

Rosenberg, Dominique; Busker, Maike; Jansen, Walter
Anorganische Redox-Fluss-Batterien mit Sulfiden und Thiosulfaten sowie Cer(IV)-sulfat

formal überarbeitete Version der Originalveröffentlichung in:

formally revised edition of the original source in:

Nachrichten aus der Chemie 67 (2019) 11, S. 10-13



Bitte verwenden Sie in der Quellenangabe folgende URN oder DOI /
Please use the following URN or DOI for reference:

urn:nbn:de:0111-pedocs-247097

10.25656/01:24709

<https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:0111-pedocs-247097>

<https://doi.org/10.25656/01:24709>

Nutzungsbedingungen

Gewährt wird ein nicht exklusives, nicht übertragbares, persönliches und beschränktes Recht auf Nutzung dieses Dokuments. Dieses Dokument ist ausschließlich für den persönlichen, nicht-kommerziellen Gebrauch bestimmt. Die Nutzung stellt keine Übertragung des Eigentumsrechts an diesem Dokument dar und gilt vorbehaltlich der folgenden Einschränkungen: Auf sämtlichen Kopien dieses Dokuments müssen alle Urheberrechtshinweise und sonstigen Hinweise auf gesetzlichen Schutz beibehalten werden. Sie dürfen dieses Dokument nicht in irgendeiner Weise abändern, noch dürfen Sie dieses Dokument für öffentliche oder kommerzielle Zwecke vervielfältigen, öffentlich ausstellen, aufführen, vertreiben oder anderweitig nutzen.

Mit der Verwendung dieses Dokuments erkennen Sie die Nutzungsbedingungen an.

Terms of use

We grant a non-exclusive, non-transferable, individual and limited right to using this document.

This document is solely intended for your personal, non-commercial use. Use of this document does not include any transfer of property rights and it is conditional to the following limitations: All of the copies of this documents must retain all copyright information and other information regarding legal protection. You are not allowed to alter this document in any way, to copy it for public or commercial purposes, to exhibit the document in public, to perform, distribute or otherwise use the document in public.

By using this particular document, you accept the above-stated conditions of use.

Kontakt / Contact:

peDOCS
DIPF | Leibniz-Institut für Bildungsforschung und Bildungsinformation
Informationszentrum (IZ) Bildung
E-Mail: pedocs@dipf.de
Internet: www.pedocs.de

Mitglied der


Leibniz-Gemeinschaft

Anorganische Redox-Fluss-Batterien mit Sulfiden und Thiosulfaten sowie Cer(IV)-sulfat

Dominique Rosenberg, Maike Busker und Walter Jansen

Zusammenfassung: Redox-Flow-Batteries gelten als Hoffnungsträger zur Energiespeicherung beispielsweise in der Energiewende oder in der Elektromobilität. Dabei kommen vor allem Redox-Flow-Batterie mit anorganischen Elektrolyten in Pilotprojekten zur Energiespeicherung in Einsatz. Doch wie lassen sich Redox-Flow-Batteries mit einfachen Versuchsaufbauten in der Schule umsetzen?

Einleitung

Es ist zu erwarten, dass Wind- und Solaranlagen zur Gewinnung elektrischer Energie im Rahmen der so genannten Energiewende in Deutschland in den kommenden Jahren weiter ausgebaut werden. Wegen der intermittierenden Erzeugung aus diesen Quellen wird die Lösung des Problems der Speicherung großer Energiemengen immer drängender, wenn man nicht den Zusammenbruch der Versorgung mit elektrischer Energie in Zeiten so genannter Dunkelflauten in Kauf nehmen möchte.¹⁾ Vielfach angepriesene Systeme wie die Wasserelektrolyse mit Brennstoffzellentechnologie und Druckluftspeicher haben Wirkungsgrade von etwa 45 %.²⁾ Das System „Power to Gas“, also die elektrolytische Gewinnung von Wasserstoff sowie die Umsetzung desselben mit Kohlendioxid zu Methan und Verbrennung des zwischenzeitlich gespeicherten Methans zur Wiedergewinnung der elektrischen Energie in Wärmekraftwerken hat einen Wirkungsgrad von etwa 30 %.^{3,4)} Pumpspeicherwerke mit Wirkungsgraden von etwa 85 % können aufgrund von benötigten Gefällen nur noch schwer umgesetzt werden.^{3,4)} So werden heute riesige Aggregate aus Lithium-Ionen-Akkumulatoren diskutiert, die allerdings sehr kostenintensiv ist.^{5,6)} Alternativ werden heute Redox-Fluss-Zellen intensiv erforscht. Hierbei werden elektrochemisch aktive Substanzen in Wasser gelöst, in Tanks gelagert und den elektrochemischen Zellen zugeführt. An deren Elektroden werden keine besonderen Ansprüche gestellt und es sind in der Regel einfache Graphitfolien ohne Katalysatoren. Am weitesten entwickelt sind derzeit Redox-Fluss-Batterien auf der Basis von Vanadium-Salzen.⁷⁾ Erste Versuchsanlagen z. B. in Braderup in Schleswig-Holstein sind bereits in Betrieb.⁸⁾ Ebenso werden erste Elektro-Autos mit Akkumulatoren auf Basis anorganischer Redox-Flow-Batteries gebaut und getestet.⁹⁾ Vanadiumsalze sind jedoch relativ teuer und Vanadium(V)-Verbindungen sehr korrosiv. Amerikanische Forschergruppen um Aziz et al. und Narayanan et al. haben deshalb organische Systeme auf Basis von Anthrachinondisulfonsäuren für den Einsatz in Redox-Flow-Batteries untersucht.¹⁰⁻¹²⁾ Über diese Systeme und weitere von uns untersuchte organische Redox-Systeme haben wir in der Vergangenheit berichtet. Diese sind auch im Gegensatz zu Vanadiumsalzen im Chemieunterricht der Schulen einsetzbar.¹³⁻¹⁷⁾ Schon 2000 konnte in experimentellen Untersuchungen dargestellt werden, dass elementarer Schwefel mit großer Geschwindigkeit an Eisen(II)sulfid-Elektroden reduziert werden kann, was zur Konstruktion einer Niedertemperatur-Zink-Schwefel-Batterie führte. Ebenso konnte die schnelle Oxidation von Sulfid-Ionen zu Disulfid-Ionen an Eisen(II)sulfid gezeigt werden.¹⁸⁾ Damit liegt es nahe zu untersuchen, ob auf der Anodenseite in Redox-Flow-Zellen Sulfide und andere schwefelhaltige Anionen oxidiert werden können. Auf der Kathodenseite werden in diesem Artikel die bewährten anorganischen Systeme wie das farbenfrohe Cer(IV)sulfat, die Sauerstoffverzehrkatode (SVK) sowie Eisen(III)-sulfat. Gerade das in diesem Artikel vorgestellte Cer(IV)sulfat besitzt ein besonders hohes Oxidationspotential und lässt sich damit erfolgreich in Redox-Fluss-Zellen einsetzen.

Versuche

Für die folgenden experimentellen Untersuchungen wurde die einfache Versuchsanordnung verwendet, die sich bewährte und in den vorausgegangenen Veröffentlichungen bereits mehrfach ausführlich beschrieben wurde.¹⁷⁾ Im Gegensatz einer sonst verwendeten Grafitfolie wird in den folgenden beschriebenen Experimenten eine Eisen(II)sulfid-Elektrode auf der Anodenseite eingesetzt und diese ist zunächst ein großes unregelmäßig geformtes Stück Eisen(II)sulfid (Abb. 1).



Abbildung 1: Abbildung von Eisensulfid – links als unförmiger Klotz und rechts in kompakter Stabform

Deshalb wurde an Stelle des Becherglases eine kleine Kristallisierschale genutzt, um die ziemlich klobige Eisensulfid-Elektrode aufzunehmen. Alternativ kann man auch das sonst bei unseren Versuchen verwendete 600 ml Becherglas weiter Form einsetzen. Dann muss allerdings die Eisensulfid-Elektrode und die Anoden-Lösung in den Tontopf gegeben werden (Abb. 2). Anstatt des klobigen Eisensulfid-Klotzes kann auch das im Handel in der Regel vertriebene Eisensulfid in Stangen verwendet werden. Eine große Stange, die sich gut mit einer Krokodilklemme abgreifen lässt, wird dann in den Tontopf gestellt. Der Versuchsaufbau mit Multimetern, Kabelmaterial und Motor wird wie in Abbildung 2 dargestellt aufgebaut und installiert.

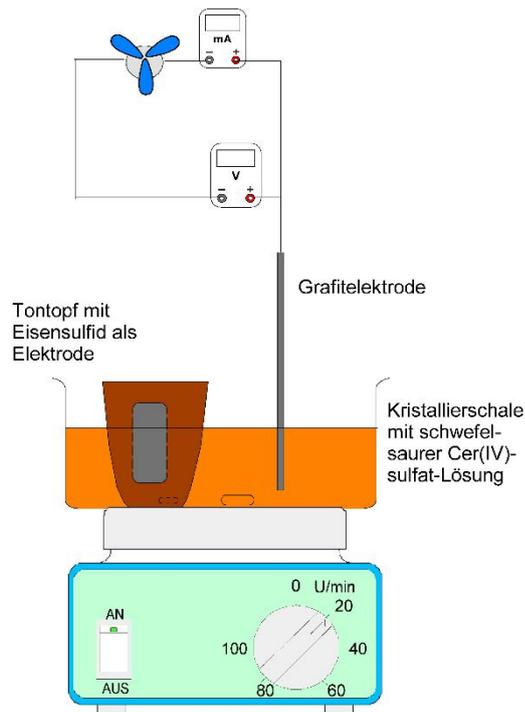


Abbildung 2: Versuchsaufbau einer Redox-Flow-Battery für den Unterricht, hier mit einer Eisensulfid-Elektrode

Versuche mit Sulfid-Ionen

Bei den Versuchen kann es zu einer möglichen Belastung durch Schwefelwasserstoff kommen und daher sollten die Versuche mit Natriumsulfid im Abzug durchgeführt werden.

Die Natriumsulfid/Cer(IV)-sulfat-Batterie

Der Versuchsaufbau erfolgt wie eben beschrieben und in Abbildung 2 dargestellt. Für die Natriumsulfid-Lösung werden 20 g Natriumsulfid in 400 mL 1-molarer Natronlauge gelöst und in den Tontopf gegeben. In den Tontopf wird die Eisen(II)sulfid-Elektrode gestellt. Für die Cer(IV)sulfat-Lösung werden 20 g Cer(IV)sulfat in 400 ml 1-molarer Schwefelsäure gelöst. Diese wird in die Kristallierschale gegeben und meiner Graphitfolie versehen. Alternativ kann der Versuchsaufbau zur Potentialmessung der beiden Halbzellen mit einer Silber/Silberchlorid-Elektrode versehen werden. Dafür wird ein kleines Becherglas mit 1-molarer Kaliumchlorid-Lösung gefüllt und eine Silber/Silberchlorid-Elektrode hineingestellt. Die Filterpapierbrücke muss zwingend zur Cer(IV)sulfat-Lösung führen. Sollte die Ionenbrücke in die Natriumsulfid-Lösung gelangen, könnten hoch diffundierende Sulfid-Ionen die Silber/Silberchlorid-Elektrode unter Bildung von Silbersulfid zerstören. Die ganze Anordnung wird auf einen Magnetrührer gestellt. Die Elektroden werden, wie in Abbildung 2 dargestellt, mit den Messgeräten verbunden.

Zu Beginn des Versuches beträgt die Ruheklemmenspannung dieser Batterie etwa 1,85 V und liegt recht hoch. Das ist zu einem auf das äußert positive Potential der Cer(IV)-sulfat/Graphitelektrode von +1,50 V zurückzuführen. Aber auch die Sulfid/Eisensulfidelektrode besitzt mit -0,35 V ein recht negatives Potential, welches im Laufe der Belastung etwas ansteigt. Die Ergebnisse bei einer Belastung der Zelle mit einem leistungsstarken Motor mit einer Stromaufnahme von knapp 40 mA sind in Abbildung 3 dargestellt. Es fällt auf, dass das Potential der Cer(IV)-sulfat/Graphitelektrode trotz der

Belastung kaum eine Veränderung erfährt. Mit dieser Batterie lassen sich auch 2 und 3 parallel geschaltete leistungsfähige Elektromotoren problemlos betreiben. Die Reaktionsgleichungen der Elektrodenreaktionen sind Abbildung 4a und c ersichtlich. Durch die einfache Durchführung ist der Versuch einfach in der Schule und im Hochschulpraktikum durchführbar. Ebenso ist die farbliche Erscheinung von Cer(IV)sulfat schön anzusehen (Abb. 5).

Anstelle der Eisen(II)sulfid-Elektrode kann man auch die in unseren Versuchen sonst übliche Graphitfolie einsetzen. Die Ergebnisse sind etwas schlechter, weil das Potential der Sulfid-Ionen/Kohleelektrode etwa 0,15 V höher als das der Sulfid-Ionen/Eisen(II)-Sulfid-Elektrode liegt.

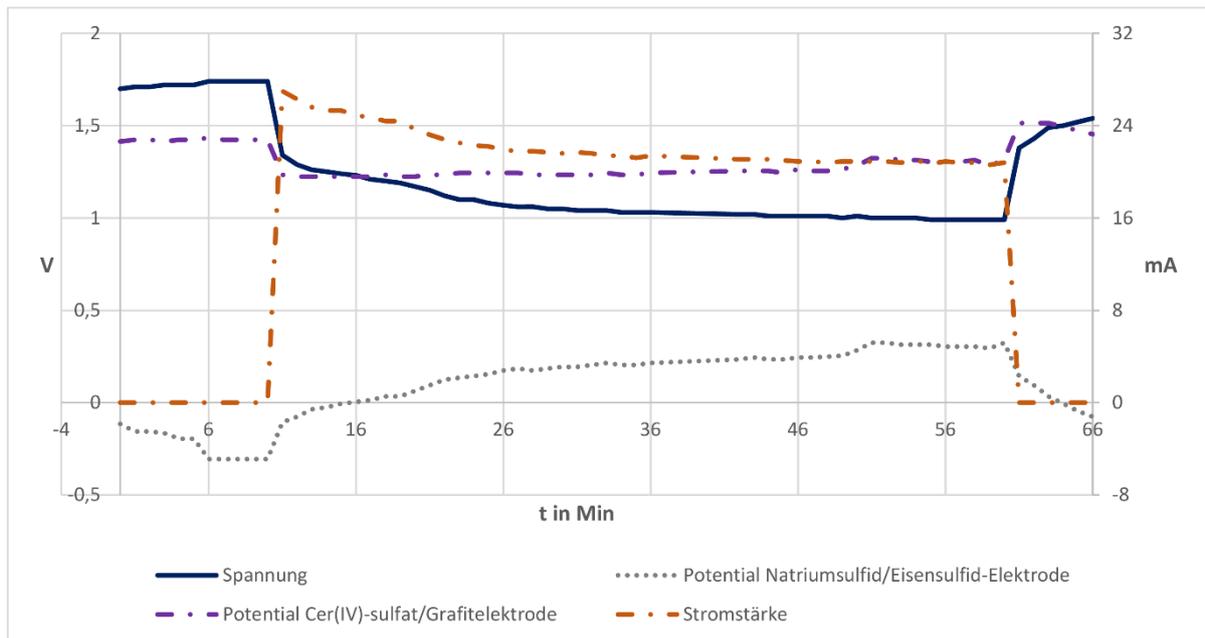
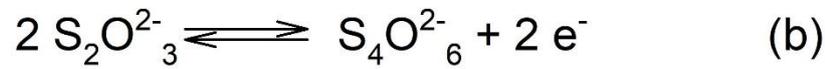
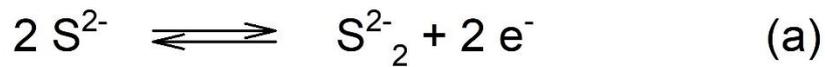


Abbildung 3: Zeitlicher Verlauf von Spannung, Stromstärke und Potenzialen der Natriumsulfid/Cer(IV)sulfat-Batterie.

Minuspol:



Pluspol:

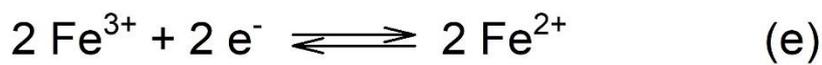
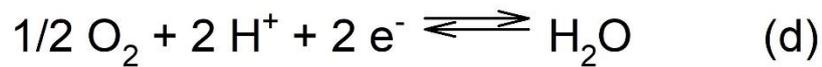
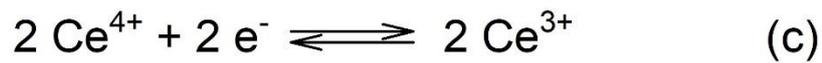


Abbildung 4: Elektrodenreaktionen der Redox-Flow-Batteries von

- (a) Sulfid-Ionen zu Disulfid-Ionen
- (b) Thiosulfat-Ionen zu Tetrathionat-Ionen
- (c) Cer(IV)-Ionen zu Cer(III)-Ionen
- (d) Sauerstoff zu Wasser
- (e) Eisen(III)-Ionen zu Eisen(II)-Ionen

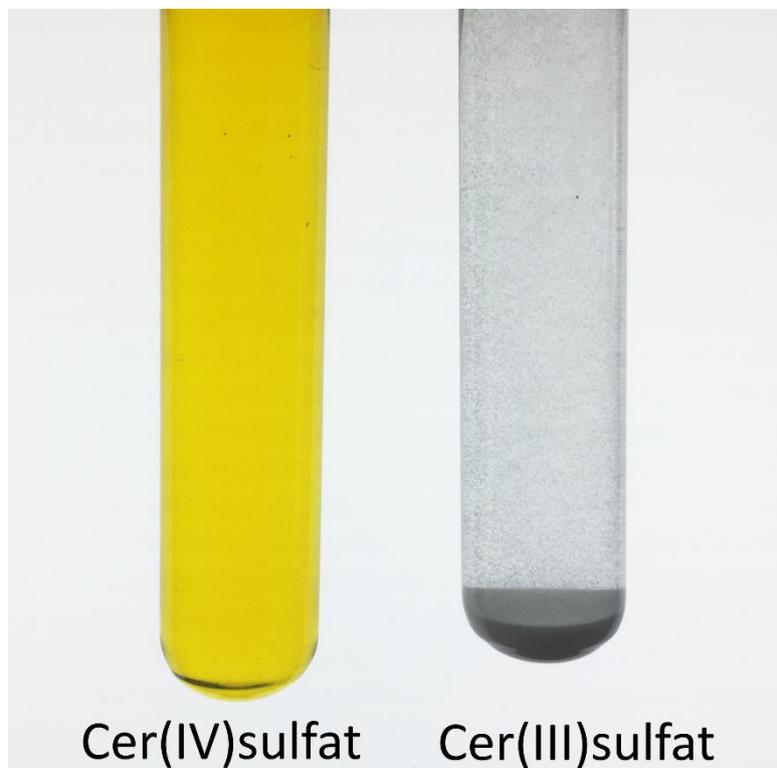


Abbildung 5: Lösungen von dem farbenfrohen Cer(IV)sulfat (linkes Reagenzglas) vor dem Entladen und dem Cer(III)sulfat (rechtes Reagenzglas) nach der Entladung

Wiederaufladung der Natriumsulfid/Cer(IV)sulfat-Batterie

In einem Langzeitversuch wurde die Natriumsulfid/Cer(IV)-Batterie 24 Stunden bei einer konstanten Stromstärke von 25 mA belastet. In den ersten 12 Stunden fiel die Spannung von anfänglich etwa 1,8 V auf etwa 1,5 V ab. Nach insgesamt 24 Stunden war die Zellspannung auf 0,5 V zusammengebrochen, es floss nur noch ein geringer Strom von etwa 1 mA. Die Lösung an der Cer(IV)-sulfat/Graphitelektrode war nun nicht mehr gelb sondern farblos. Des Weiteren hatte sich ein farbloser Niederschlag von Cer(III)-sulfat gebildet (Abb. 5). Es sollte nun versucht werden, die entladene Batterie wieder aufzuladen, was am Auftreten der gelben Farbe des Cer(IV)-sulfats zu erkennen sein sollte. Versuche mit den üblichen Labornetzgeräten hatten keinen Erfolg. Mit einem speziellen Ladegerät (HAME 13 Triple Power Supply HM 8040), welches eine genaue Einstellung der einzelnen Potentiale erlaubt, gelang die Aufladung. Daher wurde das Potential der Cer(III)-sulfat/Graphitelektrode auf etwas mehr als +1,5 V und das der Natriumsulfid/Eisen(II)-Sulfidelektrode auf etwa -2,4 V eingestellt, so dass bei diesen Bedingungen ein Strom von zu nächst 420 mA und nach 20 Minuten, am Ende der Aufladung, von 240 mA floss. Schon nach etwa 2 Minuten war deutlich zu erkennen, dass die gelbe Farbe des Cer(IV)-Sulfats am positiven Pol (Tontopf) zurückkehrte (Abb. 5). Daneben waren an beiden Elektroden eine leichte Gasentwicklung zu erkennen.

Mit der auf diese Weise wieder aufgeladenen Batterie wurde 30 Minuten lang ein leistungsstarker Elektromotor mit einer Stromaufnahme von 27 mA betrieben. Die Natriumsulfid-Cer(IV)sulfat-Batterie lies also nach einer Entladung wieder aufladen.

Cyclovoltammetrie

Um die Wiederaufladbarkeit des Cer(IV)sulfats besser bestimmen zu können, wurde mit Hilfe eines Potentiostaten ein Cyclovoltammogramm (CV) angefertigt (Abb. 6). Die Auswertungsmethode wurde im letzten Artikel ausführlich erläutert.^{14,17} Entgegen der Versuchsergebnisse aus dem Aufladungsversuch der Natriumsulfid/Cer(IV)sulfat-Batterie konnten mit den aufgenommenen CV von Cer(IV)sulfat nur eine geringe bis schlechte Aufladung verzeichnet werden. Die Oxidations- und Reduktionspeak, die für eine Wiederaufladung sprechen, sind bei geringen Scangeschwindigkeiten bei 10 bis 20 mV/s nur schwach erkennbar. Bei höheren Scangeschwindigkeiten zeichnen sich nur sehr schlecht erkennbare Oxidations- und Reduktionspeak aus. Doch selbst bei geringen Scangeschwindigkeiten lassen sich für eine Auswertung der Wiederaufladbarkeit Größen der Potentialdifferenzen ΔE_p sowie der Größen i_{p_a} und i_{p_k} nicht bestimmen. Aufgrund der schlecht ausgebildeten Peaks lässt sich lediglich eine Wiederaufladbarkeit vermuten. Daher lässt sich vermutlich auch das hohe Aufladungspotential des Cer(IV)sulfats erklären, wie es im Vorversuch (Aufladung der Natriumsulfid/Cer(IV)sulfat-Batterie) gezeigt wurde.

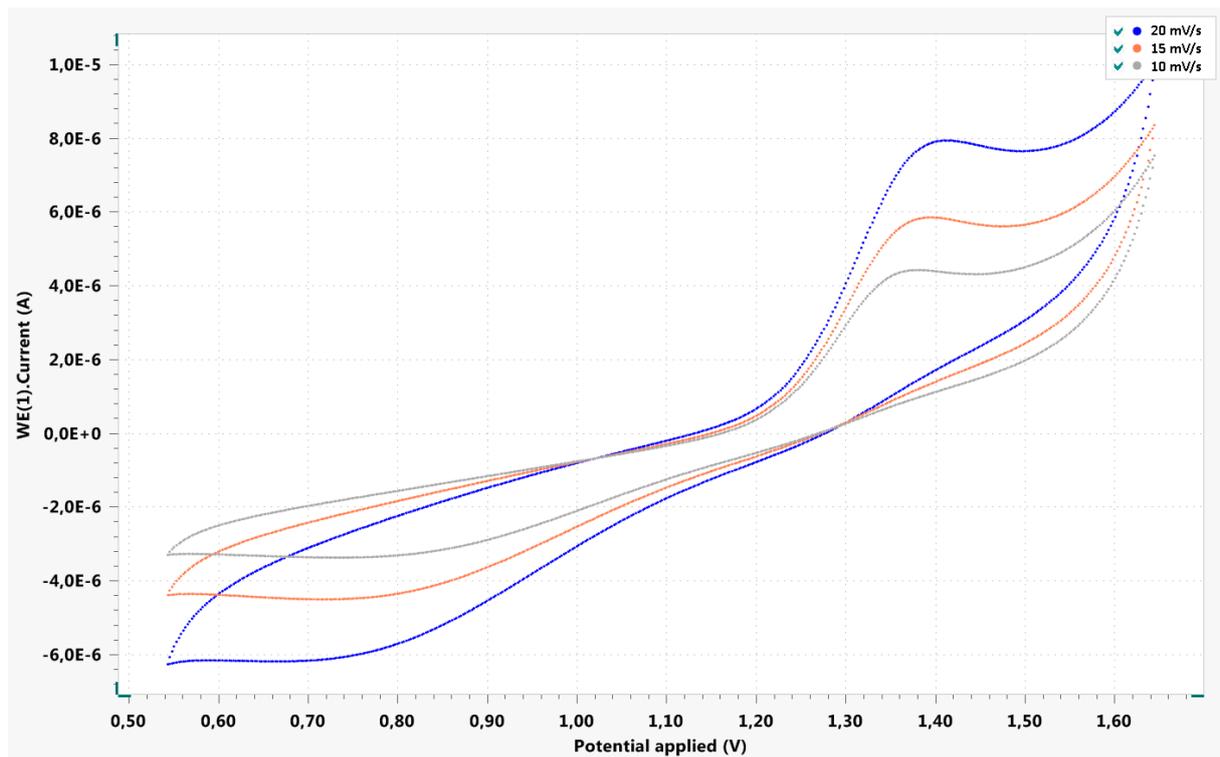


Abbildung 6: Cyclovoltammogramm von einer schwefelsauren Cer(IV)sulfat-Lösung (1mmol)

Die Natriumsulfid-Batterie mit weiteren Kathodensystemen

Statt Cer(IV)sulfat können bei den Versuchen mit Natriumsulfid und Eisensulfid als Elektrode auch eine Sauerstoffverzehrkathode oder eine schwefelsaure Eisen(III)sulfat-Lösung mit Graphitfolie als Kathodensubstanz eingesetzt werden.

Dabei erfolgt der Versuchsaufbau wie in dem Vorversuch. In die Kristallierschale wird 1-molare Schwefelsäure hinzugegeben und noch etwa 3 g elektrochemisch zunächst nicht wirksames Natriumperoxodisulfat hinzugefügt, das langsam in Sauerstoff, Wasserstoffperoxid und Natriumsulfat zerfällt, und so das Potential der Sauerstoff-Elektrode stabilisiert wird.¹⁶⁾ Anschließend wird eine Aktivkohleelektrode hineingestellt.¹⁷⁾ Die Elektroden sind in Abbildung 4a und d dargestellt.

Zu Beginn beträgt die Ruheklemmenspannung dieser Batterie etwa 1,56 V. Das Ruhepotential der Sulfid-Ionen/ Eisen(II)sulfidelektrode beträgt -0,33 V und das der Sauerstoff-Elektrode +1,25 V. Danach wird ein leistungsfähiger Elektromotor in den Stromkreis geschaltet, dessen Propeller sich bei einer Stromaufnahme von etwa 25 mA lebhaft dreht. Auch zwei parallel geschaltete Elektromotore mit einer Stromaufnahme von ca. 40 mA und sogar drei Motoren bei 55 mA lassen sich problemlos betreiben.

Für einen Versuchsaufbau einer Natriumsulfid/Eisen(III)-sulfat-Batterie wird anstelle einer Cer(IV)sulfat-Lösung eine schwefelsaure Eisen(III)sulfat-Lösung verwendet. Die Ruheklemmenspannung dieser Batterie beträgt hier 1,15 V sowie das Potential der Eisen(III)-sulfat/Graphitelektrode +0,84 V und das Potential der Sulfid-Ionen/Eisensulfidelektrode -0,31 V. Ein leistungsstarker Motor kann Minuten lang ohne

Spannungsabfall betrieben werden. Die Elektrodenreaktionen sind Abbildung 4a und e dargestellt.

Versuche mit Thiosulfat-Ionen

Die beschriebenen Versuche können anstatt mit Natriumsulfid ebenfalls mit Natriumthiosulfat betrieben werden. Auch hier können die Versuche wie in den Beschreibungen zur Natriumsulfid-Cer(IV)sulfa-Batterie und deren Aufladung durchgeführt werden. Als Kathodensysteme können die Sauerstoffverzehrkatode, Cer(IV)-sulfat als auch Eisen(III)-sulfat zur Anwendung kommen.

Die Thiosulfat/Cer(IV)sulfat-Batterie

Der Versuch wird wie in den vorher beschriebenen Versuchsanordnungen aufgebaut. Statt einer Natriumsulfid-Lösung werden 20g Natriumthiosulfat in 400 ml 1-molarer Natronlauge gelöst und ansonsten wie im ersten Versuch verfahren.

Die Ruheklemmenspannung beträgt bei dieser Batterie 1,11 V und das Ruhepotential der Thiosulfat-Ionen/Eisen(II)sulfid-Elektrode liegt mit +0,11 V deutlich höher als das Ruhepotential der Sulfid-Ionen/Eisen(II)sulfid-Elektrode. Dennoch sind die Ergebnisse mit einem leistungsstarken Elektromotor durchaus befriedigend. Es können sogar drei leistungsstarke Elektromotoren betrieben werden.

Für die Reaktion an der Thiosulfat-Ionen/Eisen(II)-sulfidelektrode lässt sich vermuten, dass diese ähnlich der Reaktion bei der Iodometrie die Bildung von Tetrathionat-Ionen ist (Abbildung 4b und c).

Wird anstelle der Eisen(II)sulfid-Elektrode eine Graphitfolie als Elektrode verwendet, so liegt dort das Ruhepotential der Thiosulfat-Ionen/Graphitelektrode mit etwa +0,20 V um etwa 0,1 V höher als bei der Eisen(II)-Sulfid/Thiosulfat-Elektrode. Dies verdeutlicht zusätzlich zu den vorigen Versuchen die sehr gute elektrochemische Eignung des Eisen(II)sulfids als Elektrode. Auch mit Natriumdithionit lassen sich anorganische Batterien konstruieren. Hier ist allerdings die Kohlefolie als Elektrode besser geeignet als Eisen(II)-sulfid.

Ausblick

In diesem Artikel konnte mit Versuchen die gute elektrochemische Umsetzung des Sulfid- und Thiosulfat-Ionen an Eisen(II)sulfid aufgezeigt werden. Ebenso das Eisen(II)sulfid ein sehr guter Halbleiter ist. Es eignet sich also sehr gut als Elektrodenmaterial in anorganischen Redox-Flow-Batteries. In aktuellen Arbeiten untersuchen wir den experimentellen Einsatz von Eisen(II)sulfid als alternatives Elektrodenmaterial in Lithium-Ionen-Akkus und diskutieren diesen. Hier konnten ebenso gute Ergebnisse verzeichnet werden, wie in den hier beschriebenen Versuchen mit Natriumsulfid und Natriumthiosulfat. Von diesen werden wir demnächst berichten.

Literatur:

- 1) J. Lambertz, H.-W. Schiffer, I. Serdarusic, H. Voß, Flexibilität von Kohle- und Gaskraftwerken zum Ausgleich von Nachfrage- und Einspeiseschwankungen, 2012, Energiewirtschaftliche Tagesfragen, 62/7, 16-20, im Internet: www.et-energieonline.de/Portals/0/PDF/zukunftsfragen_2012_07_lambertz.pdf

- 2) *P. Kurzweil, O. K. Dietlmeier*, Elektrochemische Speicher – Superkondensatoren, Batterien, Elektrolyse-Wasserstoff, Rechtliche Grundlagen, *Springer, Wiesbaden, 2015*, S. 343
- 3) *M. Kaltschmitt, W. Streicher und A. Wiese*, Erneuerbare Energien - Systemtechnik, Wirtschaftlichkeit, Umweltaspekte, *Springer, Berlin-Heidelberg, 2006*
- 4) *M. Sterner, I. Stadler*, Energiespeicherung – Bedarf, Technologien, Integration, *Springer, Berlin-Heidelberg, 2014*, S. 282f
- 5) *P. Bieker, M. Winter*, Was braucht man für eine Super-Batterie?, 2016, Chem. Unserer Zeit 50, 26-33
- 6) *P. Bieker, M. Winter*, Lithium-Ionen-Technologie und was danach kommen könnte, 2016, Chem. Unserer Zeit 50, 172-186
- 7) *A. Z. Weber, M. M. Mench, J. P. Meyers, P.N. Ross, J. T. Gostick, Q. Liu*, Redox flow batteries: a review., 2011, Appl Electrochem 41, 1137-1164
- 8) [a] *A. Gillhuber*, Eine Woche Strom für 40 Häuser?, 2014, im Internet unter <http://www.elektroniknet.de/power/energiespeicher/artikel/111844/>
 [b] *A. Gillhuber*, Leistungs- vs. Energiebatterie – der feine Unterschied, 2014, im Internet unter <http://www.elektroniknet.de/power/energiespeicher/artikel/111844/1/>
 [c] *A. Gillhuber*, Energiespeicher Chance für Energiewende, 2014, im Internet unter <http://www.elektroniknet.de/power/energiespeicher/artikel/111844/2/>
- 9) *Focus*, ‚Neues Zeitalter‘: Investoren bestellen 25.500 Flusszellen-Elektroautos für 3,1 Milliarden Euro, 2018, im Internet: https://www.focus.de/auto/elektroauto/nanoflowcell-quantino-neues-zeitalter-investoren-bestellen-25-000-flusszellen-elektroautos-fuer-3-2-milliarden-euro_id_9090446.html
- 10) *B. Huskinson, S. Nawar, M. R. Gerhardt, M. Aziz*, Novel Quinone-Based Couples for Flow-Batteries, 2013, ECS Transactions 57 (7), 101-105
- 11) *B. Huskinson, M. P. Marshak, S. Changwon, E. Süleyman, M. R. Gerhardt, C. J. Galvin, X. Chen, A. Aspuru-Guzik, R. G. Gordon, M. Aziz*, A metal-free organic – inorganic aqueous flow-battery, 2014, Nature Vol. 505, 195-198
- 12) *B. Yang, L. Hooper-Burkhardt, F. Wang, G. K. S.Prakash, S. R. Narayanan*, An Inexpensive Aqueous Flow Battery for Large-Scale Electrical Energy Storage Based on Water-Soluble Organic Redox Couples, 2014, ESC 161(p), A1371-A1380
- 13) *D. Rosenberg, K. Dick, S. Gudenschwager, M. Busker, W. Jansen*, Organic (Redox-Flow-)Batteries using compounds out of bark and peat as well as humic acids, 2019, WJCE 7 (2), 145-152
- 14) *D. Rosenberg, S. Pansegrau, M. Wachholz, A. Köppen, M. Busker, W. Jansen*, Organic Redox-Flow Batteries Using Hair Dyes and Pharmaceuticals, 2018, WJCE 6 (1), 63-71
- 15) *D. Rosenberg, D. Koring, S. Pansegrau, A. Rehling, M. Busker, W. Jansen*, Redox-Flow-Batteries – Organische Batterien mit Farbstoffen, 2018, MNU 71 (1), 29-36

- 16) *D. Rosenberg, S. Pansegrau, W. Wachholz, A. Rehling, M. Busker, W. Jansen*, Redox-Flow-Batterien – Organische Batterien mit Zukunftsperspektiven, 2017, ChemKon, 24/4, 327-342
- 17) *D. Rosenberg, S. Pansegrau, M. Busker, W. Jansen*, Energiespeicherung in organischen Redox-Flow-Batteries mit dem roten Farbstoff in Henna, 2017, Nachrichten aus der Chemie 65 (2), 167-171
- 18) *H. Helms, J. Ristau, H. Kunz, W. Jansen*, Niedertemperatur-Zink-Schwefel-Batterie, 2000, Monatshefte für Chemie 131, 165-174

Autoren-Kurzbiographien:

Dominique Rosenberg ist wissenschaftliche Mitarbeiterin im Arbeitskreis der Chemiedidaktik der Europa-Universität Flensburg. Sie studierte an der Universität Flensburg BA Vermittlungswissenschaften und MA of Education die Fächer Chemie und Wirtschaft/ Politik. Im Juni 2017 promovierte sie auf dem Gebiet der Redox-Flow-Batteries zur Energiespeicherung als Thema des Chemieunterrichts.

Prof. em. Dr. Walter Jansen, Jahrgang 1938, ist emeritierter Professor für Didaktik der Chemie an der Universität Oldenburg und Lehrbeauftragter der Abteilung Chemie und ihre Didaktik der Universität Flensburg. Es ist Ehrenmitglied der Fachgruppe Chemieunterricht der Gesellschaft Deutscher Chemiker.

Dr. Maike Busker hat Chemie und Mathematik für das Lehramt an Gymnasien an der Universität Oldenburg studiert und dort im Bereich Chemiedidaktik promoviert. Nach ihrer Tätigkeit als Post-Doc am IPN in Kiel war sie von 2010-2016 Juniorprofessorin an der Universität Flensburg. Nach einer kurzen Tätigkeit als wissenschaftliche Mitarbeiterin an der Universität Hamburg ist sie im März 2017 zur Professorin für Chemie und ihre Didaktik an der Europa-Universität Flensburg ernannt worden.