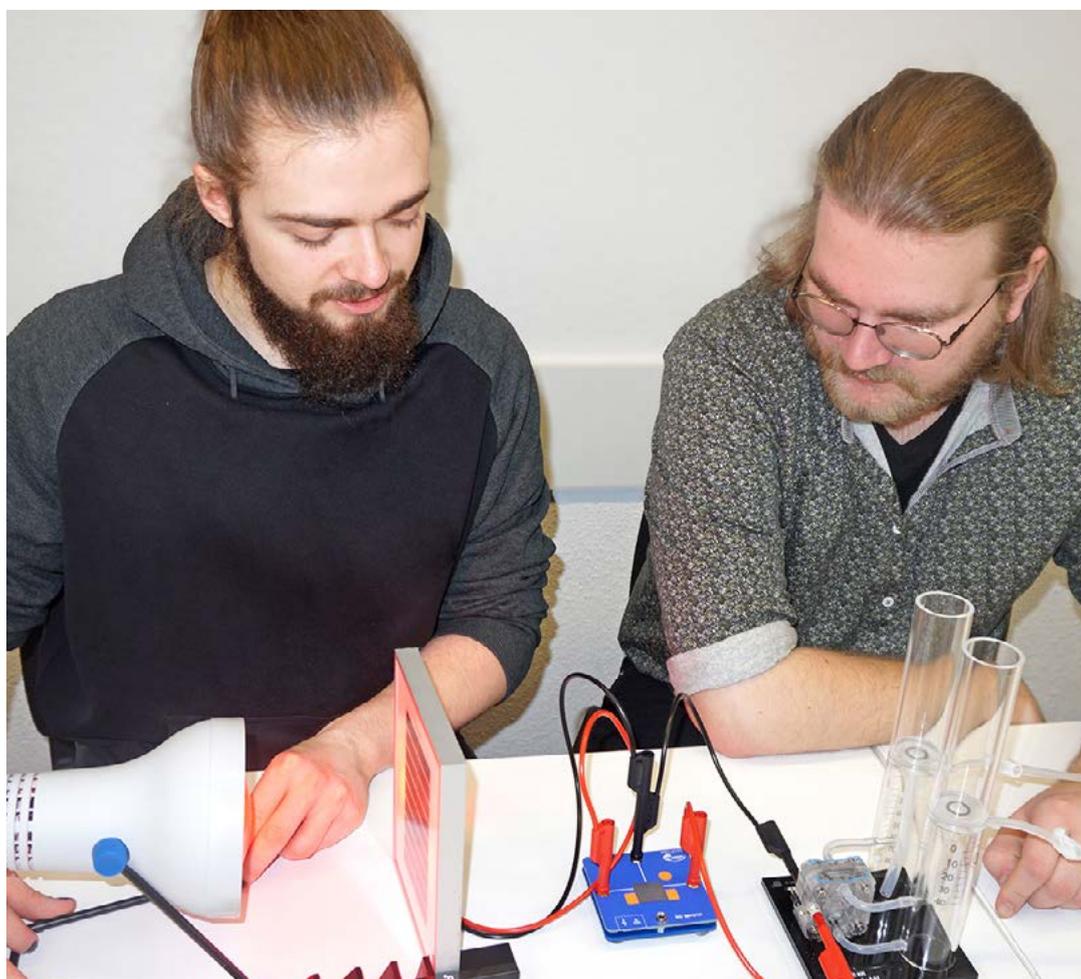


leXsolar-H₂ Ready-to-go 3.0

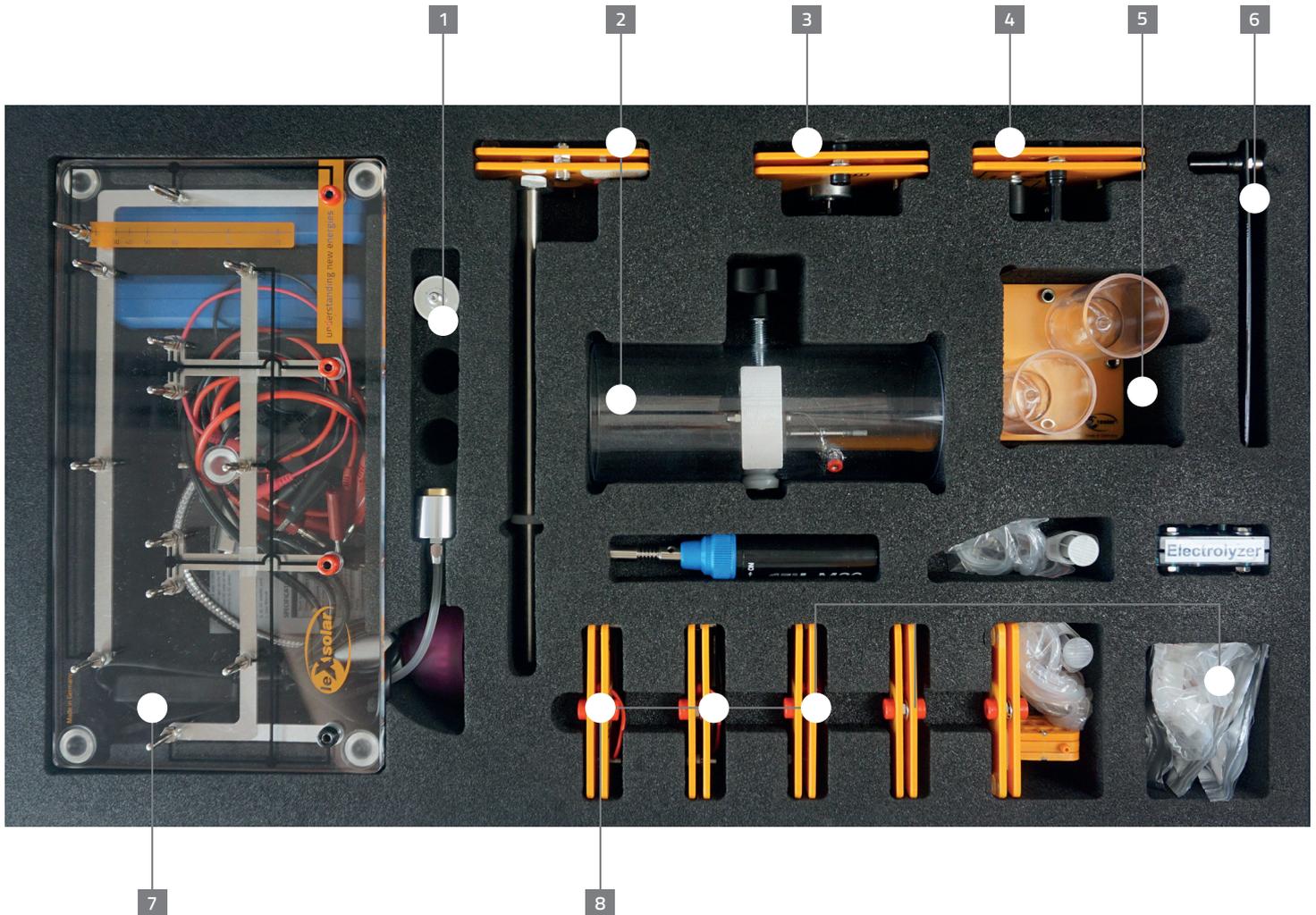


Experimentierhandbuch



www.lexsolar.de/feedback

Layout diagram leXsolar-H₂ Ready-to-go 3.0
 Item-No.1224
 Bestückungsplan leXsolar-H₂ Ready-to-go 3.0
 Art.-Nr.1224



- | | |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>1 1x 1200-18 H2 Storage + 2x optional expansions
1x 1200-18 H2 Storage + 2x optionale Erweiterung</p> <p>2 1x 1218-01 SOFC-Fuel cell module
1x 1218-01 SOFC-Brennstoffzellenmodul</p> <p>3 1x 1100-27 Motor module with L2-02-017 Yellow propeller
1x 1100-27 Motormodul ohne Getriebe mit L2-02-017 Luftschraube (Propeller) gelb</p> <p>4 1x 1100-23 Potentiometer module
1x 1100-23 Potentiometermodul</p> <p>5 1x 1213-01 Gas storage module
1x 1213-01 Gasspeichermodul</p> <p>6 1x 1100-31 Solar panel 2.5 V, 420 mA
1x 1100-31 Solarmodul 2.5 V, 420 mA</p> | <p>7 1x 1100-19 Base unit large
1x 1100-19 Grundeinheit groß</p> <p>8 3x1218-02 PEM-Fuel cell module
3x1218-02 PEM-Brennstoffzellenmodul</p> |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

Version number
 Versionsnummer

L3-03-328_24.10.2022

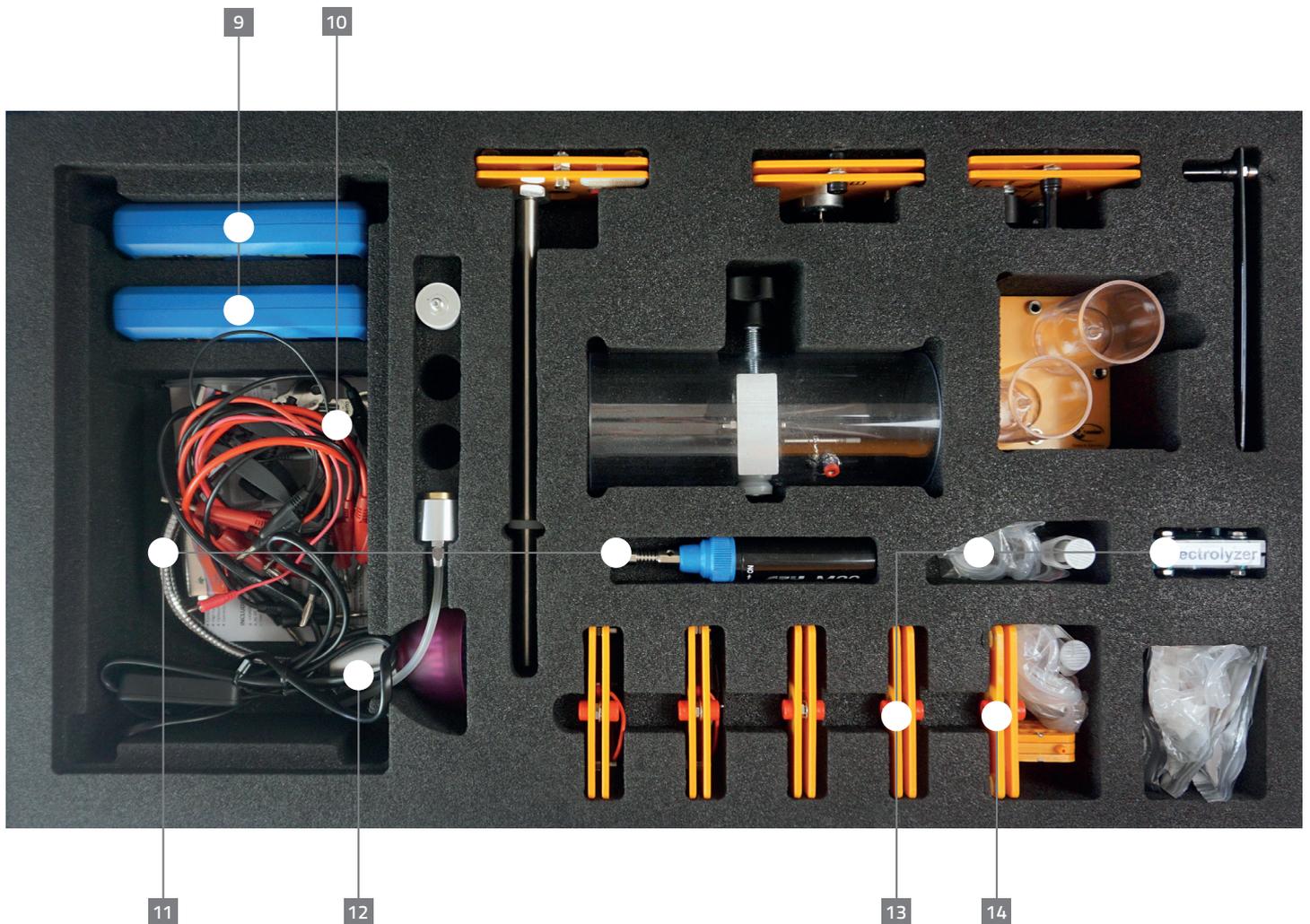


Layout diagram leXsolar-H₂ Ready-to-go 3.0

Item-No.1224

Bestückungsplan leXsolar-H₂ Ready-to-go 3.0

Art.-Nr.1224



- 9** 2x L2-06-011 Digital multimeter
2x L2-06-011 Digitalmultimeter
- 10** 2x L2-06-012/013 Test lead black/red 25 cm
2x L2-06-012/013 Messleitung schwarz/rot 25 cm
1x L2-06-014/015 Test lead black/red 50 cm
1x L2-06-014/015 Messleitung schwarz/rot 50 cm
- 11** 1x L2-06-133 Gas burner small with optional gas storage
1x L2-06-133 Gasbrenner klein mit optionaler Gasspeicherung
- 12** 1x L2-04-022 Lamp with table clamp
1x L2-04-022 Lampe mit Tischklemme
- 13** 1x 1218-03 Electrolyzer module 2.0
1x 1218-03 Elektrolyseurmodul 2.0
- 14** 1x 1700-01 Ethanol fuel cell module
1x 1700-01 Ethanol-Brennstoffzellenmodul

leXsolar-H₂ Ready-to-go

(Item No.: 1224)

Lehrerheft

I Theoretische Grundlagen	5
1. Einleitung	5
2. Geschichtliche Hintergründe	6
3. Herstellung von Wasserstoff	7
4. Grundlagen der Elektrochemie	10
5. Elektrolyse	14
6. H ₂ Transport und Lagerung	19
8. Die Brennstoffzellentechnologie	23
II. Allgemeine Informationen zum Experimentiersystem	31
Bestandteile und Handhabung	31
Betrieb des Elektrolyseurs	36
Betrieb der PEM-Brennstoffzelle	38
Betrieb H ₂ -Charger und H ₂ -Storage	39
Betrieb der Festoxidbrennstoffzelle (SOFC)	42
III. Experimentiersektion	43
1. Kennlinie des Solarmoduls	44
2.1 Eigenschaften eines Elektrolyseurs	46
2.2 Kennlinie des Elektrolyseurs	47
2.3 FARADAY- und Energiewirkungsgrad des Elektrolyseurs	49
2.4 Herleitung des 1. FARADAYschen Gesetzes	51
3.1 Eigenschaften einer PEM-Brennstoffzelle	54
3.2 Kennlinie der PEM-Brennstoffzelle	56
3.3 FARADAY- und Energiewirkungsgrad der PEM-Brennstoffzelle	59
3.4 Reihen- und Parallelschaltung von PEM-Brennstoffzellen	61
4.1 Funktionsweise einer Ethanol-Brennstoffzelle	64
4.2 Kennlinie einer Ethanol-Brennstoffzelle	66
4.3 Temperaturabhängigkeit der Leistung einer Ethanol-Brennstoffzelle	68
4.4 Konzentrationsabhängigkeit der Leistung einer Ethanol-Brennstoffzelle	70
5.1 Betreiben des Motors mit der SOFC Brennstoffzelle	72
5.2 Eigenschaften der Festoxidbrennstoffzelle	73
5.3 U-I Kennlinie der Festoxidbrennstoffzelle	75

I Theoretische Grundlagen

1. Einleitung

Die Auswirkungen des menschengemachten Klimawandels und die zukünftige Verknappung an fossilen Rohstoffen bestimmen die Gesellschaft, Industrie und Politik immer mehr. Um die katastrophalen Folgen der Erderwärmung zu begrenzen und den Planeten Erde auch für zukünftige Generationen als bewohnbaren und lebenswerten Ort zu hinterlassen, wird von führenden Industrienationen das Ziel der klimaneutralen Energieproduktion (Net Zero Emissions, NZE) bis 2050 gestellt. [1]

Die Technologien zur Herstellung, Speicherung und Nutzung von Wasserstoff stellen ein wichtiges Instrument dar, die auf fossilen Rohstoffen basierenden Industriezweige neu und nachhaltig zu gestalten. Wasserstoff ist das am häufigsten vorkommende Element des Universums. Auf der Erde kommt er meist in Form von Verbindungen wie Wasser oder kurz- und langkettigen Kohlenwasserstoffen vor. Er muss also zur wirtschaftlichen Nutzung erst aufgearbeitet werden. Dabei wird Wasserstoff nach der Art der Herstellungsverfahren in folgende Kategorien eingeteilt: [2]

- Grüner Wasserstoff: Hergestellt durch Elektrolyse von Wasser, der Strom für die Elektrolyse kommt komplett aus erneuerbaren Energien
- Gelber Wasserstoff: Hergestellt durch Elektrolyse von Wasser, der Strom für die Elektrolyse stammt aus Kernenergie
- Blauer Wasserstoff: Hergestellt durch Dampfreformierung von Methan mit anschließender Kohlenstoffabsorption und Lagerung, wenig Kohlenstoffemissionen bei der Herstellung
- Türkiser Wasserstoff: Hergestellt durch Pyrolyse mit Rußentstehung als Nebenprodukt, wenig Kohlenstoffemissionen bei der Herstellung
- Grauer Wasserstoff: Hergestellt durch Dampfreformierung von Methan ohne Kohlenstoffabsorption, Hohe Treibhausgasemissionen

*(Erneuerbarer (engl. renewable) Wasserstoff: Synonym für grünen Wasserstoff
Clean Hydrogen: Synonym für grünen Wasserstoff)*

Physikalische und technische Eigenschaften von Wasserstoff. [3]

Name, Symbol, Ordnungszahl	Wasserstoff, H, 1
Aggregatzustand, Elementkategorie	Gasförmig, Nichtmetall, farbloses Gas
Dichte, Siedepunkt, Schmelzpunkt	0,09 kg/m ³ (273K), 21,2 K, 14 K
Isotope	Deuterium, Tritium
Oxidationszustände	-1, 0, +1
Elektronegativität (Pauling Skala)	2,2
Brennwert	141,8 MJ/kg, 12,7 MJ/m ³
Heizwert	≈85 % → 3 kWh/m ³ = 11 MJ/m ³
Elektronenkonfiguration	1s ¹

Tabelle 1: Eigenschaften Wasserstoff

2. Geschichtliche Hintergründe

Mitte des 18. Jahrhunderts wurde das Gas Wasserstoff durch den britischen Naturwissenschaftler Henry Cavendish erstmal beschrieben. Er übergoss verschiedene Metalle mit Säuren und nannte das dabei entstehende Gas aufgrund seiner Brennbarkeit "brennbare Luft". Folgende Tabelle soll einen Überblick der verschiedenen Meilensteine auf dem Weg zu unserem heutigen Verständnis vom Element Wasserstoff und der Wasserstoffwirtschaft, geben. [4,5]

Tabelle 2: Historie Wasserstoff

1766	Henry Cavendish, Herstellung von Wasserstoff über die Reaktion von Zinn, Zink, Eisen mit Schwefelsäure. Er bezeichnet seine Entdeckung als „brennbare Luft“.
1774	Carl Wilhelm Scheele und Joseph Priestley finden ein Gas, welches Bestandteil der Luft ist und nennen es „Feuerluft“.
1787	Antoine Lavoisier bezeichnet die Entdeckung der „Feuerluft“ als <i>oxygen</i> und die Entdeckung der „brennbaren Luft“ als <i>hydrogen</i> .
Ab 1800	Anwendung von Wasserstoff als Leuchtgas/Stadtgas bis 1950/60 danach verdrängt durch das billigere Erdgas.
1808	In London brennen die ersten Straßenlaternen mit Leuchtgas/Stadtgas (50 % H ₂ , 30 % CH ₄ , 10 % CO u.a.).
1842	William Robert Grove führt mit seiner „Gas-Chain“ das Prinzip der Brennstoffzelle ein.
1918	Haber-Bosch-Verfahren, großtechnische Ammoniaksynthese. Herstellung von Düngemitteln und Sprengstoffen ohne Salpeter aus Chile.
1930er	Steam Methan Reforming wird etabliert.
1937	Pabst von Ohain: Test eines Strahltriebwerkes mit Wasserstoff als Brennstoff.
1960er	Wasserstoff als Treibstoff für Raketen in der Raumfahrt.
20 Jh.	Erdgas, Erdöl, Kernenergie gelten als billig und immer verfügbar bis zur Ölkrise 1973 – ab dann rückt Wasserstoff wieder in den Vordergrund.
1970er- 80er	Die Ölkrise und die Reaktorkatastrophe von Tschernobyl brachte abermals wieder Bewegung in die Wasserstoffwirtschaft. Das Bewusstsein für Umwelt und Nachhaltigkeit der Rohstoffketten steigt.
Ab 2002	Preise für Erdöl/Erdgas steigen immer weiter.
2020	Die Bundesregierung führt die Nationale Wasserstoffstrategie ein.

3. Herstellung von Wasserstoff

Wasserstoff wird heute sehr oft als eine saubere Energiequelle verstanden. Allerdings können die Anwendungsmöglichkeiten eines Energieträgers nur so umweltverträglich bzw. nachhaltig sein, wie es die unterschiedlichen Herstellungsverfahren zulassen. [6]

Heutzutage werden ca. 90 Mt Wasserstoff produziert (Stand 2019), davon 60% aus Erdgas. Nur 2% der weltweiten Wasserstoffproduktion basiert auf Elektrolyseverfahren. [7]

Auch wenn das Prinzip der Elektrolyse ein sehr einfaches ist (Spaltung von Wasser durch elektrische Energie), so ist es aufgrund des hohen Energieaufwandes ein teureres Verfahren im Vergleich zu den etablierten petrochemischen Produktionsanlagen. Großtechnisch wird Wasserstoff also zurzeit hauptsächlich aus fossilen Rohstoffen durch das Verfahren der Dampfreformierung (Steamreforming) und der partiellen Oxidation gewonnen. [6]

Außerdem ist Wasserstoff ein Nebenprodukt in anderen technischen/chemischen Verfahren wie z.B. der Isomerisierung/Aromatisierung oder der Chlor-Alkali-Elektrolyse.

Dampfreformierung/ Steamreforming

Dampfreformierung bezeichnet allgemein die Umsetzung von Kohlenwasserstoff mit Wasser, wobei als Produkte Kohlenstoffmonoxid und Wasserstoff entstehen. Im Speziellen ist die Dampfreformierung von Methan (steam methane reforming, SMR) das gängigste Verfahren der Wasserstoffproduktion. Das Methan stammt dabei hauptsächlich aus Erdgas. Durch das (noch) billige Erdgas und die gut optimierte Reaktorstruktur ist das SMR die derzeit günstigste Methode zur Herstellung von Wasserstoff: [8]

Reaktionsgleichung: $CH_4(g) + H_2O \leftrightarrow CO(g) + 3H_2(g)$

Diese Reaktion ist stark endotherm. Die Umsetzung des Erdgases findet deshalb in gasbeheizten Röhrenöfen statt, in die ein Katalysatorbett aus Nickel eingebracht ist. Die Reaktoren bestehen aus Edelstahl, um den Temperaturen (bis 1000°C) und hohen Drücken (20-40 bar) bei dem Prozess standzuhalten.

Alternativ zu Methan können auch Kohlenwasserstoffe mit einer Kettenlänge von C₅-C₈ eingesetzt werden. Allerdings ist zu beachten, dass durch die Verwendung von langkettigen Kohlenwasserstoffen auch automatisch mehr Verunreinigungen seitens der Edukte mit in den Prozess eingebracht werden. Diese Verunreinigungen, konkret Schwefel, können zur Vergiftung des Nickelkatalysators führen. Um dem entgegenzuwirken, müssen die Prozessparameter angeglichen werden und es wird ein Platinkatalysator eingesetzt, um den Prozess auch weiterhin wirtschaftlich führen zu können.

Die Dampfreformierung kann weiterhin mit der im Folgenden beschriebenen partiellen Oxidation kombiniert werden, um eine autotherme Prozessführung zu ermöglichen. [9,10]

Partielle Oxidation

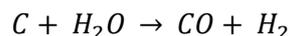
Als partielle Oxidation wird die teilweise Verbrennung von Kohlenwasserstoffen bezeichnet. Dabei wird nochmal unterschieden zwischen:

- Partielle Oxidation ohne Katalysator (nuncatalytic partial Oxidation, POX)
- Partielle Oxidation mit Katalysator (catalytic partial Oxidation, CPO)

Der Vorteil des Verfahrens liegt darin, dass durch die Verbrennung keine komplexen beheizten Reaktoren nötig sind. Nachteilig ist das niedrigere H₂-CO Verhältnis als beim Dampfreformieren, d.h. es sind wesentlich größere Reaktoren nötig, um dieselbe Menge an Wasserstoff zu produzieren. Die Partielle Oxidation ohne Katalysator findet bei sehr hohen Temperaturen statt, um sicher zu stellen, dass alle Edukte umgesetzt werden können. Außerdem sind im Anschluss an die Oxidation weitere Reinigungsschritte des Reaktors und der Produkte nötig, um den sich bildenden Ruß zu binden und zu entfernen. Die Vergasung, besonders von Schwerölfractionen, hat in den letzten Jahren an Bedeutung gewonnen, da die Nachfrage nach Schweröl rückläufig ist und diese Produkte der Erdölförderung trotzdem verarbeitet werden müssen. Die partielle Oxidation mit Katalysator findet bis ca. 800- 900°C statt. Als Katalysator dient meist Rhodium. Die Auswahl geeigneter Katalysatoren ist bei diesem Prozess besonders wichtig, da es weder zu einer Vergiftung des Katalysators durch Schwefel noch zu einer Oxidation mit Sauerstoff kommen darf. [9,10]

Kohlevergasung

Ein spezieller Fall der partiellen Oxidation ist die Kohlevergasung. Dieses Verfahren wurde bereits vor 200 Jahren angewendet, um das sogenannte „Stadtgas“ zu produzieren, welches in allen Großstädten Europas die Haupt Licht- und Wärmequelle für die Bevölkerung war, bis es in den 1950er Jahren durch das billigere Erdgas verdrängt wurde. Die Kohle wird während des Prozesses auf ca. 900°C erhitzt und gasförmig. Zusammen mit Wasserdampf erfolgt im Beisein von Luftsauerstoff die Partielle Oxidation: [6]



Weitere wichtige Begriffe im Zusammenhang mit der technischen Produktion von Wasserstoff aus fossilen Energien sind:

Synthesegas:

- Gemisch aus Wasserstoff und Kohlenstoffmonooxid, welches aus Erdgas, Erdöl und Kohle erzeugt wird
- Die Folgechemie von Synthesegas ist sehr umfangreich, es wird z.B. eingesetzt in der Ammoniaksynthese, Fischer-Tropsch Prozess, Methanisierung, Methanolsynthese

Gasreinigung

- Nach der CO Konvertierung kann noch der Schritt der Gasreinigung erfolgen, um die Reinheit der Produkte sicher zu stellen
- Man erhält am Ende Wasserstoff mit einer Reinheit von 96 %, das noch mit gebildete Methan stört bei den meisten weiteren Verwendungsmöglichkeiten nicht

Water- Gas Shift Reaktion

- Andere Bezeichnung für „Kohlenmonoxid Konvertierung“
- Entfernen von Kohlenstoffmonoxid durch die Reaktion mit Wasser

Chlor- Alkali Elektrolyse

Chlor ist einer der wichtigsten Grundstoffe in der chemischen Industrie. Ein wesentlicher Grund dafür ist die Reaktivität des Chlors. Es wird direkt verwendet zu Wasserchlorung, zur Zellstoffbleiche oder bei der Polymerisation zu Polyvinylchlorid (PVC). Daneben spielt Chlor eine Rolle bei der Herstellung von Epichlorhydrin (Pestizide, Epoxidharze), Lösungsmitteln, Chlormethan (Silikonkleber, Farben, Kosmetika), PTFE, Isocyanaten (Polstermaterial, Isolierungen). Die Gesamtproduktion von Chlor betrug im Jahre 2021 ca. 90 Mt. [11, 12]

Chlor wird hauptsächlich aus Natriumchlorid (NaCl) hergestellt, aber auch aus anderen Salzen oder durch Salzsäureelektrolyse. Die Hauptverfahren der Chlor- Alkali Elektrolyse sind:

- Das Diaphragmaverfahren
- Das Membranverfahren
- Das Amalgamverfahren

Verfahren	Vorteile	Nachteile
Diaphragma	Geringe Anforderungen an Solequalität. Geringer spezifischer Energieverbrauch.	Gebrauch von Asbestdiaphragmen. Hoher Wärmebedarf für NaOH Aufkonzentration. Geringe NaOH Reinheit. Empfindlich gegenüber Druckschwankungen in der Zelle.
Amalgam ¹	50%ige NaOH direkt aus der Zelle. Hohe Reinheit von Cl ₂ und H ₂ . Einfache Solreinigung.	Gebrauch von Quecksilber. Hohe Reinheitsanforderungen an die Sole. Hohe Kosten für Zellbetrieb. Großer Aufwand für die Umwelttechnik Großer Raumbedarf.
Membran	Geringer spezifischer Energieverbrauch. Geringe Kapitalinvestitionen. Kostengünstiger Zellbetrieb. Hochreine NaOH Lösung. Unempfindlich gegenüber Lastwechsel und Zellabschaltung. Weiteres Potenzial für Verbesserungen.	Höchste Reinheitsanforderungen für die Sole. Hohe O ₂ Konzentrationen im Cl ₂ . Hohe Membrankosten.

Tabelle 3: Herstellungsverfahren Chlor [11]

¹ In Europa ab 2017 verboten

4. Grundlagen der Elektrochemie

Die Elektrochemie ist ein Teilgebiet der physikalischen Chemie und wird bereits seit dem 18. Jahrhundert untersucht. Historische Beispiele für elektrochemische Experimente sind die Experimente von Alessandro Volta (Voltaische Säule, 1799) und Michael Faraday (Elektrolyse) welche den Grundstein für ein neues Verhältnis für den Ablauf chemischer Reaktionen legten. Heute sind elektrochemische Verfahren grundsätzliche integrierte Bestandteile der technischen Chemie und der Verfahrenstechnik, ohne welche, die Verarbeitung und die Produktion aller weltwirtschaftlich relevanten Güter nicht möglich wäre. Beispiele hierfür wären die Produktion und Wirkungsweise von Batterien aller Art oder die Produktion von Aluminium aus Bauxit (Schmelzflusselektrolyse). Um die Rolle der Elektrolyse bei der Zersetzung von Wasser zu verstehen, ist es nötig die Grundlagen der Elektrochemie zu kennen und zu verstehen.

Jede elektrochemische Reaktion ist mit der Übertragung von Elektronen auf einen Reaktionspartner verbunden. Diese Übertragung erfolgt nicht direkt, wie bei einer normalen chemischen Reaktion, sondern über einen Elektronenleiter. Das ist der wesentliche Unterschied zwischen einer chemischen und einer elektrochemischen Reaktion.

Eine chemische Reaktion lässt sich immer anhand der Einzelreaktionen der Reaktionspartner analysieren. Läuft diese Reaktion unter Elektronenabgabe, bezeichnet man diesen Reaktionsschritt als Oxidation. Die Elektronenaufnahme wird als Reduktion bezeichnet. Die Gesamtreaktion ist also eine Kombination aus Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme (Oxidation und Reduktion), wird als Redoxreaktion bezeichnet.

Beispiel: Historisches Thermitschweißen (Verschweißen von Bahnschienen)



Das historische Thermitschweißen ist eine chemische Reaktion, die Reduktion und die Oxidation laufen nicht räumlich getrennt ab.

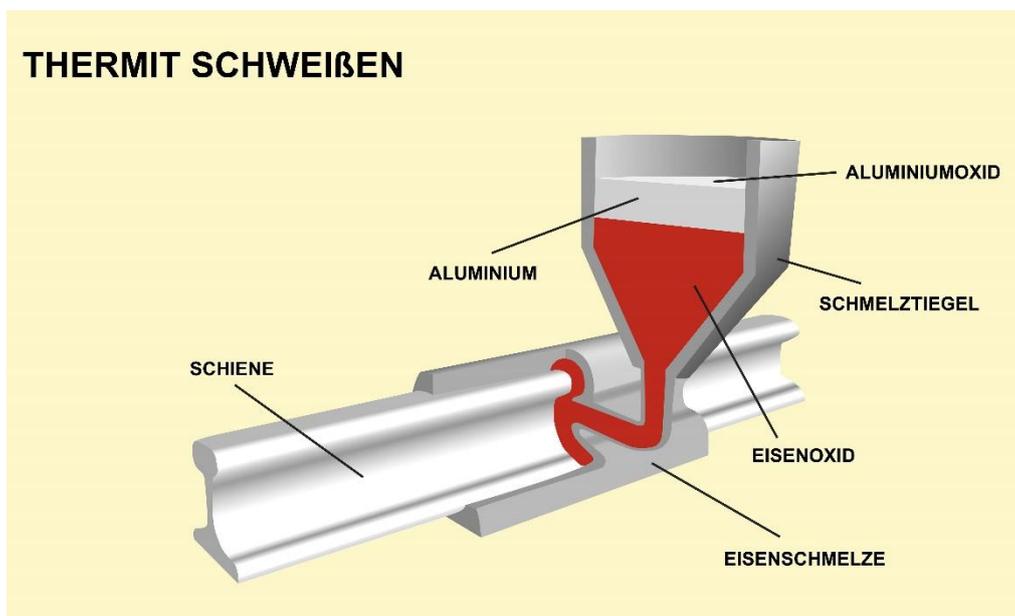


Abbildung 1: Historisches Thermitschweißen

Alle Verbindungen, die an einer chemischen/elektrochemischen Reaktion beteiligt sind haben eine unterschiedliche Affinität zur Elektronenaufnahme bzw. -abgabe, die im Atomaufbau begründet liegt. Ein Reaktionspartner ist also immer bestrebt Elektronen aufzunehmen und der jeweils andere, sie abzugeben. Die Folge ist ein Elektronenfluss vom elektronenabgebenden Reaktionspartner (Reduktionsmittel) zum elektronenaufnehmenden Reaktionspartner (Oxidationsmittel).

Die Differenz zwischen den unterschiedlichen Affinitäten bezeichnet man als Potential. Da es sich um Oxidations- bzw. Reduktionsschritte handelt, als Redoxpotential. Laufen Reduktion und Oxidation räumlich getrennt voneinander ab, spricht man von einer elektrochemischen Reaktion. Beide Reaktionsräume sind dabei durch ein elektronenleitendes Material verbunden, welches einen Elektronenfluss ermöglicht und damit das Verrichten elektrischer Arbeit.

Ein Beispiel für eine solche elektrochemische Reaktion ist das Daniell Element, welches von John F. Daniell im Jahr 1836 vorgestellt wurde:

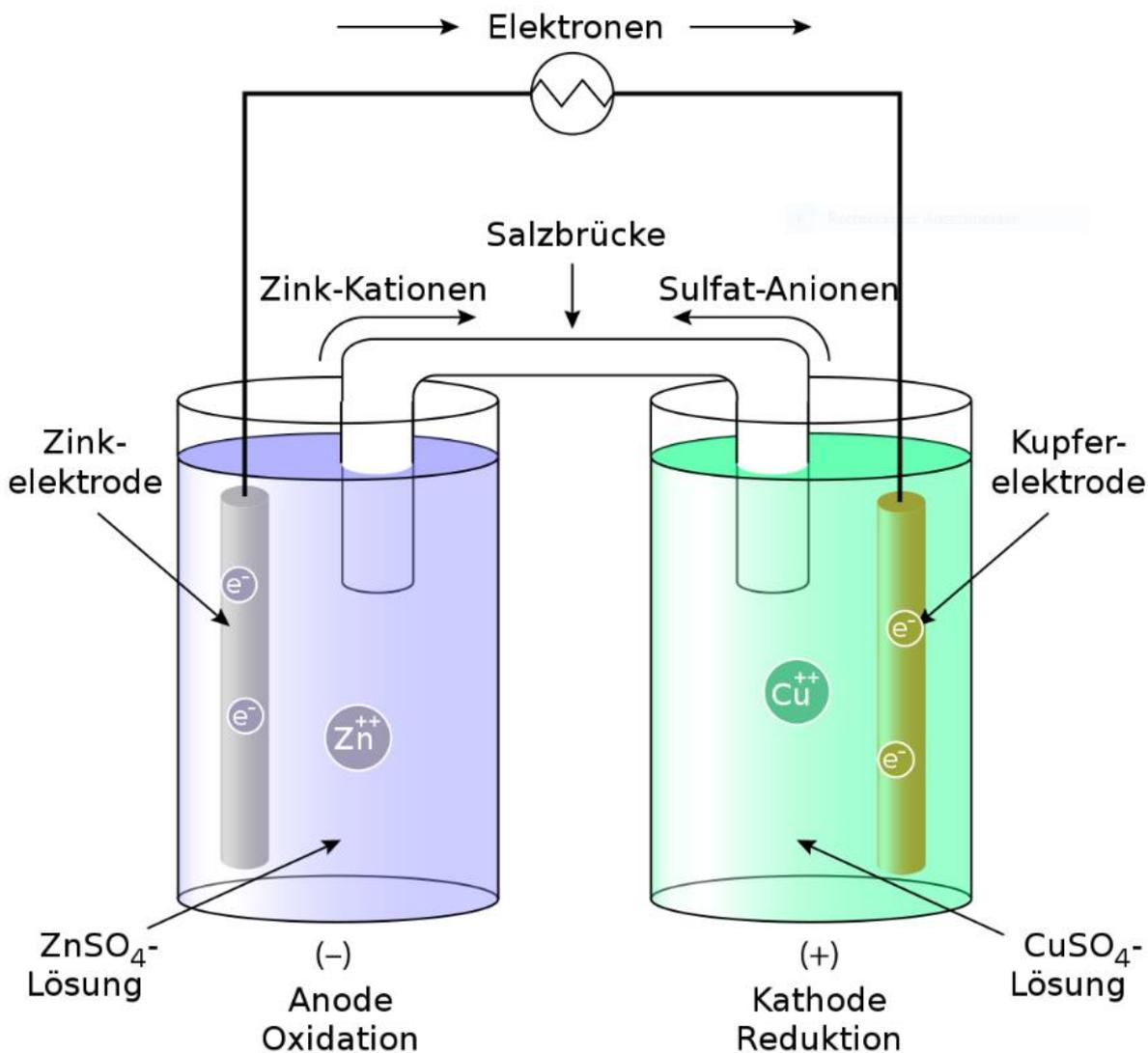
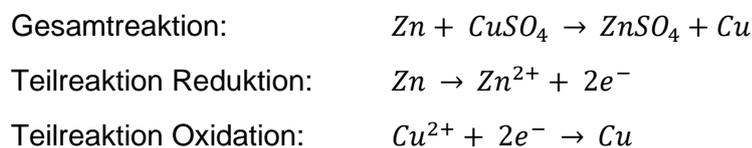


Abbildung 2: Daniell Element



Eine Zinkelektrode wird in eine Zinksulfat Lösung getaucht, eine Kupferelektrode in eine Kupfersulfatlösung. Beide Lösungen sind räumlich voneinander getrennt, sodass sich die Lösungen nicht miteinander vermischen können. Sie sind durch eine Salzbrücke (z.B. KCl) verbunden, über welche Ionen aus der jeweiligen Lösung in die andere gelangen können und die beiden Elektroden sind außerdem leitend verbunden. Die Elektronen fließen jetzt von der Zinkelektrode zur Kupferelektrode. Dieser Elektronenfluss ist messbar und kann genutzt werden. Die Zinkelektrode löst sich mit der Zeit auf, da immer mehr Zink Ionen ihre Elektronen abgeben und daraufhin in die Lösung übergehen. An der Kupferelektrode nehmen die Kupferionen in der Kupfersulfatlösung die Elektronen auf und werden zu elementarem Kupfer reduziert, welches sich an der Elektrode ablagert. Dieser Vorgang findet unter Normalbedingungen freiwillig, d.h. ohne Einfluss einer Kraft von außen statt.

Damit es zu einer elektrochemischen Reaktion kommen kann, muss es also immer einen elektronenabgebenden und einen elektronenaufnehmenden Reaktionspartner geben. Die Reaktion selbst kann entweder freiwillig stattfinden, unter Abgabe elektrischer Energie, wie im genannten Beispiel, oder nicht freiwillig, durch das Zuführen von elektrischer Energie (Bsp. Kapitel Chlor Alkali Elektrolyse).

Unabhängig davon, ob eine elektrochemische Reaktion freiwillig stattfindet, oder durch Energie von außen, wird die Elektrode, an der die Reduktion stattfindet als Kathode bezeichnet und die Elektrode, an der die Oxidation stattfindet, als Anode.

Ob eine elektrochemische Reaktion (unter Normalbedingungen) freiwillig stattfindet oder nicht, kann mit Hilfe des Standartpotentials E_0 vorausgesagt werden.

Das Standartpotential ist eine experimentell bestimmte Zellspannung (Potentialdifferenz) zwischen einer Normal-Wasserstoffelektrode (dieser wird der Wert ± 0 V zugeordnet) und der jeweiligen Bezugslektrode unter Normbedingungen. Eine Auswahl einiger Standartpotentiale befindet sich in Tabelle 3.

Element im RedoxPaar	Reaktionsgleichung	Standartpotential E°
Fluor (F)	$F_2 + 2 e^- \rightarrow 2 F^-$	+2,890 V
Sauerstoff (O)	$O_2 + 4 H^+ + 4 e^- \rightarrow 2 H_2O$	+1,299 V
Platin (Pt)	$Pt^{2+} + 2 e^- \rightarrow Pt$	+1,180 V
Eisen (Fe)	$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0,771V
Kupfer (Cu)	$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	+0,518 V
Kupfer (Cu)	$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$	+0,339 V
Wasserstoff (H)	$2H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$	± 0 V
Nickel (Ni)	$Ni^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ni$	-0,236 V
Zink (Zn)	$Zn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn$	-0,762 V
Wasser	$2 H_2O + 2 e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,828 V
Titan (Ti)	$Ti^{3+} + 3 e^- \rightarrow Ti$	-0,90 V
Magnesium (Mg)	$Mg^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mg$	-2,362 V
Natrium (Na)	$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2,714 V

Tabelle 4: Elektrochemische Spannungsreihe (Auswahl)

Die Ordnung der Redoxreaktionen nach der Größe ihrer Standardpotentiale wird auch als elektrochemische Spannungsreihe bezeichnet. Mit der Nernst'schen Gleichung ist es möglich das Redoxpotential unter anderen Reaktionsbedingungen zu errechnen:

$$E = E_0 + \frac{R * T}{z * F} * \ln \frac{c_{Ox}}{c_{Red}}$$

E	Redoxpotential
E ₀	Standardpotential
R	allgemeine Gaskonstante
T	Temperatur in K
F	Faraday Konstante
Z	Zahl der ausgetauschten Elektronen
c _{Ox/Red}	Konzentration Oxidations-/Reduktionsmittel

Die Redoxreaktion mit dem negativeren Standardpotential ist bei chemischen Reaktionen immer der elektronenliefernde Vorgang. Mit Hilfe des Standardpotentials hat man also eine Methode etabliert, gezielt elektrochemische Reaktionen zu nutzen, um elektrische Energie zu erzeugen. Das Standardelektrodenpotential bildet also das Grundgerüst zum Aufbau von:

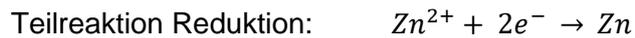
Primärelementen: nicht umkehrbaren Redoxreaktionen → Batterien (z.B. Alkali-Mangan Batterie)

Sekundärelementen: umkehrbare Redoxreaktionen, d.h. durch Zuführung elektrischer Energie kann der Ausgangszustand wieder hergestellt werden → Akkumulator

Brennstoffzellen: durch kontinuierliche Zuführung der Reduktion- und Oxidationsmittel (H₂, O₂) kann (elektr.) Energie erzeugt werden.

5. Elektrolyse

Ein chemischer Prozess, bei welchem eine Redoxreaktion durch einen elektrischen Strom erzwungen wird, nennt man Elektrolyse. Ein Beispiel für eine Elektrolyse, ist das Anlegen einer Spannung an das Daniell-Element. Dadurch kann man den Oxidations- und Reduktionsprozess vertauschen. (vgl. Abbildung 2)



Der negative Pol der Spannungsquelle muss negativer sein als das Potential der Zink Elektrode, das die Elektronen zum Zink fließen können. Die angelegte Gesamtspannung muss also mindestens so groß sein, wie das Potential des Daniell-Elements. In der Praxis ist die angelegte Spannung größer als die Mindestspannung. Man benötigt eine Überspannung um kinetische Hemmungen, Elektrodenwiderstände oder Nebenreaktionen auszugleichen. Auch für die Elektrolyse gilt, dass an der Kathode die Reduktion und an der Anode die Oxidation stattfindet. Nur ist zu beachten, dass im Unterschied zur freiwillig ablaufenden Reaktion, die Pole vertauscht sind.

Wasserelektrolyse

Der Chemiker William Nicholson und der Arzt Anthony Carlisle führten im Jahr 1800 mit Hilfe einer Voltaschen Säule eine Spaltung von Wasser durch und erhielten im Ergebnis zwei Gase im Verhältnis 2:1. Dieses erste Experiment vor über 200 Jahren legte den Grundstein für die Herstellung von Wasserstoff aus Wasser. Die technische Spaltung von Wasser wurde in der Folge immer weiterentwickelt. Mit der Gramme Maschine konnte auf die aufwendige Batteriekonstruktion verzichtet werden. Im Jahr 1888 schlug Dmitri A. Lachinow die Gewinnung von Wasserstoff und Sauerstoff aus Wasser durch Elektrolyse vor und reichte einige Patente ein. Damals mit dem Ziel, Sauerstoff in der Stahlindustrie einzusetzen. Der enorme Bedarf an elektrischer Energie machte es jedoch schwierig den mit der Zeit steigenden Bedarf an Wasserstoff zu decken. Große Elektrolyseanlagen wurde 1929 neben einem Wasserkraftwerk in Rjukan (Norwegen) fertiggestellt oder 1960 neben dem Assuan Staudamm. Mit der großtechnischen Umsetzung des Haber-Bosch Verfahrens wurde Wasserstoff endgültig als Grundstoff der chemischen Industrie etabliert. Damals, wie heute, stieß man jedoch immer wieder auf dasselbe Problem, dass enorme Mengen an Energie für die Elektrolyse von Wasser notwendig sind. [9, 13]

Vor 100 Jahren wurde das Problem dadurch „gelöst“, dass immer mehr Verfahren entwickelt wurden, um Wasserstoff aus fossilen Quellen zu gewinnen (vgl. Kapitel 3). Das war so erfolgreich, wie falsch, wie wir heute feststellen müssen. In Zeiten des Klimawandels richtet sich der Fokus wieder auf die Elektrolyse von Wasser. Die Weiterentwicklung der Energieerzeugung aus Sonne und Wind geben uns die Möglichkeit den Bedarf der Weltwirtschaft an Wasserstoff zu decken.

Die modernen Verfahren zur Wasserelektrolyse lassen sich nach der Art des verwendeten Elektrolyten einteilen:

1. Alkalische Elektrolyse
2. Hochtemperaturelektrolyse
3. Membranverfahren

Weitere Verfahren zur Wasserstoffherstellung, die sich zurzeit noch im frühen Stadium der Entwicklung befinden sind: [16]

- Biomassevergasung und -pyrolyse
- Produktion durch Microorganismen
- Photolytischer Aufschluss von Wasser
- Produktion durch photosynthetische Bakterien
- Wasserstoffproduktion durch Algen
- Produktion in Verbindung mit Atomkraft
- Thermochemische Produktion

Alkalische Elektrolyse

Alkalische Elektrolyse ist die am weitesten verbreitete und am besten entwickelte Form der technischen Elektrolyse zur Herstellung von Wasserstoff. Als Elektrolyt wird meist eine 20 %-ige bis 40 %-ige Kaliumhydroxidlösung (KOH) verwendet, in welchen Elektroden aus einer Nickellegierung eingetaucht werden. Die Prozesstemperatur beträgt 60 – 90 °C unter Normaldruck. Die Elektroden werden mit Elektrolytlösung umspült. Das entstehende Gas muss konstant abgeführt werden. Der Abstand der Elektroden sollte möglichst gering sein, um den Zellwiderstand zu verringern, allerdings wird es so auch schwerer, die entstehenden Gase abzuführen. [14] Ein Beispiel für den Aufbau eines alkalischen Elektrolyseurs bietet Abbildung 3.

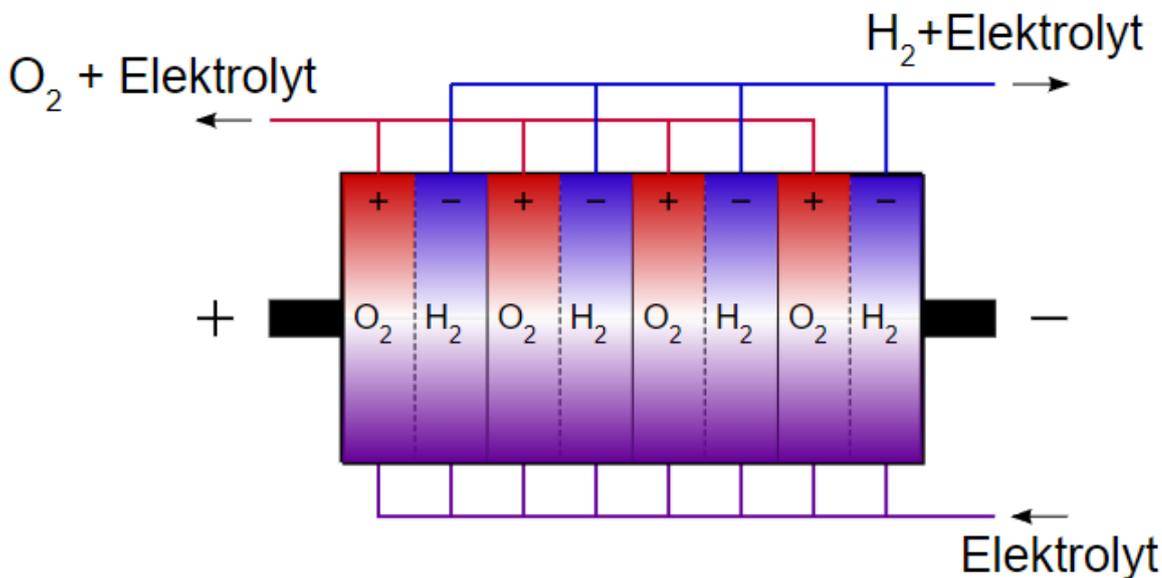
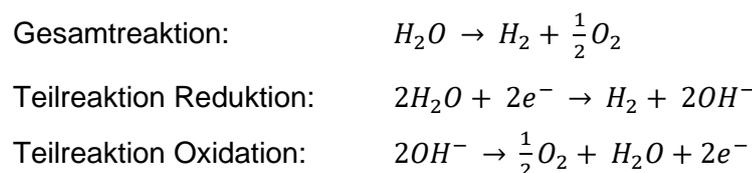


Abbildung 3: Alkalische Elektrolyse



Fest Oxid Elektrolyse

Das Prinzip der Festoxidelektrolyseurzelle ist relativ neu und wurde in den 1980er Jahren entwickelt. Es ist zu beachten, dass der Begriff der Hochtemperatur-Dampfelektrolyse (High Temperature Steam Electrolysis, HTSE) den gesamten Prozess der Wasserstoffherzeugung beschreibt und die Festoxid-Elektrolysezelle (Solid Oxid Electrolysis Cell, SOEC) nur ein Teil davon ist. Festoxid-Elektrolysezellen arbeiten im Allgemeinen bei $450^{\circ}\text{C} - 1000^{\circ}\text{C}$. Generell besteht eine solche Zelle aus drei Hauptkomponenten: einer Brennstoffelektrode, an der der Brennstoff (also Wasser) zugeführt wird; einem festen Elektrolyten; und einer Sauerstoff Elektrode. Man unterscheidet zwischen zwei Hauptbauformen für solche Elektrolysezellen, nach der Art des Elektrolyten. Es gibt protonenleitende Elektrolyte (P-SOEC) und sauerstoffionenleitende Elektrolyte (O-SOEC). [14]

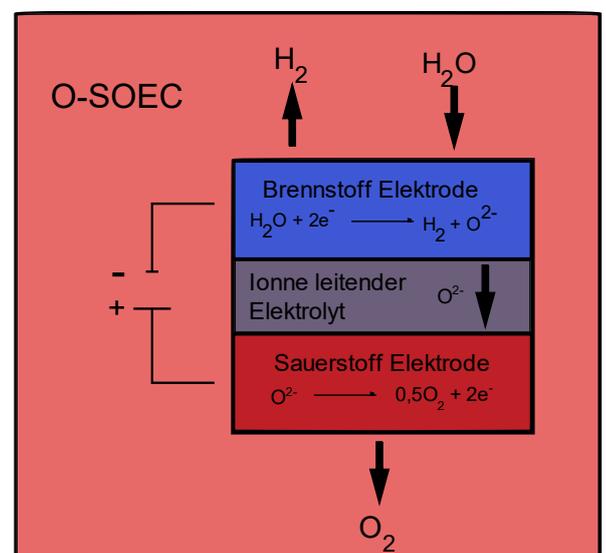
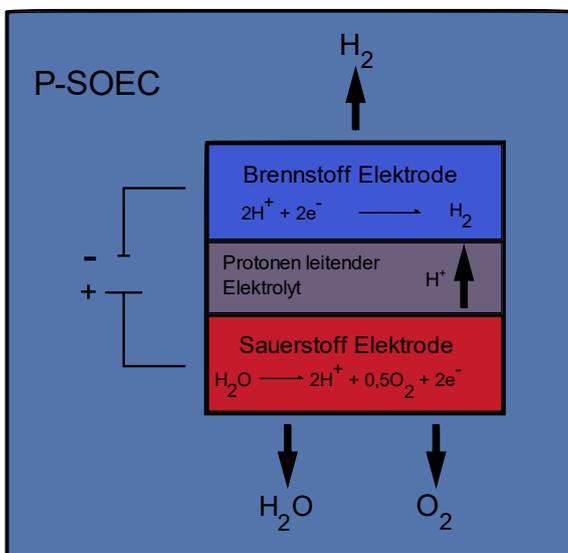


Abbildung 4: SOFC Brennstoffzelle

Membranverfahren

Die Elektrolyse mittels Polymerelektrolytmembran ist wohl das derzeit vielseitigste Verfahren zur Herstellung von Wasserstoff. Historisch geht die Nutzung von Polymeren in diesem Zusammenhang auf die US-Raumfahrt Programm und die Entwicklungen der Firma DuPont in den 1960er Jahren zurück. DuPont entwickelte eine Membran auf Basis von Polytetrafluorethan (PTFE). Das auch heute noch unter dem Markennamen Nafion® bekannte Polymer ist selektiv leitend für Protonen oder andere Kationen. Anionen dagegen können die Membran nicht passieren.

Neben PTFE wurden Polymermembranen häufig auch auf Basis von Polyetheretherketon (PEEK) hergestellt. Diese haben den Vorteil, dass sie ohne das umweltschädliche Fluor hergestellt werden können. Sie haben jedoch nicht die chemische Beständigkeit von PTFE.

Alle Polymermembranen haben in der Regel eine Dicke von 50- 250 µm und dienen aufgrund ihrer protonenleitenden Eigenschaft als fester Elektrolyt bei der Elektrolyse von Wasser. Dabei kann eine Effizienz von bis zu 80% bei 1 A cm⁻² erreicht werden. Zur Elektrolyse wird destilliertes Wasser (oder Süßwasser) eingesetzt. Der Einsatz von Salzwasser führt zur Korrosion wichtiger Anlagenelemente.

Anders als bei der alkalischen Elektrolyse ist es möglich den PEM Elektrolyseur auch umgekehrt als Brennstoffzelle zu betreiben. [14]

Vorteile	Nachteile
Keine korrosiven Elektrolyte	Teure Herstellung der Membran
Prozess bei hohen Strömen möglich	Saure Polymere immer schlecht für Langlebigkeit
Prozess bei hohem Druck möglich	Dimensionierung und Zellaufbau komplex = teuer
Sehr hohe Reinheit der Produkte	
Kann auch gut mit inkonsistenten Energiequellen betrieben werden	
Vielseitig und kompakt auch in kleinen Anlagen einsetzbar	

Tabelle 5: Vor- und Nachteile Membranverfahren

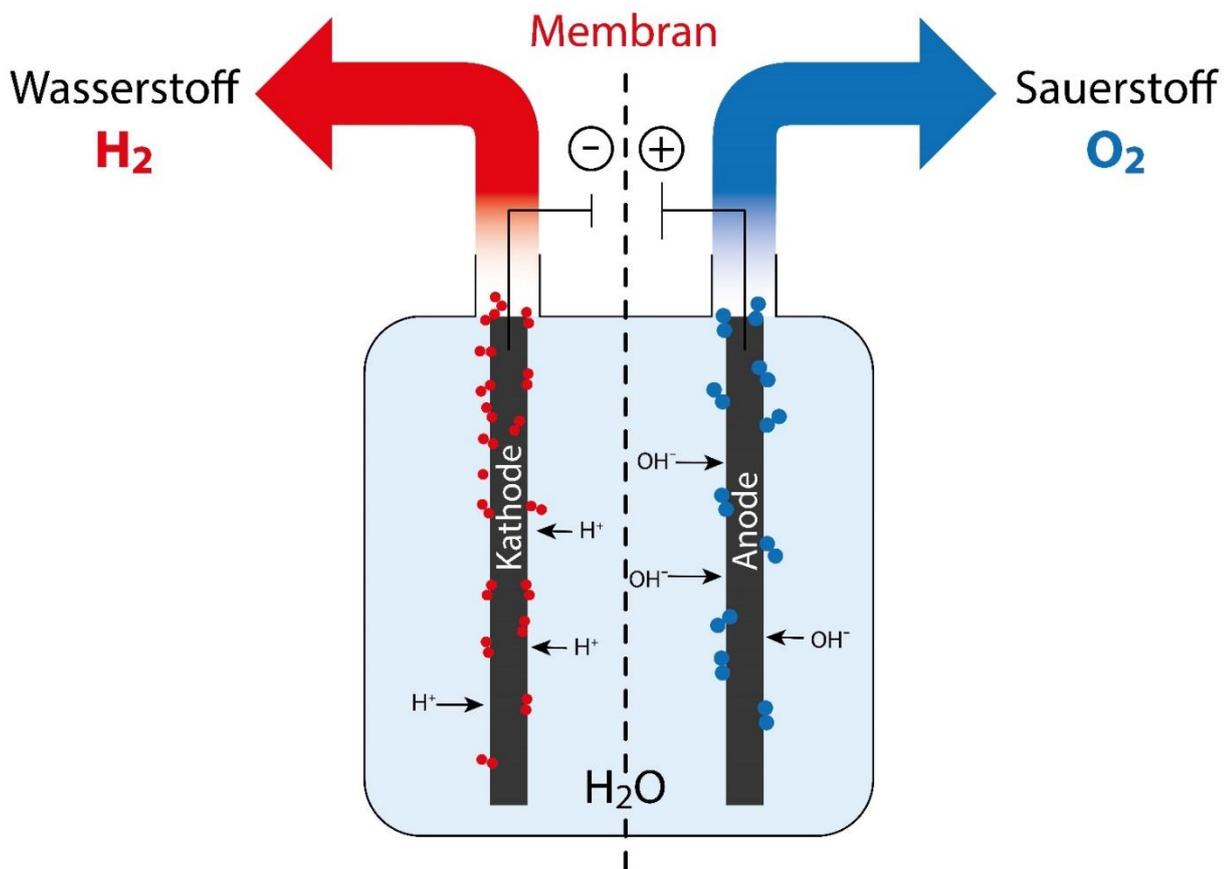


Abbildung 5: Membranverfahren

Tabelle 6: Vergleich der Elektrolysemethode [14]

	Alkalische Elektrolyse			PEM Elektrolyse (Poly Elektrolyt Membran)			SOEC Elektrolyse (Festoxidelektrolyse Zelle)		
	Heute	2030	Langfristig	Heute	2030	Langfristig	Heute	2030	Langfristig
Effizienz (%)	63-70	65-71	70-80	56-60	63-68	67-74	74-81	77-84	77-90
Prozessdruck (bar)	1-30			30-80			1		
Prozess-temperatur (°C)	60-80			50-80			650-1000		
Stack Lebensdauer (h)	60.000 - 90.000	90.000 - 100.000	100.000 - 150.000	30.000 - 90.000	60.000 - 90.000	100.000 - 150.000	10.000 - 30.000	40.000 - 60.000	75.000 - 100.000
Lastbereich (% , relativ zur Nennleistung)	10 - 110			0 - 160			20 - 100		
Anlagengröße (m ² /kW _e)	0,095			0,48					
Kapitalaufwand (USD/kW _e)	500 - 1400	400 - 850	200 - 700	1100 - 1800	650 - 1500	200 - 900	2800 - 5600	800 - 2800	500 - 1000

6. H2 Transport und Lagerung

Die Speicherung und die Verteilung von Wasserstoff effizient und fair zu gestalten ist ein wichtiger Teilaspekt auf dem Weg zur Realisierung eines europaweiten (weltweiten) neuen Wirtschaftszweiges. Während in der Vergangenheit immer die nachhaltige Produktion bzw. die wirtschaftliche Nutzung im Vordergrund der politischen und industriellen Entwicklung stand, müssen für die zukünftig produzierten enormen Volumina Wege zum energetisch effizienten Lagern und Handeln der Ware Wasserstoff gefunden werden. Dafür bieten sich bereits etablierte Methoden an, welche durch den Umgang mit Erdgas oder anderen technischen Gasen bekannt sind.

Lagerungsmöglichkeiten			
Chemische Speicherung	Metallhydrid-speicher	Stationär und Mobil	 <p>Abbildung 6: Metallhydridspeicher</p>
	H2 Verbindungen	Bestehende Infrastruktur	 <p>Abbildung 7: Speicherung mittels H2 Verbindung</p>
Flüssig-speicherung	Kryo-speicherung	Mobil	 <p>Abbildung 8: H2 LKW-Transport</p>
		Stationäre Großspeicher	 <p>Abbildung 9: H2 Großspeicher</p>

Lagerungsmöglichkeiten			
Druck- speicherung	Gasspeicher	Erdgaslagerstädte/ Salzkaverne	 <p>Abbildung 10: H₂ Kavernenspeicher</p>
		Stationär und Mobil	 <p>Abbildung 11: H₂ Gasspeicher</p>
Verteilung			
Land		LKW	 <p>Abbildung 12: H₂ LKW-Transport</p>
		Pipeline	 <p>Abbildung 13: H₂ Pipeline</p>
Wasser		Schiff	 <p>Abbildung 14: H₂ Tankschiff</p>
		Pipeline	 <p>Abbildung 15: H₂ Unterseepipeline</p>

Tabelle 7: Lagerung und Verteilung von Wasserstoff [5]

7. Verwendung von Wasserstoff

Für Wasserstoff gibt es schon seit 50 Jahren zahlreiche Anwendungsmöglichkeiten in der Industrie und Energiewirtschaft. Durch das größere Bewusstsein der Menschen für den globalen Klimawandel rücken diese Technologien immer weiter in den Focus und es werden die Möglichkeiten der Nutzung zur Elektrifizierung, als Energiespeicher oder zur Treibstoffherstellung immer weiterentwickelt. Nachfolgend soll eine kurze Übersicht zu den verschiedenen Nutzungsmöglichkeiten gegeben werden. [17]

1. *Wasserstoff als Energieträger*

Die Tatsache, dass Wasserstoff auf der Erde nur gebunden vorkommt und erst durch geeignete Technologien hergestellt werden muss, macht ihn zum Energieträger. Sei es durch die Herstellung mittels erneuerbarer Energien oder industrielle Prozesse bzw. chemische Reaktionen. Die chemische Energie, die bei diesen Prozessen durch den hergestellten Wasserstoff „gespeichert“ wird, kann zu einem gewissen Prozentsatz durch die jeweilige Einsatzmöglichkeit zurückgewonnen werden. Dabei hat Wasserstoff den Vorteil, dass diese Nutzung kaum bis gar nicht umweltschädlich und vielseitig einsetzbar ist. Nachteilig ist allerdings der hohe Aufwand bei der Speicherung von Wasserstoff.

2. *Nutzung als Energiespeicher*

Die Möglichkeit der Wasserstoffspeicherung und damit die Nutzung von Wasserstoff als Energiespeicher sind vielfältig. Die geringe Dichte führt jedoch dazu, dass Teile der herkömmlichen Technologien zur Gasspeicherung angepasst werden müssen. Große Mengen gasförmigen Wasserstoffs lassen sich daher nur in geeigneten Kavernen und Salzstöcken speichern. Ansonsten wird meist auf die Speicherung in Druckbehältern oder auf die Kryospeicherung zurückgegriffen. Eine weitere Möglichkeit der Speicherung stellt die chemische Speicherung in H₂ Verbindung dar. Diese haben die Vorteile, dass die notwendige Infrastruktur bereits vorhanden ist. Auch eine Speicherung in Form von Metallhydridspeichern, bei denen die Wasserstoffmoleküle im Metallgitter des Speichers gehalten werden, wie beim H₂ Storage Modul (1200-18), ist denkbar. (vgl. Kapitel 6)

3. *Nutzung als Brennstoff*

Wie aus der Knallgasprobe aus der Schule bekannt, ist ein Gemisch aus Sauerstoff und Wasserstoff entflammbar und explosiv. Die Grundvoraussetzung für die Nutzung von Wasserstoff in klassischen Verbrennungsmotoren ist also vorhanden. Trotzdem hat Wasserstoff eine geringere Energiedichte als Benzin oder Diesel, was dazu führen würde, dass man statt eines vier zylindrigen Motors, einen größeren mit 8- 12 Zylindern bräuchte, um dieselbe Wirkung zu erzielen. Diese Tatsache macht die Nutzung von H₂ als Ersatz für klassisches Benzin in Privatfahrzeugen eher unattraktiv. Dennoch gab und gibt es Bestrebungen ohnehin größere Motoren, wie in Lastkraftwagen oder Schiffen auf Wasserstoff umzubauen. [8] Außerdem kann Wasserstoff natürlich via Fischer-Tropsch Synthese zu Herstellung von höherkettigen Kohlenwasserstoffen und damit zur Kraftstoffherstellung genutzt werden.

4. *Einsatz in stationären Brennstoffzellen*

Der Einsatz von Wasserstoff in Brennstoffzellen hat durch die Bemühungen den globalen Klimawandel zu reduzieren auch für die breite Öffentlichkeit an Bedeutung gewonnen. Heute gibt es Bestrebungen stationäre Brennstoffzellen in Einfamilienhäusern einzusetzen und damit eine Elektrifizierung bereitzustellen, als auch eine klassische Gasheizung zu ersetzen. [18,19] Dafür eignen sich Brennstoffzellen mit Protonenaustauschmembran, aber auch Festoxid-Brennstoffzellen oder Schmelzcarbonat Brennstoffzellen.

5. *Mobile Brennstoffzellen*

Der Einsatz von Wasserstoff und Brennstoffzellen in Kraftfahrzeugen breitet sich immer weiter aus. Bis jetzt gibt es keine Alternativtechnologien mit einem derartigen Potential für den Masseneinsatz. Wasserstoff entweder gasförmig unter hohem Druck oder flüssig gespeichert, kann mittels PEM Brennstoffzelle ein Fahrzeug mit Elektromotor antreiben (FCEV) Damit ist es möglich einen erheblichen Teil an klassischen Verbrennungsmotoren und damit CO₂ Quellen, durch umweltfreundliche Brennstoffzellen zu ersetzen. Bereits heute gibt es Pilotprojekte in denen Brennstoffzellen in Zügen oder Flugzeugen eingesetzt werden.

Im Kraftfahrzeuge Sektor kann man grundsätzlich unterscheiden zwischen: [8]

- Hybrid electric vehicle (HEV): Das Fahrzeug wird durch einen Standard-Kohlenwasserstoff basierten Verbrennungsmotor und durch einen Elektromotor angetrieben.
- Battery electric vehicle (BEV): Vollständig auf Elektromotor und Batteriespeicherung basierendes Kraftfahrzeug
- Plug-in hybrid electric vehicle (PHEV): HEV mit der Option den Elektroantrieb von außen zu laden
- Fuel cell electric vehicle (FCEV): Wasserstoff basierter Elektromotor, vollständig elektrifizierter Antriebsstrang.

6. *Direkte Nutzung von Wasserstoff*

Klassisch dient Wasserstoff in den Verfahren des Hydrocrackens und Hydrotreating zur Veredelung von Kraftstoffen

Außerdem ist Wasserstoff in der chemischen Industrie ein Grundstein des Haber-Bosch Verfahrens und dient zur Herstellung von Düngemitteln und Sprengstoffen. Außerdem gibt es seit einigen Jahren den Versuch Wasserstoff in der Stahlindustrie zur Reduktion zu nutzen. [14]

8. Die Brennstoffzellentechnologie

Die Erforschung, Verbesserung und Verbreitung der Wasserstoffbrennstoffzelle ist ein aktuell vorrangiges Ziel von Politik und Industrie. Daneben existieren allerdings noch weitere Brennstoffzellentechnologien. Brennstoffzellen stellen eine Möglichkeit dar, die als chemische Energie gespeicherte, elektrische Energie aus Wind- und Solarkraftwerken wieder möglichst effizient nutzbar zu machen. Allgemein gilt, dass sie wichtige Eigenschaften von klassischen Verbrennungsmotoren und Batterien vereinen.

Dem Verbrennungsmotor wird kontinuierlich ein Treibstoff und Luftsauerstoff zugeführt. Das Gemisch wird gezündet und die Explosion trieb einen Hubkolben an. So wird die chemische Energie der Reaktionspartner teilweise in nutzbare mechanische Energie umgewandelt, wobei ein großer Teil als thermische Energie verloren geht. Danach werden die Reaktionsprodukte aus dem Reaktionsraum entfernt. Die mechanische Energie kann entweder direkt genutzt werden oder wird in elektrische Energie umgewandelt. Durch die hohen Verluste in Form von Wärmeenergie ist der Verbrennungsmotor im Vergleich zu anderen Antriebsarten eine sehr ineffiziente Bauweise zur Energieumwandlung. [20,21]

Eine Batterie ist ein abgeschlossener Reaktionsraum, in welchem sich alle an der chemischen Reaktion beteiligten Stoffe, während der gesamten Nutzungsdauer befinden. Hier wird die chemische Energie direkt in elektrische Energie umgewandelt, wobei nur wenig als thermische Energie verloren geht. Die Reaktionsprodukte verbleiben in der Batterie. Je nach der zugrunde liegenden chemischen Reaktion spricht man von einer Batterie erster Ordnung, bzw. einem Primärelement, wenn die chemische Reaktion unumkehrbar ist. Eine Batterie zweiter Ordnung, oder Sekundärelement, bezeichnet eine wieder aufladbare Batterie, bzw. einen Akkumulator. Der Akku lässt sich durch das Anlegen einer Spannung wieder aufladen, d.h. es wird die zugrunde liegende chemische Reaktion umgekehrt, indem elektrische Energie zugeführt wird. Die Ladezeiten sind lang und abhängig von der Art und der Größe des Akkus. [20,21]

Die allgemeine Brennstoffzelle vereint einige der Eigenschaften von Verbrennungsmotor und Batterie erfolgreich zu einer für die Zukunft relevanten Technik. In Abbildung 16 ist der schematische Aufbau einer Brennstoffzelle dargestellt. Die verschiedenen Arten von Brennstoffzellen unterscheiden sich hauptsächlich durch die zugrundeliegende chemische Reaktion.

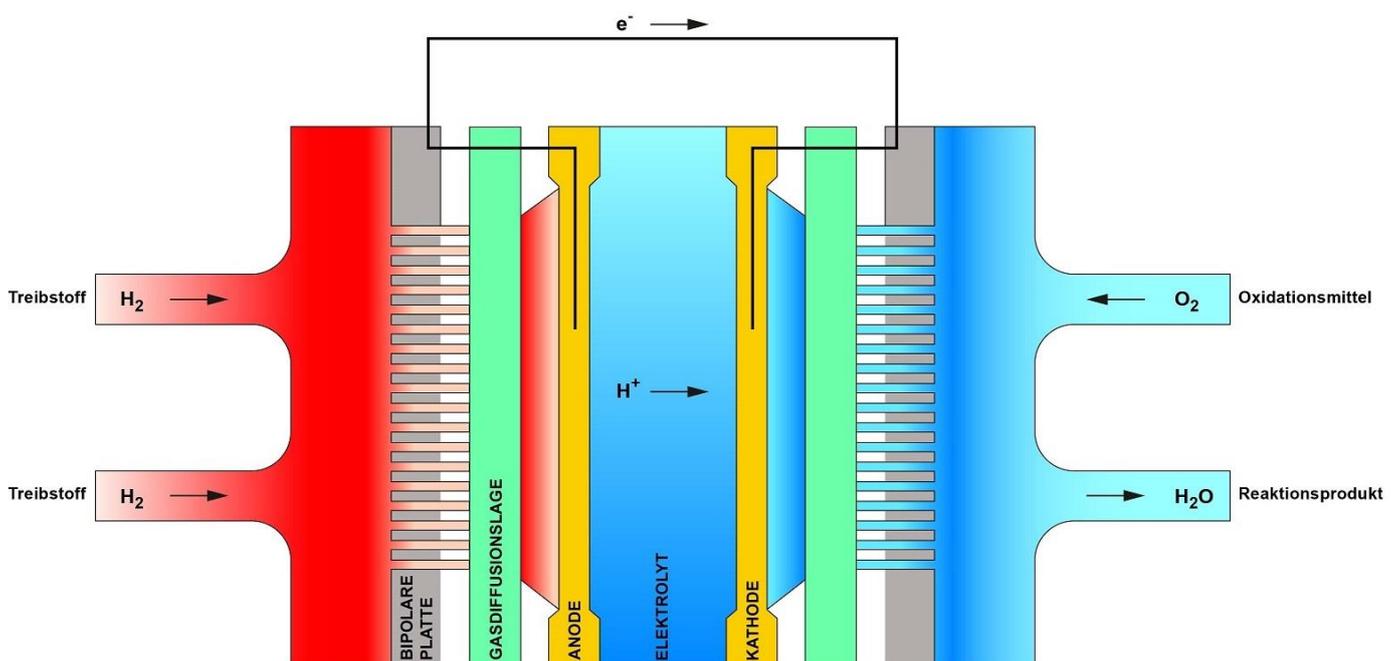


Abbildung 16: Allgemeine Brennstoffzelle

Treibstoff und Oxidationsmittel werden wie beim Verbrennungsmotor von außen kontinuierlich zugeführt. Die ablaufende Reaktion wandelt wie bei einer Batterie chemische Energie in elektrische Energie um. Die Reaktionsprodukte werden anschließend wieder aus der Brennstoffzelle entfernt. Bei der ablaufenden Redoxreaktion sind der Oxidations- und der Reduktionsschritt voneinander räumlich getrennt. Möglich wird dies durch die Einführung eines Elektrolyten. Der Elektrolyt ermöglicht einen Ionenfluss von der Anode (Minuspol) zur Kathode (Pluspol). Die freien Elektronen können diesen Weg nicht nehmen und fließen durch einen elektrischen Leiter bzw. Verbraucher. So wird ein elektrischer Strom induziert. Als Elektrolyt dienen sowohl Flüssigkeiten (Säuren wie Laugen) und Feststoffe (Keramiken oder Membranen).

Vorteile	Nachteile
Sehr hohe Effizienz verglichen mit herkömmlichen Technologien basierend Fossilien Energien	Materialkosten sinken zwar durch die verstärkte Massenproduktion, sind aber dennoch hoch
Sehr gute Skalierbarkeit	Verlässlichkeit und Langlebigkeit muss noch weiter erhöht werden
Wenn Wasserstoff eingesetzt wird, kann die Umweltbelastung deutlich minimiert werden	Lagerung und Verteilung der Treibstoffe muss einheitlich/normiert geregelt werden
Keine beweglichen Teile abgesehen von Pumpen, Kompressoren, Einspritzeinrichtungen	Zusatzkomponenten wie Kryotanks und Pumpen müssen weiter entwickelt werden
Es sind mehrere Treibstoffe möglich	Sensoren und Onlineanbindung ist nötig zur Überwachung
Sehr schnelles Befüllen/Nachtanken verglichen mit Batterien	Normierung, Gütesiegel und die behördliche Umsetzung müssen gesetzlich geregelt werden
	Abhängigkeit von der Reinheit des Treibstoffes ist bei einigen BSZ Arten sehr hoch

Tabelle 8: Vor- und Nachteile der Brennstoffzellen

PEM-Brennstoffzelle

Die PEM FC (**P**olymer **E**lectrolyte **M**embran **F**uel **C**ell) ist eine spezielle Art der Brennstoffzelle, welche auf einem festen Elektrolytmaterial basiert. Es handelt sich um dieselbe Art Membran, welche bereits in Kapitel 5 zur PEM-Elektrolyse behandelt wurde. Aufgrund von erheblichen technologischen Durchbrüchen kann diese Art der Brennstoffzelle in den letzten 20 Jahren sehr große Entwicklungssprünge verzeichnen. Die vielseitigen Einsatzmöglichkeiten in stationären und auch mobilen Systemen werden möglich durch die niedrige Betriebstemperatur, die hohe Leistungsdichte und die kurzen Anlaufzeiten der PEM-Brennstoffzellen. Abbildung 17 zeigt den schematischen Aufbau einer Brennstoffzelle mit Polymermembran:

POLYMERELEKTROLYT (PEM) BRENNSTOFFZELLE

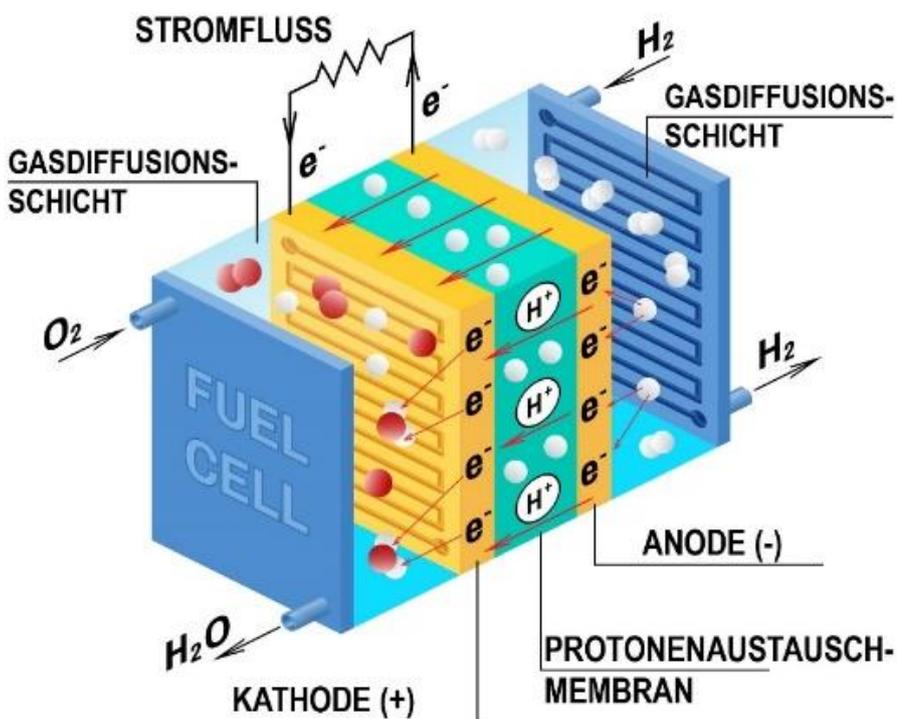
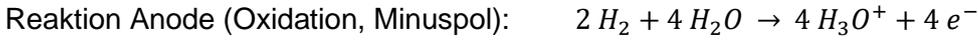


Abbildung 17: PEM Brennstoffzelle

Von entscheidender Bedeutung für den Betrieb der PEM Brennstoffzelle ist neben der Membran, die Konstruktion der Gasdiffusionsschicht und der Elektroden. Die Membran selbst ist wesentlich dünner als beim Elektrolysevorgang ($<50 \mu m$). Sie ist mit einer 2- 3 nm dicken Schicht (Pt) – Katalysatormaterial ummantelt und mit einer extra Carbonschicht, um die reaktive Oberfläche noch weiter zu erhöhen. Die Gasdiffusionsschicht (Gas Diffusion Layer, GDL) sorgt für die Zuführung von Edukt Gas zur aktiven Oberfläche. Außerdem stabilisiert sie die Struktur der Membran noch zusätzlich. Durch die GDL wird außerdem das bei der Reaktion entstandene Wasser abtransportiert und so die reaktiven Katalysatorzentren wieder frei. Sie besteht aus verwobenen oder nicht verwobenen Carbonfasern.

Über 2-4 mm breite Kanäle wird das Gas zur GDL geleitet und an der jeweiligen Seite finden die Anodenreaktion und die Kathodenreaktion räumlich getrennt voneinander statt: [16,20,22,]



Eine einzelne Brennstoffzelle kann theoretisch 1,23 V erzeugen. In der Praxis liegt die erreichte Spannung oft bei ca. 0,7 V. Um den in der Industrie und Privatwirtschaft geforderten Leistungsbereich von 1kW bis in den Megawattbereich zu erreichen, werden mehrere Einzelzellen in Reihe geschaltet. Diese Reihenschaltung und die damit einhergehende typische Bauweise wie in Abbildung 18 darstellt, wird als Brennstoffzellen Stack bezeichnet. Durch die Stack-Bauweise wird es nötig zusätzliche Peripheriegeräte/ Armaturen zu betreiben wie z.B.: Injektionsdüsen, Pumpen, Kühlung, Gas(druck)speicher und Sensoren zur Überwachung. Diese Zusatzkomponenten erhöhen den räumlichen Bedarf des Stacks, aber auch die Kosten. Je nach mobilem oder stationärem Einsatz des Brennstoffzellensystems gibt es bei diesen Prozesskomponenten sehr große Möglichkeiten zur Weiterentwicklung und Optimierung.

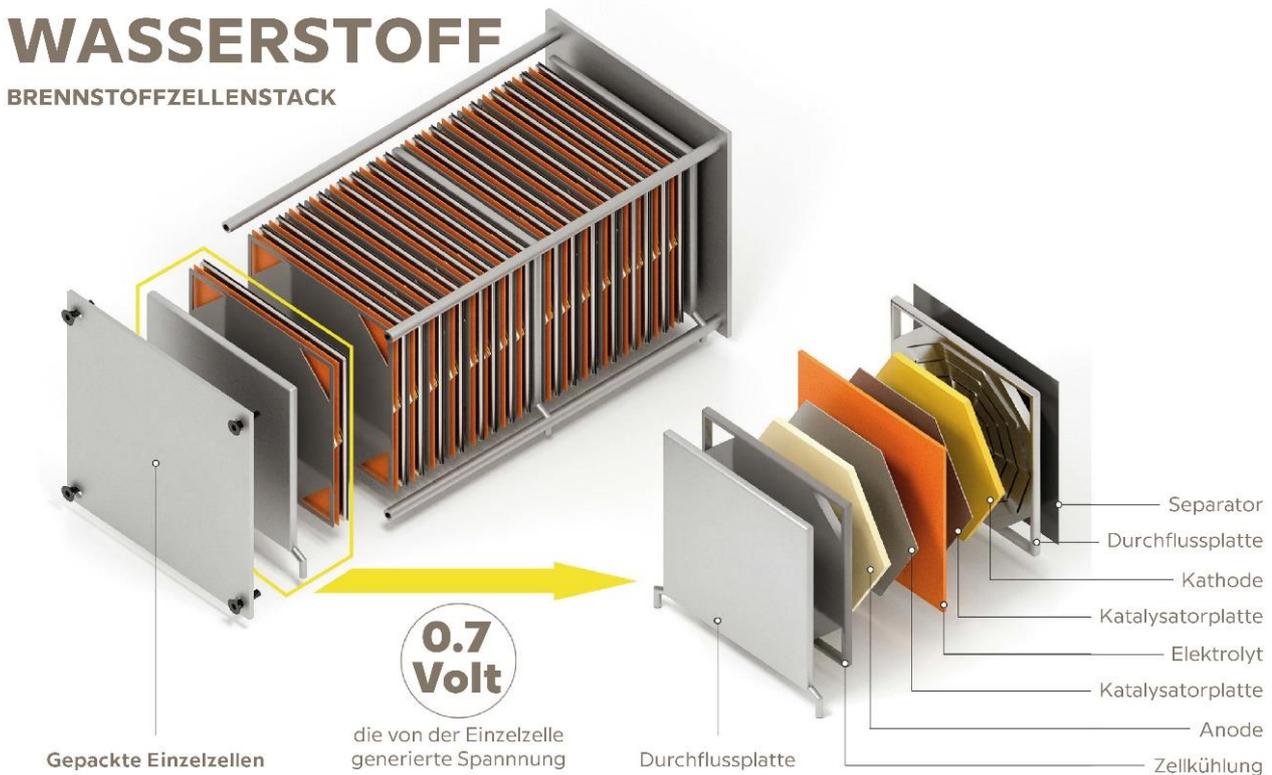


Abbildung 18: Brennstoffzellen Stack

Neben der populären Möglichkeit Brennstoffzellen (-stacks) mit Wasserstoff zu betreiben, gibt es noch weitere Arten von Brennstoffzellen, welche sich in der zugrundeliegenden Reaktion und der Prozessparameter unterscheiden. In Tabelle 8 sehen Sie eine Zusammenfassung der verschiedenen technischen Möglichkeiten:

Brennstoffzelle	Elektrolyt	Typische Leistungswerte	Temperatur	Wirkungsgrad	Reduktionsmittel	Oxidationsmittel	Vorteile	Nachteile
Polymer Elektrolyt Membran (PEM)	PTFE PEEK sPi	<1 kW – 100 kW	<120°C	40-60%	H ₂ , C ₂ H ₅ OH, CH ₃ OH	O ₂	Fester Elektrolyt. wenig Korrosion. Elektrolyt Management einfach. Schneller Anlaufzeit.	Teurer Katalysator. hohe Reinheit des Treibstoffes nötig.
Alkalische Brennstoffzelle (AFC)	KOH	1 – 100 kW	60-250°C	>60%	H ₂	O ₂	Hoher Wirkungsgrad. Niedrige Materialanforderungen, niedrige Kosten.	Reiner Sauerstoff nötig. frei von CO ₂ Kontamination.
Phosphorsäure Brennstoffzelle (PAFC)	Phosphorsäure eingebettet in einem porösen Material	5 – 400 kW	150-200 °C	40%	H ₂	O ₂	Geeignet für Kraft-Wärme-Kopplung. hohe Toleranz an die Edukt Reinheit.	Kraft-Wärme-Kopplung nur bei hoher Treibstoff Reinheit.
Schmelzcarbonat Brennstoffzelle (MCFC)	Geschmolzenes Li, Na oder K Carbonat	300 kW – 3 MW	600-700 °C	50%	H ₂	O ₂	Hoher Wirkungsgrad. niedrige Anforderungen an Reinheit der Edukte. Geeignet für Kraft-Wärme-Kopplung.	Hohe Temperaturen. hohe Korrosion. Anforderungen an die Komponenten sehr hoch.
Festoxid Brennstoffzelle (SOFC)	YSZ (Yttria stabilized zirconia)	1 kW – 2 MW	500-1000 °C	60%	H ₂ , CO	O ₂	Hoher Wirkungsgrad. flexibler Treibstoffeinsatz; fester Elektrolyt. Geeignet für Kraft-Wärme-Kopplung.	Hohe Temperaturen. hohe Korrosion. Anforderungen an die Komponenten sehr hoch. Lange Startzeit. begrenze Anzahl an Neustarts.

Tabelle 8: Vergleich verschiedener Brennstoffzellentechnologien [20,22,23]

Quellenverzeichnis

1	IEA ; International Energy Agency; <i>World Energy Outlook 2021</i> ; Paris
2	R. Scita, P. P. Raimondi and M. Noussan ; <i>Green Hydrogen: The Holy Grail of Decarbonisation?</i> ; FEEM Working Paper; 2020; Milan, Italy
3	https://www.webelements.com/hydrogen/ , abgerufen am 18.07.2022
4	R. Weber , <i>Der sauberste Brennstoff: der Weg zur Wasserstoffwirtschaft</i> ; Olythus-Verlag; Oberbözberg, 1991
5	J. Lehmann, T. Luschinetz ; <i>Wasserstoff und Brennstoffzellen: Unterwegs mit dem saubersten Brennstoff</i> ; Springer, Heidelberg, 2014
6	IEA , International Energy Agency, <i>Hydrogen & Fuel Cells Review of National R&D Programs</i> , JOUVE, France, 2004
7	IEA , International Energy Agency, <i>The Future of Hydrogen</i> ; Report prepared by the IEA for the G20 Japan, France, 2019
8	W. J. Nutall, A. T. Bakenne ; <i>Fossil Fuel Hydrogen Technical, Economic and Environmental Potential</i> ; Springer Nature Switzerland AG; 2020
9	M. Baerns, A. Behr, A. Brehm, J. Gmehling, H. Hofmann, U. Onken, A. Renken ; <i>Technische Chemie</i> ; Wiley-VCH, Weinheim, 2006
10	D. Stolten ; <i>Hydrogen and fuel cells : [fundamentals, technologies and applications ; contributions to the 18th World Hydrogen Energy Conference 2010, Essen] - [1. Reprint]</i> ; Wiley-VCH2010; Weinheim
11	V.M. Schmidt ; <i>Elektrochemische Verfahrenstechnik: Grundlagen, Reaktionstechnik, Prozeßoptimierung</i> ; Wiley-VCH; Weinheim; 2003
12	https://www.globaldata.com/store/report/chlorine-market-analysis/ , abgerufen am 18.07.2022
13	A. Züttel [Ed.], A. Borgschulte [Ed.], L. Schlapbach [Ed.] ; <i>Hydrogen as a Future Energy Carrier</i> , WILEY-VCH, 2008, Weinheim
14	IEA , International Energy Agency; <i>Technology Roadmap, Hydrogen and Fuel Cells</i> ; Paris; 2015
15	K. Scott [Ed.] ; <i>Electrochemical Methods for Hydrogen Production</i> ; The Royal Society of Chemistry; 2020
16	T. E. Lipman [Ed], A. Z. Weber [Ed] ; <i>Fuel Cells and Hydrogen Production</i> ; Springer Science+Business Media; 2019
17	B. Sørensen ; <i>Hydrogen and fuel cells : emerging technologies and applications</i> ; Heidelberg [u.a.]: Elsevier Academic Press; Amsterdam; 2012
18	https://www.k-wz.de/mini-kraftwerk-bhkw-brennstoffzelle/ abgerufen am 18.07.2022
19	https://www.sunfire.de/de/news/detail/aus-new-enerday-wird-sunfire-fuel-cells1 abgerufen am 18.07.2022
20	R. P. O'Hayre ; <i>Fuel Cell Fundamentals</i> ; John Wiley&Sons; New York; 2009
21	M. M. Mench ; <i>Fuel Cell Engines</i> ; John Wiley&Sons; New York; 2008
22	H. Pu , <i>Polymers for PEM Fuel cell</i> , John Wiley&Sons; New York; 2014
23	R. -A. Felseghi, E. Carcadea, M. S. Raboace, C. N. Trufin, C. Filote , <i>Hydrogen Fuel Cell Technology for the Sustainable Future of Stationary Applications</i> , Energies 2019, 12, 4593

Abbildungsverzeichnis

Abbildung Nr.	Bezeichnung	Quelle
1	Historisches Thermit schweißen	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 383953615
2	Daniell Element	S 10: Rehua, A common example of a galvanic cell, labelled,2012, lizenziert unter CreativeCommons-Lizenz by-sa-3.0-de
3	Alkalische Elektrolyse	Lizenz liegt bei leXsolar
4	SOFC Brennstoffzelle	Lizenz liegt bei leXsolar
5	Membranverfahren	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 96021825
6	Metallhydridspeicher	Lizenz liegt bei leXsolar
7	Speicherung mittels H ₂ Verbindung	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 312274965, # 134128155
8	H ₂ LKW-Transport	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 464989203
9	H ₂ Großspeicher	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 306010353
10	H ₂ Kavernenspeicher	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 88516199
11	H ₂ Gasspeicher	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 325076499
12	H ₂ LKW-Transport	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 464989203
13	H ₂ Pipeline	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 1209565
14	H ₂ Tankschiff	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 493104481
15	H ₂ Unterseepipeline	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 499640444
16	Allgemeine Brennstoffzelle	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 38449790
17	PEM-Brennstoffzelle	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 216329880
18	Brennstoffzellen Stack	Lizenz Erwerb über https://stock.adobe.com/de/ : # 436927291

Tabellenverzeichnis

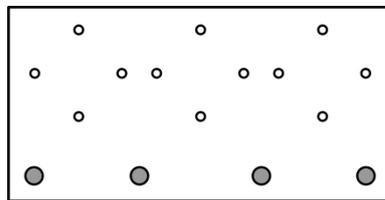
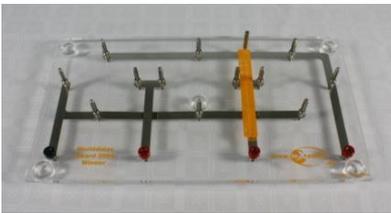
Tabelle Nr.	Bezeichnung
1	Eigenschaften Wasserstoff
2	Historie Wasserstoff
3	Herstellungsverfahren Chlor
4	Elektrochemische Spannungsreihe
5	Vergleich der Elektrolysemethode
6	Vor- und Nachteile Membranverfahren
7	Lagerung und Verteilung von Wasserstoff
8	Vor- und Nachteile der Brennstoffzellen
9	Vergleich verschiedener Brennstoffzellentechnologien

II. Allgemeine Informationen zum Experimentiersystem

Bestandteile und Handhabung

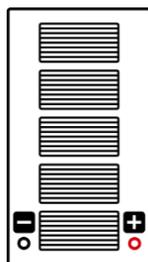
In der folgenden Auflistung werden alle im leXsolar H2 Professional 2.0 enthaltenen Einzelteile aufgeführt. Zu jeder Komponente finden Sie die Bezeichnung mit Artikelnummer, eine Abbildung, das Piktogramm in den Versuchsaufbauten und Hinweise zur Bedienung. Mit Hilfe der Artikelnummer können Sie jedes Einzelteil separat nachbestellen.

Grundeinheit 1100-19



Die Grundeinheit ist eine Steckplatine, auf der bis zu drei Module in Reihe oder parallel zueinander geschaltet werden können. Der Strom fließt über die an der Unterseite angebrachten Leitungen. Um die Module auf der Grundeinheit miteinander zu verbinden, befinden sich am unteren Ende vier Anschlüsse.

Solarmodul 1100-31 2,5V 420 mA

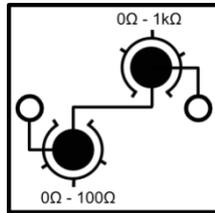


Das große Solarmodul besteht aus einer Reihenschaltung von 5 Solarzellen.

Technische Daten:

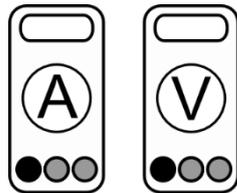
Material: polykristallines Silizium
Leerlaufspannung: 2,5V
Kurzschlussstromstärke: 420mA
Spitzenleistung: 1Wp

Potentiometermodul 1100-23



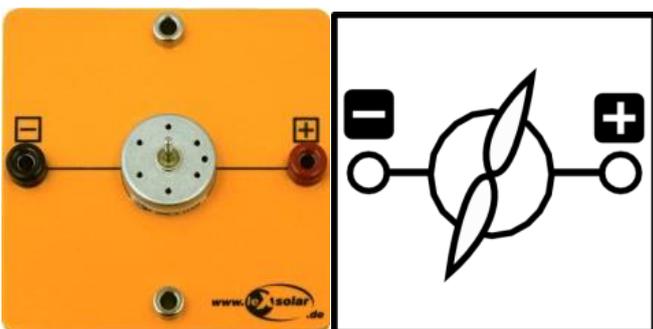
Das Potentiometer-Modul enthält ein 0-100-Ω-Potentiometer und ein 0-1-kΩ-Potentiometer. Beide sind seriell geschaltet, so dass das Potentiometer Widerstände zwischen 0 Ω bis 1100 Ω erreichen kann. Der Messfehler beträgt 5 Ω bei dem kleinen Widerstand und 20 Ω bei dem anderen. Der maximale Strom beträgt 190 mA.

Digital Multimeter L2-06-011



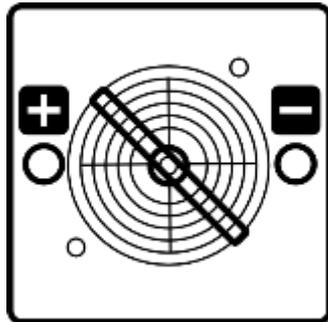
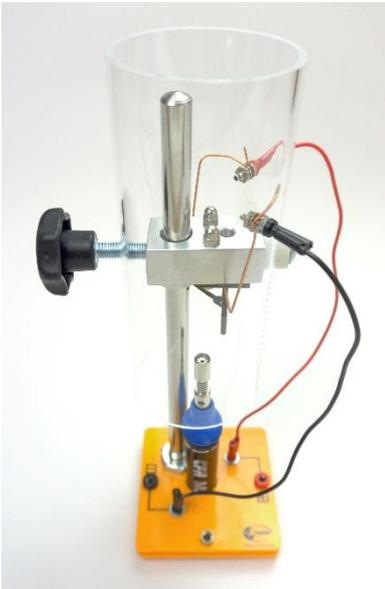
Das Multimeter ist in der Lage, Wechsel- und Gleichspannung, Strom und Widerstände mit den mitgelieferten Kabeln zu messen. Zur Benutzung drehen Sie den Drehknopf auf den gewünschten Messbereich. Die Einheit kann an der Beschriftung abgelesen werden. Schließen Sie die beiden Kabel in der Regel an den linken Buchsen an. Bei höheren Strömen als 250mA sind beide Außenbuchsen zu verwenden. Andernfalls wird eine Sicherung zerstört und es ist nicht mehr möglich, den Strom an den linken Buchsen zu messen. Tauschen Sie die Sicherung aus, indem Sie das Gehäuse auf der Rückseite abschrauben.

Motormodul (1100-27) mit Propeller gelb (L2-02-017)



Das Motormodul fungiert bei den H2-Experimenten als Verbraucher.

leXsolar-SOFC-Brennstoffzellenmodul 1218-01



Mikroröhren Festoxid-Brennstoffzelle mit direkter Flamme, die einen gasförmigen Brennstoff (Propan-Butan-Gemisch) verwendet, der für die Stromerzeugung in kleinem Maßstab geeignet ist und daher gefahrlos im Klassenzimmer eingesetzt werden kann.

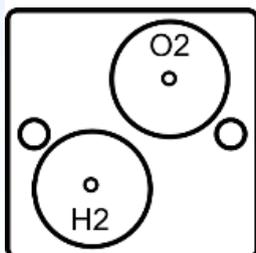
Gas Brenner L2-06-133



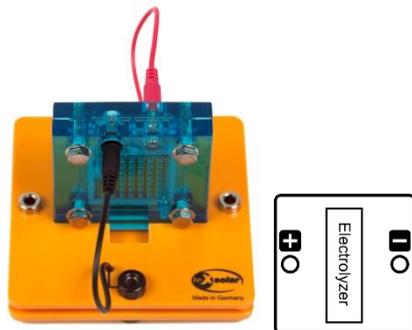
Gas Brenner um die SOFC auf Betriebstemperatur zu erhitzen

Standartgasgemisch 14 % Propan/ 86 % Butan

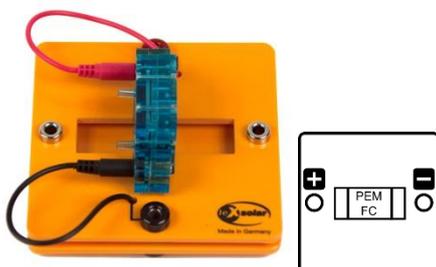
Gasspeichermodul 1213-01



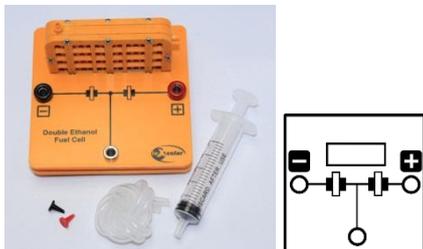
Elektrolyseurmodul 2.0 1218-03



PEM Brennstoffzellenmodul 1218-02



leXsolar-Thanol-Brennstoffzellenmodul 1700-01



Lampe mit Tischklemme L2-04-022



Messleitungen

2 x L2-06-012/ 013 Messleitung schwarz/rot 25 cm

1 x L2-06-014/ 015 Messleitung schwarz/rot 50 cm

1 x L2-06-002/ 003 Messleitung schwarz/rot 25 cm, 2mm Stecker

Optionale Komponente H2 Charger 1200-17



H2 Storage 1200-18 + Ventil für H2 Storage L2-06-132



Betrieb des Elektrolyseurs

Spezifikationen:

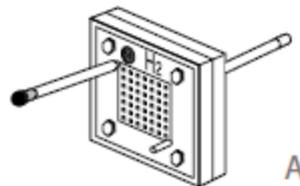
- Eingangsspannung: 1.8V ~ 3V (D.C.)
- Eingangsstrom: 0.7A
- Wasserstoffproduktionsrate: 7ml pro Minute bei 1A
- Sauerstoffproduktionsrate: 3,5ml pro Minute bei 1A

Wichtige Hinweise zur Handhabung:

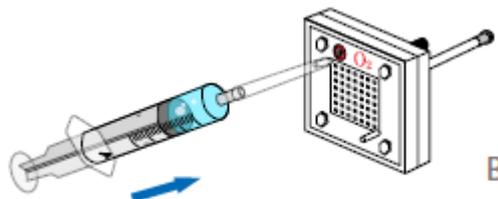
- Der Elektrolyseur sollte bei Nichtbenutzung in einem luftdichten Plastik-Beutel gelagert werden, um ihn vor Austrocknung zu schützen
- Positiver und negativer Pol des Elektrolyseurs sollten stets korrekt mit der Spannungsquelle verbunden werden, um Schäden am Elektrolyseur zu vermeiden.
- Die Membranen des Elektrolyseurs sollten nur im feuchten Zustand betrieben werden. Das destillierte Wasser muss stets auf der O₂-Seite eingefüllt werden und anschließend etwa 3min einwirken. Wenn der Elektrolyseur im trockenen Zustand an eine Spannungsquelle oder das Solarmodul angeschlossen wird, kann es zu irreparablen Beschädigungen kommen.

Gebrauchsanweisung:

1. Zum Betrieb des Elektrolyseurs sollte dieser auf einer flachen Oberfläche aufgestellt werden. Das kurze Schlauchstück wird an dem oberen Anschluss der H₂-Seite (schwarzer Anschluss) angebracht (A) und mit dem schwarzen Pin verschlossen.

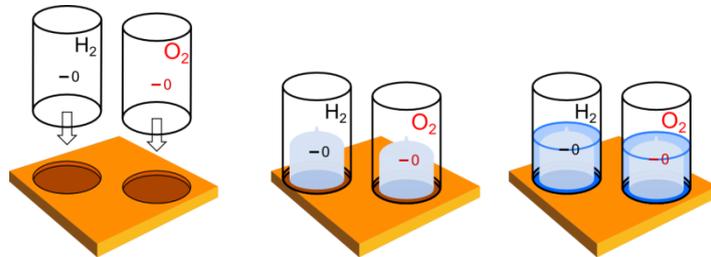


2. Nun wird die Spritze mit destilliertem Wasser befüllt und ein kurzes Schlauchstück auf die Spritze aufgesteckt. Das andere Ende des Schlauches wird mit dem oberen Anschluss auf der O₂-Seite (roter Anschluss) verbunden (B).



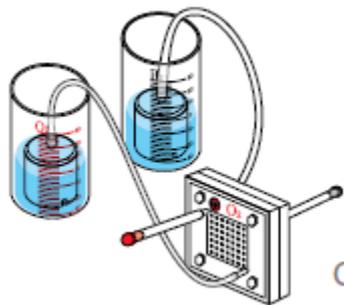
Nun wird mit Hilfe der Spritze langsam Wasser in den Elektrolyseur gepumpt, bis dieses am unteren Anschluss austritt. Die Spritze kann dann vom Schlauch abgezogen werden und das Schlauchende wird mit dem roten Pin verschlossen. Der Elektrolyseur sollte nun für 3min ruhend stehen.

3. Anschließend werden die zugehörigen Gastanks bis zur Nullmarkierung mit destilliertem Wasser aufgefüllt.



4. Je ein Gasvorratsbehälter („Glocke“) wird auf den Halterungsring am Boden des Wasserbehälters aufgesteckt, sodass die Kerben am unteren Ende der Gasbehälter innerhalb der Unterbrechungen in den Halterungsringen liegen. Überschüssiges Wasser kann anschließend mit der Spritze abgesaugt werden.

5. Anschließend werden die Gasbehälter mit Hilfe der Schläuche mit den unteren Anschlüssen des Elektrolyseurs verbunden. Der Anschluss auf der schwarzen H₂-Seite wird mit dem H₂-Gasbehälter verbunden und analog verhält es sich für den O₂-Anschluss (C).



6. Der Elektrolyseur wird anschließend auf die Modulplatte aufgebracht und mit den jeweiligen Kabeln verbunden (rotes Kabel auf O₂-Seite, schwarzes Kabel auf H₂-Seite).

7. Das Grundmodul kann nun an das Solarmodul oder eine externe Spannungsquelle angeschlossen werden, um den Elektrolyse-Vorgang zu starten.

HINWEIS: Wenn das Wasserstoff-Gas später für einen Brennstoffzellenversuch verwendet werden soll, empfiehlt es sich, eine Schlauchklemme an das Schlauchstück zwischen H₂-Seite des Elektrolyseurs und den H₂-Gasbehälter anzubringen. Diese kann nach der Gasproduktion geschlossen werden, damit beim Umstecken des Schlauches an die Brennstoffzelle kein Gas entweichen kann.

Betrieb der PEM-Brennstoffzelle

Spezifikationen:

- Ausgangsleistung: 270mW
- Ausgangsspannung: 0,6V (DC)
- Ausgangsstromstärke: 0,45A

Wichtige Hinweise zur Handhabung:

- Die Brennstoffzelle sollte bei Nichtbenutzung in einem luftdichten Plastik-Beutel gelagert werden, um sie vor Austrocknung zu schützen.

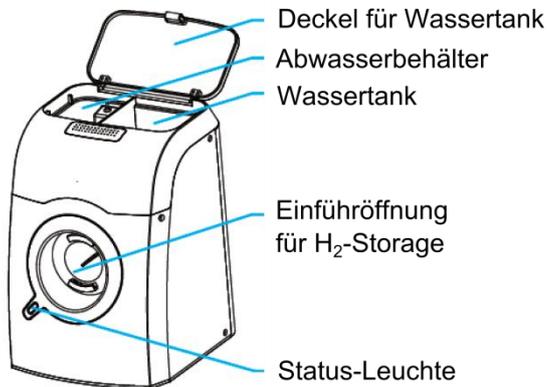
Gebrauchsanweisung:

1. Um die PEM-Brennstoffzelle in Betrieb zu nehmen, ist Wasserstoff notwendig. Dieser kann aus dem Gasspeicher oder dem H₂ Storage entnommen werden.
2. Wird Wasserstoff aus dem Gasspeicher entnommen, muss zunächst die Schlauchsperrung geschlossen werden, um ein Entweichen des Wasserstoffs zu verhindern.
3. Der Schlauch vom H₂-Gasspeicher wird anschließend mit dem unteren Anschluss an der Brennstoffzelle verbunden. Die O₂-Zufuhr wird beim verwendeten Modell durch die Umgebungsluft gewährleistet.
4. Der obere Anschluss an der Brennstoffzelle wird mit einem kurzen Schlauchstück und einem Pin verschlossen.
5. Die Brennstoffzelle wird anschließend auf der Modulplatte in die passende Aussparung gesteckt und mit den Kabeln elektrisch verbunden. Dabei ist auf die richtige Polarität zu achten (rotes Kabel an roten Anschluss, analog schwarzes Kabel an schwarzen Anschluss).
6. Nun kann ein elektrischer Verbraucher an die Modulplatte angeschlossen werden (Polarität beachten!).
7. Mit Öffnen der Schlauchsperrung wird die Wasserstoffzufuhr gestartet und das Experiment kann starten.

HINWEIS: Bei quantitativen Versuchen, wie zum Beispiel die Aufnahme einer Kennlinie empfiehlt es sich, die Brennstoffzelle kurz mit Wasserstoff zu spülen. Dazu wird die Wasserstoffzufuhr gestartet (Öffnen der Schlauchsperrung oder Öffnen des Ventils bei Verwendung des H₂-Storage) und der Pin am kurzen Schlauchende wird für 1-2 Sekunden kurz entfernt und gleich wieder aufgesteckt.

Betrieb H₂-Charger und H₂-Storage

Bezeichnungen:



Spezifikationen H₂-Charger:

- Leistung: 23W
- Eingangsspannung: 10V-19V (DC)
- Verwendung: De-ionisiertes oder destilliertes Wasser (10-40°C)
- Wasserverbrauch: ca. 20ml/h
- Wasserstoffdruck: 0-3MPaG
- Wasserstofferzeugungsrate: ca. 3l/h
- Wasserstoffreinheit: 99,99%
- Nachfüllzeit pro Kartusche: rund 4h

Spezifikationen H₂-Storage:

- Kapazität: 10l Wasserstoff
- Speichermaterial: AB5 Metallhydrid
- Ladedruck: 3 MPa
- Arbeitstemperatur: 0-55°C

Wichtige Hinweise zur Handhabung:

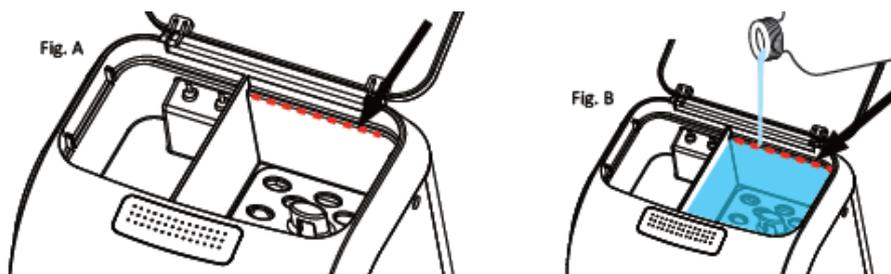
- Der H₂-Charger darf nicht auseinandergebaut werden
- H₂-Charger und H₂-Storage müssen vor offenen Flammen und großer Hitze einwirkung ferngehalten werden
- Der H₂-Charger sollte in aufrechter Position angewendet werden
- Der Betrieb sollte in einem gut belüfteten Raum stattfinden
- Die elektrischen Verbindungen sollten nicht mit Wasser in Berührung kommen

Status-Leuchte:

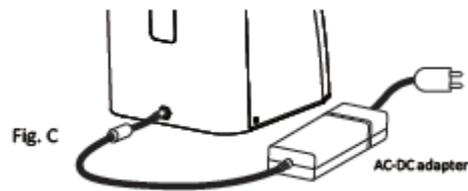
Grün	Rot	System-Status
an		H ₂ -Storage gefüllt
1 Sekunde an, 1 Sekunde aus		Warten mit dem Auffüllen von H ₂ -Storage
	an	H ₂ -Storage wird aufgefüllt
	1 Sekunde an, 3 Sekunden aus	Fügen Sie Wartungspulver hinzu („Apple Acid Powder“)
	1 Sekunde an, 1 Sekunde aus	Fügen Sie Wasser hinzu oder leeren sie den Abwasserbehälter

Gebrauchsanweisung:

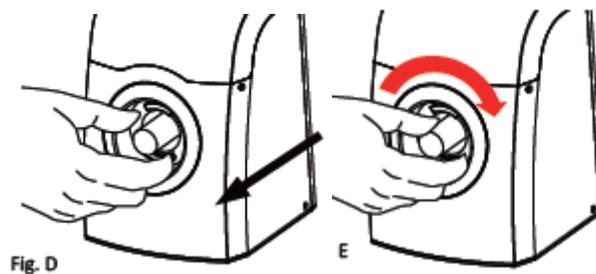
1. Zunächst wird destilliertes oder de-ionisiertes Wasser in den Wassertank bis zum Rand aufgefüllt (im Bild durch rot markierte Linie, beziehungsweise Pfeil gekennzeichnet).



2. Im Anschluss wird das zugehörige Netzteil an den H₂-Charger angeschlossen. Die Status-Leuchte sollte grün aufleuchten.



3. Setzen Sie den H₂-Storage in die Einführöffnung an der Vorderseite des H₂-Charger ein. Der Stick wird dazu im Uhrzeigersinn in das Gewinde eingedreht, bis er einen sicheren Halt hat. Dabei sollte nicht zu viel Kraft aufgewendet werden!



4. Während die Statusleuchte rot leuchtet, wird der H₂-Storage gefüllt. Erst wenn die der Status ein grünes Leuchten anzeigt, ist die Kartusche vollständig aufgefüllt. Der Stick kann dann durch Drehen gegen den Uhrzeigersinn wieder entfernt werden.

5. Entfernen Sie anschließend den Netzstecker vom H₂-Charger und leeren Sie den Wassertank, falls der Charger länger als eine Woche lang nicht benutzt wird. Wenn weitere Kartuschen gefüllt werden sollen, beginnen Sie wieder bei Schritt 3.

HINWEIS: Geräusche während des Ladevorgangs (Puffen oder Pfeifen) sind normal und werden durch den Säuberungsprozess hervorgerufen.

Betrieb der Festoxidbrennstoffzelle (SOFC)

Die Betriebstemperatur der Festoxidbrennstoffzelle liegt bei 600°C – 1300°C. Mit dem Gasbrenner können Sie diese Temperaturen erreichen. Bitte beachten Sie, dass der Brenner nur die SOFC Brennstoffzelle erhitzt und von den anderen Komponenten des Moduls ferngehalten werden sollte.

1. Das durchsichtige Polycarbonatglas-Bauelement enthält die Brennstoffzelle und kann mit der Schraubhalterung an dem Haltestab montiert werden. Der Haltestab wird dann auf die Modulplatte aufgeschraubt. Die Modulplatte kann nun auf die Grundeinheit aufgesetzt werden.

2. Der Gasbrenner kann in die dafür geschaffene Aussparung eingestellt werden. Er sollte direkt unter der Brennstoffzelle stehen. Während des Versuches sollte die Höhe der Brennstoffzelle so eingestellt werden, dass die Spitze der Flamme die Brennstoffzelle von unten gerade so berührt. Auf diese Weise erreicht die Brennstoffzelle ihre maximale Effizienz.

Sicherheitshinweis:



Sowohl während des Experimentes als auch kurze Zeit danach, sind alle Metallkomponenten sehr heiß. Der Kontakt mit heißen Oberflächen sollte generell vermieden werden.

Allgemeiner Hinweis:



Die Festoxidbrennstoffzelle dient nur zur Ausbildung.
Bauen Sie das Modul nicht auseinander.
Betreiben Sie das Modul nicht länger als fünf Minuten am Stück.
Nach jedem Experiment sollten Sie fünf bis zehn Minuten warten, dass die Brennstoffzelle und das Gehäuse abkühlen können.

III. Experimentiersektion

Musterlösungen der Experimente

Die ausgefüllten Formulare des Lehrerheftes geben eine Darstellung von zu erwartenden Ergebnissen der Experimente und zeigen Antwortmöglichkeiten für die Fragestellungen der Auswertung. Die dargestellten Lösungen sind als Richtlinie zu verstehen. Jeder Lehrer sollte selbst entscheiden, welche Ergebnisse er von den Schülern fordert.

Als Hilfestellung für den Lehrer wurden zusätzliche Kommentare zu den jeweiligen Aufgaben in Klammern angegeben. Bei einigen Fragestellungen ist es außerdem notwendig, die Antworten auf einem weiteren Blatt zu ergänzen, wenn der zur Verfügung gestellte Platz nicht ausreicht.

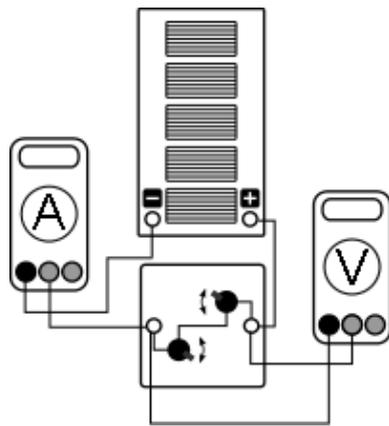
Die Zuordnung der einzelnen Experimente zu den Klassenstufen variiert je nach Lehrplan. Details der Einsatzmöglichkeiten sind bei jedem Versuch angegeben. Für einige Experimente gibt es verschiedenen Altersgruppen angepasste Versuchsanordnungen. Der phänomenologische Teil der Versuche ist geeignet für jüngere Klassenstufen, die Versuche zur Leistungsmessung sind vor allem für ältere Schüler (ab Klasse 9) geeignet, da teilweise physikalische und mathematische Grundlagen vorausgesetzt werden. Die Anleitungen liegen alle als Word-Datei vor, so dass sie nach eigenem Ermessen geändert und angepasst werden können.

1. Kennlinie des Solarmoduls

Aufgabe

Nimm die U-I Kennlinie des Solarmoduls auf und interpretiere deren Verlauf.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Solarmodul
- Lampe
- Kabel
- Strommessgerät
- Spannungsmessgerät
- Potentiometer

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf.
2. Stelle einen Abstand von 30cm zwischen Lampe und Solarmodul ein.
3. Gib Dir anschließend sinnvolle Werte für die Spannung vor und miss für diese jeweils die Stromstärke!
Verändere dazu zuerst den 1k Ω -Widerstand und zur Feineinstellung den 100 Ω -Widerstand!
4. Trage alle Messwerte in die Tabelle ein.

Messwerte

U in V	I in mA	P in mW
0,13	38,4	4,99
0,60	38,4	23,04
0,75	38,3	28,73
1,00	38,5	38,50
1,25	38,6	48,25
1,50	38,2	57,30
1,75	38,2	66,85
2,00	36,0	72,00
2,25	25,7	57,83
2,50	6,0	15
2,55	0	0

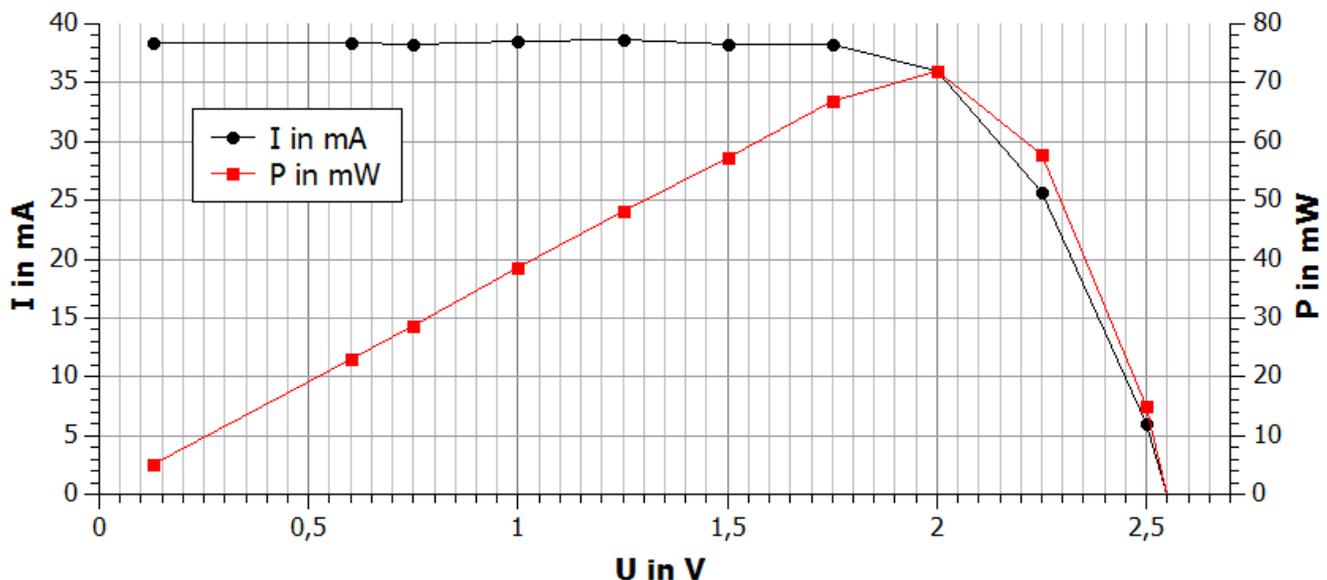
1. Kennlinie des Solarmoduls

Auswertung

1. Berechne für die jeweiligen Strom- und Spannungswerte die Leistung und trage deine Ergebnisse in die Tabelle ein.
2. Trage die Wertepaare in das zugehörige Diagramm ein.
3. Beschreibe den Verlauf der Stromstärke und der Leistung über der Spannung.

Diagramme

2.



3.

Die Form der U-I Kennlinie eines Solarmoduls entspricht der einer einzelnen Zelle. Im ersten Abschnitt der Kennlinie bleibt die Stromstärke bei steigender Spannung annähernd konstant.

Ab einer Spannung von etwa 1,7V sinkt die Stromstärke mit steigender Spannung stark ab.

Leistung des Solarmoduls steigt im ersten Abschnitt steil an und weist bei etwa 2V ein Maximum auf.

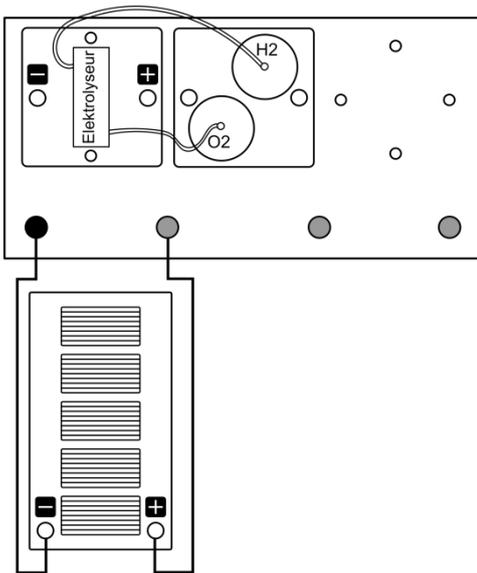
Dieser Punkt der Kennlinie wird als „MPP – Maximum Power Point“ bezeichnet. Solarzellen sollten stets im Bereich des MPP betrieben werden, um die maximale Leistung der Solarzellen auszuschöpfen.

2.1 Eigenschaften eines Elektrolyseurs

Aufgabe

Untersuche die Eigenschaft eines Elektrolyseurs, Wasser in seine Bestandteile zu zersetzen.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- Elektrolyseurmodul
- Gasspeichermodul
- Schläuche
- Solarmodul
- Lampe
- Kabel
- Destilliertes Wasser

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf. Positioniere die Lampe vor dem Solarmodul (Abstand etwa 30cm).
Hinweise zum Gebrauch des Elektrolyseurmoduls findest du auf Seite 36.
2. Schalte die Lampe ein.
3. Beobachte, was in den Gasspeichern passiert.
4. Notiere die Füllstände nach 15 Minuten.

Beobachtung

Produzierte Menge H₂: [6ml](#)

Produzierte Menge O₂: [3ml](#)

Auswertung

1. Wie setzt sich Wasser zusammen? Nutze dazu die gemessenen Gasmengen.

[Wasser setzt sich aus zwei Teilen Wasserstoff und einem Teil Sauerstoff zusammen.](#)

[Deswegen wird im Gasspeicher doppelt so viel Wasserstoff wie Sauerstoff erzeugt.](#)

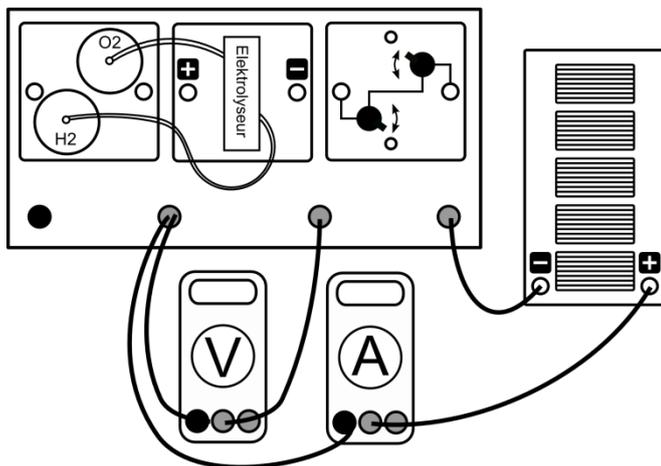


2.2 Kennlinie des Elektrolyseurs

Aufgabe

Nutze den Elektrolyseur, um Wasser zu spalten und nimm dessen U-I Kennlinie auf.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- Elektrolyseur-Modul
- Gasspeicher-Modul
- Solarmodul
- Potentiometer-Modul
- Strommessgerät
- Spannungsmessgerät
- Kabel
- destilliertes Wasser
- Schläuche
- Lampe

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf. Positioniere die Lampe vor dem Solarmodul (Abstand 30cm). Hinweise zum Gebrauch des Elektrolyseurmoduls findest du auf Seite 36.
2. Stelle das Potentiometermodul mit Hilfe der Regler auf den höchsten Widerstand.
3. Schalte nun die Lampe ein.
4. Gib dir anschließend sinnvolle Werte für die Spannung vor und miss für diese jeweils die Stromstärke! Verändere dazu zuerst den $1k\Omega$ -Widerstand und zur Feineinstellung den 100Ω -Widerstand!
5. Trage alle Messwerte in die Tabelle ein.

Messwerte

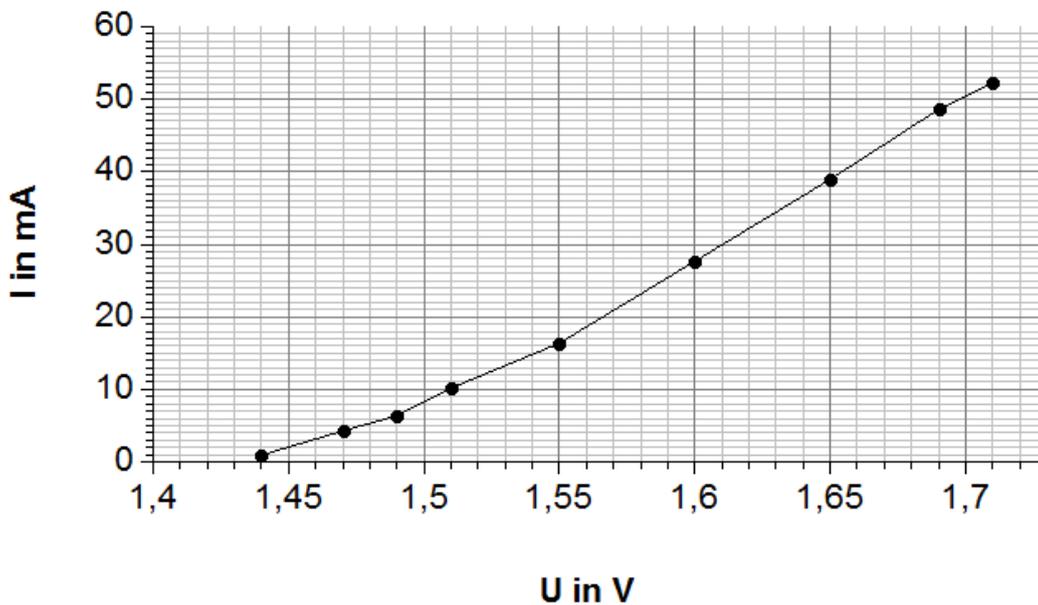
U in V	1,44	1,47	1,49	1,51	1,55	1,60	1,65	1,69	1,71
I in mA	0,9	4,4	6,3	10,1	16,4	27,7	39,0	48,7	52,3

Auswertung

1. Trage deine Werte in das abgebildete Diagramm ein.
2. Interpretiere die U-I Kennlinie des Elektrolyseurs.

2.2 Kennlinie des Elektrolyseurs

Diagramme



Auswertung

2.

Aus der Kennlinie ist deutlich zu erkennen, dass erst ab einer bestimmten Spannung ein Strom fließt, der zur Erzeugung der Gase führt. Die Zellspannung der galvanischen Zelle beträgt 1,23 V und diese sogenannte Zersetzungsspannung muss mindestens angelegt werden, um Wasser zu zersetzen. Die gemessene Mindestspannung von ca. 1,44 V ist jedoch höher. Die Differenz von experimenteller und theoretischer Zersetzungsspannung heißt Überspannung.

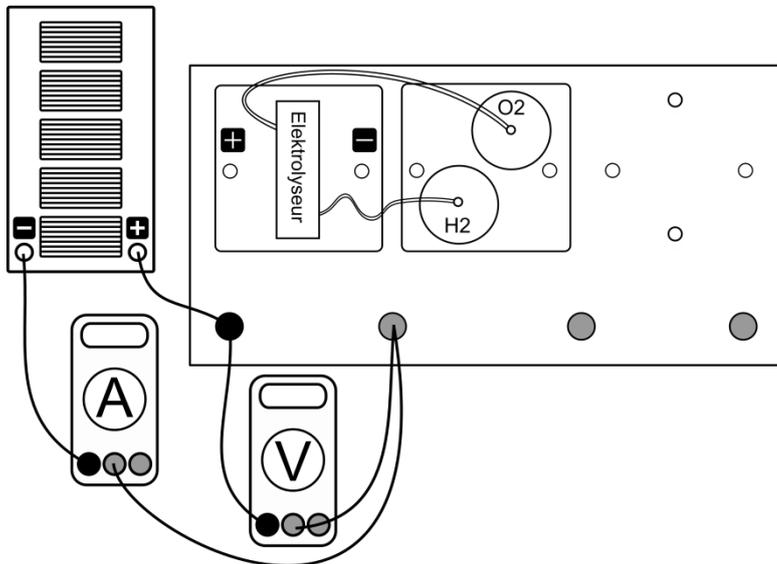
Die Überspannung ist abhängig von der Art des Elektrodenmaterials, von der Oberflächenbeschaffenheit der Elektroden, von der Art und Konzentration des Elektrolyten sowie von der Stromdichte (Stromstärke pro Fläche) und der Temperatur. Überspannungen sind gering bei Elektrodenreaktionen die zur Abscheidung von Metallen führen, jedoch besonders groß, wenn Gase (H_2 , O_2 , Cl_2) abgeschieden werden.

2.3 FARADAY- und Energiewirkungsgrad des Elektrolyseurs

Aufgabe

Ermittle den FARADAY- und Energiewirkungsgrad des Elektrolyseurs.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- Elektrolyseurmodul
- Solarmodul
- Spannungsmessgerät
- Strommessgerät
- Schläuche
- Gasspeichermodul
- Kabel
- Stoppuhr
- Destilliertes Wasser
- Lampe

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf. Positioniere die Lampe vor dem Solarmodul (Abstand 30cm). Hinweise zum Gebrauch des Elektrolyseurmoduls findest du auf Seite 36.
2. Schalte die Lampe ein.
 1. Miss Stromstärke und Spannung während des Elektrolysevorgangs.
 2. Lies nach 5min das produzierte Volumen an Wasserstoff ab und notiere deine Werte in der Tabelle.

Messwerte

$$t = 300s$$

$$U = 1,7V$$

$$I = 53mA$$

$$V_{H_2} = 2ml$$

Auswertung

1. Berechne den FARADAY-Wirkungsgrad des Elektrolyseurs.
2. Berechne den Energiewirkungsgrad des Elektrolyseurs.

2.3 FARADAY- und Energiewirkungsgrad des Elektrolyseurs

Auswertung

1. Der FARADAY-Wirkungsgrad wird mit Hilfe folgender Formel berechnet:

$$\eta = V_{\text{H}_2} / V_{\text{H}_2\text{theoretisch}}$$

$$V_{\text{H}_2\text{theoretisch}} = I \cdot t \cdot V_m / Q_m$$

$V_m = 24 \text{ l mol}^{-1}$ (molares Volumen H_2 bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$, Normaldruck)

$Q_m = 192\,968 \text{ C mol}^{-1}$ (stoffbezogene Ladung)

Lsg.: $\eta = V_{\text{H}_2} / V_{\text{H}_2\text{theoretisch}}$

$$\begin{aligned} V_{\text{H}_2\text{theoretisch}} &= I \cdot t \cdot V_m / Q_m \\ &= 53\text{mA} \cdot 300\text{s} \cdot 24 \text{ l mol}^{-1} / 192\,968 \text{ C mol}^{-1} \\ &= 1,98\text{ml} \end{aligned}$$

$$V_{\text{H}_2} = 2\text{ml}$$

$$\begin{aligned} \eta &= 2\text{ml} / 1,98\text{ml} \\ &\approx 1 \end{aligned}$$

2. Der Energiewirkungsgrad wird mit Hilfe folgender Formel berechnet:

$$\eta = H_{0\text{H}_2} \cdot V_{\text{H}_2} / U \cdot I \cdot t$$

$H_{0\text{H}_2} = 11920 \text{ kJ m}^{-3}$.

Lsg.: $\eta = \text{Energiegehalt Wasserstoff} / \text{elektrische Energie}$

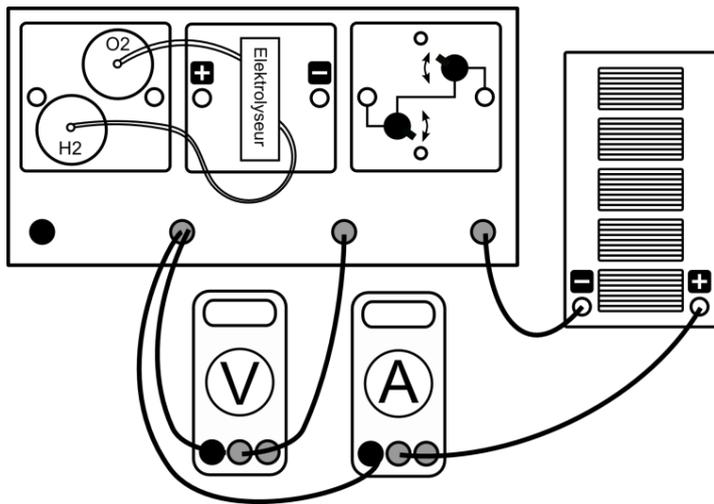
$$\begin{aligned} \eta &= H_{0\text{H}_2} \cdot V_{\text{H}_2} / U \cdot I \cdot t \\ &= 11920 \text{ kJ m}^{-3} \cdot 2 \text{ ml} / 1,7 \text{ V} \cdot 53 \text{ mA} \cdot 300 \text{ s} \\ &= 0,88 \end{aligned}$$

2.4 Herleitung des 1. FARADAYschen Gesetzes

Aufgabe

Leite das 1. FARADAYsche Gesetz mit Hilfe des Elektrolyseurs her.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- Elektrolyseurmodul
- Gasspeichermodul
- Solarmodul
- Potentiometermodul
- Strommessgerät
- Spannungsmessgerät
- Lampe
- Destilliertes Wasser
- Stoppuhr
- Kabel
- Schläuche

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf. Positioniere die Lampe vor dem Solarmodul (Abstand 30cm). Hinweise zum Gebrauch des Elektrolyseurmoduls findest du auf Seite 36.
2. Stelle den Widerstand am Potentiometer auf das Minimum.
3. Schalte die Lampe ein und miss die zugehörige Stromstärke. Trage deinen Wert in die Tabelle ein.
4. Nimm nun alle 150s das H₂-Volumen und die Stromstärke auf. Trage deine Werte in die Tabelle ein.
5. Entferne nun kurz den Schlauch vom Gasspeicher H₂, um den Wasserstoff entweichen zu lassen. Stecke ihn anschließend wieder auf.
6. Schalte die Lampe wieder ein und stelle mit Hilfe des Potentiometermoduls verschiedene Stromstärken ein. Miss jeweils nach 300s das produzierte H₂-Volumen und notiere alle Werte in deiner Tabelle.

Messwerte

1.Messung:

t in s	0	150	300	450	600
I in mA	51	51	51	51	51
V in ml	0	1	2	3	4



2.4 Herleitung des 1. FARADAYschen Gesetzes

Messwerte

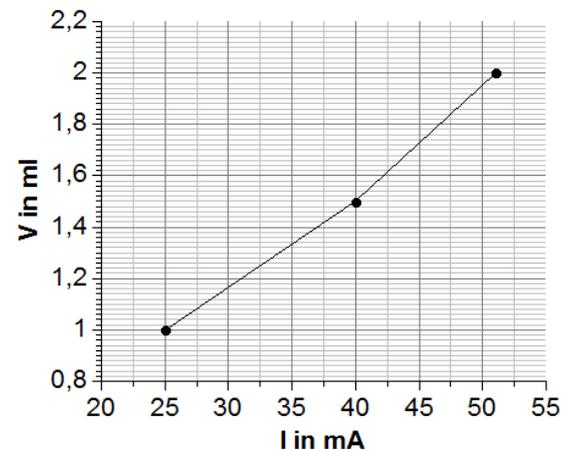
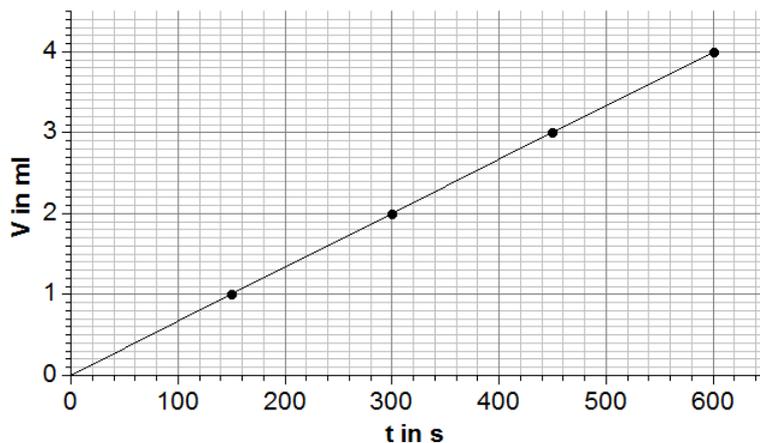
2.Messung:

t in s	300	300	300
I in mA	51	40	25
V in ml	2	1,5	1

Auswertung

1. Trage deine Messwerte in die abgebildeten Diagramme ein.
2. Welchen Zusammenhang kannst du zwischen dem Volumen des abgeschiedenen Wasserstoffs und der transportierten Ladung ableiten (1.FARADAYsches Gesetz)?
3. Berechne die im Versuch abgeschiedene Ladung Q und die molare Ladung Q_m .

Diagramme



Auswertung

1.

$V \sim t$ und $V \sim I$

Wenn $V \sim t$ und $V \sim I$, dann gilt $V \sim I \cdot t = Q$.

Daraus folgt: $V \sim Q$ und $V = n \cdot V_m$, also $n \sim Q$ ($n =$ Stoffmenge, $V_m =$ molares Volumen)

Die elektrolytisch abgeschiedenen Stoffmengen n sind proportional zur Zeit t und der Stromstärke I , also zur transportierten elektrischen Ladung Q



2.4 Herleitung des 1. FARADAYschen Gesetzes

Auswertung

2. Die Ladung Q und die molare Ladung Q_m werden mit Hilfe folgender Formeln berechnet:

$$Q = I \cdot t$$

$$Q_m = Q \cdot V_m / V$$

$$V_m = 24 \text{ l mol}^{-1} \text{ (bei } 20^\circ\text{C, Normaldruck)}$$

Berechnung der Ladung Q :

$$I = 51 \text{ mA} = 0,051 \text{ A}$$

$$t = 300 \text{ s}$$

Lsg.:

$$Q = I \cdot t$$

$$= 0,051 \text{ A} \cdot 300 \text{ s}$$

$$= 15,3 \text{ As}$$

$$\underline{\underline{= 15,3 \text{ C}}}$$

Berechnung der molaren Ladung Q_m :

$$Q = 15,3 \text{ C}$$

$$V_m = 24 \text{ l mol}^{-1} \text{ (bei } 20^\circ\text{C, Normaldruck)}$$

$$V = 2 \text{ ml} = 0,002 \text{ l}$$

Lsg.:

$$Q_m = Q \cdot V_m / V$$

$$= 15,3 \text{ C} \cdot 24 \text{ l mol}^{-1} / 0,002 \text{ l}$$

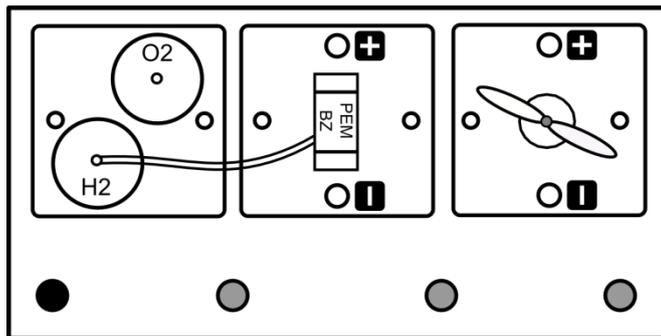
$$\underline{\underline{= 183600 \text{ C mol}^{-1}}}$$

3.1 Eigenschaften einer PEM-Brennstoffzelle

Aufgabe

Treibe einen Motor mit Hilfe einer PEM-Brennstoffzelle an.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- PEM-Brennstoffzelle
- Schläuche
- Motor-Modul
- Gasspeicher (gefüllt), alternativ H₂Storage

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf. Der Gasspeicher muss vor dem Versuch gefüllt werden. Hinweise hierzu findest du im Experiment „Eigenschaften eines Elektrolyseurs“ oder auf Seite 36. Alternativ kann statt den Gasspeichern ein H₂-Storage verwendet werden.
2. Beobachte den Motor und den H₂-Verbrauch im Gasspeicher. Notiere deine Beobachtungen.
3. Entferne nun die Schläuche von der Brennstoffzelle und beobachte, was passiert.

Beobachtung

Wenn der Brennstoffzelle Wasserstoff zugeführt wird, beginnt der Motor, sich zu drehen. Die Brennstoffzelle produziert Strom. Das Gas im Behälter wird langsam verbraucht. Werden die Schläuche von der Brennstoffzelle entfernt, wird der Motor langsamer und hört schließlich auf, sich zu drehen.

Auswertung

1. Welche Energieumwandlungen finden in dem Experiment statt?
2. Warum ist an der Brennstoffzelle nur ein Wasserstoffanschluss vorhanden, wohingegen für die Erzeugung von Strom Wasserstoff und Sauerstoff benötigt wird?
3. Wohin „verschwindet“ das Gas aus dem Gasbehälter?



3.1 Eigenschaften einer PEM-Brennstoffzelle

Auswertung

1.

Die Brennstoffzelle verbraucht die zuvor hergestellten Gase und liefert Strom, der für das Antreiben eines Motors genutzt werden kann. Dabei wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Ein Generator im Inneren des Motormoduls wandelt diese elektrische Energie in kinetische Energie, also in Bewegungsenergie des Motors um.

2.

Luft besteht zu 21 % aus Sauerstoff, enthält aber so gut wie keinen Wasserstoff. Für die Reaktion in der Brennstoffzelle sind sowohl Wasser- als auch Sauerstoff nötig, wobei durch die Umgebungsluft genügend Sauerstoff bereitgestellt wird, um einen Brennstoffzellenbetrieb zu ermöglichen.

3.

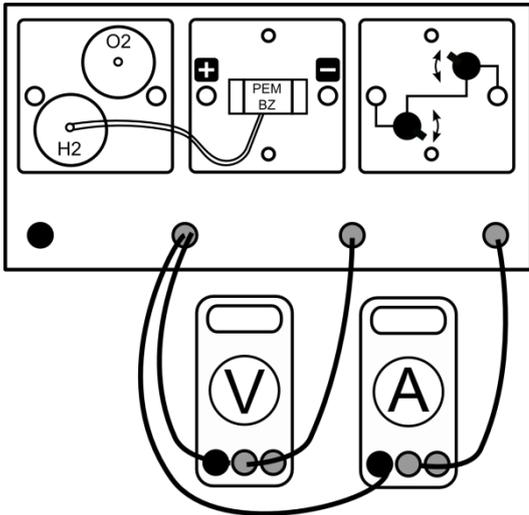
Wasserstoff und (Luft-)Sauerstoff werden zu flüssigem Wasser kombiniert, was im Vergleich zu den Gasen ein sehr kleines Volumen hat. So entsteht der Eindruck, das Gas würde verschwinden.

3.2 Kennlinie der PEM-Brennstoffzelle

Aufgabe

Nimm die U-I-Kennlinie der PEM-Brennstoffzelle auf.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- PEM-Brennstoffzellenmodul
- Potentiometermodul
- Spannungsmessgerät
- Strommessgerät
- Kabel
- Schläuche
- Destilliertes Wasser
- Gasspeicher (gefüllt),
alternativ H₂Storage

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf. Der Gasspeicher muss vor dem Versuch gefüllt werden. Hinweise hierzu findest du im Experiment „Eigenschaften eines Elektrolyseurs“ oder auf Seite 36. Alternativ kann statt den Gasspeichern ein H₂-Storage verwendet werden.
2. Stelle das Potentiometer zunächst auf den maximalen Widerstand, indem du beide Regler auf das Maximum drehst.
3. Spüle die Brennstoffzelle vor dem Gebrauch kurz mit Wasserstoff. Hinweise dazu findest du auf Seite 38.
4. Gib Dir anschließend sinnvolle Werte für die Spannung vor und miss für diese jeweils die Stromstärke! Verändere dazu zuerst den 1kΩ-Widerstand und zur Feineinstellung den 100Ω-Widerstand!
5. Trage alle Messwerte in die Messwerttabelle ein.

Messwerte

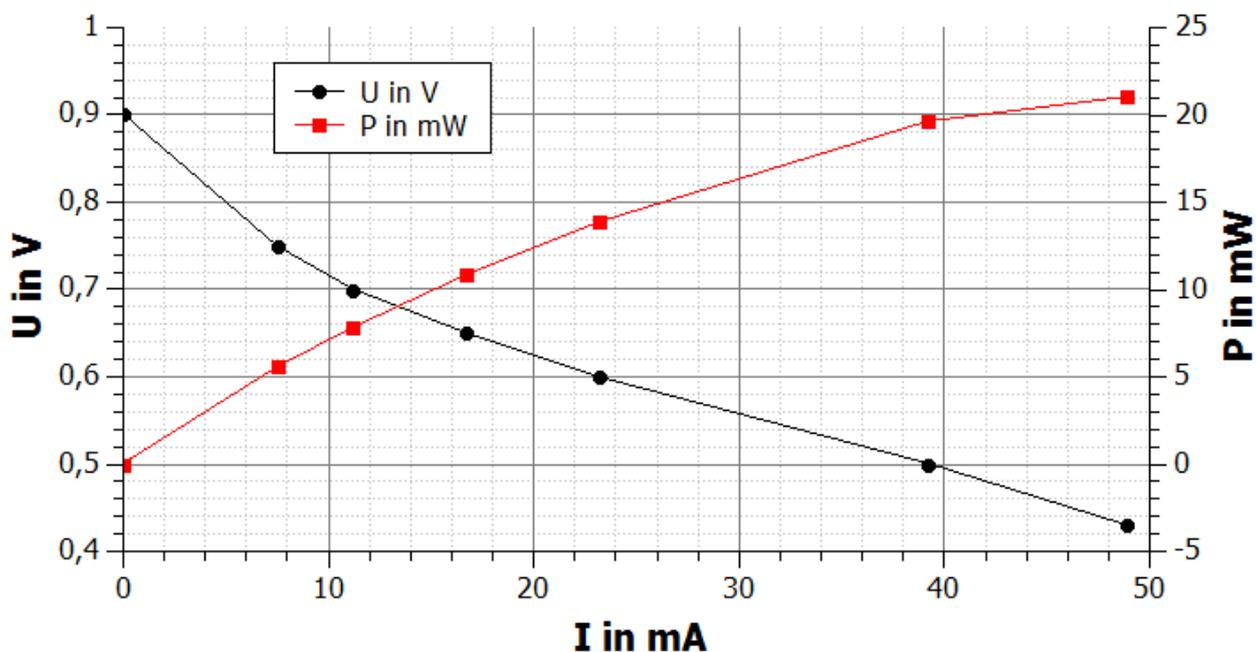
U in V	I in mA	P in mW
0,9	0	0
0,75	7,5	5,625
0,7	11,2	7,84
0,65	16,7	10,855
0,6	23,2	13,92
0,5	39,2	19,6
0,43	48,9	21,027

3.2 Kennlinie der PEM Brennstoffzelle

Auswertung

1. Berechne für die jeweiligen Strom- und Spannungswerte die Leistung und trage deine Ergebnisse in die Tabelle ein.
2. Trage die Wertepaare in die zugehörigen Diagramme ein.
3. Beschreibe den Verlauf der U-I-Kennlinie und des P-I-Diagramms.
4. Welcher Bereich der Kennlinie sollte für den Betrieb eines Verbrauchers genutzt werden? Begründe deine Antwort.
5. Wie kann das Absinken der Spannung mit höherer Stromstärke begründet werden?

Diagramme



Auswertung

3.

Der erste Teil der U-I-Kennlinie fällt steil ab. Anschließend verläuft die Kennlinie flacher. Die maximal erreichbare Spannung der hier verwendeten PEM-Brennstoffzelle liegt bei 0,9V. Die Leistung der BZ steigt mit größeren Stromstärken an, auch hier verläuft der Anstieg flacher mit steigender Stromstärke.



3.2 Kennlinie der PEM Brennstoffzelle

Auswertung

4.

Der erste Teil der Kennlinie fällt steil ab. Die Spannung sinkt also bei geringen Stromstärken stark ab. Das ist ein charakteristisches Merkmal einer PEM-Brennstoffzelle.

Mit steigender Stromstärke verläuft der Spannungsabfall flacher. Deshalb sollte die Betriebsspannung der Brennstoffzelle in diesem Bereich liegen.

5.

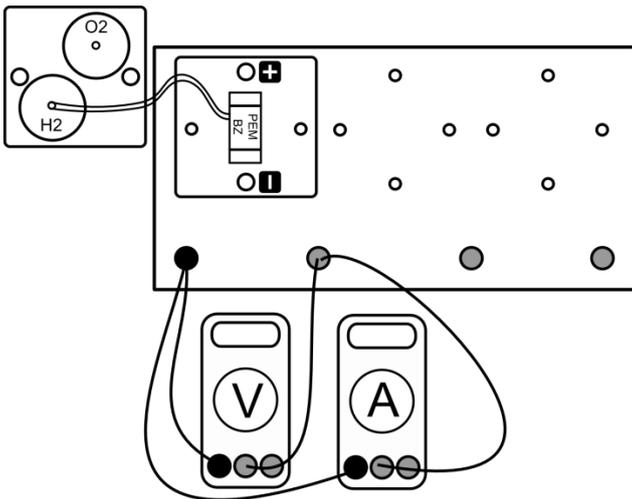
Im Leerlauf fließt kein Strom, wenn allerdings ein Widerstand dazu geschaltet wird, beginnt der Elektronenfluss. Dabei werden an der Anode der Brennstoffzelle Wassermoleküle in Protonen und Elektronen gespalten. Es wandern nun weniger Elektronen durch den Stromkreis als Protonen durch die Membran. Dadurch gelangen an die Kathode mehr Protonen als Elektronen pro Zeiteinheit. Dadurch bedingt folgt eine Änderung der Elektronenpotentiale. Die Potentialdifferenz sinkt und damit die Gesamtspannung der Zelle.

3.3 FARADAY- und Energiewirkungsgrad der PEM-Brennstoffzelle

Aufgabe

Bestimme FARADAY- und Energiewirkungsgrad einer PEM-Brennstoffzelle.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- PEM-Brennstoffzellenmodul
- Gasspeichermodul (gefüllt)
- Potentiometermodul
- Spannungsmessgerät
- Strommessgerät
- Kabel
- Schläuche
- Destilliertes Wasser

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf. Der Gasspeicher muss vor dem Versuch gefüllt werden. Hinweise hierzu findest du im Experiment „Eigenschaften eines Elektrolyseurs“ oder auf Seite 36.
2. Spüle die Brennstoffzelle kurz mit Wasserstoff. Hinweise dazu findest du auf Seite 38.
3. Miss das Wasserstoffvolumen im Gasspeicher zu Beginn des Versuchs und nach 5min. Notiere dir den Wert des in dieser Zeit verbrauchten Wasserstoffs.
4. Miss Stromstärke und Spannung an der Brennstoffzelle nach 5min.

Messswerte

$t = 5 \text{ min}$

$U = 0,41 \text{ V}$

$I = 74,3 \text{ mA}$

$V = 3 \text{ ml}$

Auswertung

1. Berechne den FARADAY-Wirkungsgrad der PEM-Brennstoffzelle.
2. Wodurch wird der FARADAY-Wirkungsgrad der Brennstoffzelle beeinflusst?
3. Berechne den Energiewirkungsgrad der PEM-Brennstoffzelle.

3.3 FARADAY- und Energiewirkungsgrad der PEM-Brennstoffzelle

Aufgabe

1. Der FARADAY-Wirkungsgrad wird mit Hilfe folgender Formel berechnet:

$$\eta = V_{\text{H}_2\text{theoretisch}} / V_{\text{H}_2}$$

$$V_{\text{H}_2\text{theoretisch}} = I \cdot t \cdot V_m / Q_m$$

$V_m = 24 \text{ l mol}^{-1}$ (molares Volumen H_2 bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$, Normaldruck)

$Q_m = 192\,968 \text{ C mol}^{-1}$ (stoffbezogene Ladung)

Lsg.: $\eta = V_{\text{H}_2\text{theoretisch}} / V_{\text{H}_2}$

$$\begin{aligned} V_{\text{H}_2\text{theoretisch}} &= I \cdot t \cdot V_m / Q_m \\ &= 74,3 \text{ mA} \cdot 300 \text{ s} \cdot 24 \text{ l mol}^{-1} / 192\,968 \text{ C mol}^{-1} \\ &= 2,8 \text{ ml} \end{aligned}$$

$$V_{\text{H}_2} = 3 \text{ ml}$$

$$\begin{aligned} \eta &= 2,8 \text{ ml} / 3 \text{ ml} \\ &\approx 0,93 \end{aligned}$$

2.

- Elektrochemische Parallelreaktionen, die weniger Elektronen pro verbrauchtem Wasserstoff liefern

- Chemische Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff an den Katalysatoren (katalytische Verbrennung)

- Wasserstoff- und Sauerstoff- Rekombination oder Diffusion durch Lecks

3. Der Energiewirkungsgrad wird mit Hilfe folgender Formel berechnet:

$$\eta = U \cdot I \cdot t / H_{\text{O}_2} \cdot V_{\text{H}_2}$$

$H_{\text{O}_2} = 11920 \text{ kJ m}^{-3}$.

Lsg.: $\eta = \text{Energiegehalt Wasserstoff} / \text{elektrische Energie}$

$$\begin{aligned} \eta &= U \cdot I \cdot t / H_{\text{O}_2} \cdot V_{\text{H}_2} \\ &= 0,41 \text{ V} \cdot 74,3 \text{ mA} \cdot 300 \text{ s} / 11920 \text{ kJ m}^{-3} \cdot 3 \text{ ml} \\ &= 0,26 \end{aligned}$$

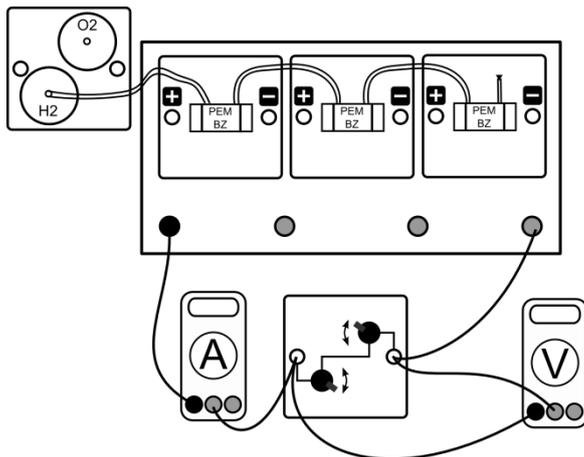
3.4 Reihen- und Parallelschaltung von PEM-Brennstoffzellen

Aufgabe

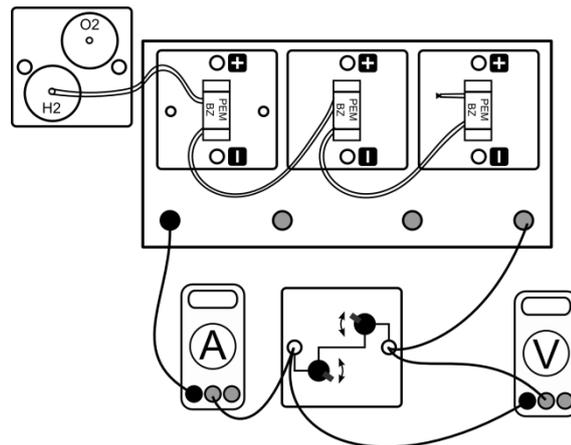
Vergleiche die Kennlinien einer Reihen- und Parallelschaltung von Brennstoffzellen.

Aufbau

a) Reihenschaltung



b) Parallelschaltung



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- 3x PEM-Brennstoffzellenmodul
- Gasspeichermodul (gefüllt), alternativ H₂-Storage
- Potentiometermodul
- Spannungsmessgerät
- Strommessgerät
- Kabel
- Schläuche
- Destilliertes Wasser
-

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf. Beginne mit der Reihenschaltung der drei Brennstoffzellen. Der Gasspeicher muss vor dem Versuch gefüllt werden. Hinweise hierzu findest du im Experiment „Eigenschaften eines Elektrolyseurs“ oder auf Seite 36.
2. Stelle das Potentiometer zunächst auf den minimalen Widerstand, indem du beide Regler auf das Maximum drehst.
3. Spüle die Brennstoffzellen kurz mit Wasserstoff. Hinweise dazu findest du auf Seite 38.
4. Gib Dir anschließend sinnvolle Werte für die Spannung vor und miss für diese jeweils die Stromstärke! Verändere dazu zuerst den 1kΩ-Widerstand und zur Feineinstellung den 100Ω-Widerstand!
5. Trage alle Messwerte in die Messwerttabelle ein.
6. Wiederhole den Versuch für eine Parallelschaltung von drei Brennstoffzellen (Aufbau siehe Skizze).



3.4 Reihen- und Parallelschaltung von PEM-Brennstoffzellen

Messwerte

a) Reihenschaltung

U in V	I in mA	P in mW
0,46	166	76,4
0,75	140	105,0
0,92	123	113,2
1,12	105	117,6
1,24	95	117,8
1,36	84	114,2
1,42	78	110,8
1,54	69	106,3
1,67	58	96,9
1,76	51	89,8
1,92	39	74,9
2,02	31,3	63,2
2,16	22	47,5
2,28	15	34,2
2,33	12	28,0
2,46	6,6	16,2
2,53	4,4	11,1
2,57	3,2	8,2
2,61	2,1	5,5

b) Parallelschaltung

U in V	I in mA	P in mW
0,25	92	23,0
0,27	86	23,2
0,39	67	26,1
0,43	62	26,7
0,51	51	26,0
0,56	43	24,1
0,61	37	22,6
0,67	29	19,4
0,69	26	17,9
0,73	21	15,3
0,75	18	13,5
0,78	14	10,9
0,8	12	9,6
0,83	8,4	7,0
0,88	3,4	3,0
0,90	1,9	1,7
0,91	0,9	0,8

Auswertung

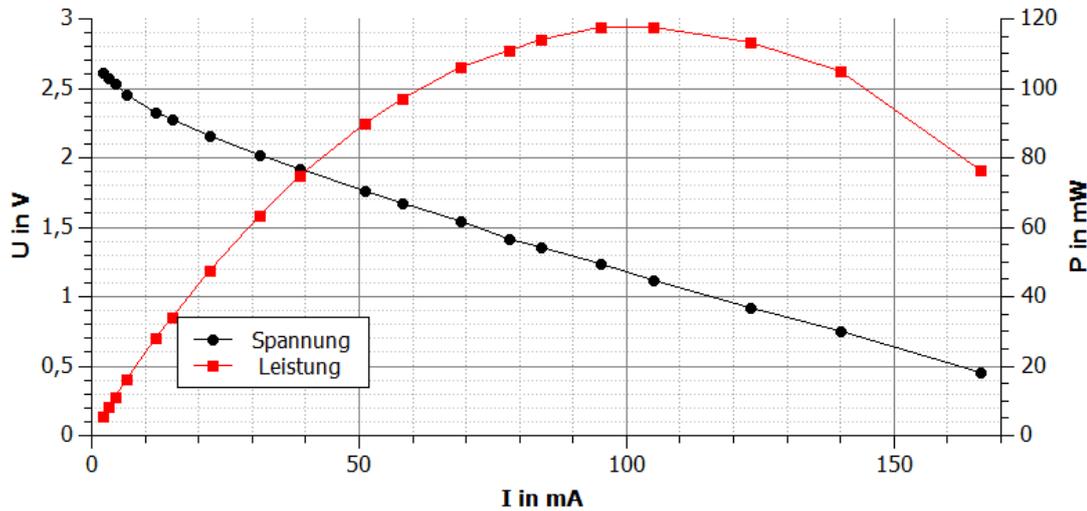
1. Berechne für die jeweiligen Strom- und Spannungswerte die Leistung und trage deine Ergebnisse in die Tabelle ein.
2. Trage die Wertepaare in die zugehörigen Diagramme ein.
3. Beschreibe den Verlauf der U-I-Kennlinie und des P-I-Diagramms. Gehe dabei auf die Unterschiede zwischen Reihen- und Parallelschaltung ein.



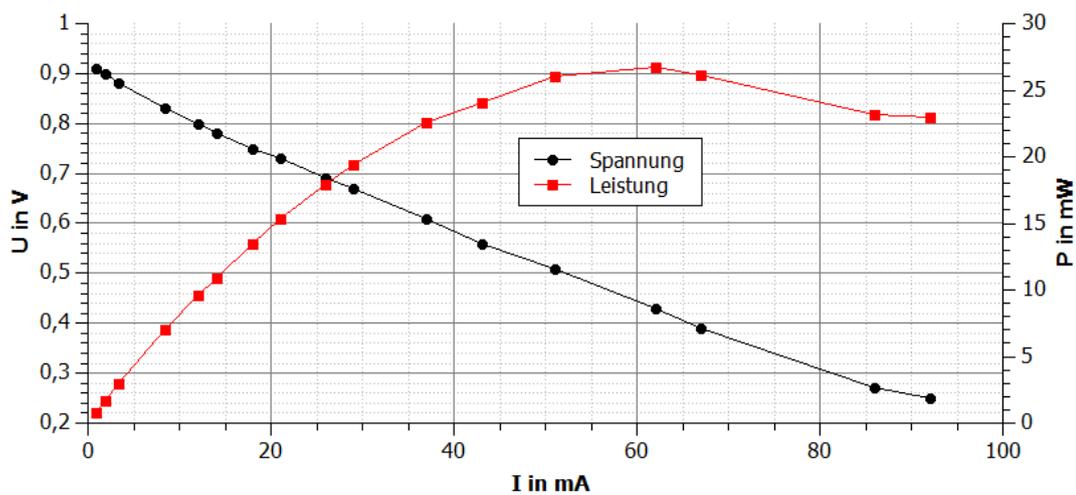
3.4 Reihen- und Parallelschaltung von PEM-Brennstoffzellen

Diagramme

a) Reihenschaltung



b) Parallelschaltung



Auswertung

3.

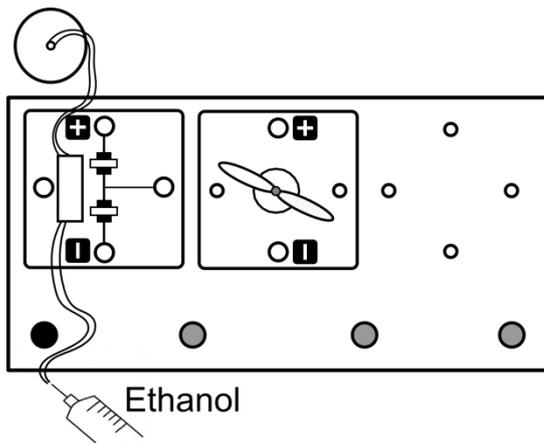
Der erste Teil der U-I-Kennlinie fällt vor allem bei der Reihenschaltung steil ab. Anschließend verläuft die Kennlinie flacher. Die maximal erreichbare Spannung der hier verwendeten PEM-Brennstoffzelle liegt bei 0,9V in Parallelschaltung und 2,6V in Reihenschaltung. Die Leistung der BZ steigt mit größeren Stromstärken an und erreicht dann ein Leistungsmaximum. Dieses liegt bei der Parallelschaltung bei etwa 60mA und bei der Reihenschaltung bei etwa 100mA, also verschoben. Generell sind die erreichbaren Spannungen und Leistungen bei der Reihenschaltung der BZ deutlich größer.

4.1 Funktionsweise einer Ethanol-Brennstoffzelle

Aufgabe

Untersuche die Funktionsweise einer Ethanol-Brennstoffzelle.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- Ethanol-Brennstoffzelle
- Motormodul
- Schläuche
- Becherglas
- Spritze
- Ethanol

Durchführung

1. Baue den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf.
2. Leite durch die zwei Schläuche und die Spritze Ethanol in die Brennstoffzelle. Notiere deine Beobachtungen.
3. Wenn der Motor angelaufen ist, halte die Spritze fest in der Hand, so dass sich die Flüssigkeit erwärmen kann und zieh den Ethanol erneut durch die Brennstoffzelle. Notiere weitere Beobachtungen.

Auswertung

1. Welcher Geruch ist an der Brennstoffzelle wahrzunehmen?
2. Welche Reaktionen laufen ab? Erkläre das Prinzip dieses Reaktionstyps.

Beobachtungen

Der Motor beginnt langsam sich zu drehen. Wenn der Ethanol in der Hand erwärmt wird, stellt man nach einiger Zeit fest, dass die Geschwindigkeit ansteigt.

Es scheint also eine Temperaturabhängigkeit der Leistung der Brennstoffzelle zu bestehen.



4.1 Funktionsweise einer Ethanol-Brennstoffzelle

Auswertung

1.

Wenn man an der Zelle riecht, ist es eventuell möglich, einen Essiggeruch wahrzunehmen.

2.

Das Reaktionsprinzip der Zelle beruht auf der Oxidation von Alkoholen. Dabei wird Ethanol schrittweise über Ethanal und Essigsäure zu CO_2 und H_2O abgebaut.

Es handelt sich hierbei um eine Redoxreaktion. Die Anodenreaktion ist die Oxidation des Ethanols. Die Kathodenreaktion ist die Reduktion, wobei ein O_2 -Molekül Elektronen aufnimmt und zu Oxid-Anionen reagiert. Zur Oxidation von Ethanol ist ein Kondensator notwendig (Hier: Plattenkondensator), welcher die Bildung von Wasser als Reaktionstriebkraft fördert.

Reinigungshinweis:

Sollte sich die Leistung der EtOH Brennstoffzelle mit der Zeit deutlich verschlechtern, so ist das ein Hinweis auf Verunreinigungen innerhalb der Brennstoffzelle. Spülen Sie die Zelle bitte gründlich mit Wasser.

Sollte dennoch keine Verbesserung der Leistung auftreten, können Sie versuchen die Zelle chemisch zu reinigen und zu reaktivieren. In einer geeigneten Laborumgebung, spülen Sie die Zelle für mindestens eine Stunde mit 25%iger Schwefelsäure und danach nochmal kurz mit dest. Wasser.

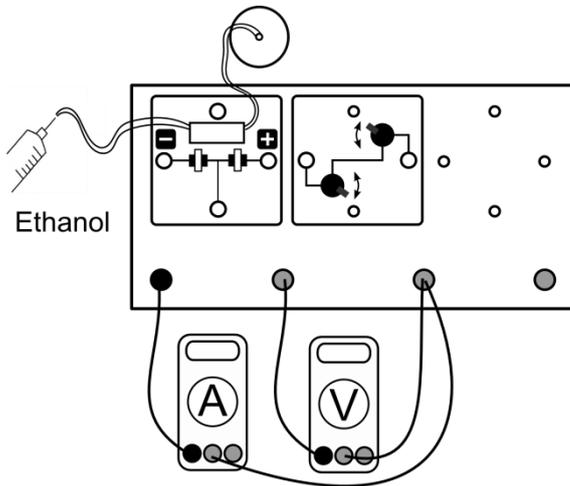
Im Anschluss wird die Zelle mit 10%iger Wasserstoffperoxid Lösung gespült, ebenfalls für eine Stunde. Zum Schluss sollten Sie die Zelle noch mit destilliertem Wasser spülen. Zum Spülen ziehen Sie eine Spritze mit der jeweiligen Lösung auf und spülen alle 5-10 min die Zelle langsam durch.

4.2 Kennlinie einer Ethanol-Brennstoffzelle

Aufgabe

Nimm die I-U-Kennlinie für eine 15%ige Ethanol-Lösung auf.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- Ethanol-Brennstoffzelle
- Potentiometermodul
- Schläuche
- Becherglas
- Spritze
- Ethanol
- Strommessgerät
- Spannungsmessgerät

Durchführung

1. Baue den Versuch nach obiger Versuchsanordnung auf.
2. Verdünne den Ethanol auf eine 15%ige Lösung.
3. Leite durch die zwei Schläuche und die Spritze Ethanol in die Brennstoffzelle
4. Regle über das Potentiometer die Spannung so, dass mit einer Schrittweite von ca. 50mV gemessen werden kann und nimm jeweils die zugehörige Stromstärke auf.

Messwerte

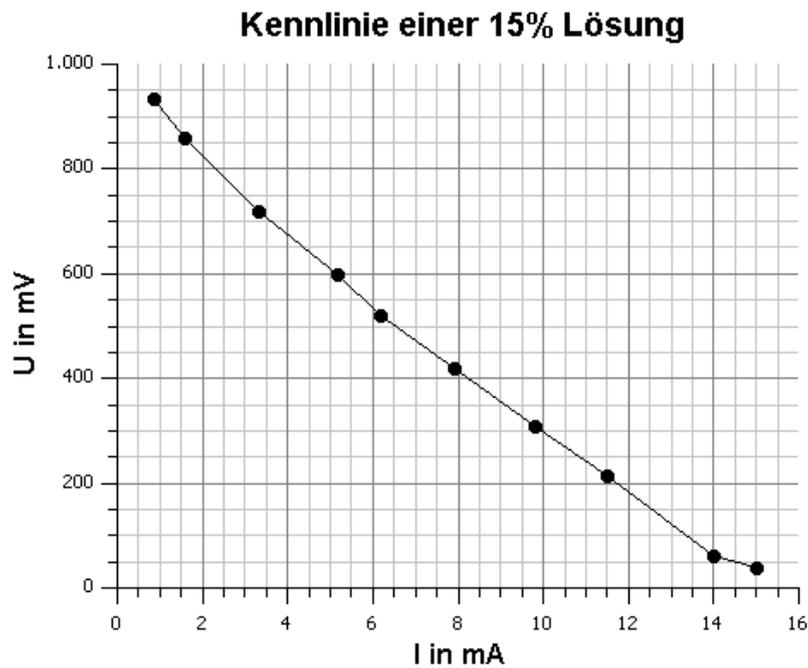
U in mV	I in mA
935	0,83
860	1,56
720	3,3
600	5,15
520	6,17
420	7,91
310	9,8
215	11,5
62	14
38	15

4.2 Kennlinie einer Ethanol-Brennstoffzelle

Auswertung

1. Zeichne deine Messwerte in das zugehörige Diagramm.
2. Wodurch kommt es zu Schwankungen bei den Messwerten?

Diagramm



Auswertung

2.

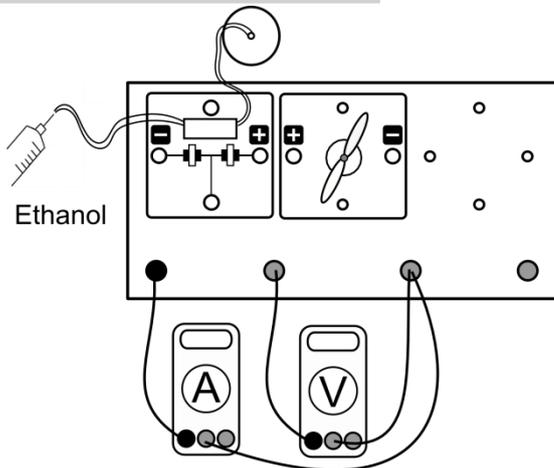
Die Messgeräte kommen nicht ganz zum Stillstand, da die chemische Reaktion nicht zum Stillstand kommt, sondern in einem fortlaufenden Prozess über die gesamte Zeit stattfindet. Dadurch ist immer eine gewisse Schwankung der Messwerte gegeben, die aber die Aufnahme qualitativ guter Messungen nicht behindern sollte.

4.3 Temperaturabhängigkeit der Leistung einer Ethanol-Brennstoffzelle

Aufgabe

Untersuche den Sachverhalt, dass der Motor bei höheren Temperaturen schneller läuft.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- Ethanolbrennstoffzelle
- Motormodul
- 2 Schläuche
- Ethanol-Lösung (15%)
- Strommessgerät
- Spannungsmessgerät
- Becherglas

Durchführung

1. Baue den Versuch nach obiger Versuchsanordnung auf.
2. Leite durch die zwei Schläuche und die Spritze Ethanol in die Brennstoffzelle.
3. Miss zunächst Spannung und Stromstärke bei Raumtemperatur. Notiere die Messwerte und die Motorbewegung in der Tabelle.
4. Um höhere, bzw. niedrigere Temperaturen zu erhalten, fülle die 15%ige Ethanol-Lösung in ein Reagenzglas und kühle bzw. erwärme dieses, indem du in ein Becherglas eine Mischung aus Eis und Wasser bzw. heißes Leitungswasser füllst.
5. Miss für jede Temperatur Spannung und Stromstärke. Notiere alle Werte in der Tabelle.

Messwerte

T in °C	Motorbewegung	U in mV	I in mA	P in mW
0	Motor beginnt sich zu drehen, hält dann aber an	53	0	0
5	Motor dreht sich sehr langsam	204	9,30	1,90
15	Motor dreht sich schneller	339	9,39	3,18
25	Motor dreht sich schneller	406	9,45	4,60
30	siehe 25°C	479	9,50	5,07
35	Motor dreht sich sehr schnell	562	9,70	5,45
40	Motor dreht sich so schnell, dass keine einzelnen Rotorblätter mehr erkennbar sind	620	9,80	6,08
45	siehe 40°C	644	10,01	6,45
50	siehe 40°C	646	10,08	6,51

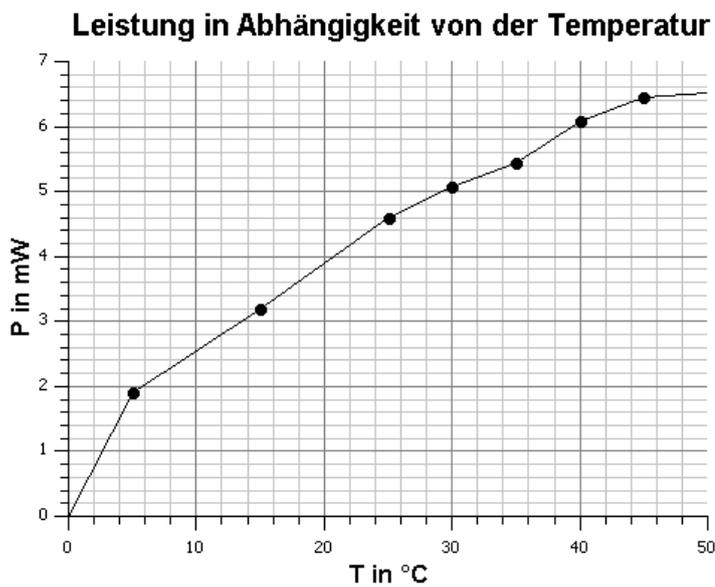


4.3 Temperaturabhängigkeit der Leistung einer Ethanol-Brennstoffzelle

Auswertung

1. Berechne die jeweilige Leistung der Brennstoffzelle und trage deine Werte in die Tabelle ein.
2. Stelle die Leistung in Abhängigkeit von der Temperatur grafisch dar.
3. Was kann aus dem Diagramm abgelesen werden? Gibt es eine Temperatur bei der die Leistung ein Maximum erreicht? Ab welcher Temperatur beginnt der Motor zu arbeiten?

Diagramm



Auswertung

3.

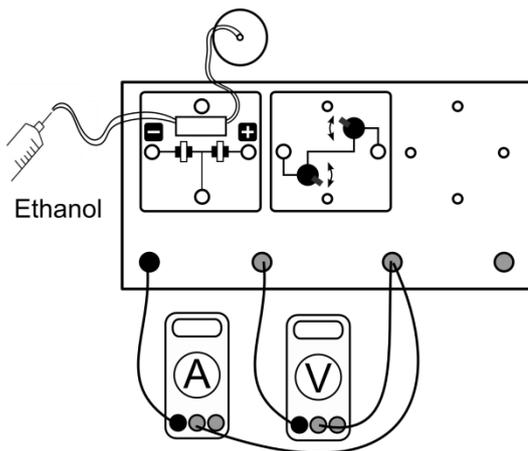
Ab einer Temperatur von etwa 3°C beginnt sich der Motor zu drehen. Wird die Temperatur erhöht, dann steigt die Drehgeschwindigkeit des Motors. Ab 45°C steigt die Leistung nicht weiter an. Insgesamt zeigt die Kurve die Temperaturabhängigkeit der Leistung der Brennstoffzelle von der Temperatur.

4.4 Konzentrationsabhängigkeit der Leistung einer Ethanol-Brennstoffzelle

Aufgabe

Überprüfe, ob zwischen der Konzentration der Ethanol-Lösung und der Leistung der Brennstoffzelle ein Zusammenhang besteht.

Aufbau



Benötigte Geräte

- Grundeinheit
- Ethanol-Brennstoffzelle
- Potentiometermodul
- 2 Schläuche
- Becherglas
- Spritze
- Ethanol-Lösung (10% und 20%)
- Strommessgerät
- Spannungsmessgerät
- Kabel

Durchführung

1. Bau den Versuch nach obiger Versuchsanordnung auf.
2. Leite durch die zwei Schläuche und die Spritze Ethanol in die Brennstoffzelle. Verwende zunächst die 10%ige Lösung.
3. Nutze die Drehregler des Potentiometers, um die Spannung und Stromstärke zu variieren.
4. Nimm die Werte für Stromstärke und Spannung auf.
5. Spüle die Brennstoffzelle mit destilliertem Wasser und wiederhole den Versuch mit 20%iger Lösung.

Messwerte

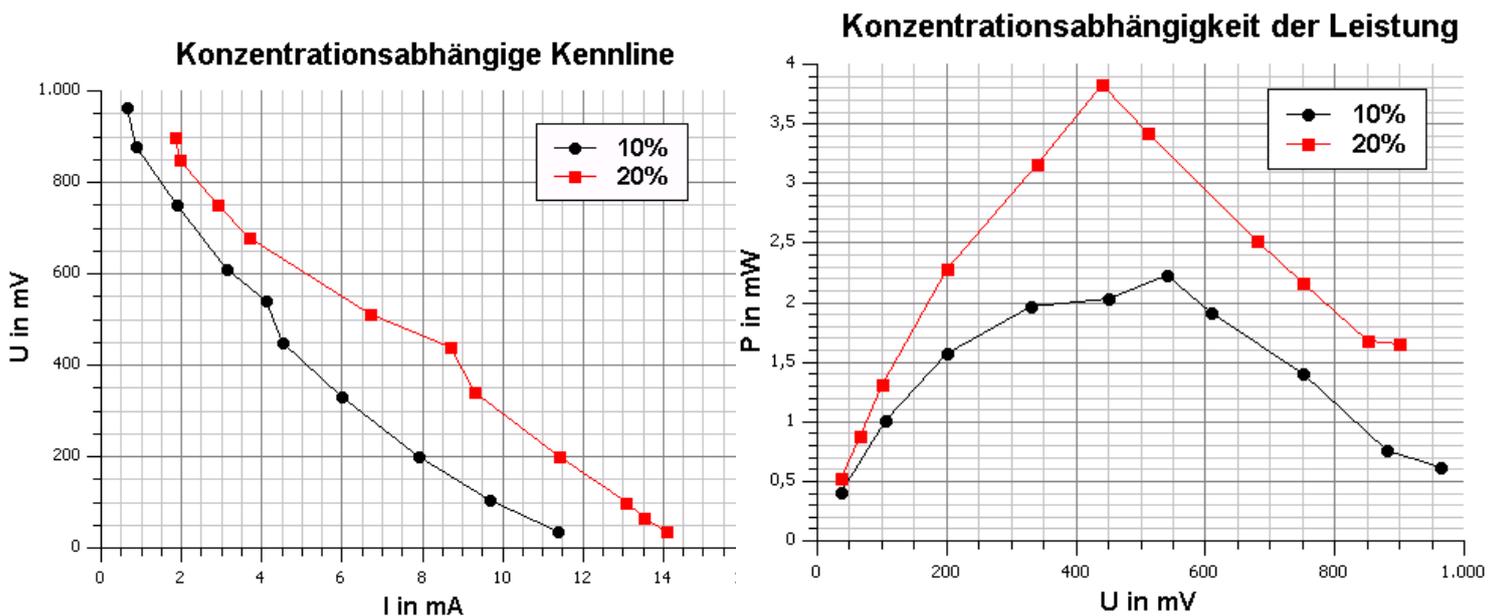
10%			20%		
U in mV	I in mA	P in mW	U in mV	I in mA	P in mW
964	0,64	0,617	900	1,83	1,647
880	0,86	0,757	850	1,97	1,674
750	1,87	1,403	750	2,89	2,168
610	3,13	1,909	680	3,70	2,516
540	4,12	2,225	510	6,70	3,417
450	4,51	2,030	440	8,70	3,828
330	5,98	1,973	340	9,30	3,162
200	7,89	1,578	200	11,40	2,280
104	9,67	1,006	100	13,06	1,306
36	11,38	0,410	65	13,53	0,879
			37	14,09	0,521

4.4 Konzentrationsabhängigkeit der Leistung einer Ethanol-Brennstoffzelle

Auswertung

1. Berechne für alle Messpunkte die Leistung der Brennstoffzelle und trage deine Werte in die Tabelle ein.
2. Trage deine Messwerte in die abgebildeten Diagramme ein
3. Was können die Kurven interpretiert werden?

Diagramme



Auswertung

3.

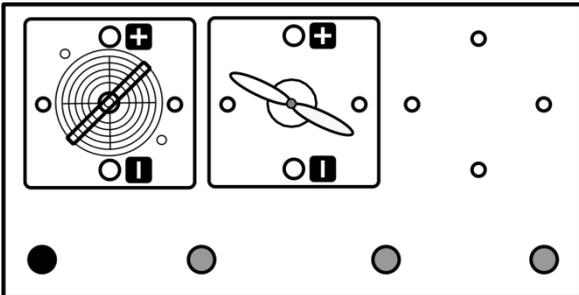
Es ist erkennbar, dass bei höherer Konzentration auch die Leistung ansteigt. Das liegt daran, dass bei einer höheren Konzentration mehr Ethanolmoleküle vorhanden sind und somit ein erhöhter Elektronenfluss zustande kommt. Die Lage des Leistungsmaximums scheint allerdings immer bei der gleichen Spannung zu liegen (ca. 450V). Dieses Wissen ist wichtig für die technische Anwendung der Brennstoffzelle. Bei gleicher Spannung hat die 20%-ige Lösung eine höhere Stromstärke als die 10%-ige Lösung. Das ist damit zu erklären, dass die Stromstärke als Anzahl der Ladungsträger auf einem bestimmten Querschnitt pro Zeiteinheit definiert ist. Bei einer höheren Ethanolkonzentration sind auch mehr Elektronen vorhanden, somit steigt die Stromstärke an.

5.1 Betreiben des Motors mit der SOFC Brennstoffzelle

Aufgabe

Betreiben Sie das Motormodul mit der Festoxidbrennstoffzelle und untersuchen Sie wie sich die Rotorgeschwindigkeit in Relation zur Brennstoffzellentemperatur verhält.

Aufbau



Benötigte Geräte

- SOFC Brennstoffzellenmodul
- Gasbrenner

Zusätzlich benötigt:

- leXsolar Grundeinheit
- Motormodul

Durchführung

1. Bauen Sie den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf.
2. Platzieren Sie den Gasbrenner senkrecht unter der Brennstoffzelle. Im Kapitel „Betrieb der Festoxidbrennstoffzelle (SOFC)“ finden Sie Hinweise zur Handhabung.
3. Drehen Sie das Gas auf und entzünden Sie den Brenner. Stellen Sie die Höhe der Brennstoffzelle so ein, dass die Spitze der Flamme geradeso die Brennstoffzelle berührt. Warten Sie bis die SOFC rot glüht.
4. Beobachten Sie das Verhalten des Motors.
5. Vergrößern Sie jetzt den Abstand von Brennstoffzelle und Flamme und beschreiben Sie Ihre Beobachtung.

Auswertung

Nach einer kurzen Anlaufphase beginnt der Motor zu rotieren. Solange der Abstand zum Gasbrenner konstant bleibt, ist auch die Geschwindigkeit des Motors konstant. Wenn der Abstand vergrößert wird, sinkt die Rotationsgeschwindigkeit bis der Motor zum Stillstand kommt.

Auswertung

1. Beschreiben und Erklären Sie das Verhalten des Motors in Abhängigkeit der Temperatur der SOFC.

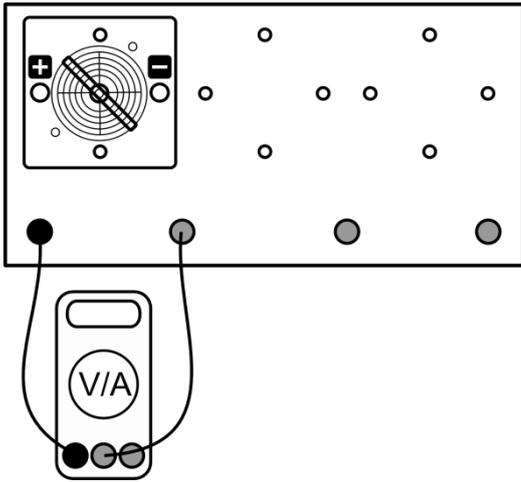
Die Geschwindigkeit des Motors ist abhängig von der Leistung der Brennstoffzelle. Da die Leistung der Brennstoffzelle abhängig ist von der Temperatur, sinkt die Motorgeschwindigkeit bei niedrigeren Temperaturen.

5.2 Eigenschaften der Festoxidbrennstoffzelle

Aufgabe

Nutzen Sie die Brennstoffzelle um einen Stromfluss zu generieren und untersuchen Sie die Eigenschaften der Brennstoffzelle.

Aufbau



Benötigte Geräte

- SOFC Brennstoffzellenmodul
- Gasbrenner

Zusätzlich benötigt:

- leXsolar Grundeinheit
- Multimeter (oder AV-Modul)
- Kabel

Durchführung

1. Bauen Sie den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf.
2. Platzieren Sie den Gasbrenner senkrecht unter der Brennstoffzelle. Im Kapitel „Betrieb der Festoxidbrennstoffzelle (SOFC)“ finden Sie Hinweise zur Handhabung.
3. Drehen Sie das Gas auf und entzünden Sie den Brenner. Stellen Sie die Höhe der Brennstoffzelle so ein, dass die Spitze der Flamme geradeso die Brennstoffzelle berührt. Warten Sie bis die SOFC rot glüht.
4. Messen Sie Spannung und Stromstärke und halten Sie Ihre Ergebnisse in der Tabelle fest.
5. Vergrößern Sie jetzt den Abstand zwischen Brennstoffzelle und Flamme und wiederholen Sie die Messung. Notieren Sie ihre Ergebnisse.
6. Vergrößern Sie den Abstand noch einmal und notieren Sie ihre Ergebnisse.

Messwerte

Abstand in cm	U in V	I in mA	P in mW
0	0.69	20	13.8
3	0.70	7	4.9
4	0	0	0



5.2 Eigenschaften der Festoxidbrennstoffzelle

Auswertung

1. Berechnen Sie die Leistung der Brennstoffzelle für jeden Abstand.
2. Beschreiben Sie wie sich die Leistung der Brennstoffzelle verhält, wenn sie den Abstand zur Flamme vergrößern.
3. Warum fällt die Spannung nicht sofort ab, wenn sie den Abstand zur Flamme vergrößern?
4. Welche Eigenschaften einer Festoxidbrennstoffzelle können Sie aus den vorliegenden Messdaten ableiten?

2.

Die Leistung der Brennstoffzelle sinkt bei größerem Abstand zur Flamme drastisch ab.

Aufgrund der Arbeitstemperatur der Brennstoffzelle kommt es zu einem Abfall der Leistung, da die Temperatur im Experiment abhängig vom Abstand der SOFC zur Flamme ist.

3.

Aufgrund des höheren Abstandes wird die Zelle mit weniger Wasserstoff versorgt. Außerdem funktioniert die Zelle wie ein Kondensator. Die Spannung bleibt gleich, während die Stromstärke Abnimmt.

4.

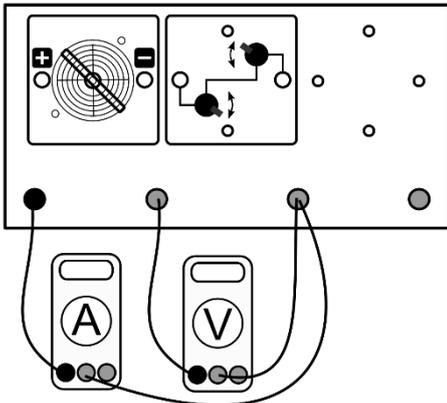
Mit höherem Abstand produziert die Zelle weniger Strom, da die Temperatur der Zelle sinkt. Das führt zu der Schlussfolgerung, dass das Verhalten der Festoxidbrennstoffzelle temperaturabhängig ist.

5.3 U-I Kennlinie der Festoxidbrennstoffzelle

Aufgabe

Nehmen Sie die U-I Kennlinie der Festoxidbrennstoffzelle auf.

Aufbau



Benötigte Geräte

- SOFC Brennstoffzellenmodul
- Gasbrenner

Zusätzlich benötigt:

- leXsolar Grundeinheit
- Potentiometermodul
- Voltmeter und Amperemeter (oder AV-Modul)
- Kabel

Durchführung

1. Bauen Sie den Versuch entsprechend der Versuchsanordnung auf.
2. Stellen Sie am Potentiometer den höchsten Widerstand ein.
3. Platzieren Sie den Gasbrenner senkrecht unter der Brennstoffzelle. Im Kapitel „Betrieb der Festoxidbrennstoffzelle (SOFC)“ finden Sie Hinweise zur Handhabung.
4. Drehen Sie das Gas auf und entzünden Sie den Brenner. Stellen Sie die Höhe der Brennstoffzelle so ein, dass die Spitze der Flamme geradeso die Brennstoffzelle berührt. Warten Sie bis die SOFC rot glüht.
5. Geben Sie sich sinnvolle Werte für die Spannung vor und messen Sie die Stromstärke. Regeln Sie zuerst mit dem Drehknopf am 100 Ω Widerstand und danach am 10 Ω Widerstand.
6. Tragen Sie die Messwerte in die Tabelle ein.

Messwerte

V in V	I in mA	P in mW
0.794	0.7	0.56
0.7	10.7	7.49
0.602	71.1	42.8
0.504	96.1	48.43
0.409	123.8	50.63
0.305	137.4	41.91
0.235	150.5	35.37
0.18	165	29.7
0.13	179.3	23.31



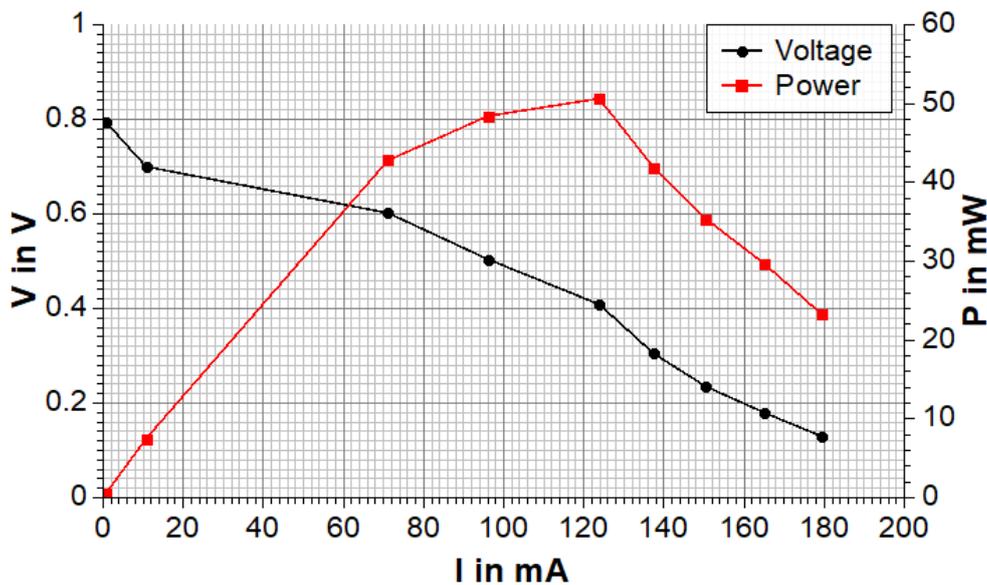
5.3 U-I Kennlinie der Festoxidbrennstoffzelle

Auswertung

6. Berechnen Sie die Leistung und erstellen Sie die U-I und die U-P Kennlinie.
7. Beschreiben Sie die Kennlinien.
8. An welcher Stelle der Leistungsbetrachtung sollte ein Verbraucher eingebracht werden. Begründen Sie Ihre Antwort.

Diagramm

1.



Auswertung

2. Die Leerlaufspannung der Festoxidbrennstoffzelle beträgt ca. 0,8 V. Sobald die Brennstoffzelle an das Potentiometer angeschlossen wird, kann ein Abfall der Spannung beobachtet werden. Die Verringerung des Widerstandes am Potentiometer bewirkt einen fast linearen Abfall der Spannung auf ca. 0,4 V. Danach fällt die Spannung stärker ab. Die U-P Kennlinie zeigt einen Anstieg der Leistung und erreicht ihr Maximum bei ca. 0,4 V. Ein weiterer Anstieg der Stromstärke bewirkt einen Spannungsabfall und eine Leistungsreduktion.

3. Um die Lebensdauer zu erhöhen und die optimale Funktion des angeschlossenen Verbrauchers zu gewährleisten sollte dieser möglichst im Bereich seiner Nennleistung betrieben werden. Um die Nennleistung zu erreichen bzw. ausnutzen zu können ist es wichtig, dass der Verbraucher im optimalen Leistungsbereich der Stromquelle betrieben wird. Im Falle der SOFC Brennstoffzelle liegt dieser Bereich der maximalen Leistung bei 0,4 V bzw. 50 mW.

leXsolar GmbH
Strehleener Straße 12-14
01069 Dresden / Germany

Telefon: +49 (0) 351 - 47 96 56 0
Fax: +49 (0) 351 - 47 96 56 - 111
E-Mail: info@lexsolar.de
Web: www.lexsolar.de