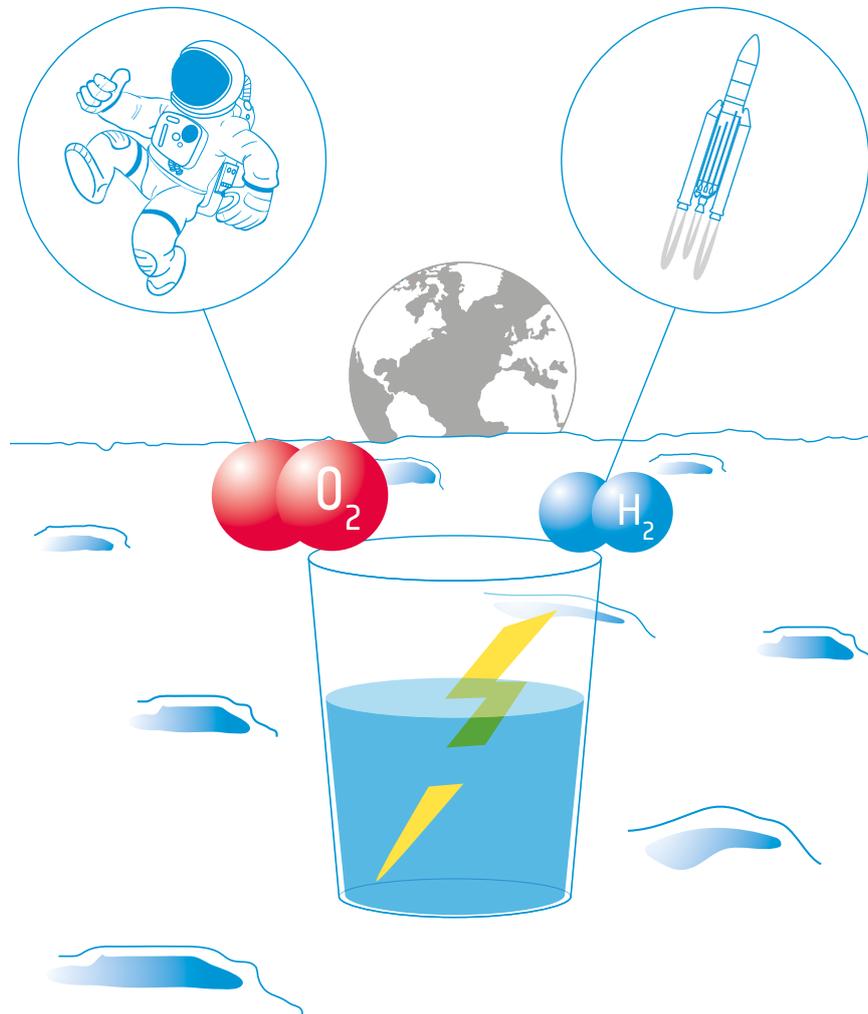


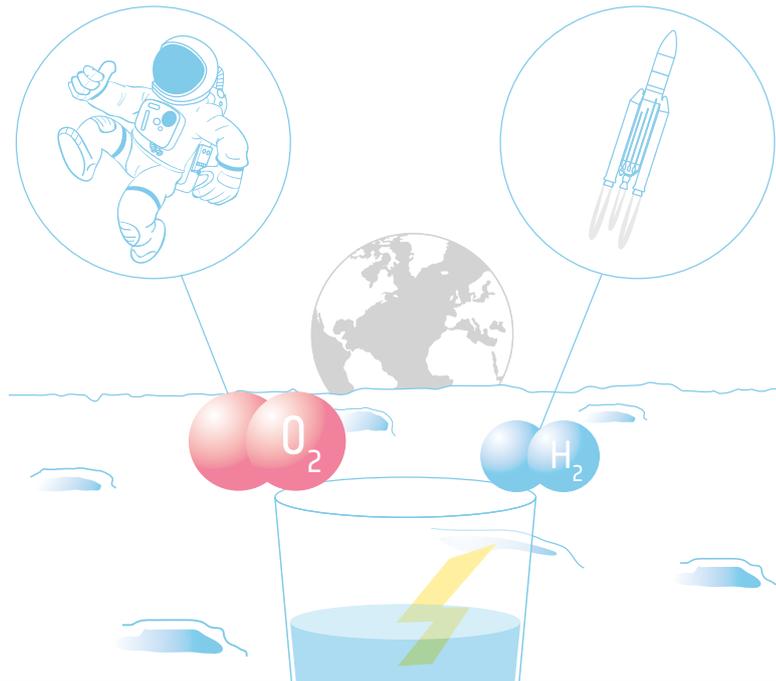
Chemie | C09

teach with space

→ STROM AUS WASSER

Erzeugung von Sauerstoff und Wasserstoff auf dem Mond





Leitfaden für Lehrer

Die wichtigsten Fakten	Seite 3
Zusammenfassung der Aufgaben	Seite 4
Einleitung	Seite 5
Aufgabe 1: Baut eure eigene Batterie	Seite 6
Aufgabe 2: Wasserelektrolyse	Seite 10
Aufgabe 3: Brennstoffzelle	Seite 14
Arbeitsblatt für Schüler	Seite 16
Links	Seite 23
Anhang 1: Elektrolyseur	Seite 24
Anhang 2: Brennstoffzelle	Seite 25

teach with space – Strom aus Wasser | C09
www.esa.int/education

Das ESA Education Office (ESA-Bildungsbüro) freut sich über Rückmeldungen und Kommentare
teachers@esa.int

Eine Produktion von ESA Education (ESA-Bildungsbüro) in Zusammenarbeit mit ESERO Spanien
Copyright 2018 © European Space Agency

→ STROM AUS WASSER

Erzeugung von Sauerstoff und Wasserstoff auf dem Mond

Die wichtigsten Fakten

Fach: Chemie und Physik

Altersgruppe: 14-16 Jahre

Art: Laboraufgabe

Schwierigkeitsgrad: mittel

Vorbereitungszeit für den Lehrer: 1 Stunde

Zeitbedarf für den Unterricht: 2 Stunden

Kosten: mittel (5-25 Euro) für Aufgabe 1 und 2 und hoch (50-100 Euro) für Aufgabe 3

Ort: Labor

Einschließlich der Verwendung von: Zink- und Kupferplatten

Stichworte: Chemie, Physik, Mond, Elektrochemie, Volta'sche Säule (Batterie), Elektrolyse, Brennstoffzellen

Kurzbeschreibung

In dieser Sammlung von drei Aufgaben erfahren die Schüler etwas über die Elektrochemie. Bei der ersten Aufgabe bauen sie eine Volta'sche Säule – eine einfache Batterie. Diese Erfindung bedeutete den Beginn der Elektrochemie. Danach untersuchen die Schüler die Elektrolyse. Dabei wird mit elektrischem Strom Wasser in seine Bestandteile Wasserstoff und Sauerstoff aufgespalten. Diese Produkte lassen sich als Treibstoffe für Raumfahrzeuge und/oder zur Bereitstellung von Sauerstoff zur Unterstützung einer Besatzung nutzen. Bei der letzten Aufgabe untersuchen und verwenden die Schüler eine Brennstoffzelle.

Lernziele

- Verständnis für die Funktionsweise einer Batterie.
- Durchführung einer experimentellen Aufgabe zur Bestätigung, dass bei bestimmten chemischen Reaktionen Elektrizität entstehen kann.
- Durchführung einer experimentellen Aufgabe zur Bestätigung, dass durch Elektrizität bestimmte chemische Reaktionen stattfinden können.
- Untersuchung der Wasserelektrolyse und von deren Anwendungen.
- Untersuchung von Brennstoffzellen und von deren Anwendungen.
- Aufschreiben von Bilanzgleichungen für chemische REDOX-Reaktionen.
- Sachgerechte Verwendung des Versuchsmaterials zur Anstellung und Aufzeichnung von Beobachtungen.

→ Zusammenfassung der Aufgaben

Zusammenfassung der Aufgaben					
	Bezeichnung	Beschreibung	Ergebnis	Anforderungen	Zeit
1	Baut eure eigene Batterie	Bau einer Volta'schen Säule.	Einführung in die Elektrochemie; Erlernen der Funktionsweise einer Batterie.	Keine	45 Minuten
2	Wasserelektrolyse	Bau eines Elektrolyseurs und Durchführung der Wasserelektrolyse.	Erlernen der Wasserelektrolyse und von deren Anwendungen.	Abschluss der Aufgabe 1 wird empfohlen.	45 Minuten
3	Brennstoffzelle	Untersuchung einer Brennstoffzelle.	Erlernen der Brennstoffzellen und von deren Anwendungen.	Keine. Abschluss der Aufgabe 2 wird empfohlen.	30 Minuten

→ Einleitung

Die Erkundung des Mondes durch den Menschen erfordert Ressourcen: Wasser, Sauerstoff, Nahrungsmittel, Materialien, Treibstoff usw. Da der Transport all dieser Stoffe von der Erde sehr unwirtschaftlich und teuer wäre, untersuchen die Planer der Missionen, wie sich bereits auf dem Mond vorhandene Ressourcen nutzen lassen. Eine der wichtigsten Ressourcen ist Wasser. Die Wissenschaftler konnten nachweisen, dass Wasser möglicherweise in einigen Bereichen in der Nähe der Mondpole existiert. Bei einer künftigen Mondmission könnten mit diesem Wasser Wasserstoff und Sauerstoff zum Antrieb und Sauerstoff zu atembarer Luft für die Besatzung erzeugt werden.

Bei dieser Aufgabensammlung untersuchen wir, wie Energie in Batterien gespeichert werden kann und wie sich Sauerstoff und Wasserstoff aus Wasser erzeugen lässt. Hierzu müssen wir etwas über die Elektrochemie erfahren!

Die Elektrochemie ist der Zweig der Wissenschaft, der das Verhältnis zwischen Elektrizität und Chemie untersucht. Bestimmte chemische Reaktionen können Elektrizität erzeugen wie bei einer Batterie. Auch das Gegenteil ist möglich: Elektrizität kann bestimmte chemische Reaktionen hervorrufen, die spontan nicht eintreten würden.

Bei dieser Ressource werden die Schüler durch die Grundsätze und die Chronologie der Elektrochemie, von der Erfindung der ersten Batterie (der Volta'schen Säule) bis zu der Verwendung moderner Brennstoffzellen geführt.

Bei dieser Ressource bauen die Schüler die nachstehenden Geräte:

1. **Batterie:** Ein Gerät, das Elektrizität aus chemischen Reaktionen erzeugt.
2. **Elektrolyseur:** Ein Gerät, das Elektrizität dazu nutzt, um bestimmte chemische Reaktionen stattfinden zu lassen. In diesem Fall arbeiten wir mit der Wasserelektrolyse und brechen die Bindungen auf, die die Bestandteile der Wassermoleküle zusammenhalten.
3. **Brennstoffzelle:** Ein Gerät, das Elektrizität und Wärme aus einer chemischen Reaktion erzeugt.

→ Aufgabe 1: Baut eure eigene Batterie

Die Volta'sche Säule war die erste jemals erfundene Batterie – erfunden 1799 von Alessandro Volta. Batterien erzeugen Elektrizität aus chemischen Reaktionen, und die Erfindung der Volta'schen Säule bedeutete den Beginn der Elektrochemie.

Batterien werden oft in Raumfahrzeugen als Mittel zum Speichern und Verteilen von Elektrizität (Strom) eingesetzt. Traditionelle Batterien enthalten all ihr nutzbare Energie und lassen sich nur entladen. Bei Weltraummissionen eingesetzte Batterien sind oft wiederaufladbar. Sie lassen sich mit Strom aus anderen Quellen, beispielsweise Sonnenenergie, wieder aufladen. Batterien sind von wesentlicher Bedeutung, da sie in Zeiten ohne Zugang zu anderen Stromquellen Elektrizität bereitstellen können (beispielsweise, wenn kein direktes Sonnenlicht zur Verfügung steht).

Bei dieser Aufgabe bauen die Schüler eine Volta'sche Säule – eine einfache Batterie aus Metallplatten, einem Geschirrtuch und Essig. Eine Volta'sche Säule nutzt die spontane chemische Reaktion zur Erzeugung von Elektrizität.

Sicherheit und Gesundheitsschutz

Die Volta'schen Säulen dürfen nicht im angeschlossenen Zustand in einem geschlossenen Behälter oder einem unbelüfteten Raum abgestellt werden.

Versuchsmaterial

- 6 Zinkplatten (je Gruppe)
- 6 Kupferplatten (je Gruppe)
- 1 Geschirrtuch (je Gruppe)
- Schere
- Essig
- Schleifpapier
- 2 Gummibänder
- Drähte mit Krokodilklemmen
- Mehrzweckmessgerät
- (wahlweise) AA-Batterien



↑ Zum Bau einer Volta'schen Säule benötigtes Versuchsmaterial: Essig, Kupferplatten, Zinkplatten, Geschirrtuch, Drähte mit Krokodilklemmen, Schleifpapier, Gummibänder.

Übung

Stellen Sie zunächst den Begriff Elektrochemie und die Definition des Spannungspotenzials vor.

Bau eines galvanischen Elements bauen

Teilen Sie die Klasse in Gruppen mit 3 bis 4 Schüler auf. Die Schüler sollten die Anweisungen 1 und 2 in ihrem Arbeitsblatt für Schüler beachten, um ein einfaches galvanisches Element zusammenzubauen. Nach dem Zusammenbau des Elements sollten sie ein Mehrzweckmessgerät anschließen und das Spannungspotenzial messen.

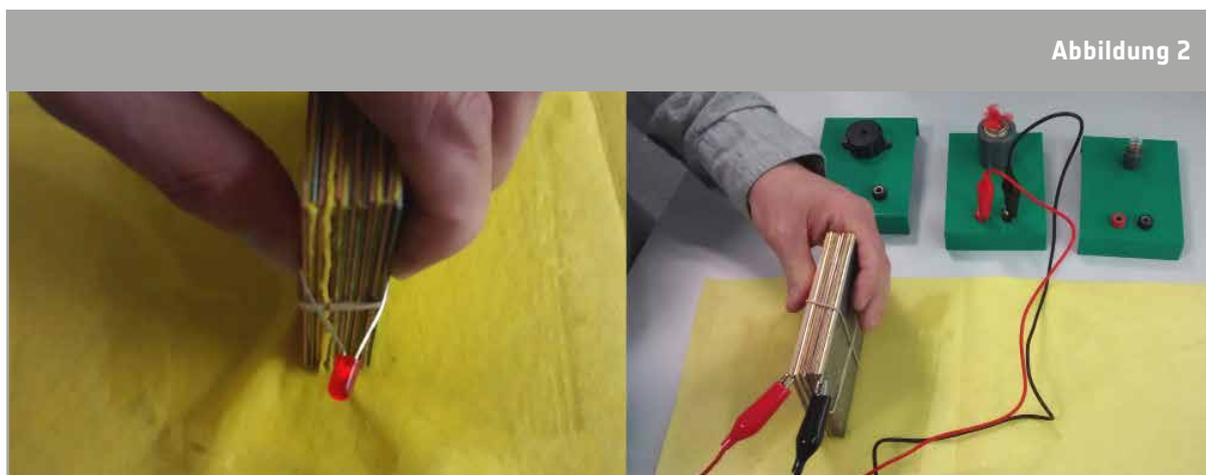
Bitten Sie die Schüler zu erläutern, weshalb sie eine Spannungspotenzial erhalten, und welche Funktion jede Schicht in dem galvanischen Element hat. Lassen Sie die Schüler die Ionengleichungen der Reaktionen aufschreiben, die in dem galvanischen Element ablaufen. Bitten Sie sie, die Frage 4 bis 7 in ihrem Arbeitsblatt für Schüler zu beantworten.

Bau einer Volta'sche Säule

Jetzt sollten die Schüler mehrere galvanische Elemente stapeln, um eine Volta'sche Säule zu erhalten. Sie sollten 10 Minuten lang das Spannungspotenzial der Säule einmal je Minute messen und die Messungen in Tabelle 1 in ihren Arbeitsblättern aufzeichnen. Zwischen den Messungen sollten sie die dazugehörigen Fragen in ihren Arbeitsblättern beantworten.

Bitten Sie die Schüler, das Spannungspotenzial der Volta'sche Säule als eine Funktion der Zeit aufzutragen. Sie sollten entdecken, dass das Spannungspotenzial mit der Zeit abnimmt. Bitten sie die Schüler um Auskunft, weshalb das ihrer Meinung nach passiert.

Um zu demonstrieren, dass die Volta'sche Säule Strom erzeugen kann, können Sie sie zum Einschalten einer LED oder zum Antrieb eines Motors wie in Abbildung 2 gezeigt verwenden und untersuchen, wie lange die Volta'sche Säule den Motor antreiben kann.



↑ Aufleuchten einer LED mit einer Volta'schen Säule (links) und Antrieb eines Motors mit einer Volta'schen Säule (rechts).

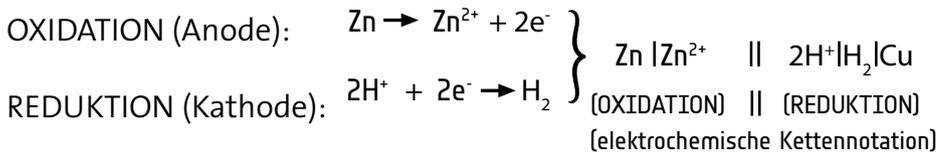
Bitten Sie die Schüler, ihre Volta'sche Säule mit einer normalen AA-Batterie zu vergleichen. Erläutern Sie, wie eine normale Batterie funktioniert und welche Begrenzungen die Volta'sche Säule hat. Falls genügend Zeit vorhanden ist, lassen Sie die Schüler die Batterie und die Volta'sche Säule an verschiedene elektrische Geräte anschließen und den Strom im Kreislauf messen.

Ergebnisse

Dies sind die Antworten zu Aufgabe 1 im Arbeitsblatt für Schüler:

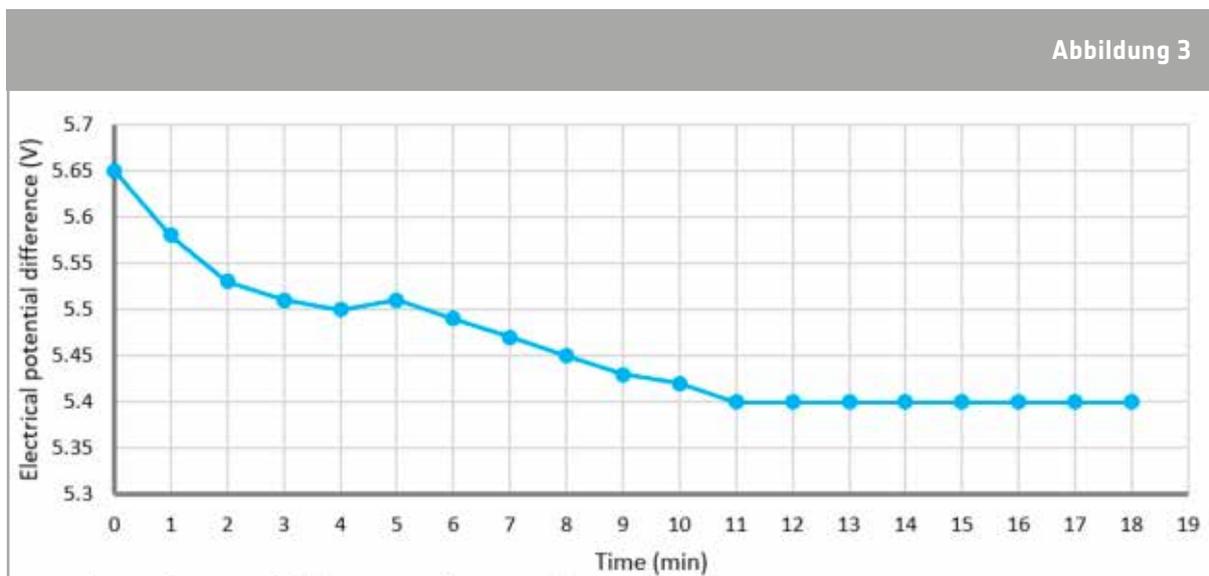
3. Von einem galvanischen Element dürfte man ungefähr 1 V erhalten
4. Die Netto-Ionengleichung lautet:
$$\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$$

Die Teilprozesse bei der Redoxreaktion für die beiden Halbelemente lauten:



Die Kupferplatte dient lediglich als ein „chemisch inerte“ Edelmetallleiter zum Transport von Elektronen im Kreislauf und ist nicht chemisch an der Reaktion beteiligt. Die Kupferplatte könnte durch jeden anderen, hinreichend metallischen Leiter ersetzt werden.

5. Zink wird oxidiert und setzt Elektronen frei (Anode). Wasserstoff (Hydronium = H_3O^+) wird reduziert und zieht Elektronen an (Kathode).
6. Eine oxidierte Schicht akkumuliert auf der Plattenoberfläche (was das Metall matt aussehen lässt). Dadurch verringert sich der Nutzbereich für den Ionenaustausch. Durch Schleifen lässt sich die Oxidschicht entfernen.
7. Essig ist ein Elektrolyt. Er ermöglicht den Ionenaustausch zwischen den Platten und erhöht das Spannungspotenzial. Alle Säuren wie Essig setzen H^+ -Ionen frei, die für die Reaktion erforderlich sind. Sogar Wasser setzt H^+ -Ionen frei, jedoch in sehr geringer Menge. Durch Zugabe von Salz oder einer Säure erhöht sich die elektrische Leitfähigkeit. Wir könnten auch jede andere Substanz verwenden, die als Elektrolyt wirkt (Salz oder Säure).
10. Beispielergebnis von einer Volta'schen Säule aus sechs galvanischen Elementen:



↑ Spannungspotenzial als Funktion der Zeit.

11. Die elektrische Spannung lässt mit der Zeit nach, weil der innere Widerstand der Säule zunimmt. Die Zinkoberfläche ist oxidiert, was dazu führt, dass sich der Bereich der Reaktionsfläche verringert. Essig (und andere Säuren) verursachen ebenfalls eine Oxidierung. Darüber hinaus akkumulieren in der Volta'schen Säule Wasserstoffblasen auf der Kupferoberfläche (Polarisierung). Handelsübliche Batterien verwenden sehr unterschiedliche Materialien, die weit weniger oxidieren als Zink. Einige Batteriearten verwenden eine Substanz, die den akkumulierten Wasserstoff entfernt oder ihn abziehen lässt. Aus diesen Gründen können handelsübliche Batterien viel länger funktionieren.
12. Eine AA-Batterie weist normalerweise ein Spannungspotenzial von 1,5 V auf, falls vom Hersteller nicht anders angegeben. Bei unserem Beispiel erhalten wir 1 V von einem galvanischen Element und 5,5 V mit der Volta'schen Säule (sechs galvanische Elemente). Beim Erhöhen der Anzahl Elemente erhöhen wir die gesamte Kontaktfläche für den Ionenaustausch. Der Begrenzungsfaktor für die Stromabgabe ist der innere Widerstand (der hoch ist).
13. Batterien wären für die Mondkondung als eine Möglichkeit zum Speichern von Energie nützlich. Die bei Weltraummissionen eingesetzten Batterien lassen sich oft aus anderen Quellen, beispielsweise durch Sonnenenergie, wieder aufladen. Batterien sind von wesentlicher Bedeutung, da sie Elektrizität in Zeiten ohne Zugang zu einer anderen Stromquelle liefern können (beispielsweise, wenn kein direktes Sonnenlicht zur Verfügung steht). Nicht wiederaufladbare Batterien als die einzige Stromversorgung einzusetzen wäre schwerfällig, unwirtschaftlich und nicht nachhaltig.

Diskussion

Erörtern Sie mit den Schülern die Bedeutung der Erfindung der Volta'schen Säule. Wie würde unser Leben ohne Batterien aussehen? Könnten wir eine Batterie ohne Beschränkungen konzipieren? Erörtern Sie die Gründe für die Unwirtschaftlichkeit: Gewicht und begrenzte Lebensdauer im Gegensatz zu Speicherfähigkeit und Stromabgabe.

Sprechen Sie darüber, dass sich Energie nur umwandeln und nicht erzeugen lässt oder verloren gehen kann. Erörtern Sie, weshalb wir immer noch über Energieverluste sprechen (weil Wärme eine schwierig zu handhabende Energieform ist).

Die Volta'sche Säule kann wieder in den Ausgangszustand gebracht werden, indem die Metallplatten mit Schleifpapier gereinigt und das Geschirrtuch wieder mit dem Elektrolyten getränkt werden. Erörtern sie, ob eine wiederaufladbare Batterie unbegrenzt wiederaufgeladen werden kann.

→ Aufgabe 2: Elektrolyse

Bei der Elektrolyse wird Elektrizität dazu verwendet, um chemische Reaktionen eintreten zu lassen, die spontan nicht passieren würden. Bei dieser Aufgabe bauen die Schüler einen Elektrolyseur: ein Gerät, das über zwei Elektroden einen elektrischen Strom in eine Flüssigkeit leitet. Sie benutzen das Gerät für die Wasserelektrolyse und entdecken, dass man Wasser in seine Bestandteile Sauerstoff und Wasserstoff aufspalten kann.

Sicherheit und Gesundheitsschutz

Achten Sie beim Testen der Gase darauf, einen Sicherheitsabstand einzuhalten und verwenden Sie lange Streichhölzer oder einen Span, um Verbrennungen zu vermeiden.

Versuchsmaterial (je Gruppe)

- Kunststoffbehälter mit Deckel (mit zwei Löchern – siehe Vorbereitung)
- 2 Reagenzgläser
- 2 stählerne Pinnadeln
- 2 Bechergläser
- Kupferdraht
- Batterie (wahlweise: eine Solarzelle)
- 400 cm³ destilliertes Wasser + 12 g NaOH (3%ige Lösung)
- Destilliertes Wasser
- Handschuhe



↑ Zum Bau eines Elektrolyseurs benötigtes Versuchsmaterial: Kunststoffbehälter mit Deckel, Reagenzgläser, Destilliertes Wasser, Batterie, Kupferdraht, stählerne Pinnadeln, (Silikon Tropfen), Natriumhydroxid

Vorbereitung

Bohren Sie zwei kleine Löcher in den Boden des Behälters und zwei Löcher in den Deckel (im Durchmesser der Reagenzgläser), wie in Abbildung 5 gezeigt.



↑ Vorbereitung des Behälters für den Elektrolyseur

Übung 1

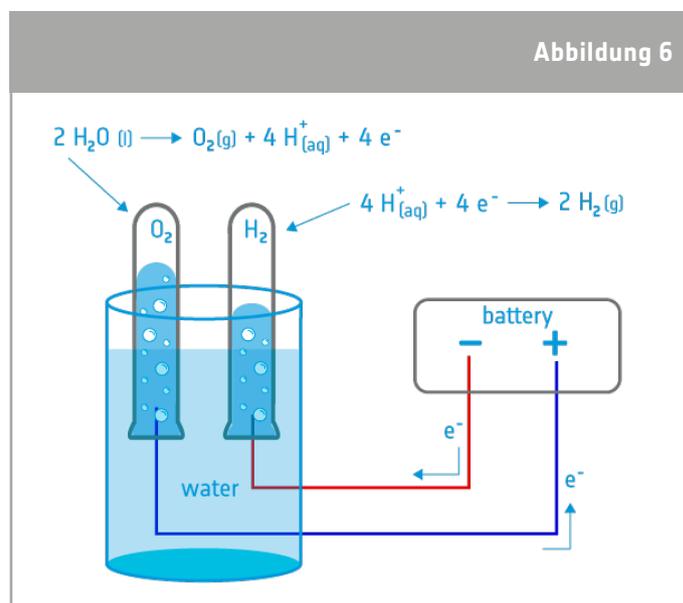
Lassen Sie die Schüler die Gesamtgleichung für den Prozess der Wasserelektrolyse aufschreiben. Helfen Sie ihnen dann beim Aufschreiben und Verstehen der Oxidations- und Reduktions-Reaktionen.

Eine Darstellung der Elektrolysenanordnung ist in Abbildung 6 gezeigt.

Lassen Sie sie ihren eigenen Elektrolyseur gemäß den Anweisungen in Anhang 1 bauen. Erinnern Sie sie daran, den Elektrolyseprozess zeitlich zu erfassen, damit sie später die Produktionsrate des Sauerstoffs berechnen können. Bitten Sie die Schüler, die Frage 5 bis 7 in ihrem Arbeitsblatt zu dem Elektrolyseprozess zu beantworten.

Stellen Sie den Zusammenhang zwischen dem Versuch und der Sauerstoffproduktion für Weltraummissionen her. Bitten Sie die Schüler, die Fragen 8 und 9 in ihrem Arbeitsblatt zu beantworten, um zu untersuchen, ob ihr Elektrolyseur genug Sauerstoff für Astronauten auf dem Mond erzeugen könnte.

Wenn Sie die Übung weiterführen möchten, können die Schüler den Versuch mit destilliertem Wasser, Leitungswasser (salzhaltig) und Wasser mit Elektrolyten durchführen.

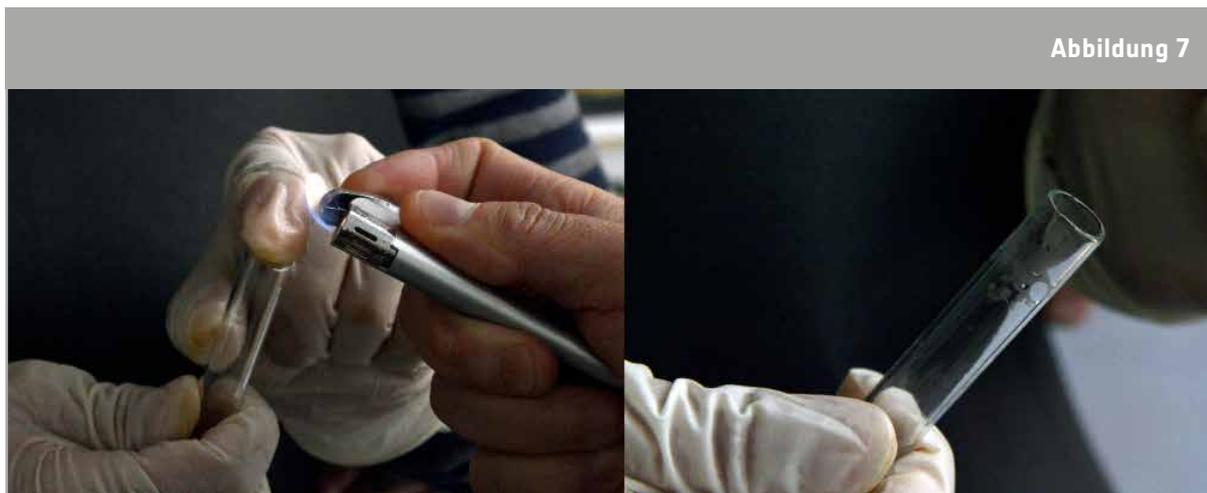


↑ Darstellung der Elektrolysenanordnung und des Elektrolyseprozesses

Ermittlung der Gase

Sie können diesen Versuch als Demonstration in der Klasse durchführen oder die Schüler ihn selbst durchführen lassen. Fragen Sie die Schüler vor der Durchführung des Versuchs, ob sie eine Vorstellung davon haben, wie sie die Gase in den Reagenzgläsern prüfen können.

Wasserstoffprobe: Halten Sie einen Finger auf die Öffnung des Reagenzglases, damit kein Wasserstoff entweichen kann, drehen Sie dann das Reagenzglas um und halten Sie ein langes Streichholz (oder ein Feuerzeug) an die Öffnung des Glases (siehe Abbildung 7). Sie sollten einen hellen Knall hören, der das Vorhandensein von Wasserstoff bestätigt (das Geräusch deutet eine Mini-Explosion an). Die Reaktion $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{L})$ erzeugt eine kleine Menge Wasser am Boden des Reagenzglases.



↑ Probe auf Wasserstoff mit Feuerzeug (links) und Vorhandensein von Wasser im Reagenzglas (rechts)

Sauerstoffprobe: Halten Sie einen Finger auf die Öffnung des Reagenzglases, damit kein Sauerstoff entweichen kann, drehen Sie dann das Reagenzglas um und halten Sie einen angezündeten Span an die Öffnung des Glases (siehe Abbildung 8). Durch das Vorhandensein von Sauerstoff entzündet sich der Stab wieder.

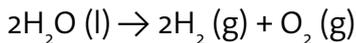


↑ Probe auf Sauerstoff mit angezündetem Span (links). Der Span entzündet sich bei Vorhandensein von reinem Sauerstoff wieder (rechts)

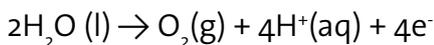
Ergebnisse

Dies sind die Antworten zu Aufgabe 2 im Arbeitsblatt für Schüler:

1. Die Gesamtreaktion der Wasserelektrolyse:



2. Anodische Oxidation:



3. Kathodische Reduktion:



6. NaOH ist ein Elektrolyt. Durch Zugabe eines Elektrolyten wird die Elektrolyse beschleunigt, weil er die elektrische Leitfähigkeit von Wasser erhöht (d.h. den Stromwiderstand verringert). Als Elektrolyt lassen sich Salz, eine Säure oder eine Base verwenden. Für den Sonderfall der alkalischen Wasserelektrolyse wird eine starke Base wie Natriumhydroxid (oder Kaliumhydroxid) als Elektrolyt eingesetzt, wodurch sich die Korrosionsprobleme vermeiden lassen, die durch saure Elektrolyten verursacht werden (Korrosion der Metallelektroden).
7. In der Gleichung $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ ergeben sich als Produkte zwei Wasserstoffatome für jedes Sauerstoffatom. Aus diesem Grunde erhalten wir den doppelten Betrag von Wasserstoff gegenüber Sauerstoff.
8. Unter Einsatz einer Volta'schen Säule aus sechs galvanischen Elementen mit einem Spannungspotenzial von 6 V lassen sich 3ml O_2 in 4 Stunden = 18 ml/Tag an molekularem Sauerstoff (O_2) erzeugen.
9. 18 ml/Tag entspricht $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{Tag}$. Anhand der allgemeinen Gasgleichung können wir die Anzahl O_2 -Mole und daraus die Masse berechnen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{101325 \text{ pa} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3}{8,314 \frac{\text{m}^3 \cdot \text{pa}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M = 7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,0239 \text{ g}$$

Dies ist dasselbe wie $2,4 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$ und liefert folglich nur

$$\frac{2,4 \cdot 10^{-5} \text{ kg}}{0,84 \text{ kg}} \cdot 100\% = 0,0028\%$$

der von einem Astronauten pro Tag benötigten Menge.

10. Wir könnten die Produktion durch die Erhöhung der Elektrolytkonzentration (in diesem Fall die Konzentration von NaOH) oder durch den Einsatz einer stärkeren Batterie beschleunigen.
11. Für die Astronauten ist Sauerstoff zum Atmen auf dem Mond von vitaler Bedeutung. Wasserstoff in Verbindung mit einem Oxidator (beispielsweise Sauerstoff) kann als Treibstoffquelle zum Antrieb eines Raumfahrzeugs zum weiteren Flug in den Weltraum oder zum Antrieb von Mondfahrzeugen zur Erkundung der Mondoberfläche und Ausdehnung des menschlichen Tätigkeitsbereichs eingesetzt werden. Müsste man den Sauerstoff und Wasserstoff heranbringen, würde man Behälter und viel Masse und Volumen benötigen. Dies wäre sehr teuer. Um einen Vorposten auf dem Mond nachhaltig zu gestalten, muss so viel wie möglich wiederverwendet und Abfallprodukte (beispielsweise CO_2 , Urin, Schweiß, Lebensmittelabfälle, Stoffwechselabfälle etc.) in O_2 und Wasser umgewandelt werden, das wiederverwendet werden kann. Hierfür sind Lebenserhaltungssysteme ausgelegt, und Techniken zur Optimierung der Wiederverwendung werden derzeit auf der International Raumstation erprobt. Um von der Nachversorgung des Vorpostens von der Erde aus unabhängiger zu werden, müssen wir auch lernen, den größten Teil des auf dem Mond benötigten Materials dort zu erzeugen (Vor-Ort-Verwendung von Ressourcen).

→ Aufgabe 3: Brennstoffzelle

Bei dieser Aufgabe nutzen die Schüler die Produkte der Wasserelektrolyse (H_2 und O_2) in einer Brennstoffzelle. Sie untersuchen, wie Brennstoffzellen Elektrizität und Wärme aus einer chemischen Reaktion erzeugen. Die Schüler prüfen die Möglichkeiten und Grenzen von Brennstoffzellen für die Monderkundung.

Diese Übung kann entweder als Demonstration oder, wenn genügend Zeit vorhanden ist, als praktische Aufgabe durchgeführt werden. Der Versuch erfordert eine Brennstoffzelle, die online erworben werden kann¹.

Versuchsmaterial

Ein Brennstoffzellen-Autokit¹ oder:

- Eine Brennstoffzelle
- Eine Spritze
- Deionisiertes und destilliertes Wasser
- Stromversorgung (Batterie, Solarzelle)
- Silikonleitung und -stopfen
- Bechergläser à 30 ml und Innenbehälter (siehe Anhang 2)
- Drähte mit Anschlüssen
- Aktuatoren (Motor, LEDs, Auto usw.)



↑ Zum Bau eines Brennstoffzellensystems benötigtes Versuchsmaterial: Spritze, Brennstoffzelle, Bechergläser, Drähte mit Anschlüssen, Aktuatoren (Motor, LED), Deionisiertes und destilliertes Wasser, Batterie, Innenbehälter

Übung

Stellen Sie zunächst den Schülern die Brennstoffzellen vor. Brennstoffzellen bauen auf dem Verständnis der Wasserelektrolyse und der Volta'schen Säule auf und bieten eine Gelegenheit, die Ressource zu entfalten.

Bitten Sie die Schüler, die Anweisungen in Anhang 2 zu beachten (oder bereiten Sie den Versuch vorab für eine Demonstration vor). Bitten Sie die Schüler, die Fragen 1 bis 5 in ihren Arbeitsblättern auszufüllen und über die Vorteile und Grenzen von Brennstoffzellen nachzudenken.

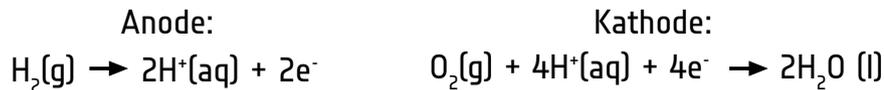
¹ Bei dieser Ressource wird das online erhältliche Brennstoffzellen-Autokit verwendet <http://www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit/>

Ergebnisse

1. Gesamtreaktion in der Brennstoffzelle:



2. Anodische und kathodische Reaktion:



3. Wenn Sauerstoff und Wasserstoff leicht verfügbar ist und mit wenig Energie erzeugt werden kann, dann ist eine Brennstoffzelle eine billige und saubere Energiequelle. Sie ist nicht umweltschädlich, da sie nur Wasser und Energie erzeugt. Dadurch wird sie zu einer potenziellen Lösung für saubere Energie auf der Erde. Wenn H_2 und O_2 mit Elektrolyse erzeugt werden müssen, bevor die Brennstoffzelle betrieben werden kann, oder wenn H_2 und O_2 teuer und begrenzt sind, dann dürften Brennstoffzellen nicht die optimale Lösung darstellen. Es kommt zu Energieverlusten, weil es zuerst einer anderen Stromquelle bedarf, um die Bestandteile für die Reaktion zu erzeugen. Wird allerdings die Brennstoffzellentechnik mit einer erneuerbaren Energiequelle (beispielsweise Sonnenenergie) kombiniert, dann können Brennstoffzellen ohne Umweltverschmutzung eingesetzt werden.
4. Die Volta'sche Säule, die Elektrolyse und die Brennstoffzelle sind praktische Beispiele für Elektrochemie. Eine Volta'sche Säule nutzt eine chemische Reaktion zur Erzeugung von Elektrizität, die Wasserelektrolyse nutzt die Elektrizität zur Durchführung einer chemischen Reaktion, die andernfalls nicht eintreten würde, und eine Brennstoffzelle kehrt die Elektrolyse-Reaktion um und erzeugt Elektrizität wieder aus den Produkten der Elektrolyse.

→ STROM AUS WASSER

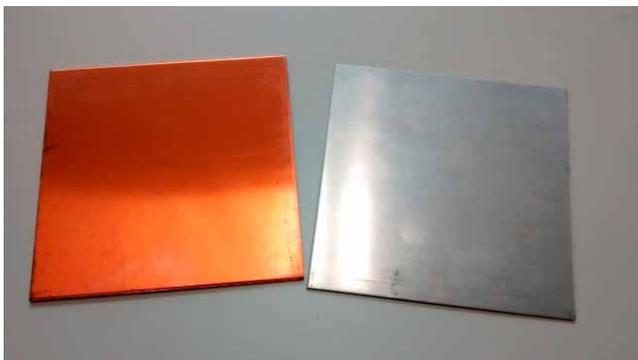
Erzeugung von Sauerstoff und Wasserstoff auf dem Mond

→ Aufgabe 1: Baut eure eigene Batterie

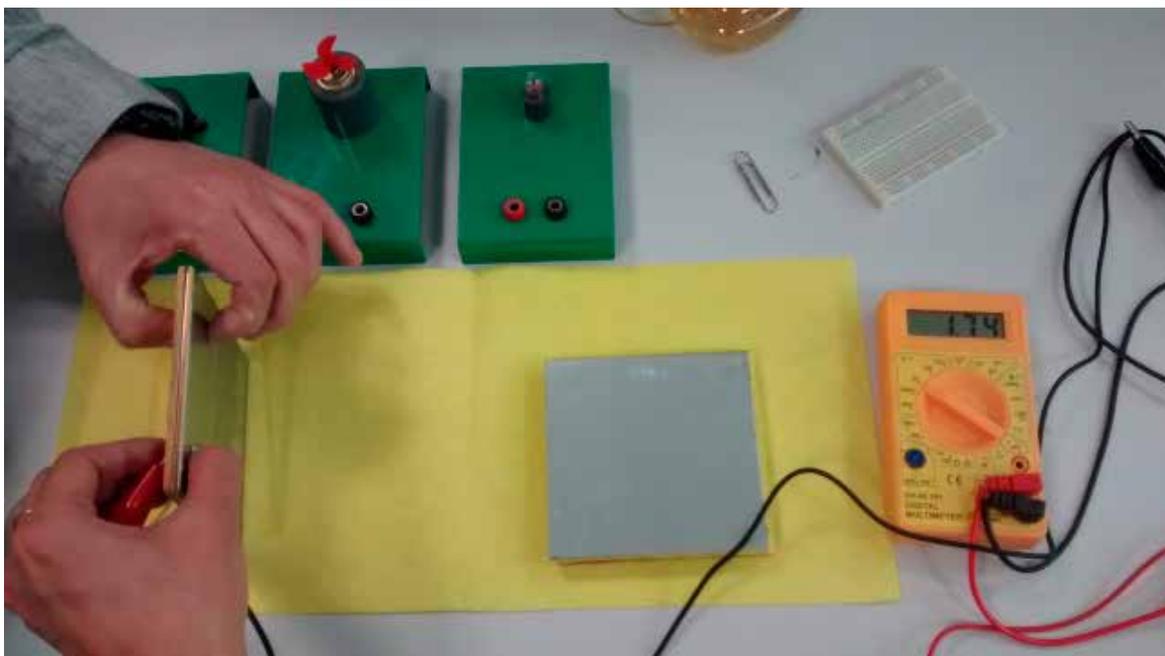
1799 erfand Alessandro Volta, einer der Pioniere von Elektrizität und Strom, die erste Batterie: die „Volta'sche Säule“. Mit dieser Erfindung wies er nach, dass bestimmte chemische Reaktionen Elektrizität erzeugen können. Jetzt folgt ihr in seinen Fußstapfen und baut eure eigene Volta'sche Säule.

Übung 1

1. Schleift beide Seiten der Zink- und Kupferplatten mit Schleifpapier ab und schneidet sechs Quadrate aus dem Geschirrtuch in derselben Größe wie die Platten aus.



2. Legt ein Geschirrtuch-Quadrat auf eine Zinkplatte und tränkt es mit Essig. Legt dann eine Kupferplatte auf das Geschirrtuch. Jetzt habt ihr ein galvanisches Element. Verbindet die Drähte mit den Krokodilklemmen mit der ersten und letzten Platte und schließt sie dann an ein Mehrzweck-Messgerät an.



3. Wie hoch ist das Spannungspotenzial eines galvanischen Elements? _____ V

4. Schreibt die Netto-Ionengleichung auf, die den in dem Element ablaufenden Gesamtprozess zeigt:

5. Welcher Bestandteil wird bei dieser Reaktion oxidiert, und welcher reduziert?

6. Weshalb ist es sinnvoll, die Metallplatten abzuschleifen?

7. Weshalb wird das Tuch in Essig getränkt? Könnte auch eine andere Substanz verwendet werden? Erläutert dies.

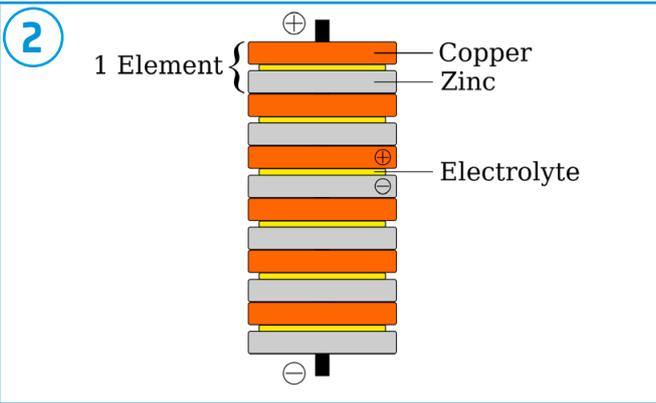
Schon gewusst?

Die Huygens-Sonde der ESA, die auf der Oberfläche von Titan (größter Mond des Saturn), landete, wurde mit nicht wiederaufladbaren Lithium-Schwefeldioxid-Batterien versorgt. Diese wurden ausgewählt, weil sie während des siebenjährigen Fluges zum Saturn inaktiv gehalten werden konnten, doch für die Landung auf Titan noch genügend Kapazität bereithielten.

Künstlerische Darstellung der Huygens-Sonde auf der Oberfläche des Titan. →

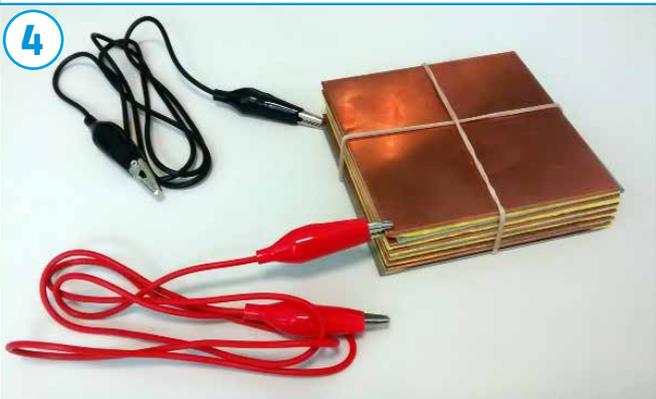
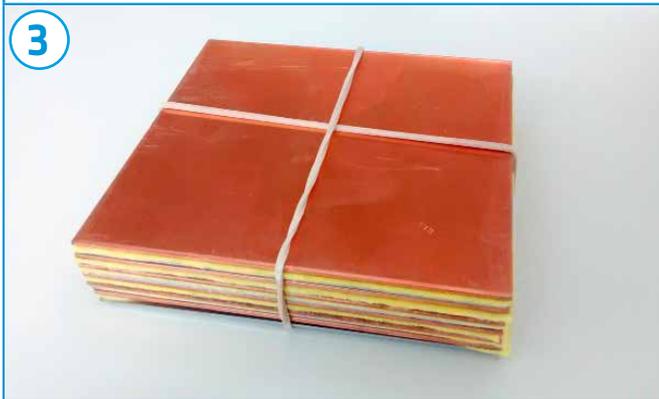


8. Beachtet die unten stehenden Anweisungen zum Bau einer Volta'schen Säule.



Stellt sechs galvanische Elemente gemäß den Anweisungen in Übung 1 her.

Stapelt die Elemente in der gezeigten Reihenfolge.



Bindet ein Gummiband um die Säule, um sie zusammenzuhalten.

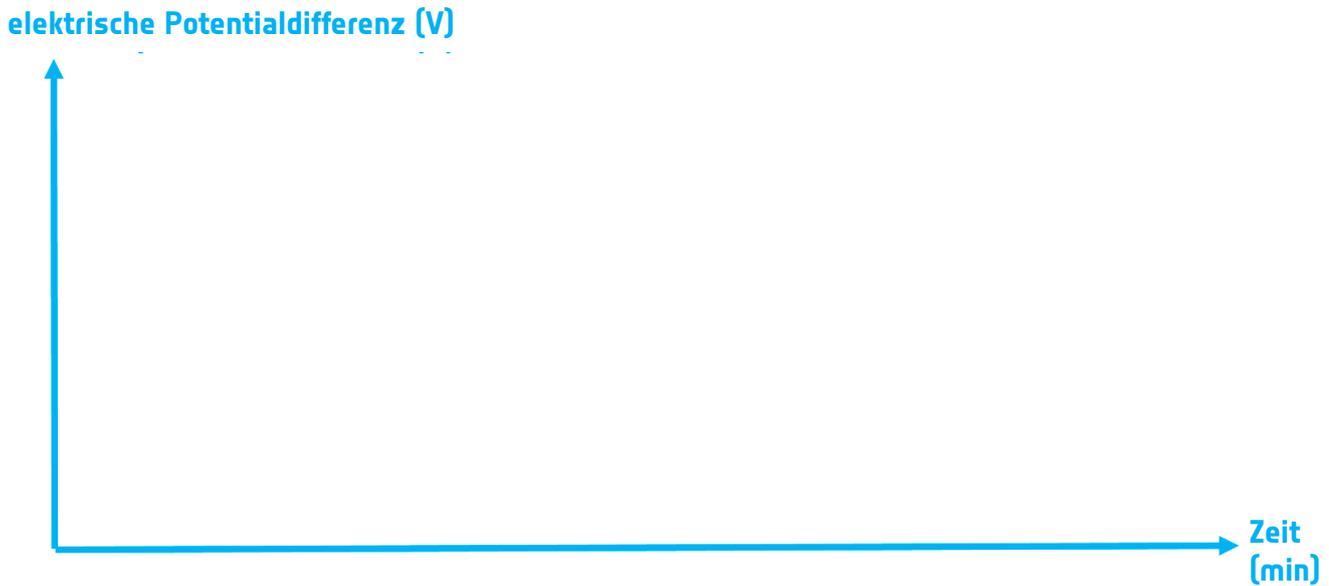
Verbindet die Drähte mit den Krokodilklemmen an der ersten und letzten Platte und schließt sie an ein Mehrzweck-Messgerät an.

9. Messt das Spannungspotenzial des galvanischen Elements [richtig: der Volta'schen Säule] sofort nach dessen Zusammenbau. Nehmt 10 Minuten lange jede Minute eine Messung vor und tragt eure Messungen in Tabelle 1 ein.

Tabelle 1	
Zeit (Min.)	Spannungspotenzial (V)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

↑ Aufzeichnungen des Spannungspotenzials während 10 Minuten.

10. Zeichnet ein Diagramm des Spannungspotenzials als Funktion von Zeit.



11. Was beobachtet ihr? Erläutert dies.

12. Wie hoch ist das Spannungspotenzial der Säule im Vergleich zu einer normalen AA-Batterie?

13. Wie könnten Batterien bei der Monderkundung eingesetzt werden? Welches sind die Vor- und Nachteile von Batterien?

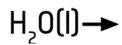
→ Aufgabe 2: Wasserelektrolyse

Übung

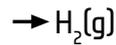
1. Gleich die unten stehende Gesamtreaktion aus:



2. Ergänzt die Reaktionsgleichung der anodischen Oxidation:



3. Ergänzt die Reaktionsgleichung der kathodischen Reduktion:

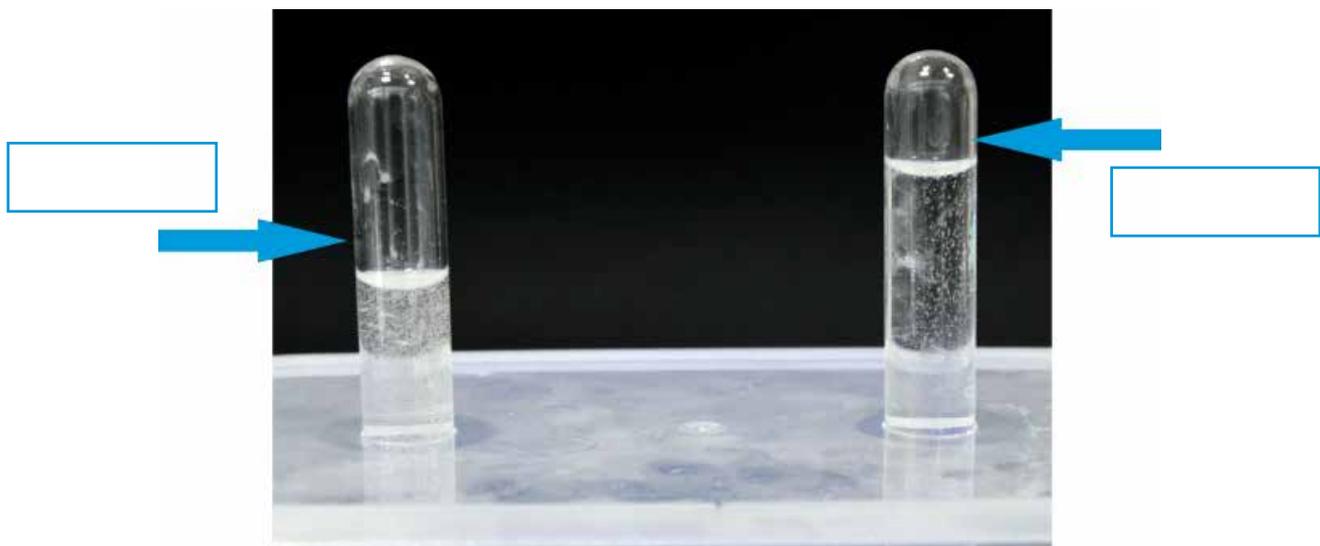


4. Baut euren eigenen Elektrolyseur gemäß den Schritten in Anhang 1. Achtet bei Beginn der Elektrolyse darauf, auch eine Stoppuhr laufen zu lassen. Ihr benötigt die Zeit der Elektrolyse zur Berechnung der Sauerstoffproduktion.

5. Beschreibt, was während der Elektrolyse passiert.

6. Welche Funktion hat die Auflösung von NaOH in Wasser?

7. Welches der Gläser enthält Sauerstoff und welches Wasserstoff? Woher wisst ihr das?



8. Messt, wie viel Sauerstoff ihr produziert habt, und berechnet eure Produktionsrate je Minute.

9. Angenommen, ein Astronaut atmet 0,84 kg molekularen Sauerstoff (O₂) pro Tag ein. Kann euer Elektrolysesystem den benötigten Sauerstoff liefern?

10. Wie könnt ihr mehr Sauerstoff pro Tag produzieren?

11. Welches sind die Vor- und Nachteile des Einsatzes von Wasserelektrolyse auf dem Mond?

Schon gewusst?

Die Elektrolyse von Wasser ist die Hauptmethode zur Erzeugung von Sauerstoff an Bord der Internationalen Raumstation (ISS). Wasser wird aus Urin, Abwasser und Kondensation gesammelt und im Sauerstofferzeugungssystem (OGS) in Sauerstoff und Wasserstoff aufgespalten. Stromquellen sind die Solarantennen von der Größe eines Fußballfelds. Ein ähnliches System ließe sich auf dem Mond einsetzen.

Die internationale Raumstation (ISS) auf ihrer Umlaufbahn um die Erde. →



NASA, ESA, JAXA und Roscosmos.

→ Aufgabe 3: Brennstoffzelle

Brennstoffzellen können zum Antrieb von Fahrzeugen oder Raumschiffen oder allen Zwischenlösungen eingesetzt werden. Brennstoffzellen bewirken das Gegenteil der Elektrolyse: Sie kombinieren H_2 und O_2 und produzieren H_2O (Wasser) und Energie.

Beantwortet nach der Beobachtung der Funktionsweise einer Brennstoffzelle die nachstehenden Fragen:

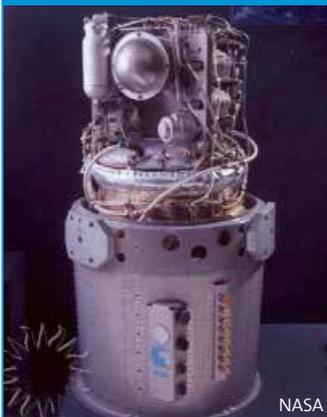
1. Gleich die Gesamtreaktion aus:



2. Schreibt die chemischen Reaktionen auf, die an der Anode und der Kathode ablaufen:

3. Welches sind die Vor- und Nachteile der Brennstoffzellen? Wie lassen sie sich für Missionen zum Mond einsetzen?

Schon gewusst?



Beim Apollo-Programm, mit dem Menschen auf dem Mond landeten, waren Brennstoffzellen die Hauptstromquelle. Bei den Apollo-Brennstoffzellen kamen Sauerstoff und Wasserstoff zum Einsatz, die bei extrem niedrigen Temperaturen in flüssiger Form gespeichert wurden und nach ihrer Kombination chemisch elektrischen Strom und Trinkwasser erbrachten. Brennstoffzellen kamen auch bei der Flotte der Raumfähren als ein Bestandteil der Versorgung mit elektrischem Strom zum Einsatz. Zwischen 1981 und 2011 absolvierte die Flotte der Raumfähren 135 Missionen.

← [Apollo-Brennstoffzelle](#).

4. Welches sind die Unterschiede und Ähnlichkeiten zwischen Volta'scher Säule, Elektrolyse und Brennstoffzelle?

→ LINKS

ESA-Ressourcen

Moon Camp Challenge:

esa.int/Education/Moon_Camp

Mondanimationen zu Grundlagen des Lebens auf dem Mond:

esa.int/Education/Moon_Camp/The_basics_of_living

ESA-Ressourcen für das Klassenzimmer:

esa.int/Education/Classroom_resources

Zusatzinformationen

Galvanisches Element:

youtube.com/watch?v=gOVtk6G2TnQ

Elektrolyse:

youtube.com/watch?v=dRtSjJCKklo

Brennstoffzellen:

youtube.com/watch?v=gOVtk6G2TnQ

Brennstoffzellen-Autokit:

www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit

→ Anhang 1: Elektrolyseur

1. Befestigt die Drähte mit den Pinnnadeln an dem Behälter.



2. Löst NaOH in Wasser auf (3%) und füllt damit den Behälter.



3. Setzt die Reagenzgläser über die Pinnnadeln (achtet darauf, dass sie mit Wasser gefüllt bleiben). Setzt den Deckel auf den Behälter, damit die Gläser stehen bleiben.



4. Schließt die Stromquelle an und beginnt mit der Elektrolyse. Lasst einen Kurzzeitmesser laufen und schreibt auf, wie lange der Prozess dauert.



→ Anhang 2 – Brennstoffzelle

1. Verbindet die beiden Silikonröhrchen (4 cm) mit den Öffnungen auf der Brennstoffzelle am unteren Teil auf beiden Seiten der Brennstoffzelle.



2. Entfernt den roten Stopfen von dem Röhrchen, das an die Sauerstoffseite der Brennstoffzelle angeschlossen ist. Injiziert mit der Spritze destilliertes Wasser in die Brennstoffzelle, bis sie zur Hälfte mit Wasser gefüllt ist.
3. Setzt die kuppelförmigen Innenbehälter in die Bechergläser fügt Wasser bis zu der „0“ ml- Marke zu (das Wasser sollte den Innenbehälter fast bedecken). Achtet darauf, dass sich in den Innenbehältern keine Luftblasen befinden.



4. Verbindet die Silikonröhrchen mit den oberen Öffnungen der O₂- und H₂-Seite der Brennstoffzelle.



5. Schließt den Batteriesatz wie unten gezeigt an. Schaltet den Batteriesatz auf Stellung „ein“, und die Elektrolyse sollte beginnen.



6. Beobachtet, wie sich die Innenbehälter allmählich mit H_2 und O_2 füllen. Wenn H_2 allmählich in Blasen aus dem Behälter austritt, ist der Tank voll.



5. Trennt die Batterie ab und schließt einen Aktuator (Auto, Motor, LED usw.) an. H_2 und O_2 zusammen produzieren wieder H_2O und Energie zum Antrieb des Motors.

