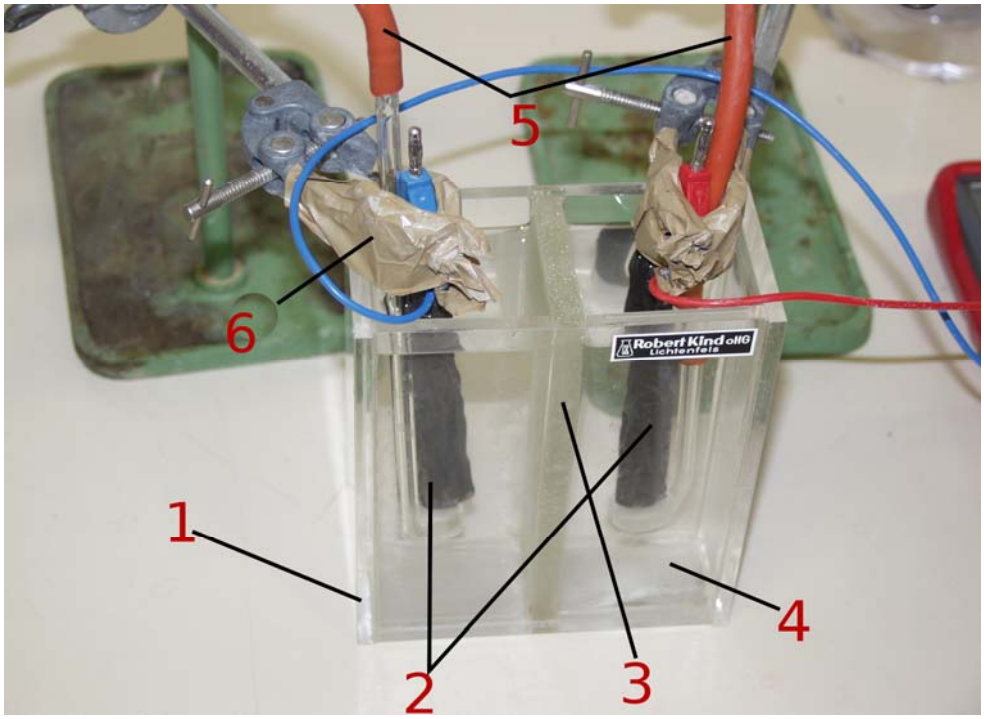


Bild-8 Brennstoffzelle und deren Bauelemente

Das Gaszuleitungsrohr und die Elektroden (2) befinden sich im Elektrolyten (4) in jeweils einem Reaktionsraum. Die Gaszuleitungen sind so angeordnet, dass die Brenngase von unten nach oben vollständig die Elektroden umspülen können. Der Elektrolyt füllt das Zweikammersystem (1). Die Membran (3) teilt mittig die Kammer in die Reaktionsräume. Durch Anbringen der Gasversorgung (5) an das Gaszuleitungsrohr und der Kabel an die Elektroden, welche durch das Gerüst (6) befestigt sind, ist die alkalische Brennstoffzelle fertig aufgebaut.

7. Versuchsreihen mit der selbstgebauten alkalischen Brennstoffzelle

7.1. Welche Geräte und welche Software wurden für die Versuchsreihen benutzt und wie stehen sie in Kombination?

Das Versuchsobjekt stellt eine selbst gebaute alkalische Brennstoffzelle dar, die wie oben beschrieben aufgebaut und vorbereitet ist. Um Messreihen vergleichend auswerten zu können, ist ein Multimeter des Typs M-345pro mit den Elektroden der Brennstoffzelle verbunden. Das Multimeter liefert einem Computer die Messwerte der Spannung oder der Stromstärke. Diese Messwerte (durchschnittlich 1500 pro Versuch) wertet eine spezielle Software (MultiMess3.1) in Form einer Grafik aus. Das Programm bezieht jede Sekunde den aktuellen Messwert der Spannung oder Stromstärke. Dies ermöglicht eine genaue Analyse.

1: Brenngasversorgung

2:Alkalische Brennstoffzelle

3:Multimeter

4:Computerauswertung

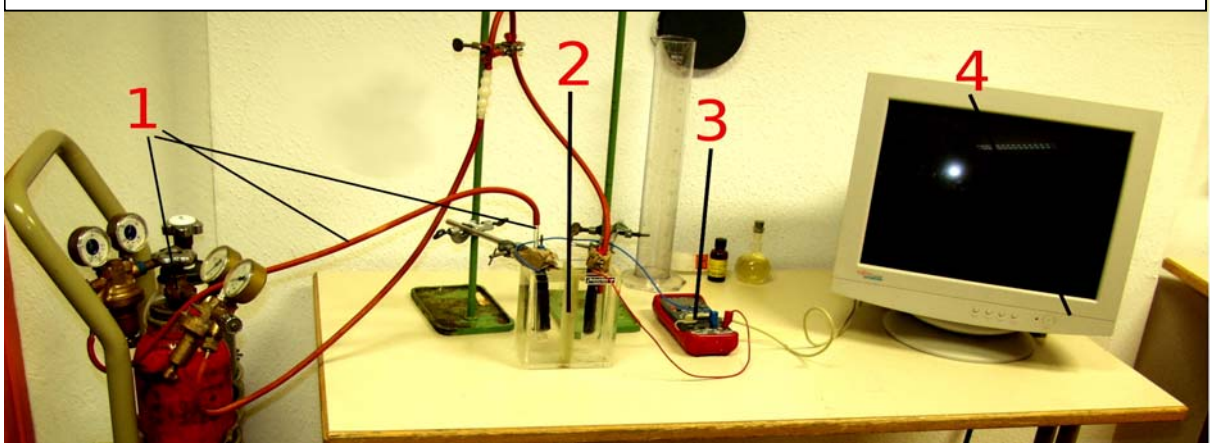


Bild-9 Allgemeiner Versuchsaufbau

7.2. Prinzip der Versuchsdurchführung

Sobald alle Geräte und Systeme im „Standby-Modus" sind, wird die Zufuhr der Brenngase gestartet. Vorher wurden jedoch beide Gaszuleitungen gespült. Wasserstoff und Sauerstoff umspülen gleichmäßig die Elektroden. Die Regelung der jeweils zugeführten Menge des Brenngases wird über die Flaschenventile der Gasflaschen durchgeführt. Für die ersten Sekunden des Versuchs wird verhältnismäßig viel Brenngas eingeführt. Beide Elektroden

werden von der gleichen Menge des Brenngases umspült, erst nach einigen Sekunden wird der Gasstrom reduziert, wobei das Verhältnis des Gasvolumens H_2:O_2 ungefähr „1:5“ ist[22]. Die Regelung über die Flaschenventile ist relativ ungenau, daher kann nur schwer dieses Verhältnis eingehalten werden. Das Multimeter misst die Spannung, die Software speichert die Messwerte.

7.3. Ermittlung des Spannungsverlaufes der alkalischen Brennstoffzelle unter Normalbedingungen

7.3.1. Versuchsaufbau

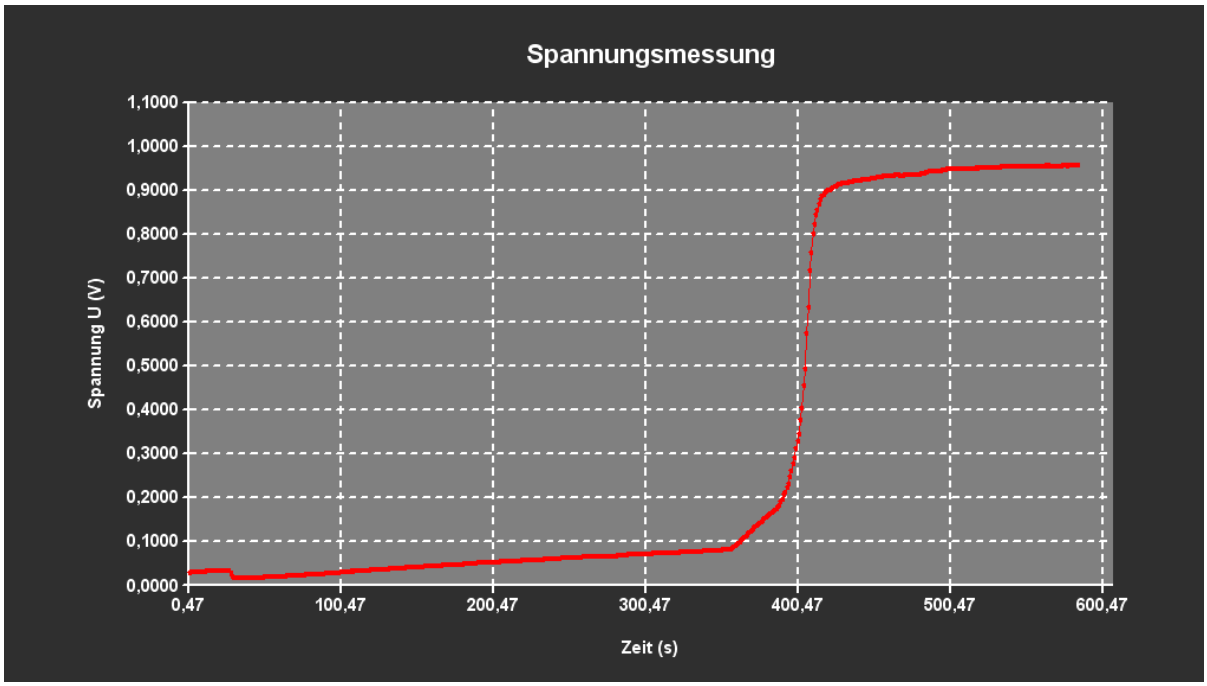
Die Brennstoffzelle wird wie in Punkt 7.1 geschaltet. MultiMess3.1 dient zur Messwerterfassung. Als Kathodengas dient reiner Sauerstoff. Der Aufbau und die einzelnen Komponenten sind wie im Punkt 6 realisiert. Es herrschen Normalbedingungen.

7.3.2. Versuchsdurchführung

Versuchsdurchführung wie in Punkt 7.2.
Ein Gaszuleitungsrohr war allerdings undicht mit dem Versorgungsschlauch verbunden. Deshalb beginnt die Gaszufuhr erst 30 Sekunden nach Beginn der Messwerterfassung. (Siehe „Knick“ in Diagramm)

7.3.3. Versuchsbeobachtung

Die Software liefert folgendes Spannung - Zeit Diagramm:



Graph-1 Spannungskurve unter Normalbedingungen

Die x-Achse stellt den Bezug zur Zeit in Sekunden dar. Die y-Achse gibt die Spannung U in Volt an. Zu erkennen sind 4 Phasen. Die AFC wurde zum Zeitpunkt von ca. 30 s gestartet (kleiner Kurvenabfall in der Grafik). Zu beobachten ist eine Anfangsspannung von ca.0,015V-0,02V. Im Bereich zwischen 30s und ca.355s ist ein konstanter, schwacher Anstieg der Spannung zu erkennen (Phase-1). Ab 355s steigt die Spannungskurve schneller. Dabei ist zu beobachten, dass sich die Steigung noch zweimal deutlich ändert. Von 355s bis ca. 380s steigt die Spannung von 0,08V auf 0,2V schnell an (Phase-2). Ab 380s steigt die Spannung plötzlich schlagartig (Phase-3). Der „explodierende" Anstieg der Spannungskurve wird ab einer Spannung von ca. 0,9V stark gebremst (Phase-4), bis sich schließlich innerhalb von weiteren 75s eine konstante Höchstspannung von 0,95V einstellt. Die Dauer der Versuchsdurchführung ist demnach ca.10 Minuten. Die erzeugte Spannung beträgt 0,95V.

7.3.4. Interpretation der Messwerte

Die Ansätze der Interpretationen (auch in den nächsten Kapiteln) sind großteils eigene Theorien. Bewiesene Ansätze werden durch Fußnoten entsprechend gekennzeichnet. Bei der

[22] http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v07.htm

Interpretation der Grafik sollen jeweils 4 Phasen (siehe Versuchsbeobachtung) unterschieden werden.
Im folgenden werden verschiedene Interpretationsmöglichkeiten und Ansätze formuliert, welche die vorher eingeführten Phasen möglicherweise beschreiben können:

Zuerst ist zu klären, warum vor Beginn des Versuchs eine Spannung zu beobachten ist. Diese Spannung ist sehr klein und kommt im Wesentlichen durch zwei Gegebenheiten zustande. Zum einen verläuft die Aktivierung der Elektroden nicht immer exakt gleich. So kann es passieren, das Elektrode-1 beispielsweise eine größere Menge Platin aufweist als Elektrode-2. Durch diese Ungleichheit stellt sich eine Potential allein aufgrund dieser ungleichmäßigen Verteilung des Platins ein. Auch ist es nicht möglich, dass eine gleichmäßige Verteilung aller beteiligten Stoffe (Ionen) gegeben ist. Die Folge ist eine Anfangsspannung.

Um die einzelnen Phasen zu erklären, wird auf die Faktoren eingegangen, welche für die Reaktionen relevant sind. Zu diesen zählen:

1. Löslichkeit der Gase im Elektrolyten
2. Grad der Gassättigung im Elektrolyten
3. Verhältnis der gelösten Gase zueinander (optimales Knallgasgemisch)
4. Einstellung des chemischen Gleichgewichts an den Elektroden
5. Begrenzende Faktoren

Phase-1 zeigt einen schwachen konstanten Anstieg der Spannung.
Eine mögliche Erklärung ist, dass sich in Phase-1 die Brenngase langsam im Elektrolyten lösen. Immer mehr Moleküle stehen so zur spannungsbildenden Reaktion bereit. Das optimale Verhältnis der gelösten Brenngase (Knallgasgemisch) ist aber noch nicht gegeben. Auch hat sich noch keine ausreichende Sättigung der Gase im Elektrolyten eingestellt. So werden die eben erst gelösten Gase schnell umgesetzt. Trotzdem stehen noch zu wenig Moleküle zur Verfügung, um hohe Spannungen zu erzeugen. Der Lösungsvorgang verläuft dann jedoch schneller, als die Umsetzungsgeschwindigkeit. Die Folge ist eine Zunahme der Gassättigung mit einhergehendem schwachen Spannungsanstieg.
Ein weiterer sich leicht überlappender Ansatzpunkt wäre:
In Phase-1 beginnt die Einstellung des chemischen Gleichgewichts und die Spannung steigt allmählich an. Um eine Knallgasreaktion zu erzeugen, muss auch ein bestimmtes Verhältnis von Sauerstoff zu Wasserstoff in Brennstoffzellen gegeben sein. Dieses Verhältnis wird in der

Brennstoffzelle möglicherweise über das chemische Gleichgewicht gebildet und Phase-1 hat dabei dieses Verhältnis noch nicht voll erreicht.

Phase-2 könnte so gedeutet werden, dass ab einer Potentialdifferenz von 0,1V, die Reaktionen bedingt durch diese Spannung, verstärkt werden. Somit steigt die Spannung plötzlich stärker als in Phase-1. Allerdings darf hier von keinem Aufschaukelungsprozess gesprochen werden, da der Graph in Phase-2 eine Gerade darstellt - und auf keinen Fall in der Steigung zunimmt. Deshalb vermute ich, dass diese Spannung eine verbesserte und im weiteren eine gleichbleibende Bedingung zur Elektrodenreaktion schafft und die folgenden Potentialdifferenzen die Reaktionen nicht weiter verstärken. Man könnte deshalb auch von einer Art „gequantelter Spannungsabhängigkeit“ sprechen. Das erste Quantum liegt dabei bei etwa 0,1V. Es könnte in Phase-2 auch eine ausreichende Gassättigung erreicht sein. Das chemische Gleichgewicht hat sich dabei jedoch noch nicht voll eingestellt (das Knallgasverhältnis ist nicht erreicht). Durch die nun vorhandene Gassättigung steigt die Spannung plötzlich schneller.

Erst in Phase-3 sind optimale Bedingungen zur Spannungsbildung gegeben. Das Elektrolyt ist mit den Brenngasen ausreichend gesättigt. Das optimale Verhältnis der gelösten Brenngase ist jetzt gegeben. Für die Bildung des optimalen Verhältnisses ist vermutlich das chemische Gleichgewicht an den Elektroden verantwortlich, welches dort voll optimiert ist. Die Folge ist ein schlagartiger Spannungsaufbau. Man beobachtet den explosiven Anstieg des Graphen.

Ein Beispiel könnte diesen Ansatz veranschaulichen: Ein Raum enthält Wasserstoff und Sauerstoff (das Elektrolyt mit ausreichender Gassättigung) in einem nicht-stöchiometrischen Verhältnis. Ein ständiger Funkenflug, würde ähnlich wie der Katalysator der Brennstoffzelle eine Reaktion ermöglichen. Erst wenn eine Maschine (hier das chemische Gleichgewicht) das Knallgasgemisch herstellt, explodiert der Raum schlagartig. Diese Explosion, lässt sich auch am Graphen beobachten.

Diese Theorien werden durch eine Versuchsanleitung aus dem Internet bekräftigt[23]. Sie besagt, das für einige Minuten vorerst die Brenngase in gleicher Menge zugeführt werden sollen. Danach sollte der Gasstrom reduziert werden und das Verhältnis „H_2:O_2“ sollte ungefähr „1:5“ sein. (Die Begründung dafür fehlt jedoch).

Durch einen relativ starken Gasstrom soll hier die Sättigung des Elektrolyten erreicht werden (Phase-1 und-2). Das chemische Gleichgewicht stellt dann nach einigen Minuten das benötigte Brenngasverhältnis her (Phase-3). Da jetzt die Sättigung und das Verhältnis stimmt, wird der Gasstrom reduziert und nur noch im richtigen Verhältnis zugeführt: *„...da die*

Gasblasen die Elektrodenreaktion stören.“[23] Die Gasblasen stören die Reaktion vermutlich dadurch, dass die optimalen Bedingungen zur Spannungsbildung gegeben sind und die Blasen nur die Oberfläche der Elektroden reduzieren. In diesem Fall ist eine Depolarisation beobachtbar. Somit kann man interpretieren, dass nach einigen Minuten die Gaszufuhr nur noch dem Erhalt der Sättigung dient. Um das „Knallgasverhältnis“ nicht zu verändern, werden die Gase eben nur im genannten Verhältnis eingeführt.

Phase-4 zeigt eine Abflachung der Kurve. Zu deuten ist dies, indem die Spannung sich der theoretischen Maximalspannung nähert[24]. In meinen Untersuchungen liegt die Maximalspannung mit 0,95V unter der theoretischen Maximalspannung, welche bei 1,229V liegt. Die Gesetze der Thermodynamik begrenzen die Maximalspannung durch folgende Gesetzmäßigkeiten:

Die Beziehung von Spannung und freie Enthalphie beschreibt folgende Formel:

$$\mathbf{U = -\Delta G^0 / (z*F)} \qquad \mathbf{(I)}$$

wobei:

ΔG^0 =freie Enthalphie **= -237,2kJ/mol**

z = Anzahl der pro Reaktion übertragenen Elektronen **z = 2 (siehe Gleichungen Punkt 5.2.)**

F= Faraday Konstante **Faraday Konstante= e * N_A =1,6022* 10^{-19} C * 6,022 * 10^{23} = 96484,48 C/mol**

(in I) $$\mathbf{U = -(-237200\ J/mol) / (2 * 96484{,}48\ C/mol) = \underline{1{,}229V}}$$

In der Praxis liegen die real erreichten Spannungen meist darunter, da es einige Verlustspannungen gibt, welche die Maximalspannung stark reduzieren. Solch eine Verlustspannung ist z.B. die Konzentrationsüberspannung[25]. Verursacht wird sie durch unterschiedliche Ionenkonzentrationen an den Elektroden. Diffusionshemmungen sind z.B. verantwortlich für die unterschiedlichen Ionenkonzentrationen. Auch standen mir die besseren, jedoch sehr teuren Bauelemente wie z.B. Thomapor® (siehe Punkt:3.2.) nicht zur Verfügung. Durch Thomapor®, mit dem optimierten Aufbau als Membran, würde der Innenwiderstand meiner Zelle beispielsweise kleiner ausfallen. Auch durch sehr viel teurere und effektivere Katalysatoren wie z.B. Raney-Silber oder mit Edelmetallen aktivierter

---

[23] http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v05.htm

[24] vgl. Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg, S.60 Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg, S.60

[25]vgl. Heinzel/Mahlendorf/Roes Brennstoffzellen 3.Auflage, S.11 Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg;S.62f

[26]vgl. Heinzel/Mahlendorf/Roes Brennstoffzellen 3.Auflage, S.11 Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg;S.11

Kohlenstoff, würde die Spannung deutlich höher ausfallen[26]. Somit lag die erreichte Maximalspannung des Versuchs bei ca.0,95V.

Schlussfolgerung:

Die Spannungskurve lässt sich in vier Phasen gliedern. Das chemische Gleichgewicht, die Löslichkeit der Gase im Elektrolyt, der Grad der Gassättigung im Elektrolyt, das Verhältnis der gelösten Gase zueinander (optimales Knallgasgemisch) und begrenzende Faktoren bestimmen die Phasen:

Phase -1: Beginn der Einstellung des chemischen Gleichgewichtes. Allmähliche Sättigung des Elektrolyt durch Lösen der Brenngase.

Phase-2 : Steiler Anstieg der Kurve. „gequantelte Spannungsabhängigkeit“ (bei 0,1V). Sättigung erreicht, chemisches Gleichgewicht jedoch noch nicht voll ausgebildet, sowie Knallgasgemisch nicht erreicht (gekoppelt mit chemischen Gleichgewicht).

Phase-3 : Explosiver Anstieg der Kurve. Erreichen des Gleichgewichts. optimales Knallgasgemisch hergestellt. Sättigung immer noch vorhanden.

Phase-4 : Abflachung der Kurve. Potentiale der Elektroden sind voll ausgebildet. Begrenzender Faktor ist die theoretische Maximalspannung ($U_{theo.}$= 1,229V).

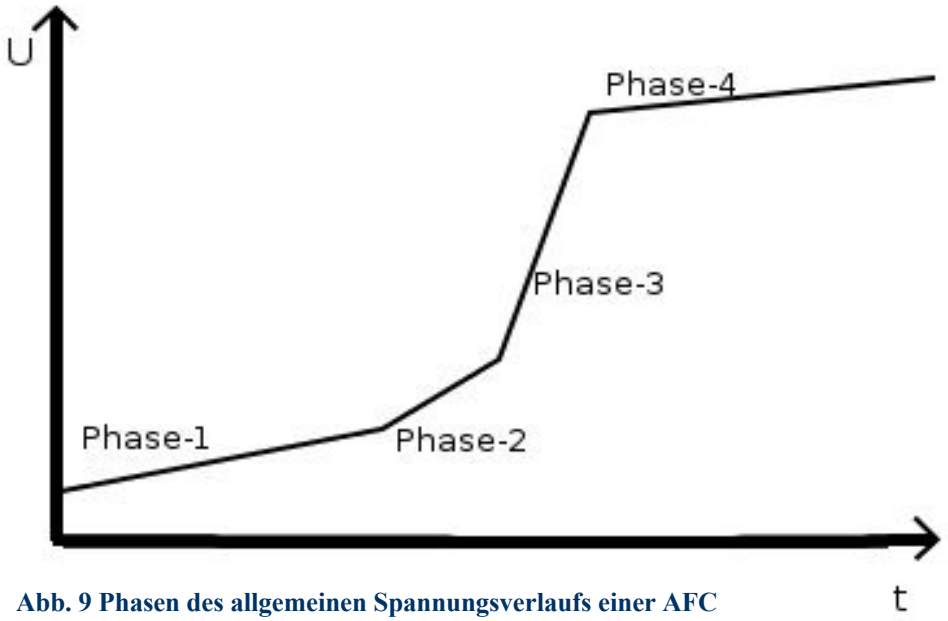


Abb. 9 Phasen des allgemeinen Spannungsverlaufs einer AFC

7.4.
7.4.
7.4

7.4.Einfluss der Temperatur auf die Spannungskurve

7.4.1. Versuchsaufbau

Die Brennstoffzelle wird wie in Punkt 7.1 geschaltet. MultiMess3.1 dient zur Messwerterfassung. Als Kathodengas dient reiner Sauerstoff. Der Aufbau und die einzelnen Komponenten sind wie in Punkt 6 realisiert. Die erste Messwerterfassung erfolgt bei kühler Kammertemperatur bei 12°C und die zweite Messung bei hoher Kammertemperatur bei 32°C.

Bild-10 Erzeugen von kalten Versuchsbedingungen

7.4.2. Versuchsdurchführungen

7.4.2.1. Bei 12°C

Versuchsdurchführung wie in Punkt 7.2 gegeben. Jedoch war eine Elektrode innerhalb der Kammer verrutscht, die zuerst wieder in die Ursprungsposition gebracht wurde. Dadurch war die Einfuhr der Brenngase erst nach 500s nach Beginn der Aufzeichnungen möglich.

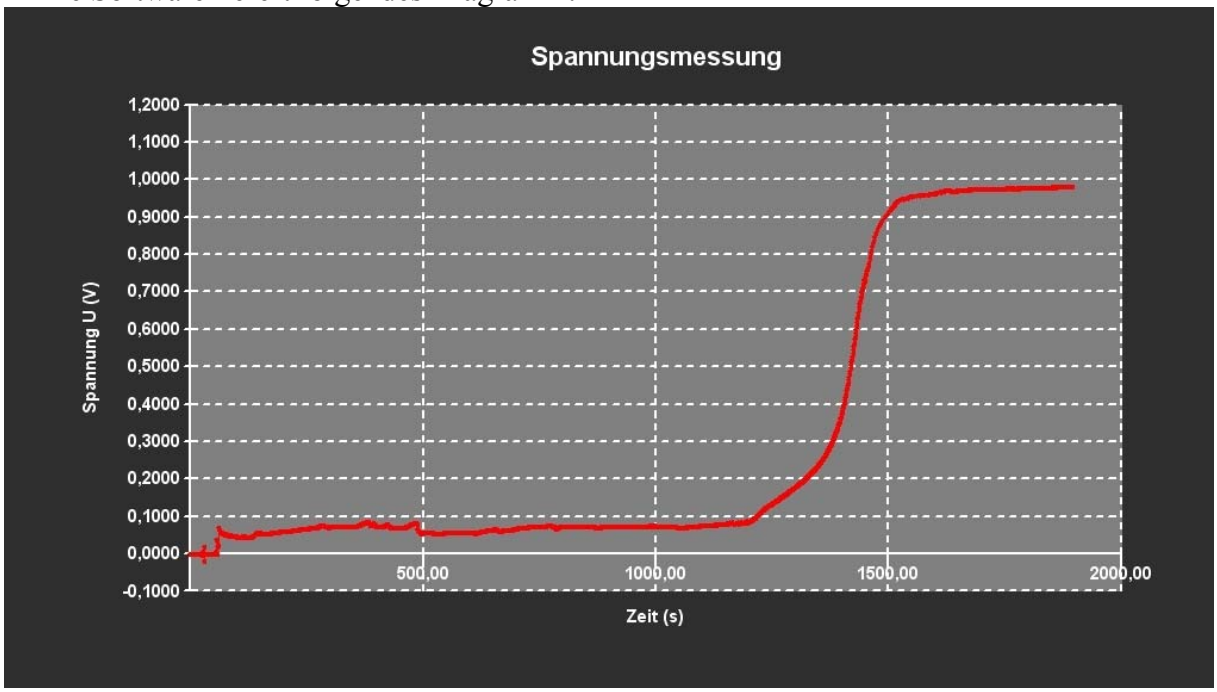
7.4.2.1. Bei 32°C

Versuchsdurchführung, wie in Punkt 7.2 gegeben. Die Brenngase konnten gleichzeitig mit Beginn der Messwerterfassung eingeführt werden.

7.4.3. Versuchsbeobachtungen

7.4.3.1. Versuchsbeobachtung bei 12 °C

Die Software liefert folgendes Diagramm:

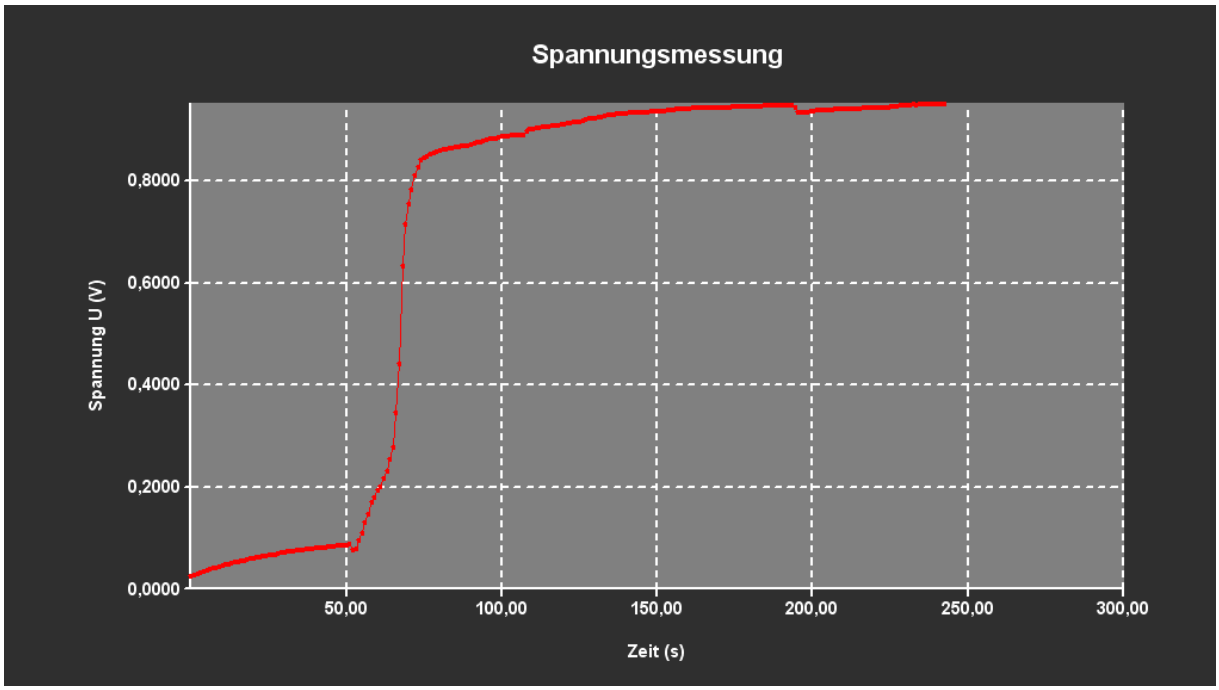


Grafik - 2 Spannungskurve bei 12°C

Die x-Achse stellt den Bezug zur Zeit in Sekunden dar. Die y-Achse gibt die Spannung U an. Ab ca. 500s beginnt die AFC Strom zu erzeugen (siehe Punkt 7.4.2.1.). Zu erkennen ist eine Anfangsspannung von ca. 0,055V. Vorerst lässt sich keine große Veränderung der Spannung erkennen. Die Spannung steigt in sehr geringem Maße innerhalb von 750 s (Phase-1) auf ca. 0,1V an. Erst ab ca. 1200s steigt die Spannung schnell. Wieder ist ein zweiteiliger steiler Anstieg der Kurve zu erkennen. Die erste Phase dauert von 1200s bis ca. 1350s, wobei der Wert der Spannung von ca. 0,1V auf ca.0,2V steigt (Phase-2). Anschließend daran folgt ein „explosiver" Anstieg der Spannungskurve (Phase-3) auf ca. 0,88V. Er dauert nur um die 100s. Nach ca. 1500s flacht die Kurve innerhalb von 750s auf eine konstante Spannung von 0,97V ab (Phase-4).

7.4.3.1. Versuchsbeobachtung bei 32°C

Die Software liefert folgendes Diagramm bei 32°C:



Grafik - 3 Spannungskurve bei 32°C

Die x-Achse stellt den Bezug zur Zeit in Sekunden dar. Die y-Achse gibt die Spannung U an. Auch hier ist die Anfangsspannung sehr gering. Bis 50s steigt die Spannungskurve relativ gleichmäßig bis auf ca. 0,1V an (Phase-1). Nach 50s ist ein sehr steiler Anstieg der Spannungskurve zu erkennen. Innerhalb von ca. 13s steigt die Spannung von ca. 0,1V auf ca. 0,86V an, wobei sich auch hier- bei genauem Hinsehen- 2 Phasen des steilen Steigens der Kurve erkennen lassen. Die erste Phase dauert ca. 10s und die Spannung liegt danach bei ca.0,22V (Phase-2). In weiteren ca. 2 s „springt“ die Kurve auf 0,86V (Phase-3). Danach flacht die Kurve relativ stark ab (Phase-4). Sie erreicht um 190s nach Beginn der Aufzeichnungen den Spitzenwert von ca. 1V.

7.4.4. Interpretation und Vergleich der beiden Versuchsergebnisse

Um beide Grafiken zu vergleichen, benutze ich die vorher eingeführten Phasen:
Anhand der Phasen werde ich vorerst die beiden Grafiken vergleichen:

	Phase-1	**Phase-2**	**Phase-3**	**Phase-4 (ungenauer Wert)**
Kalt (12°C)	750s	150s	100s	750s
Warm (32°C)	50s	10s	2s	115s

Tabelle-2 Zeitlicher Vergleich der Phasen bei unterschiedlicher Temperatur

Wie aus der Tabelle zu erkennen ist, unterscheiden sich alle Phasen in ihrer Dauer von kalt zu warm. Allerdings sind alle Phasen bei hohen Temperaturen kürzer, als bei niedrigen Temperaturen.
Um diesen Einfluss der Temperatur zu erklären, wird auf die temperaturabhängigen Mechanismen der einzelnen Phasen näher eingegangen.
Phase-1 ist durch die Löslichkeit der Brenngase im Elektrolyt bestimmt. Auch spielt hier schon das chemische Gleichgewicht eine große Rolle. Die Löslichkeit von Gasen hängt stark von der Temperatur ab. Je wärmer, desto schneller können Gase gelöst werden. Auch chemische Reaktionen, wie das chemische Gleichgewicht hier, sind durch die RGT- Regel temperaturabhängig. Gemäß der RGT- Regel erhöht sich die Reaktionsgeschwindigkeit (um das Doppelte bis 4 Fache) bei einer Temperaturerhöhung um bis zu ca. 10 Grad. Bei diesem Versuch war der Temperaturunterschied $\Delta T = 20°C$. Somit lässt sich die um den Faktor 15 schnellere Phase-1 von kalt zu warm teilweise erklären. Bei $\Delta T = 20°C$ könnte sich die Reaktion in ihrer Reaktionsgeschwindigkeit theoretisch verachtfachen, tatsächlich aber ist sie 15 mal schneller. Die Differenz der beobachteten Zeitunterschiede lässt sich folglich noch nicht vollständig über die RGT- Regel erklären. Diese Lücke schließt möglicherweise die stark temperaturabhängige Löslichkeit der Brenngase im Elektrolyt. Diese benötigte Füllung der Lücke festigt auch den in Punkt 7.3.4. beschriebenen Sachverhalt bezüglich der Lösung von Brenngasen in Phase-1.
Auch Phase-2 bestimmt wird durch die RGT- Regel. Das optimale Brenngasverhältnis, welches das chemische Gleichgewicht wahrscheinlich bewirkt, kann so schneller gebildet werden. Die Sättigung wird bei höheren Temperaturen wegen der temperaturabhängigen Löslichkeit der Brenngase auch schneller erreicht. Dadurch lässt sich eventuell die kürzere

Zeitspanne von Phase-2 bei hohen Temperaturen beschreiben. Phase-3 kann wie Phase-2 charakterisiert werden.

Damit lassen sich nun die unterschiedlichen Zeitspannen der Phasen 1-3 erklären. Die durch Phase-1 erreichte Spannung liegt bei beiden Grafiken übereinstimmend bei etwa 0,1V. Die durch Phase-2 erreichte Spannung liegt auch bei beiden Grafiken bei etwa 0,2V. Phase-4 beginnt immer einheitlich bei etwa 0,9V.

Damit lässt sich bekräftigen, dass durch eine Veränderung der Temperatur sehr wahrscheinlich die Geschwindigkeit der Reaktionen zu- oder abnehmen (bedingt durch genannten Gegebenheiten), jedoch keine Veränderungen in der Art der Reaktionen auftreten. Das heißt die selben Moleküle (siehe Punkt 7.2.4.) reagieren immer in der selben Art und Weise. Sollten andere Moleküle reagieren oder ein anderer Reaktionsmechanismus auftreten, so würden sehr wahrscheinlich auch andere Endspannungen in den Phasen beobachtbar sein. Dies ist nicht der Fall. Auch bei Raumtemperatur lassen sich die genannten Phasenspannungswerte beobachten und die Phasenzeiten liegen zwischen denen von kalt und warm.

Aus Phase-4 lässt sich die erzeugte Spannung erkennen. Die erzeugte Spannung ergibt sich aus der Differenz von Anfangsspannung und Endspannung (aus Phase-1 und -4 zu entnehmen). Bei kühler Temperatur beträgt sie ca. 0,9V, bei hoher Temperatur ca. 1V. Somit ist $\Delta U = 0{,}1V$. Daraus lässt sich folgern, dass der Spitzenwert einer Spannungskurve auch von der Temperatur abhängt. Zu erklären ist diese Erscheinung dadurch, dass Katalysatoren bei erhöhten Temperaturen besser „arbeiten“. Auf diese Weise können mehrere Moleküle umgesetzt und mehr Elektronen freigegeben werden. Die Spannung erhöht sich.

Schlussfolgerung:

Die Reaktionsmechanismen, welche in Brennstoffzellen ablaufen, sind von der Temperatur abhängig. Sie beschleunigt oder verlangsamt jedoch nur die Reaktionen. Die Höchstspannung ist größer, je höher die Temperatur. Allerdings wird die Spannung immer unter der theoretischen Maximalspannung (1,229V) bleiben (siehe Punkt 7.2.4).

7.5. Ermittlung des Zusammenhangs zwischen Sauerstoffzufuhr und Stromstärke

7.5.1. Versuchsaufbau

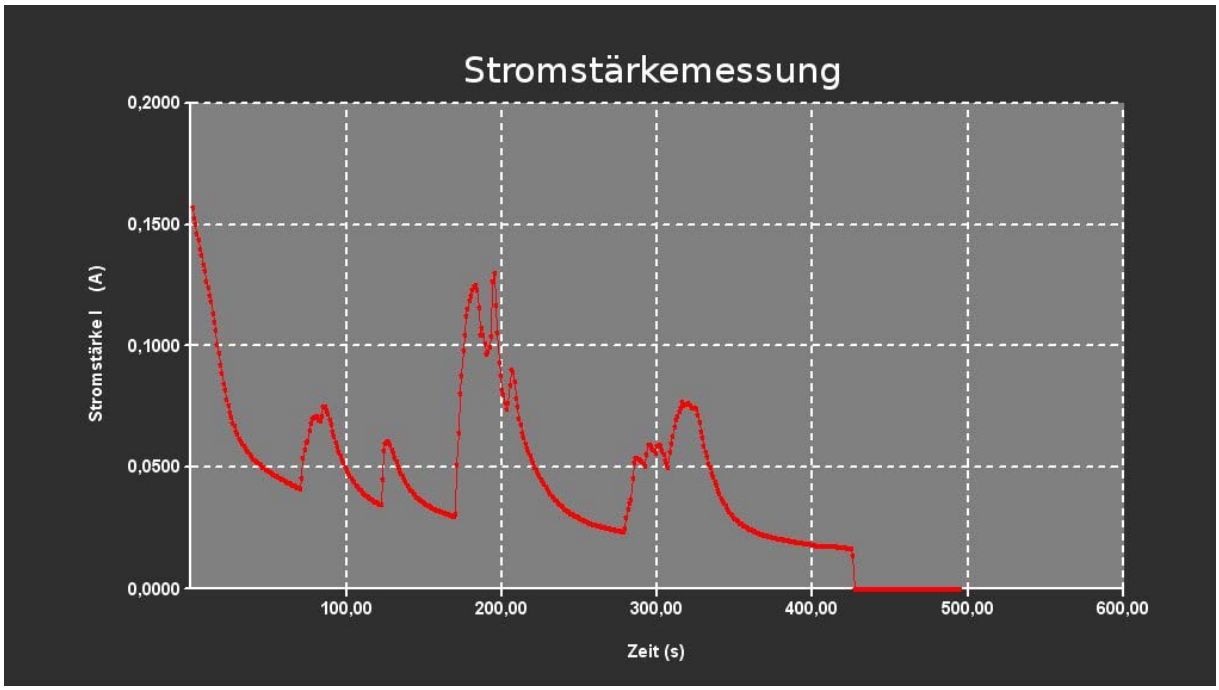
Die Brennstoffzelle wird wie in Punkt 7.1. geschaltet. MultiMess3.1 dient zur Messwerterfassung. Nun wird jedoch die Stromstärke gemessen. Als Kathodengas dient Luftsauerstoff. Der Aufbau und die einzelnen Komponenten sind wie in Punkt 6 realisiert. Die Gasversorgung übernimmt allerdings eine Luftpumpe, welche per Hand bedient wurde.

7.5.2. Versuchsdurchführung

Sobald die Kammer betriebsbereit ist, beginnen die Aufzeichnungen von MultiMess3.1. Per Hand wird zunächst versucht einen gleichmäßigen Luftstrom zu erzeugen, welcher 3-5 Minuten andauert. Dadurch wird die Brennstoffzelle auf volle Leistung gebracht. Danach werden vereinzelt Luftstöße in die Zelle eingeführt. Der Wasserstoff umspült über Druckflaschen durchgehend und gleichmäßig die Anode.

7.5.3. Versuchsbeobachtung

MultiMess3.1 liefert folgende Grafik:



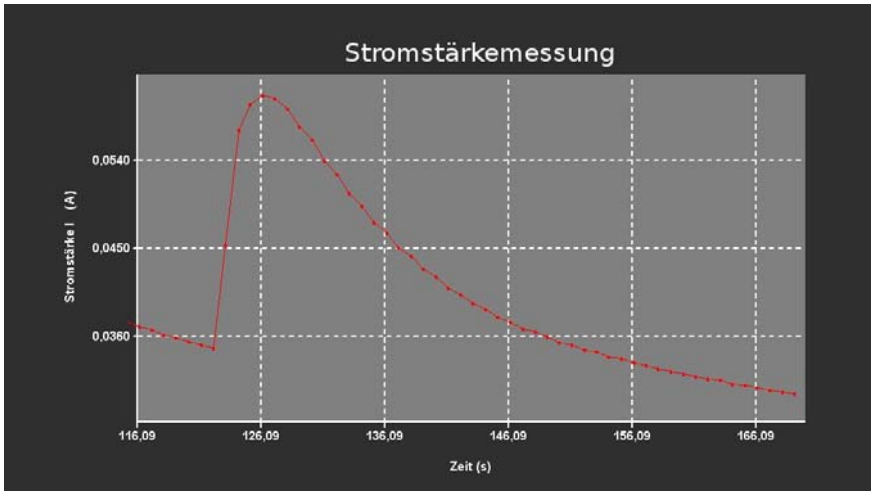
Grafik - 4 Stromstärkekurve (Pumpvorgänge)

Die y-Achse stellt die Stromstärke <I> in A dar. Die x-Achse gibt den zeitlichen Bezug. Zu erkennen sind 4 größere Peaks, wobei bei genauem Hinsehen, bei 2 der 4 Peaks noch deutliche Unterteilungen der Peaks zu erkennen sind. Die Peaks sind identisch in ihrem Verlauf. Die ersten beiden Peaks haben eine Differenz der Stromstärke um ca. 0,027mA. Der Wert dieser Differenz wird „schlagartig“ erreicht. Der darauf folgende Abfall verläuft exponentiell und langsamer. Die 2 Peaks, welche unterteilte kleine Peaks aufweisen, stellen einen kleinen Pumpvorgang dar, wobei die zwei anderen einen einzigen Pumpstoß zeigen.

Anmerkung: Parallele kurzzeitige Messungen während des Versuchs zeigten, dass die Spannung während des Versuchs unverändert blieb.

Während der Messwerterfassung kann die Grafik vergrößert werden (nach Ende der Messwerterfassung kann die Grafik jedoch nicht vergrößert werden, da die Auflösung nicht hoch genug und die Skalierung nicht mitgezoomt werden kann).

Bei diesem Versuch nutze ich diese Zoom-Möglichkeit und somit wurde folgende Grafik erstellt:

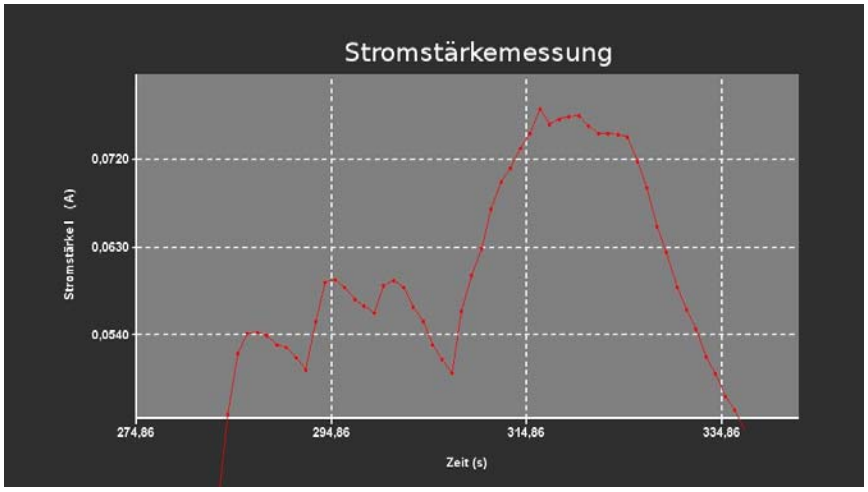


Grafik - 5 Einzelner vergrößerter Peak aus „Grafik-4“ (stellt kurzen Luftstoß durch Kathode dar)

Die y-Achse stellt die Stromstärke <I> in A dar. Die x-Achse gibt den zeitlichen Bezug. Hier ist ein einzelner Peak zu erkennen. Er entsteht, wenn durch die Luftpumpe ein kurzer Luftstoß die Sauerstoffelektrode umspült. Durch Mitschreiben der Aktionen (Pumpvorgänge) während des Versuchs kann der Bezug zwischen Pumpvorgang und Stromstärke-Kurve ermittelt werden. Sobald die Kurve „klettert“, hat der Luftstoß die Sauerstoffelektrode erreicht. Die Kurve steigt sofort, beinahe in einem Satz, von ca. 0,034A auf 0,061A. Danach erfolgt die

Abflachung der Kurve exponentiell. Innerhalb von ca. 29s hat die Kurve den Ausgangswert wieder erreicht. Darauf fällt die Kurve weiter.

Diese Grafik stellt den 4. Peak der Grafik-3 vergrößert dar:



Grafik - 6 Zoom auf 4. Peak aus „Grafik-4“ (Pumpvorgang)

Auch hier stellt die y-Achse die Stromstärke <I> dar in A. Die x-Achse gibt den zeitlichen Bezug. Dort lassen sich 3 kleinere Peaks und ein größerer erkennen. Der gesamte Graph stellt keinen einzelnen Luftstoß dar, sondern einen hektischen kurzen Pumpvorgang. Zu erkennen ist jede Pumpbewegung meiner Hand, als kleiner Peak in der Grafik.

7.5.4. Interpretation der Messwerte

Wie lässt sich erklären, dass bei Luftzufuhr ein sofortiger Anstieg der Stromstärke zu erkennen ist, dann aber nur langsam wieder abfällt und die Spannung dabei konstant bleibt?

Um dies zu klären, müssen die Begriffe Spannung und Stromstärke näher erklärt werden. *„Die elektrische Spannung ist eine physikalische Größe, die angibt, wie viel Arbeit bzw. Energie nötig ist, um ein Objekt mit einer bestimmten elektrischen Ladung entlang eines elektrischen Feldes zu bewegen. Spannung ist also das spezifische Arbeitsvermögen der Ladung.“*[27]Bei Brennstoffzellen wird die Spannung auch als Potentialdifferenz bezeichnet, welche durch das Ausbilden von Potentialen an den Elektroden entsteht. *„Das Potential [...] ist in der Physik die Fähigkeit eines konservativen Kraftfeldes , eine Arbeit zu verrichten.“*[28]

[27] http://de.wikipedia.org/wiki/Elektrische_Spannung
[28] http://de.wikipedia.org/wiki/Potential

Bei der Brennstoffzelle bleiben die Potentiale für die relativ kurze Versuchszeit konstant, da zum einen die Anode durch den Wasserstoffstrom immer ein Potential bildet und zum anderen die Versuchszeit zu kurz ist, um eine Spannungsminderung zu beobachten. Daraus ergibt sich die gleichbleibende Spannung während dieser Versuchsreihe. Würde der Versuch länger andauern, so würden sich die Potentiale allmählich reduzieren.

Über die Stromstärke: *„Werden elektrische Ladungen bewegt, so fließt ein elektrischer Strom.[...]Sie beschreibt, wie viele Ladungseinheiten pro Zeiteinheit fließen.“*[29]

Die Spannung bzw. die Kraft welche die Elektronen über die Kabel „zieht“ ist folglich gegeben. Hat die Sauerstoffelektrode keinen Sauerstoff zur Verfügung, welcher die Elektronen aufnimmt, so „stauen“ sich die Elektronen im Leiter und werden nicht transportiert. Sobald nun ein „Abnehmer“ (Sauerstoff) für die Elektronen vorhanden ist, stellt sich ein sofortiger spannungsbedingter Elektronenfluss ein. Die Kurve steigt und man kann einen Peak erkennen.

Warum aber fällt die Kurve nicht so schnell wie sie anstieg?

Die Abflachung der Kurve lässt sich möglicherweise damit erklären, dass der Sauerstoff, nachdem er die Elektrode umspült hat (nach einem Pumpvorgang), sich nicht sofort verflüchtigt. Ein Teil löst sich im Elektrolyt und wie zu beobachten war, blieb ein Teil an der Elektrode als winzige Bläschen haften. Zunächst wird der gelöste Sauerstoff verbraucht, da er unmittelbar für die Reaktion zur Verfügung steht (siehe Punkt 5.2.). Jetzt bieten die winzigen Bläschen noch Abnehmer für die Elektronen. Sind diese Vorräte verbraucht, staut sich der Stromfluss erneut und die Stromstärke sinkt wieder.

Diese Beschreibung lässt sich auf alle drei Grafiken anwenden.

Schlussfolgerung:

Die Stromstärke ist stark von der Zufuhr des Sauerstoffs abhängig -ohne Sauerstoff kein Stromfluss. Der Stromfluss tritt bei Sauerstoffzufuhr sofort ein, flacht dann aber –ohne Sauerstoffzufuhr- exponentiell ab. Die Abflachung der Kurve beruht auf der Lösung des Sauerstoffs im Elektrolyten und der Bildung von winzigen Sauerstoffbläschen („Vorratbildung“) an der Elektrode, die auch nach dem eigentlichen Luftstoß die Elektrode mit Sauerstoff versorgen. Die Spannung ist kurzzeitig unabhängig von der Sauerstoffzufuhr.

---

[30] http://sdteffen.de/physik/elektrik.html#Stromstaerke

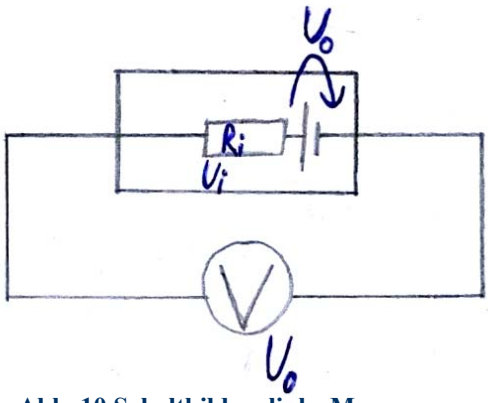
7.6. Bestimmung des Innenwiderstandes der Brennstoffzelle

Der Innenwiderstand ist die Summe aller inneren Widerstände in einer Brennstoffzelle.

7.6.1. Versuchsaufbau

Um den Innenwiderstand einer Brennstoffzelle zu ermitteln, bedarf es eines besonderen Versuchsaufbaues. Hierzu muss man die Spannung der Brennstoffzelle, welche parallel zum Verbraucher anfällt (U_a), sowie die Leerlaufspannung (U_0) messen. Des weiteren muss die Stromstärke (I) während dessen gemessen werden. Aus den dadurch erhaltenen Werten kann der Innenwiderstand der Brennstoffzelle errechnet werden. Der Verbraucher war in meiner Versuchsdurchführung ein niederohmiger Elektromotor. Der Aufbau der Brennstoffzelle ist wie in Punkt 6 realisiert.

Folgende Schaltbilder verdeutlichen den Versuchsaufbau:



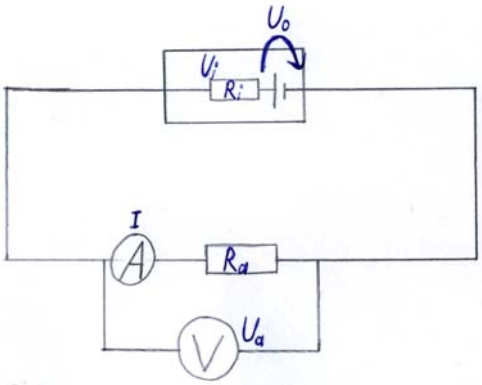


Abb. 10 Schaltbilder: links Messung von Leerlaufspannung / rechts Messung von I und U_a (Kasten

7.6.2. Versuchsdurchführung

Die Brennstoffzelle wird, wie in Punkt 7.2. beschrieben, auf Leistung gebracht. Wenn sie volle Leistung bringt, werden die obigen Schaltbilder umgesetzt und die Werte gemessen. Es werden zwei Versuchsreihen durchgeführt.

7.6.3. Versuchsbeobachtung

Folgende Werte liefern die Messegeräte:

1.Versuchsreihe:**I 0,041A / U_a: 0,4V / U_0: 0,8V** // *2.Versuchsreihe*:**I: 0,056A / U_a:0,32V / U_0:0,8V**

7.6.4. Bestimmung des Innenwiderstandes der Brennstoffzelle

Aus U_a und U_0 lässt sich die am Innenwiderstand anfallende Spannung (U_i) berechnen:

$$U_0 - U_a = U_i \qquad \text{(I)}$$

Nach den Ohmschen Gesetzen (benannt nach Georg Simon Ohm) gilt:

$$U=R*I \; ; \qquad \Rightarrow$$

$$R_i = U_i / I \qquad \text{(II)}$$

Durch Einsetzen der Werte aus den 2 Versuchsreihen in Gleichung (I) und (II) und deren Kombination lässt sich der Widerstand bestimmen:

Aus Versuchsreihe 1:

R_i = (0,8V - 0,4V) / 0,041A) = 9,8 Ω

Aus Versuchsreihe 2:

R_i = (0,8V – 0,32V) / 0,056A) = 8,6Ω

Der Durchschnitt beider Werte ergibt den ungefähren Innenwiderstand der Brennstoffzelle:

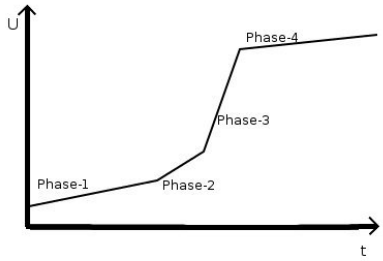
(9,8 Ω + 8,6 Ω) / 2 = 9,2 Ω

Der Innenwiderstand meiner alkalischen Brennstoffzelle beträgt folglich ca. : **9,2 Ω**

8. Zusammenfassung der Versuchsergebnisse

Der zeitliche Spannungsverlauf einer Brennstoffzelle lässt sich in vier Phasen gliedern. Die Phasenbestimmenden Faktoren sind:

- Löslichkeit der Gase im Elektrolyt
- Grad der Gassättigung im Elektrolyt
- Verhältnis der gelösten Gase zueinander (optimales Knallgasgemisch)
- Einstellung des chemischen Gleichgewichts an den Elektroden
- Begrenzende Faktoren



Die Reaktionsmechanismen, welche in Brennstoffzellen ablaufen, sind von der Temperatur abhängig. Diese beschleunigt oder verlangsamt jedoch nur die Vorgänge. Die Höchstspannung ist größer, je höher die Temperatur. Allerdings wird die Spannung immer unter der theoretischen Maximalspannung (1,229V) bleiben.

Die Stromstärke ist stark von der Zufuhr des Sauerstoffs abhängig - dies ist auch für die Wasserstoffzufuhr zu folgern. Ohne Sauerstoff kein Stromfluss. Der Stromfluss tritt bei Zufuhr sofort ein, flacht dann aber exponentiell ab. Die Abflachung der Kurve nach beendeter Sauerstoffzufuhr beruht darauf, dass nur noch Sauerstoff aus den Bläschen („Vorratbildung“) für die Reaktion an der Elektrode zur Verfügung steht. Der Innenwiderstand der Brennstoffzelle beträgt etwa 9,2**Ω**

9. Schluss

Es war großartig für mich, solch ein aktuelles Thema anhand von Versuchen selbst zu erarbeiten und einen kleinen Einblick in die Forschung zu erlangen. Großen Spaß machte es, eine Brennstoffzelle zu bauen und sie durch Versuche näher kennen zu lernen. Es war aufregend, in meinen Versuchen zu sehen, wie sich Theorien mit der Praxis vereinigen lassen. An Informationen zu gelangen, welche mir meine Interpretationen und Ansätze bewiesen hätten, war sehr schwer. Leider konnten manche Aspekte nur in geringem Maße beschrieben werden, da der Umfang einer Facharbeit dies nicht zulässt. Interessante Fortführungen dieser Facharbeit könnten Versuche bilden, welche die genannten Theorien beweisen würden. Es ist ein gutes Gefühl, Einblicke in eine Technologie zu bekommen, die in der Zukunft große Bedeutung erhalten wird. Um Ergebnisse zu bekommen, muss man jedoch sehr viel Zeit aufwenden und darf Fehlschläge nicht als Misserfolg werten. Vielmehr müssen gescheiterte Versuche dazu dienen, daraus zu lernen und sich den Erfolg zu sichern. An dieser Stelle muss jedoch auch auf die relative Ungenauigkeit der Versuchsbedingungen eingegangen werden. Da keine gleichbleibenden Laborverhältnisse (schulischer Rahmen) erreicht werden konnten, können manche Ergebnisse, wenn auch nur in geringem Maße, Ungenauigkeiten aufweisen. Trotzdem konnte aber durch eine Vielzahl von übereinstimmenden und bestätigenden Versuchen (auch nicht erwähnte, wegen Facharbeitsumfang), diese Ungenauigkeit zum Großteil ausgeglichen werden.

Da die Forschung über diese Technologie noch in den „Kinderschuhen“ steckt, wird es sehr interessant sein, diese Entwicklung weiter zu verfolgen. Vielleicht wird ja in 20-30 Jahren jemand diese Facharbeit als „Bettlecktüre“ lesen. Die Lichtquelle dafür wird dann eventuell mit Strom versorgt werden, welcher aus einer Brennstoffzelle im Keller stammt. Abschließend noch ein Zitat aus „Wissenschaft und Kritik“ über die Entwicklung von Brennstoffzellen: „[...]*Noch zu Beginn der „Raumfahrt-Ära" waren Brennstoffzellen etwas Exklusives, weil viel zu teuer und für die Massenproduktion ungeeignet. Wie es scheint, ist der gesellschaftliche Druck mittlerweile groß genug geworden, sich von Einseitigkeiten in der Forschung zu trennen. Man darf gespannt sein, wie die Entwicklung weiter voranschreiten wird.*“[30]

[31] http://www.neundorf.de/Kritik/Technik/technik.html

10. Quellenverzeichnis

Fachzeitschriften:

- Bild der Wissenschaft November 1996; S.16
- Bild der Wissenschaft März 2004; S.84
- Bild der Wissenschaft plus „Die Power Generation“
- Bild der Wissenschaft plus „Leben und Energie 2010“
- Bild der Wissenschaft plus „Ran ans CO_2 – Problem“
- Spektrum der Wissenschaft Oktober 2007; S.72
-

Bücher:

- Gore, Al, (2006): „Al Gore – Eine unbequeme Wahrheit“, Riemann Verlag, München
- Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen-Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg

Internetseiten:

- http://www.gymnasium-borghorst.de/physikwozu/solarzelle/solar.htm
- http://www.neundorf.de/Kritik/Technik/technik.html 06.01.2008 00:26
- http://sdteffen.de/physik/elektrik.html#Stromstaerke 22.12.2007 17:20
- http://www.energiekonsens.de/projekteinfo/workshops/Brennstoffzelle/Brennstoffzellen__Grundlagen__/hauptteil_brennstoffzellen__grundlagen__.html 02.01.2008 22:05
- http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/folien/f-h2-ges.htm 30.11.2007 17:20
- http://www.chemieunterricht.de/dc2/umweltw/fl-luft.htm 30.11.2007 17:40
- http://www.chemieunterricht.de/dc2/ aurich/f-globus.htm 29.11.2007 17:40
- http://www.chemieunterricht.de/dc2/tip/04_01.htm 30.11.2007 17:42
- http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/folien/f-geschi.htm 30.11.2007 17:26
- http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/folien/f-umwelt.htm 06.01.2008 17:36
- http://www.chemieunterricht.de/dc2/katalyse/k-fc.htm 28.10.2007 22:06
- http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/folien/f-profet.htm 30.11.2007 10:59www.hyweb.de/wissen/dkv98.html 10.10.2007 23:27
- http://emsolar.ee.tu-berlin.de/~ilse/Brennstoffzelle/VorNachteileBZ.htm 06.09.2007 24:23
- http://www.gfds.de/index.php?id=11 05.01.11.2008 08:26

- http://mathechemie.de/brenzel.htm 01.11.2007 17:30
- http://udomi.de/fuelcell/brennstoffzellengrundlagen.html 06.10.2007 16:05
- http://de.wikipedia.org/wiki/Elektrische_Spannung 21.12.2007 16:42
- http://de.wikipedia.org/wiki/Potential 22.12.2007 17:26
- http://de.wikipedia.org/wiki/Brennstoffzelle 23.11.2007 23:05
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/auto/brz-auto.htm 23.11.2007 22:48
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v07.htm 23.11.2007 23:00
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/membran.htm 05.09.2007 23:05
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/auto/membr-fc.htm 29.11.2007 15:32
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/blu_txt.htm 29.11.2007 15:40
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v00.htm 28.11.2007 18:01
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v07.htm 22.11.2007 15:03
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/foto_g.htm 29.11.2007 16:09
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v05.htm 29.11.2007 17:46
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/2ks_1.htm 29.11.2007 19:22
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v06.htm 27.11.2007 22:51
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/kam_auf.htm 27.11.2007 23:00
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/1ks_1.htm 27.11.2007 23:14
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/auto/a-v-brz1.htm 27.11.2007 23:16
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/tip/04_01.htm 25.11.2007 18:02
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v07.htm 25.11.2007 18:12
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v01.htm 25.11.2007 18:26
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v00.htm 23.8.2007 19:01
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v03.htm 23.8.2007 19:06
- http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/fc/v02.htm 23.9.2007 17:00

Abbildungsverzeichnis:

- **Abb.1** Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg,S.1
- **Abb.2** http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/folien/brz_6.htm
- **Abb.3** techni.tachemie.uni-leipzig.de/schueler/bz/pi...
- **Abb.4** Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006):

„Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg,S.59

- **Abb.5** www.tee.uni-essen.de/.../Brennstoffzellen.gif
- **Abb.6** www.tfh-berlin.de/.../Pr%E4sentation1/13neu.jpg
- **Abb.7** Dr. Angelika Heinzel, Falko Mahlendorf, Jürgen Roes, (2006): „Brennstoffzellen- Entwicklung, Technologie, Anwendung“, C.F.Müller Verlag, Heidelberg,S.58
- **Abb.8** www.energieinfo.de/.../einfo_bz_klassisch.gif

Tabellenverzeichnis:

- **Tabelle-1** www.energieconsult.net/image/abb_3.jpg

Strukturformelverzeichnis:

- **Strukturformel-1**: http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/membran.htm
- **Strukturformel-2:** http://www.chemieunterricht.de/dc2/fc/membran.htm

Gespräch:

- Herrn Dr. Patrick Altmeier von PCA GmbH

Sonstige:

- Ascom Berufsbildung Bern S. Maurer/ NPLE
- Theoretische Grundlagen – Thermodynamik und Brennstoffzellen

11. Erklärung

Ich erkläre hiermit, dass ich die Facharbeit ohne fremde Hilfe angefertigt und nur die im Literaturverzeichnis angegebenen Quellen und Hilfsmittel benutzt habe.

Unterschrift des Kollegiaten