

Das Prinzip der Brennstoffzellen zu Hause oder in der Schule entdecken

Einleitung

Brennstoffzellen wandeln chemische in elektrische Energie um. Motoren und Turbinen mit Generatoren können das zwar auch, aber um Brennstoffzellen wird viel mehr Wirbel gemacht. Es wird berichtet, sie hätten einen viel höheren Wirkungsgrad als Verbrennungsmotoren und die Zukunft der Energieversorgung sei ohne sie nicht denkbar. In Autos und in Häusern und auch sonst überall, wo Energie benötigt wird, sollen sie in Zukunft so präsent sein wie der Automotor oder die Etagenheizung heute.

Wenn das stimmt, sollte doch jeder wissen, worum es eigentlich geht.

Zum Autor



Dr. Martin Schmidt ist von Beruf Physiker. Er leitete Marketing und Verkauf bei einer Firma, die Brennstoffzellen-Systeme entwickelt, produziert und vertreibt. Er wurde natürlich oft gefragt, wie Brennstoffzellen eigentlich funktionieren. Solche Fragen beantwortet er am liebsten mit einem Experiment, aber es hat ihn gestört, dass kommerziell erhältliche Bausätze teuer und unanschaulich sind.

Beim Studium historischer Berichte kam ihm die Idee, die Experimente der Brennstoffzellen-Pioniere mit einfachsten Mitteln nachzubauen, um das Prinzip der Brennstoffzelle besser begreifbar machen zu können. Es war wirklich einfach und doch so anschaulich, und er fand, dass eigentlich jeder, der sich für Brennstoffzellen interessiert, in der Lage sein müsste, diesen Versuch nachzubauen und zu verstehen. So entstand die Idee, eine Website zu dem Thema zu schaffen und dort die einzigen Komponenten, die nicht alltäglich sind, die zwei Platinelektroden, anzubieten.

Zielsetzung

Im folgenden sollen in einfacher und für jeden verständliche Weise das Prinzip der Brennstoffzellen erläutert werden. Dabei wird auf die elektrochemischen Basisphänomene fokussiert und nicht auf heutige technische Anwendungen (das kann man auf unzähligen Websites nachlesen). Die Anleitung ist für alle Interessierten geschrieben, auch die ohne viel Vorkenntnisse. Auch wenn es für die Spezialisten etwas langatmig erscheint: Bitte erst alles lesen und dann anfangen zu experimentieren!

Ein wesentliches Ziel ist natürlich, selbst eine Brennstoffzelle, zu ihrer Zeit noch „Gasbatterie“ genannt, zu bauen. Dazu braucht man zwei Platindrähte, die als Elektroden dienen. Alle anderen Zutaten finden wir in den Küchenschränken, der Bastelkiste oder dem Supermarkt. Diese Brennstoffzelle ist zu schwach, um Lampen oder Motoren anzutreiben. Alle Effekte sieht man nur am Voltmeter: sie äussern sich als eine recht hohe Spannung von etwa 1.4 Volt, d. h. sie sind sehr gut detektierbar. Die kleine Leistung liegt an der kleinen Fläche unserer Platinelektroden. Wer zu Hause grössere Mengen Platin herumliegen hat, darf die hier beschriebene kleine Gasbatterie im grossen Stil nachbauen. Es funktioniert sicher, wird aber bestimmt sehr teuer. Dann ist eher zu empfehlen, einen Bausatz zu erwerben, der eine Brennstoffzelle mit einer höheren Leistung beinhaltet. Es ist allerdings sehr unanschaulich, denn man sieht nicht, wie es funktioniert. Ein Lehrer, der Brennstoffzellen im Physik- oder Chemieunterricht behandeln möchte, wird sicher beides haben: kleine Gasbatterien für die Schülerexperimente und eine Profi-Brennstoffzelle, die mehr Arbeit leisten kann als nur ein Voltmeter zu betreiben.

Auf den Spuren der Forscher

In der zweiten Hälfte des 18. Jahrhunderts und während des ganzen 19. Jahrhunderts waren Wissenschaftler von den Phänomenen und Möglichkeiten der Elektrizität fasziniert. Schon recht früh sahen und beschrieben Forscher Effekte, die Grundlagen der Brennstoffzellen-Entwicklung wurden. Zu den Pionieren gehörten unter anderem:



Alessandro Volta, Pavia
1745-1827



Johann Wilhelm Ritter, Jena
1776-1810



Christian Friedrich Schönbein, Basel
1799-1868



William Robert Grove, Oxford
1811-1896

Volta war der erste, der die Beobachtungen der elektrischen Phänomene auf eine wissenschaftliche Basis stellte. Ritter entwickelte das Verständnis der Elektrizität bis zu seinem frühen Tod in zahllosen Experimenten weiter und gilt heute als der Begründer der Elektrochemie. Schönbein und Grove, die über ihren Erfahrungsaustausch zu persönlichen Freunden wurden, erforschten und systematisch das, was wir heute unter den Begriff Brennstoffzellen fassen. Damals nannte man es noch Gasbatterien. Diese Bezeichnung ist sehr anschaulich und beschreibt das grundlegende Prinzip viel besser als das abstraktere Wort Brennstoffzelle.

Man kann die Versuche, die Schönbein im Sommer 1838 in seinem Institut an der Universität Basel durchführte, sehr leicht zu Hause nachvollziehen und nachbauen. Die Effekte sind stark und offensichtlich, und verschiedene Quellen berichten, auch Ritter habe sie schon gesehen. Damals aber waren die empfindlichsten Messgeräte frisch präparierte Froschschenkel, die eigene Zunge oder die Finger. Ritter berichtet über Experimente im Februar 1801, bei denen er sich häufigen und intensiven elektrischen Schlägen ausgesetzt hatte. Nachher fühlte er sich krank, musste er tagelang das Bett hüten und fühlte sich auch 10 Tage später noch nicht wohl. Kein Wunder, dass er dieses „Messgerät“ anschliessend nicht mehr überstrapazierte. Wir haben es heute sehr viel einfacher. Wir müssen nicht mehr im Morgengrauen frische Frösche für unsere Experimente sammeln oder unsere eigene Gesundheit aufs Spiel setzen, sondern können uns in der Bastelabteilung eines Supermarktes preiswerte, hochempfindliche Digital-Multimeter beschaffen.

Wir wollen uns im folgenden dem Thema in einfachen Schritten nähern.

Erster Schritt: Elektrolyse verstehen

Grundlagen

Die Elektrolyse, damals Wasserzerlegung genannt, faszinierte die Forscher besonders. Ein Elektrolyt ist ein Stoff, in dem Ionen vorliegen, in unserem Fall eine wässrige Lösung. Dies kann eine Säure, Lauge oder Salzlösung sein. Unter Ionen versteht man geladenen Teilchen, die unter dem Einfluss der polaren Wassermoleküle entstehen (diesen Vorgang nennt man Dissoziation). Metalle und der Wasserstoff bilden positive, Nichtmetalle negative Ionen. Die folgende Tabelle gibt Beispiele.

In Wasser gelöster Stoff	Bezeichnung	Positive Ionen (Kationen)	Negative Ionen (Anionen)
H ₂ SO ₄	Schwefelsäure	H ⁺ , H ⁺	SO ₄ ²⁻
NaOH	Natronlauge	Na ⁺	OH ⁻
NaCl	Kochsalz	Na ⁺	Cl ⁻

Zur praktischen Durchführung der Elektrolyse werden zwei gleichartige Elektroden in eine Elektrolytlösung gebracht. Die Elektroden werden mit den Polen einer Gleichspannungsquelle (z. B. Batterie) verbunden. Die positiv geladenen Ionen (Kationen) wandern zum Minuspol, den man deswegen auch Kathode nennt. Die negativ geladenen Ionen (Anionen) bewegen sich zum Pluspol (Anode). An den Elektroden werden die Ionen entladen und liegen als neutrale Teilchen (Atome oder Moleküle) vor. In dieser Form reagieren sie mit der chemischen Umgebung: sie schlagen sich an der Elektrode nieder, steigen als Gas auf oder sind in andere Sekundärreaktionen verwickelt. Ein Beispiel soll das erläutern.

Wichtiges Beispiel

Wir gehen im folgenden immer von Kochsalzlösung aus (am einfachsten herstellbar und ungefährlich). Kochsalz (NaCl), in Wasser gelöst, dissoziiert zu Natrium- und Chlorid-Ionen (Na^+ und Cl^-). Cl^- wandert zur positiven Elektrode (Anode), wird entladen (gibt ein Elektron ab) und bildet Gasmoleküle (Cl_2), die als Bläschen zur Oberfläche steigen. Man kann das Chlorgas riechen (es riecht wie in einem Schwimmbad mit chloriertem Wasser). Na^+ hingegen wandert zur negativen Elektrode (Kathode) und wird dort entladen (nimmt ein Elektron auf). Natrium, ein sehr reaktionsfreudiges Metall, ist in Wasser nicht stabil und wandelt sich in einer Sekundärreaktion sofort in Natriumhydroxid (NaOH) um. Dazu muss dem Wasser (H_2O) ein OH^- -Ion entrissen werden, wobei ein H^+ übrigbleibt. Die H^+ -Ionen schließen sich zu Wasserstoffmolekülen (H_2) zusammen, die als Gasbläschen an der Kathode aufsteigen. Die Reaktionsprodukte der Elektrolyse einer Kochsalzlösung sind also Chlorgas (Cl_2) und Wasserstoffgas (H_2).

Schritt 2: Von der Elektrolyse zur Gasbatterie

Wenn man die Stromversorgung von unserem Elektrolysexperiment wegnimmt, hört das Sprudeln der aufsteigenden Gasbläschen zwar auf, aber es haften noch viele Bläschen an den Elektroden. J. W. Ritter wird die Beobachtung zugeschrieben, an einer solchen Zelle eine elektrische Spannung gemessen zu haben, obwohl die äussere Stromversorgung abgeklemmt war. Dass die noch gasbeladenen Elektroden Strom liefern können, ist nichts anderes als der Brennstoffzelleneffekt. Man kann es auch Gasbatterie oder Umkehrung der Elektrolyse nennen oder von einer besonderen Art eines galvanischen Elementes sprechen.

Schönbein hat Experimente dieser Art 1838 systematisch durchgeführt, sie korrekt interpretiert, und die Ergebnisse im Philosophical Magazine im Januar 1839 erstmals publiziert. Die Elemente, die bei ihm Elektrizität erzeugten, waren die Elektrodenpaare Wasserstoff/Chlor und Wasserstoff/Sauerstoff. Wir gehen also wirklich auf den Pfaden der Brennstoffzellen-Pioniere! Wir wollen dem noch näher auf den Grund gehen.

Schritt 3: Galvanische Elemente verstehen

Im einfachsten Fall besteht ein galvanisches Element aus der Anordnung ANODE - ELEKTROLYT - KATHODE.

Diese Elemente erlauben, chemische in elektrische Energie umzuwandeln.

Der bekannteste Fall ist, dass Anode und Kathode aus unterschiedlichen Metallen, z. B. Kupfer (Cu) und Zink (Zn), bestehen. Das unedle Metall, in diesem Fall Zn, korrodiert: positiv geladene Zn^{2+} -Ionen gehen in Lösung und hinterlassen an der Zn-Elektrode Elektronen (sie wird Minuspol). Wenn sich Zn^{2+} -Ionen an der Cu-Elektrode niederschlagen, benötigen sie 2 Elektronen zur Entladung. An der Cu-Elektrode entsteht darum Elektronenmangel (sie wird Pluspol). Ein solches elektrisches Ungleichgewicht möchte ausgeglichen werden. Am liebsten würden die Elektronen dazu auf direktem Wege vom Minuspol durch die Elektrolytlösung zum Pluspol wandern. Ein Elektrolyt allerdings lässt nur Ionen-, nicht aber Elektronenleitung zu, d. h. er ist für Elektronen ein Isolator. Sie müssen daher den Umweg durch einen äusseren Stromkreis machen (und dabei Arbeit für uns verrichten), um den Ladungsausgleich vollziehen zu können.

Die von selbst ablaufende (exotherme) Korrosionsreaktion des Zinks beschert uns also nutzbare elektrische Energie. Alle Batterien, die wir in tragbaren elektrischen oder elektronischen Geräten benutzen, funktionieren grundsätzlich nach diesem Prinzip.

Schritt 4: Die Gasbatterie als galvanisches Element

Warum aber funktioniert unsere Gasbatterie? Wir haben doch keine unterschiedlichen Elektrodenmaterialien. Eigentlich dürfte es doch keine elektrische Spannung geben!

Dieser Einwand wäre vollkommen richtig, hätten wir nicht die Gasbläschen an den Elektroden als Folge der Elektrolyse. Sie machen den entscheidenden Unterschied. Wir haben (in unserem Beispiel mit Kochsalzlösung) eine Chlor- und eine Wasserstoffelektrode, also unterschiedliche Elektroden. Wir sehen hier einen wichtigen weiteren Punkt: Die Chemie spielt sich nicht in der Elektrode selbst sondern ausschliesslich auf der Elektrodenoberfläche ab.

Schritt 5: Die Gasbatterie als Umkehrung der Elektrolyse

An den gasbeladenen Elektroden und in der Elektrolytlösung spielt sich die Rückreaktion der Elektrolyse ab. Als Folge der Elektrolyse liegen Wasserstoff- und Chlorgas vor. Diese vereinigen sich (synthetisieren) wieder zu Salzsäure (HCl). Hier allerdings müssen wir eine wichtige Einschränkung beachten: Diese Reaktion kann nur geschehen, wenn Platinelektroden verwendet werden. Ohne die katalytische Wirkung der Platinoberfläche kann diese Reaktion nicht bei (der niedrigen) Zimmertemperatur von selbst (exotherm) ablaufen. Der Fachmann spricht hier von der „heterogenen Katalyse“.

Experimentieranleitung

Vorbereitungen

Wir benötigen:

- ein kleines Glas mit Wasser und einer Messerspitze Kochsalz
- ein hochohmiges Voltmeter mit Messbereichen 0-2 Gleichspannung (VDC) und 0-20 VDC (es reicht ein billiges Digital-Multimeter aus der Bastelabteilung eines Supermarktes; ein älteres Zeigerinstrument geht auch, aber die Effekte sind weit weniger gut sichtbar)
- eine Batterie 4.5 Volt
- Experimentierkabel, am besten mit kleinen Krokodilklemmen (der geschickte Experimentator wird auch ohne diese Kabel auskommen, aber sie sind eine Arbeitserleichterung)
- 2 Platindrähte als Elektroden

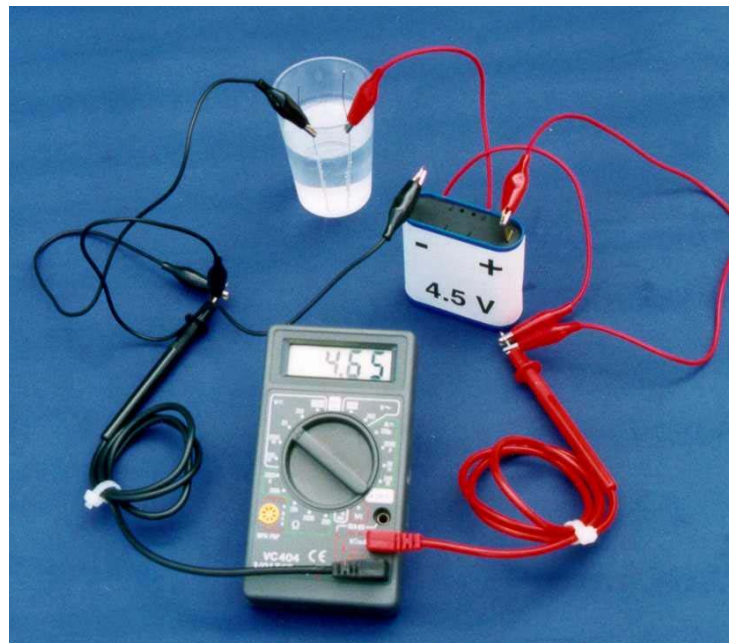
Praktische Durchführung: Elektrolyse und Gasbatterie

- Eine Messerspitze Kochsalz wird in einem kleinen Gefäss (Glas oder Kunststoff) mit Wasser aufgelöst. Die Lösung ist zuerst etwas trüb, wird aber nach einer Weile klar (dann sieht man das Geschehen an den Elektroden besser).
- Die zwei Platindrähte (Elektroden) werden am Glasrand befestigt (am einfachsten mit den Krokodilklemmen der Experimentierkabel). Die Platinelektroden dürfen nicht zu weit voneinander entfernt sein (einige Millimeter sind perfekt), dürfen sich aber auch nicht berühren.
- Die Platinelektroden werden mit dem Voltmeter verbunden (Polarität spielt keine Rolle). Beim allerersten Mal wird man auch im empfindlichsten VDC-Messbereich keine Spannung messen (ausgenommen geringe Effekte durch elektromagnetische Streufelder). Wiederholt man das Experiment, sind die Elektroden möglicherweise nicht mehr ganz gleichartig (adsorbierte Gasspuren vom vorhergehenden Experiment) und man sieht schon minimale Effekte.

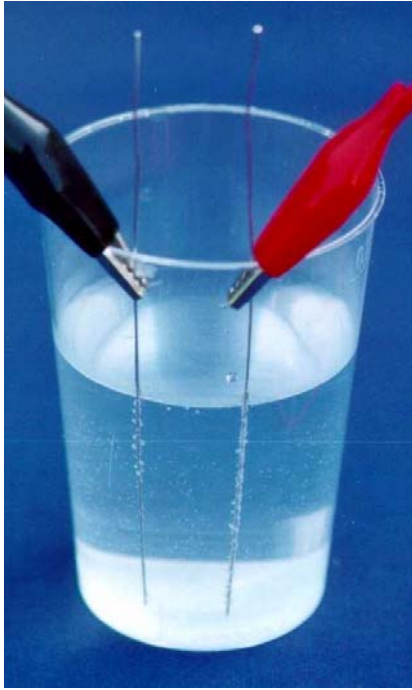


- Das Voltmeter auf den Messbereich 0-20 VDC schalten und die Batterie mit den Platinelektroden verbinden (Pluspol zu Pluspol und Minuspol zu Minuspol). Man beobachtet lebhaft Gasentwicklung an den Elektroden (man kann das Chlorgas riechen, wenn man nahe genug herangeht). Im Prinzip

ist die Gasmischung explosiv, aber die kleine Menge macht das Experiment ungefährlich. Am Voltmeter misst man die Spannung der Batterie (zwischen 4 und 5 Volt).



- Wegnehmen der Verbindung zur Batterie, möglichst ohne das Gefäß zu erschüttern (damit viele Gasbläschen an den Elektroden hängenbleiben). Nun haben wir keine Elektrolyse mehr, aber das Voltmeter zeigt immer noch eine Spannung, die etwa 1.4 Volt beträgt und langsam sinkt (bei Bedarf auf empfindlicheren Messbereich am Voltmeter umschalten). Unsere Zelle ist nun eine Gasbatterie bzw. Brennstoffzelle! Das an den Elektroden vorhandene Gas (chem. Energie) wird in elektrische Energie umgewandelt. Zwar kann man nichts anderes als ein Voltmeter damit betreiben, aber der Effekt ist sehr gut beobachtbar (für grössere Leistung, um etwa Lampen oder Motoren betreiben zu können, bräuchte man grössere Gefässe und Elektrodenflächen).



- Man kann die Gasbatterie durch kurzes Anschließen der Batterie (vorher Voltmeter auf entsprechenden Messbereich umschalten) beliebig oft wieder aufladen und das Experiment wiederholen.

Praktische Durchführung: Modifikation

- Als Elektrolyte lassen sich auch Säuren oder Laugen einsetzen (z. B. Schwefelsäure, Salzsäure oder Natronlauge), aber es ist wegen der ätzenden Wirkung der Stoffe viel gefährlicher. Tun Sie es nicht! Man sieht auch keine stärkeren Effekte als bei der simplen „Kochsalz-Brennstoffzelle“. Probieren Sie statt dessen einmal originelle Typen wie die Orangensaft- oder Essig-Brennstoffzelle. Zwar sind diese organischen Säuren relativ schwach dissoziierte Elektrolyte, aber man sieht dennoch einen deutlichen, wenn auch schwächeren Effekt.

Praktische Durchführung: Kontrollexperiment

- Es wurde behauptet, man brauche die katalytische Wirkung des Platins, die die Brennstoffzellen-Reaktion überhaupt ermögliche. Man kann das prüfen, indem man Elektroden ohne katalytische Wirkung einsetzt. Dies können im einfachsten Fall umgebogene Büroklammer sein, ideal jedoch sind Bleistiftminen aus Druckbleistiften, weil sie überhaupt keine chemische Verbindung mit dem Elektrolyt oder den Reaktionsprodukten eingehen. Wiederholen Sie das Experiment mit solchen Elektroden (Vorsicht, sie sind zerbrechlich). Man sieht die Gasentwicklung bei der Elektrolyse, aber nach Abklemmen der Batterie eine nur sehr geringe elektrische Spannung. Es ist also doch ein galvanisches Element – aber keine Gasbatterie bzw. Brennstoffzelle. Die Veränderung, die sich in der kurzzeitigen, geringen Spannung äußert, sind die Veränderungen der chemischen Umgebung an den Elektroden: Am Minuspol entsteht, wie schon erläutert, ein wenig Natronlauge (NaOH) und damit geringfügig veränderte lokale Verhältnisse. Dieser Effekt geschieht im übrigen auch an den Platinelektroden, aber er wird durch die viel stärkere Brennstoffzellen-Reaktion überlagert.

Theorie

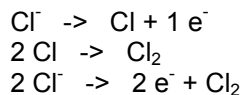
Einleitung

Eigentlich könnte man die gesamte Elektrochemie an diesen einfachen Experimenten entdecken und erklären. Soweit soll es hier nicht gehen. Dennoch sollen ein paar Grundlagen der elektrochemischen Prozesse erwähnt werden.

Elektrolyse

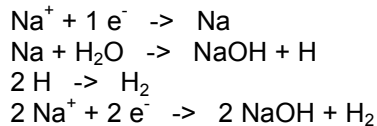
Anodenreaktionen

Elektronenabgabe (Oxidation)
Bildung eines Chlorgasmoleküls
zusammengefasst



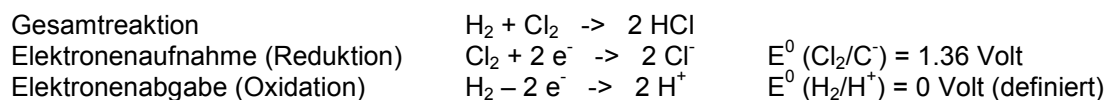
Kathodenreaktionen

Elektronenaufnahme (Reduktion)
Sekundärreaktion: Bildung von Natronlauge
Bildung eines Wasserstoffgasmoleküls
zusammengefasst



Brennstoffzellen-Reaktion

Dies ist praktisch die Rückreaktion der Elektrolyse, die Salzsäure-Synthese („Chlor-Knallgasreaktion“). Im folgenden sind Gesamtreaktion, Teilreaktionen und die Standardpotentiale E^0 der beiden Redoxpaare H_2/H^+ und Cl_2/Cl^- angegeben.



Die Standardpotentiale sind für Normalbedingungen (Normaldruck, Zimmertemperatur, Aktivitäten = 1) definiert. Gewöhnlich arbeitet man in einem Freihand-Experiment mit anderen Bedingungen, insbesondere mit Konzentrationen, die nicht der Aktivität 1 (in etwa 1-molare Lösung) entsprechen. Das führt in der Praxis zu etwas anderen elektrochemischen Potentialen bzw. elektrischer Spannung zwischen den Elektroden.

Würde man den Versuch mit den Redoxpaaren H_2/H^+ und O_2/O^{2-} durchführen, also die klassische Wasser- oder Knallgas-Synthese, ergäbe sich eine Spannung von 1.23 Volt.

Wer genau beobachtet, sieht im ersten Moment nach Abklemmen der Batterie eine höhere Spannung als die theoretisch erklärbare. Sie liegt bei etwa 2 Volt, sinkt aber sehr rasch auf die erwarteten Werte um 1.4 Volt ab. Dies erklärt sich wahrscheinlich dadurch, dass die Zelle eine gewisse elektrische Kapazität hat wie ein Kondensator, der einen Teil der elektrischen Ladung aus der Batterie noch eine kleine Zeit speichern kann. Es hat also mit dem Brennstoffzellen-Effekt nichts zu tun.

Ergebnis aller chemischen Reaktionen

Übrigens: Liebhaber von Symmetrieargumenten wird es stören, dass wir zwar von Kochsalzlösung ausgehen, aber am Ende Salzsäure entsteht. Dies ist aber noch nicht das Ende allen chemischen Treibens in unserer kleinen Zelle. Da wir bei der Elektrolyse Natronlauge erzeugen, wird nach der Brennstoffzellen-Reaktion (Salzsäure-Synthese) folgende Neutralisationsreaktion eintreten:



Das Ergebnis ist schliesslich wieder Kochsalz und Wasser, also unsere Ausgangsprodukte. In der Praxis wird es aber am Schluss nicht ganz aufgehen können, denn es werden bei der Elektrolyse Chlor- und Wasserstoffgasblasen aus unserem System entfernt, und es wird auch nicht alles Gas bei der Brennstoffzellen-Reaktion umgesetzt. Zumindest aber theoretisch ist ein abgeschlossenes System denkbar, in dem die Summe der Eingangsprodukte gleich der Summe der Ausgangsprodukte ist.

Nachwort zur Ökologie

Anmerkung 1

Unser Experiment ist zwar sehr anschaulich und einfach, aber ökologisch überhaupt nicht sinnvoll. Wir nutzen eine Batterie, in der chemische Energie in elektrische umgesetzt wird, um unsere Gasbatterie aufzuladen, um am Schluss wieder elektrische Energie zu erhalten. Stellt man sich aber vor, man erhielte die elektrische Energie zum Aufladen der Gasbatterie aus Windkraft- oder Photovoltaik-Anlagen, so sind sinnvolle Einsatzmöglichkeiten der Gasbatterie alias Brennstoffzelle denkbar. Man würde dann von einer Brennstoffzelle ausgehen, die Wasserstoff umsetzt. Es gibt sehr viele Denkansätze, teilweise auch versuchsweise Umsetzungen zu den Themen Wasserstoffherzeugung, Wasserstoffspeicherung und natürlich auch zum Thema Brennstoffzelle.

Anmerkung 2

Es gibt verschiedene Arten Brennstoffzellen, die sich nach Art des Elektrolytmaterials und damit nach der Betriebstemperatur unterscheiden. Nicht alle benötigen als Brennstoff reinen Wasserstoff, der hinsichtlich Erzeugung, Transport, Lagerung und Speicherung sehr anspruchsvoll ist. Je höher die Betriebstemperatur, desto unkritischer ist die Frage des Brennstoffs. Die Hochtemperatur-Brennstoffzellen können ohne grossen Aufwand mit Erdgas oder Biogas betrieben werden. Je höher die Temperatur, desto weniger abhängig ist man auch auf die Mitwirkung von (meist sehr teuren) Katalysatoren an der zugrundeliegenden chemischen Reaktion. Andererseits aber stellen hohe Betriebstemperaturen hohe Ansprüche an die verwendeten Materialien, weshalb nur sehr spezialisierte Firmen brauchbare Konzepte und Systeme anbieten können. Pionierarbeiten haben auf diesem Gebiet besonders die Unternehmen Siemens-Westinghouse (USA) und Sulzer Hexis (Schweiz) geleistet. In der (wahrscheinlich langen) Übergangszeit bis zur Wasserstoffära wird gerade diesem Brennstoffzellentyp eine hohe Bedeutung beigemessen.

Anmerkung 3

Elektrische Energie wird häufig durch Grosskraftwerke, die mit fossilen Brennstoffen betrieben werden, erzeugt. Dabei fällt ein hoher Anteil an Abwärme an, der ungenutzt bleibt. Dies ist unbefriedigend, da auch die Abwärme einen Einsatz von Primärenergie und damit eine Erzeugung von CO₂ repräsentiert. Ergänzt man diese Situation durch stationäre dezentrale Systeme, die einen Teil der elektrischen Energie im Haushalt selbst erzeugen, kann die Abwärme sinnvoll genutzt werden. Dies kann den globalen CO₂-Ausstoss beträchtlich reduzieren. Nutzt man die Abwärme nicht (z. B. zur Warmwasserbereitung oder Heizung), entfällt zumindest der ökologische Vorteil einer dezentralen Anlage. In einigen europäischen Ländern ist es darum verboten, dezentrale Anlagen in Wohnhäusern zur reinen Stromerzeugung zu verwenden. Stationäre Brennstoffzellen-Systeme, die mit Erdgas oder Heizöl betrieben werden können, besitzen für diese Anwendung grosse Vorteile: hoher Wirkungsgrad, lautloser Betrieb, wartungs- und schadstoffarm.

In Medien wie Internet kann man eine stetig wachsende Zahl von Referenzen zu diesen Themen finden.