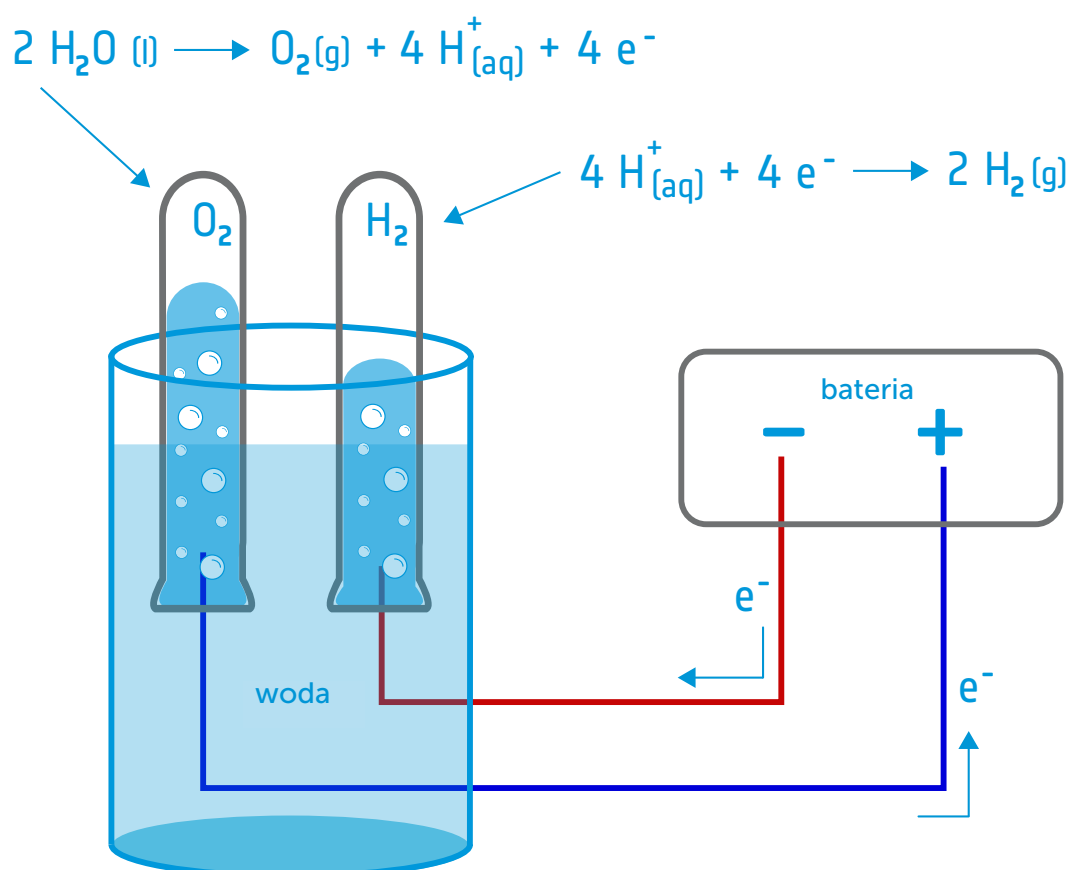
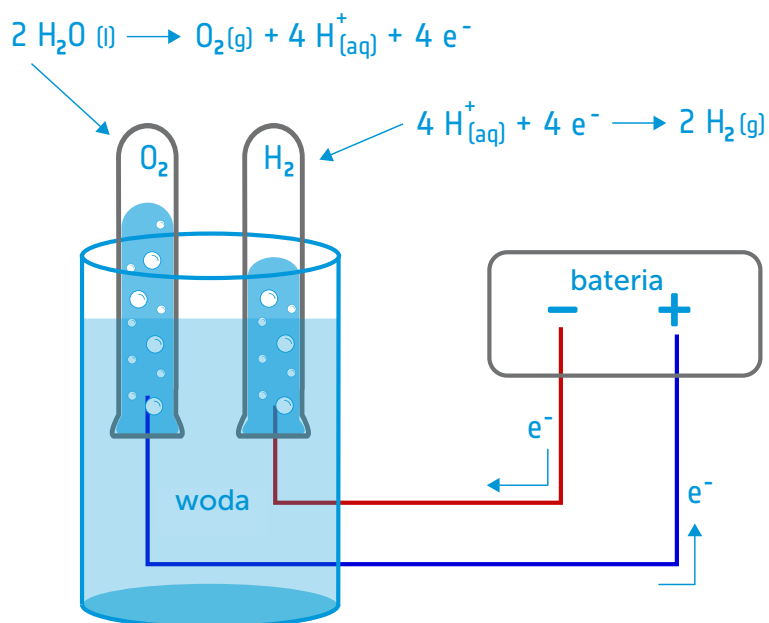


Lekcje z kosmosu

→ ENERGIA Z WODY

Jak wytworzyć tlen i wodór na Księżycu





Przewodnik dla nauczycielki/nauczyciela

Informacje wstępne.	3
Wprowadzenie.	5
Zadanie 1: Zbuduj własną baterię	6
Zadanie 2: Przeprowadź elektrolizę wody	10
Zadanie 3: Zbadaj ogniwo paliwowe	15
Arkusze ćwiczeń.	17
Przydatne linki	24
Załącznik 1: Elektrolizer.	25
Załącznik 2: Ogniwo paliwowe	26

Tytuł oryginału: Teach with space: power from water | C09

www.esa.int/education

Biuro Edukacyjne ESA zachęca do przesyłania komentarzy i opinii na adres
teachers@esa.int

Opracowane przez Biuro Edukacji ESA we współpracy z oddziałem ESERO-Hispania
 Copyright 2018 © European Space Agency

→ ENERGIA Z WODY

Jak wytworzyć tlen i wodór na Księżycu

→ Informacje wstępne

Informacje podstawowe

Przedmiot: chemia, fizyka

Wiek: 14–16 lat

Rodzaj aktywności: zadanie laboratoryjne

Poziom trudności: średni

**Czas przygotowania się nauczycielki/
nauczyciela:** 1 godzina

Czas: 2 godziny

Koszt: średni (25-115 zł) zadania 1 i 2 oraz wysoki
(230 - 450 zł) zadanie 3

Miejsce: laboratorium, pracownia chemiczna

Potrzebne materiały: płytki cynkowe i miedziane

Słowa kluczowe: chemia, fizyka, Księżyc,
elektrochemia, stos Volty (bateria), elektroliza,
ogniwa paliwowe

Zakres i treść zajęć

W tym zestawie trzech zadań uczennice/uczniowie poznają zagadnienia z zakresu elektrochemii. Zbudują prostą baterię – stos Volty. Ten wynalazek zapoczątkował elektrochemię. Następnie zbadają zjawisko elektrolizy. Wykorzystuje ona prąd elektryczny do rozkładu wody na jej składniki: wodór i tlen. Produkty te mogą być używane jako paliwa do statków kosmicznych i/lub do dostarczania tlenu dla załogi. W ramach ostatniego zadania uczennice/uczniowie zbadają i użyją ogniwo paliwowe.

Uczniowie/uczennice dowiedzą się:

- jak działa bateria
- jak eksperymentalnie potwierdzić, że pewne reakcje chemiczne mogą wytworzyć elektryczność
- jak eksperymentalnie potwierdzić, że przepływ prądu elektrycznego może powodować reakcje chemiczne
- jak przeprowadzić elektrolizę wody i jakie jest zastosowanie tego procesu
- jak zbudować ogniwa paliwowe i je zastosować
- jak zapisać zbilansowane równania dla reakcji chemicznych redoks
- jak poprawnie używać sprzętu do wykonywania i rejestrowania obserwacji

ZESTAWIENIE WYNIKOWE TREŚCI

Lp.	Zadanie	Opis	Rezultat	Wymagania	Czas
1	Zbuduj własną baterię	Budowa stosu Volty	Wprowadzenie do elektrochemii	Brak	45 minut
2	Przeprowadź elektrolizę wody	Budowa elektrolizera i przeprowadzenie elektrolizy wody	Przeprowadzenie elektrolizy wody oraz poznanie zastosowań tego procesu	ukończenie zadania 1	45 minut
3	Zbadaj ogniwo paliwowe	Badanie ogniwa paliwowego	Poznanie ogniw paliwowych i ich zastosowań	ukończenie zadania 2	30 minut

→ Wprowadzenie

Eksploracja Księżyca przez człowieka wymaga zasobów: wody, tlenu, żywności, materiałów, paliwa, itp. Zabranie tego wszystkiego ze sobą z Ziemi byłoby bardzo nieefektywne i kosztowne, dlatego projektanci misji szukają metod, jak korzystać z zasobów dostępnych na Księżycu. Jednym z najważniejszych zasobów jest woda. Naukowcy znaleźli dowody na prawdopodobieństwo jej istnienia w niektórych obszarach w pobliżu biegunów Księżyca. W głównej mierze jest to lód wodny ale pojawiają się przesłanki o złożach wody w stanie ciekłym. W trakcie przyszłej misji na Księżycu woda ta może być wykorzystana do produkcji wodoru i tlenu do napędu w łazikach czy pojazdach księżycowych oraz tlenu do oddychania dla załogi statku.

W tym zestawie zadań zbadamy, jak przechowywać energię w bateriach oraz jak wytwarzać tlen i wodór z wody. Aby to zrobić, musimy najpierw dowiedzieć się więcej o elektrochemii.

Elektrochemia to dział chemii zajmujący się wykorzystaniem samorzutnych reakcji chemicznych do wytwarzania elektryczności i wykorzystaniem elektryczności do przeprowadzania reakcji, które nie zachodzą samorzutnie.

Dzięki doświadczeniom opisanym w tym scenariuszu uczennice/uczniowie zapoznają się z zasadami i historią elektrochemii, od wynalezienia pierwszej baterii (stos Volty) do współczesnego wykorzystania ogniw paliwowych.

Na podstawie instrukcji z scenariusza uczennice/uczniowie skonstruują następujące urządzenia:

1. Baterię – urządzenie, które wytwarza energię elektryczną z reakcji chemicznych.
2. Elektrolizer – urządzenie, które wykorzystuje energię elektryczną do przeprowadzenia reakcji chemicznych. W tym przypadku będziemy przeprowadzać elektrolizę wody.
3. Ogniwo paliwowe – urządzenie, które wytwarza energię elektryczną i ciepło z reakcji chemicznej.

→ Zadanie 1: Zbuduj własną baterię

Stos Volty, czyli pierwszą na świecie baterię, skonstruował w 1799 r. Alessandro Volta, co dało początek elektrochemii.

Baterie są często używane w pojazdach kosmicznych jako środek przechowywania i dystrybucji energii elektrycznej. Baterie które kupujemy na co dzień w sklepie są nieregenerowalne i po ich zużyciu rozładowują się. Baterie używane w misjach kosmicznych często mają możliwość ponownego naładowania. Można je ładować energią z innych źródeł, np. energią słoneczną. Baterie mają dla misji kluczowe znaczenie, ponieważ mogą dostarczać energię elektryczną w okresach bez dostępu do innych źródeł zasilania (np. gdy brak jest bezpośredniego nasłonecznienia).

W tym ćwiczeniu uczennice/uczniowie skonstruują stos Volty – prostą baterię zbudowaną z metalowych płytek, ściereczki do naczyń i octu. Stos Volty wykorzystuje samorzutną reakcję chemiczną do wytworzenia elektryczności.

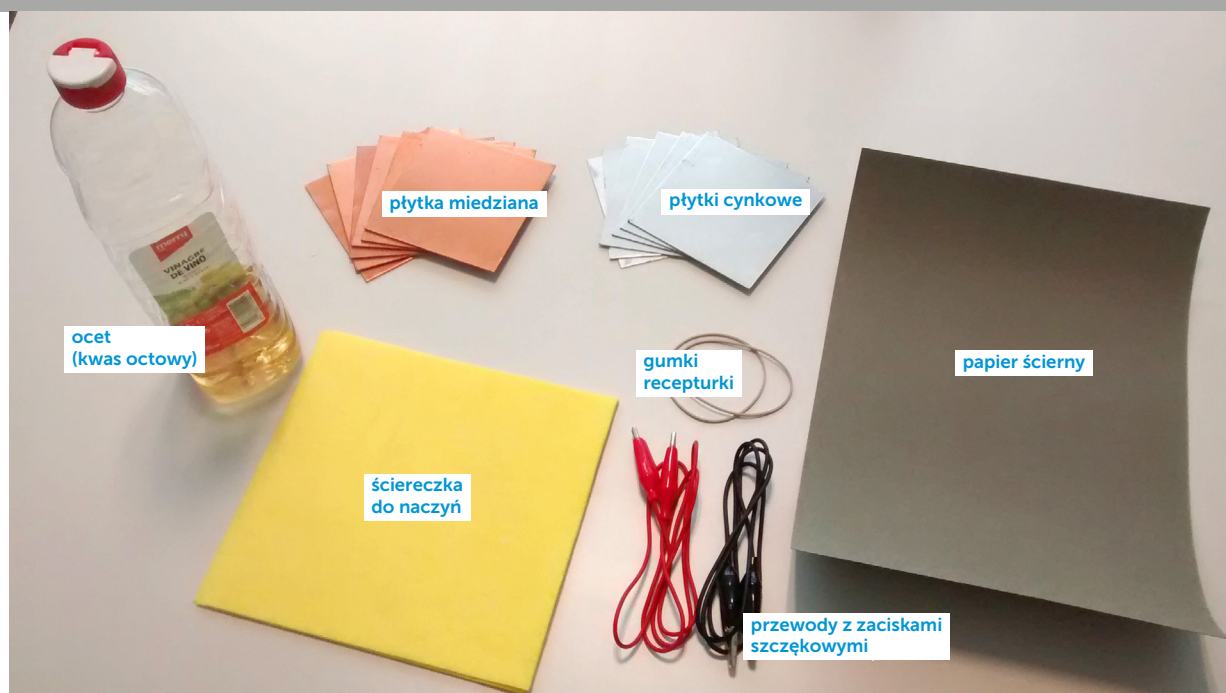
Bezpieczeństwo i higiena pracy

Stosy Volty nie powinny być łączone w zamkniętym pojemniku lub niewentylowanym pomieszczeniu.

Materiały i narzędzia

- 6 płytek cynkowych (na grupę)
- 6 płytek miedzianych (na grupę)
- 1 ściereczka do naczyń (na grupę)
- nożyczki
- kwas octowy
- papier ścierny
- 2 gumki recepturki
- przewody z zaciskami szczękowymi
- multimetr
- (opcjonalnie) baterie AA

RYSUNEK 1



↑ Materiały i narzędzia potrzebne do budowy stosu Volty

Ćwiczenie

Porozmawiaj z uczennicami/uczniami czym jest elektrochemia i czym jest różnica potencjałów elektrycznych. Zapiszcie na tablicy wasze ustalenia, pokieruj dyskusję w kierunku, który pozwoli im zrozumieć jakie pomiary będą wykonywać.

Budowanie pojedynczego ogniwa Volty

Podziel klasę na grupy od 3 do 4 osób. Uczennice/uczniowie postępują zgodnie z instrukcjami 1 i 2 zamieszczonymi w arkuszach w celu złożenia prostego ogniwa Volty. Po wykonaniu zadania podłączają multimetr i mierzą różnicę potencjałów elektrycznych.

Poproś uczennice/uczniów, aby zastanowili/zastanowili się, co obserwują na multimetrze. Obserwując, że coś się dzieje z płytkami mogą wnioskować o reakcjach chemicznych, które dają nam napięcie, czyli różnicę potencjałów a właściwie SEM. Następnie grupy spisują równania jonowe reakcji zachodzących w ogniwie Volty. Poproś, aby grupy odpowiedziały na pytania od 4 do 7 w swoich arkuszach pracy.

Budowa stosu Volty

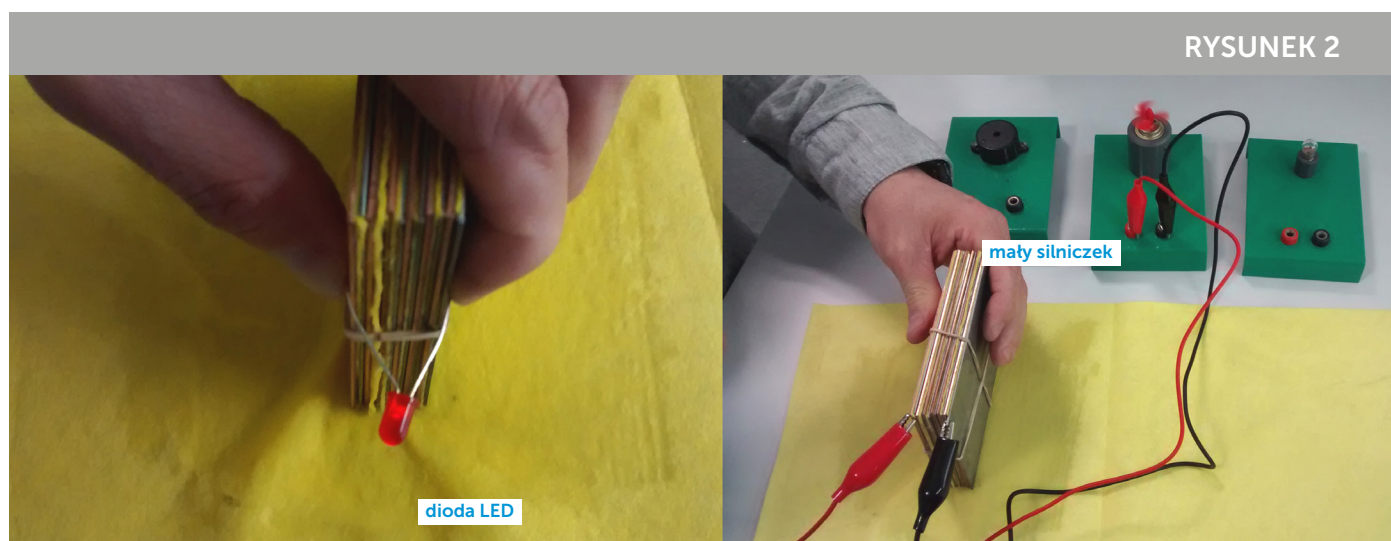
Teraz uczennice/uczniowie układają kilka ogniw Volty, aby otrzymać stos Volty. Mierzą różnicę potencjałów elektrycznych stosu raz na minutę przez 10 minut i zapisują pomiary w tabeli 1 w swoich arkuszach. Pomiedzy pomiarami odpowiadają na pytania zawarte w arkuszach.

Poproś zespoły o przeanalizowanie różnicy potencjałów elektrycznych stosu Volty w funkcji czasu. Uczennice/uczniowie zauważają, że różnica potencjałów elektrycznych maleje z czasem. Zapytaj ich, co takie zachowanie układu może oznaczać?

Aby zademonstrować, że stos Volty może generować prąd, użyjcie go do zapalenia diody LED lub uruchomienia silniczka zgodnie z rysunkiem 2. Zbadajcie, jak długo stos Volty jest w stanie zasilić siłownik.

Materiały i narzędzia

- dioda LED
- mały silniczek



↑ Zapalenie diody LED za pomocą stosu Volty (po lewej) i włączenie silniczka przy użyciu stosu Volty (po prawej)

Poproś uczennice/uczniów, aby porównali/porównali swój stos Volty ze standardową baterią AA.

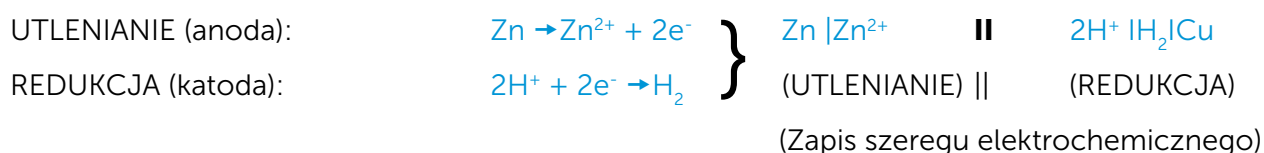
Opowiedz o tym, jak działa normalna bateria i jakie są ograniczenia stosu Volty. Jeśli wystarczy czasu, pozwól uczennicom/uczniom podłączyć baterię i stos Volty do różnych urządzeń elektrycznych i zmierzyć prąd w obwodzie.

Wyniki

Odpowiedzi na zadanie 1 z arkusza dla uczennic/uczniów.

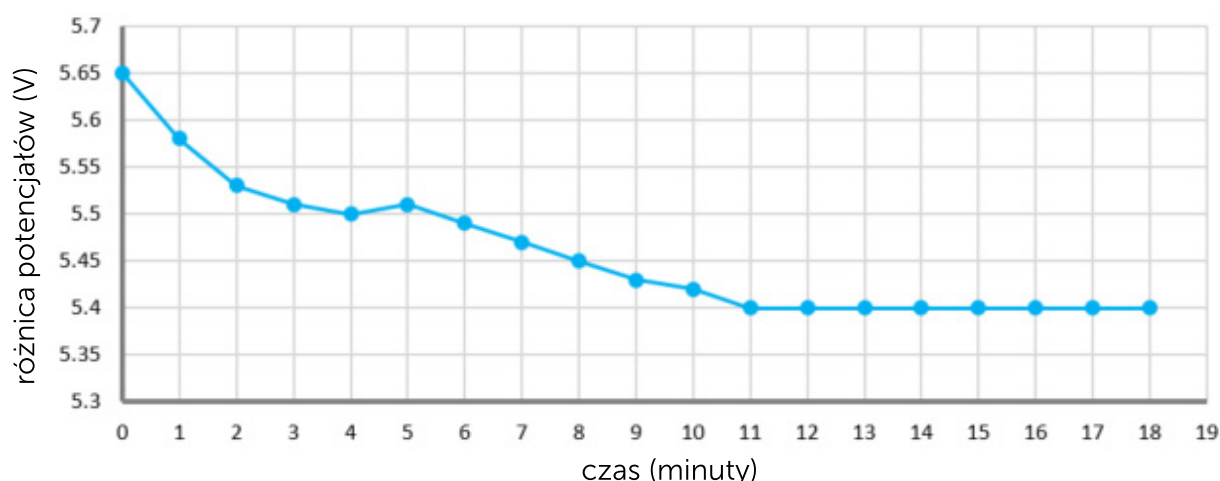
3. Z jednego ogniwa Volty powinno się uzyskać około 1 V.
4. Równanie jonowe to: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$

Reakcje półokowe redoks dla dwóch półogniw to:



Miedziana płytka służy do transportu elektronów i nie wchodzi w reakcję chemiczną. Płytkę można zastąpić niektórymi metalowymi przewodnikami.

5. Cynk jest utleniony i uwalnia elektrony (anodę). Kation wodorowy (jon hydroniowy = H_3O^+) jest zredukowany i otrzymuje elektrony (katodę).
6. W utlenianej warstwie atomy cynku oddają elektrony i przechodzą do roztworu w postaci jonów, ale są bardzo blisko samej powierzchni płytki (co sprawia, że metal wygląda na matowy). Zmniejsza to użyteczny obszar na wymianę jonową. Szlifowanie usuwa warstwę utlenioną.
7. Roztwór kwasu octowego jest elektrolitem. Umożliwia wymianę jonów między płytkami i zwiększa różnicę potencjałów elektrycznych. Kwas octowy dysocjuje i jest dawcą jonów H^+ . To pozwala na reakcje chemiczne w ogniwie. Czysta woda też dysocjuje i daje jony H^+ , ale w bardzo małej ilości, stąd konieczność dodania elektrolitu, który zwiększy przewodnictwo roztworu (może być to kwas lub sól).
10. Przykładowy wynik uzyskany ze stosu Volty składającego się z sześciu ogniw Volty



↑ Różnica potencjałów elektrycznych w funkcji czasu

11. Napięcie spada z czasem, ponieważ wzrasta wewnętrzna rezystancja stosu. Powierzchnia płytki cynkowej cynku utlenia się, co powoduje zmniejszenie pola powierzchni reakcji. Kwas octowy (i inne kwasy) również powoduje utlenianie. Ponadto na stosie Volty pęcherzyki wodoru gromadzą się na powierzchni miedzi. Baterie które możemy kupić w sklepie wykorzystują bardzo różne materiały, które utleniają się w znacznie mniejszym stopniu niż cynk. Niektóre typy baterii wykorzystują substancję, która usuwa nagromadzony wodór lub odpowietrza go. Z tych powodów mogą one działać dłużej.
12. Bateria AA zawiera zwykle różnicę potencjału elektrycznego 1,5 V, chyba że producent podaje inne informacje. W naszym przykładzie otrzymujemy 1 V z jednego ogniwa Volty i 5,5 V ze stosu Volty (sześć ogniw Volty). Wraz ze zwiększeniem liczby ogniw, zwiększa się też całkowita powierzchnia kontaktu dla wymiany jonowej. Czynnikiem ograniczającym wyjście prądowe jest rezystancja wewnętrzna (która jest wysoka).
13. Baterie byłyby przydatne do eksploracji Księżyca jako narzędzie do przechowywania energii. Te używane w misjach kosmicznych często mają możliwość ponownego naładowania energią z innych źródeł, np. energią elektryczną, w okresach bez dostępu do innych źródeł zasilania (np. gdy brak jest bezpośredniego nastonecznienia). Branie ze sobą baterii jednorazowych jako jedynego źródła zasilania byłoby nieefektywne.

Omówienie

Przedyskutuj z uczennicami/uczniami znaczenie wynalezienia stosu Volty. Jak wyglądałoby nasze życie bez baterii? Czy bylibyśmy w stanie zaprojektować baterię, która zawsze będzie naładowana? Omów przyczyny nieefektywności: waga i ograniczona żywotność w porównaniu z możliwościami przechowywania i mocą wyjściową.

Porozmawiajcie o zasadzie zachowania energii i w jaki sposób można ją przekształcać. Wspomnij, dlaczego wciąż mówimy o utracie energii (ponieważ ciepło jest trudną do wykorzystania formą energii).

Stos Volty można zresetować, czyszcząc metalowe płytki papierem ściernym i ponownie zanurzając ścierkę w elektrolicie. Zastanówcie się, czy jakakolwiek bateria może być ładowana w nieskończoną liczbę razy

→ Zadanie 2: Elektroliza

W elektrolizie wykorzystuje się energię elektryczną do wywołania reakcji chemicznych, które nie wystąpią samorzutnie. W tym zadaniu uczennice/uczniowie zbudują elektrolizer: urządzenie, w którym prąd z zewnętrznego źródła prądu powoduje niesamorzutne reakcje chemiczne, najczęściej rozkładu związku chemicznego. Wykorzystają urządzenie do elektrolizy wody i odkryją, że można podzielić wodę na jej składniki: wodór i tlen.

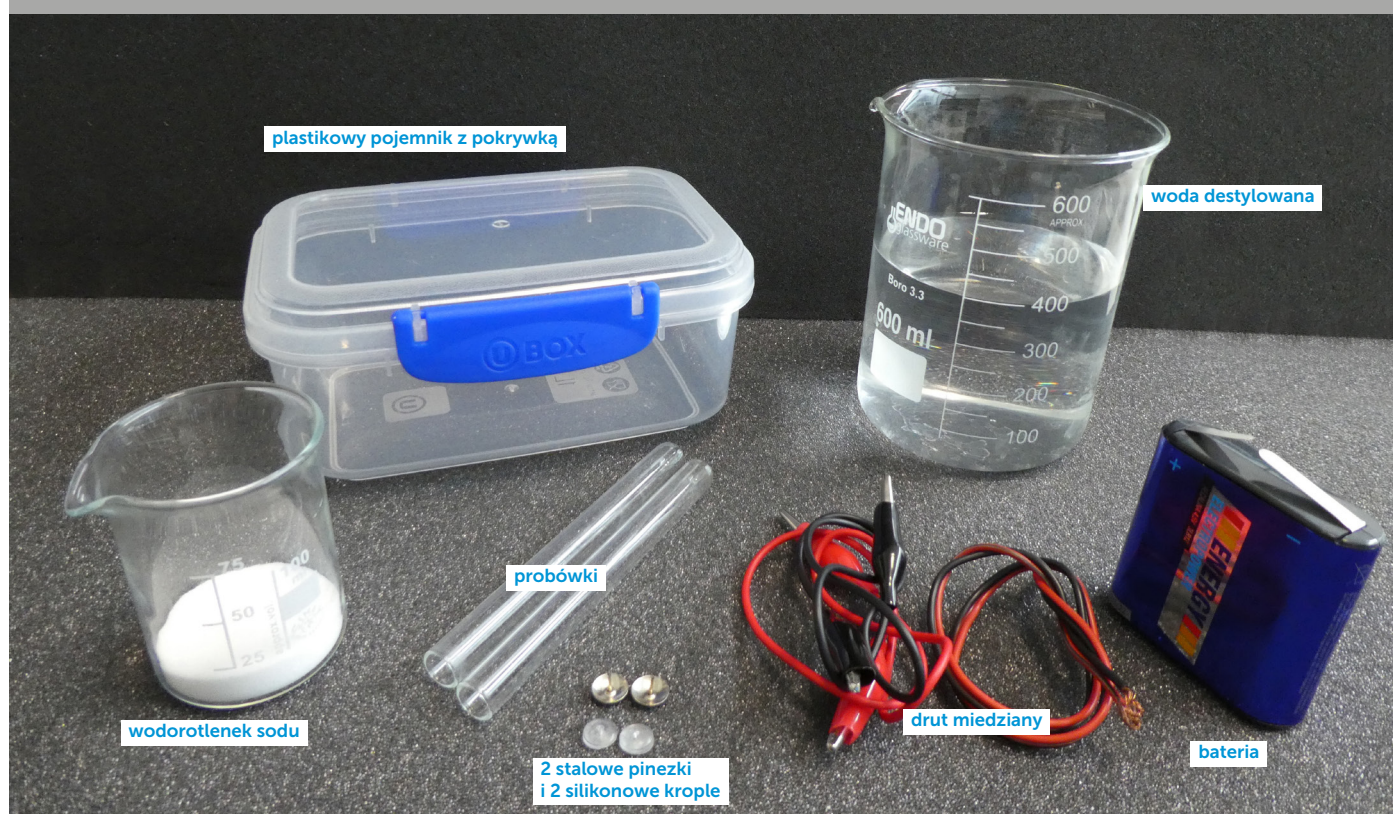
Bezpieczeństwo i higiena pracy

Podczas testowania gazów należy zachować bezpieczną odległość i używać długich zapalek lub łuczywa, aby uniknąć poparzenia.

Materiały i narzędzia (na grupę)

- plastikowy pojemnik z pokrywką (z dwoma otworami - patrz: przygotowanie)
- 2 probówki
- 2 stalowe pinezki
- 2 zlewki
- miedziany przewód
- bateria (opcjonalnie: ogniwo słoneczne)
- 400 cm³ wody destylowanej + 12 g NaOH (stężenie 3%)
- woda destylowana
- rękawiczki

RYSUNEK 4



↑ Materiały i narzędzia potrzebne do budowy elektrolizera

Przygotowanie

Wywierć dwa małe otwory w dnie pojemnika i dwa otwory w pokrywie (o średnicy równej średnicy probówek), jak pokazano na rysunku 5.



↑ Przygotowanie pojemnika do budowy elektrolizera

Ćwiczenie 1

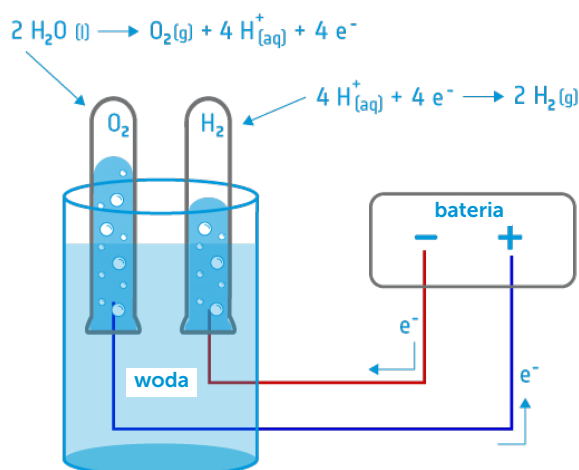
Poproś uczennice/uczniów o zbilansowanie sumaryczne równanie elektrolizy wody. Następnie pomóż im napisać i zrozumieć reakcje utleniania i redukcji.

Ustawienie elektrolizy można zobaczyć na rysunku 6.

Pozwól młodym osobom zbudować własny elektrolizer zgodnie z instrukcjami zawartymi w załączniku 1. Przypomnij o monitorowaniu czasu procesu elektrolizy, aby później obliczyć szybkość produkcji tlenu. Poproś uczennice/uczniów, aby odpowiedzieli/odpowiedziały na pytania od 5 do 7 w swoich arkuszach pracy na temat procesu elektrolizy.

Powiąz eksperymnt z produkcją tlenu dla misji kosmicznych. Poproś uczennice/uczniów, aby odpowiedzieli/odpowiedziały na pytania 8 i 9 w swoich arkuszach pracy. Celem tego zadania jest sprawdzenie, czy ich elektrolizer może wyprodukować wystarczającą ilość tlenu dla astronautów na Księżycu.

Jeśli chcesz rozbudować to zadanie, zaproponuj, aby młode osoby przeprowadziły ten eksperymnt z wodą destylowaną, wodą z kranu (zawierającą sole) i wodą z elektrolitem.



↑ Schemat proces elektrolizy

Identyfikacja gazów

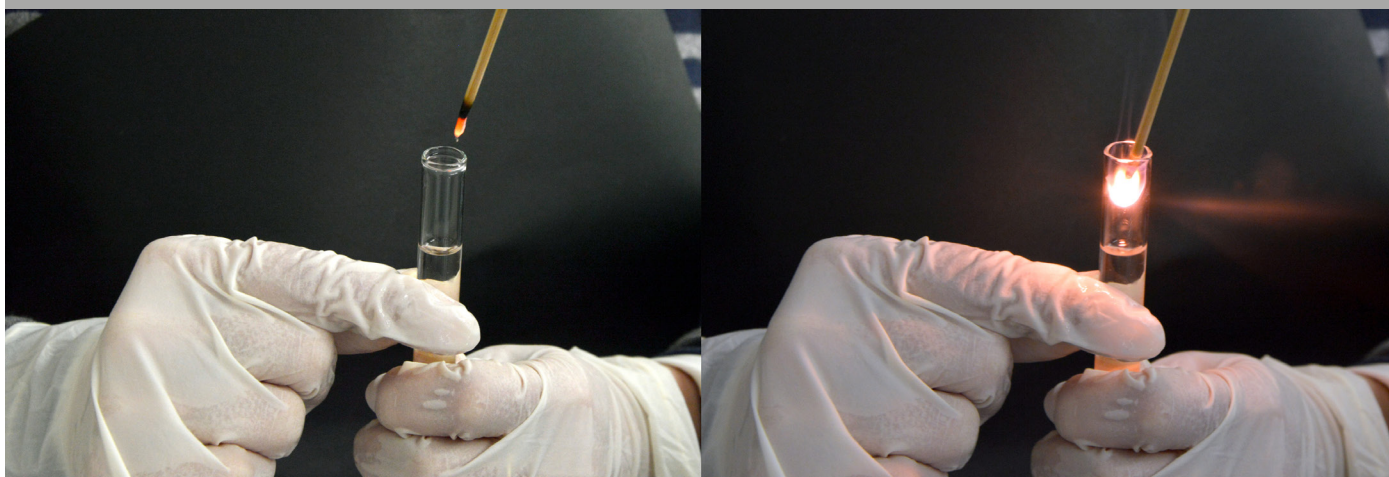
Możesz wykonać ten test jako demonstrację w klasie lub pozwolić młodym osobom przeprowadzić go samodzielnie. Przed wykonaniem testu zapytaj uczennice/uczniów, czy wiedzą, jak potwierdzić jaki gaz jest w probówkach czyli identyfikacja za pomocą próby palności.

Test na obecność wodoru: Umieść palec na otworze probówki, aby zapobiec wydostaniu się z niej wodoru, a następnie obróć probówkę i umieść długą zapałkę (lub zapalniczkę) w otworze probówki (rysunek 7). Powinnaś/powinieneś usłyszeć piskliwy trzask, który potwierdza obecność wodoru (dźwięk ten wskazuje na miniwybuch). Reakcja $2 \text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O(L)}$ wytworzy niewielką ilość wody na dnie probówki.



↑ Testowanie obecności wodoru za pomocą zapalniczki (po lewej) i obserwacja obecności wody w probówce (po prawej)

Test na obecność tlenu: Umieść palec na otworze probówki, aby zapobiec wydostaniu się z niej tlenu, a następnie obróć probówkę i umieść zapalone łuczyczko w otworze probówki (rysunek 8). Jeśli tlen jest obecny, łuczyczko zapali się ponownie.



↑ Testowanie obecności tlenu za pomocą zapalonego łuczywka (po lewej). Łuczywko ponownie się zapala w obecności czystego tlenu (po prawej)

Wyniki

Rozwiązanie zadania 2 z arkusza dla uczennic/uczniów:

- Sumaryczna reakcja elektrolizy wody:

$$2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$$
- Proces anodowy

$$2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 4\text{H}^+ (\text{aq}) + 4\text{e}^-$$
- Proces katodowy:

$$4\text{H}^+ (\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2 (\text{g})$$
- NaOH jest elektrolitem. Dodanie elektrolitu przyspiesza proces elektrolizy, ponieważ zwiększa przewodność elektryczną wody. Sól, kwas lub zasada mogą być stosowane jako elektrolit. W przypadku elektrolizy wody alkalicznej jako elektrolit stosuje się silną zasadę, taką jak wodorotlenek sodu (lub wodorotlenek potasu), unikając w ten sposób problemów korozyjnych powodowanych przez elektrolity kwasowe (korozja elektrod metalicznych).
- W równaniu $2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ produktami są dwa mole na jeden mol tlenu. Z tego powodu możemy zaobserwować dwa razy więcej wodoru niż tlenu.
- Używając stosu Volty zbudowanego z sześciu ogniów Volty z różnicą potencjału elektrycznego 6 V, można wytworzyć 3 ml O_2 w ciągu 4 godzin, czyli 18 ml/dobę tlenu cząsteczkowego (O_2).
- Uzyskanie 18 ml/dzień odpowiada $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{dzień}$. Możemy użyć równania stanu gazu doskonałego do obliczenia liczby moli O_2 i od tego masy:

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

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

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

Jest to tyle samo, co $2,4 \cdot 10^{-5}$ kg, a więc dostarcza tylko:

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

z całości potrzebnej jednemu astronauty dziennie.

10. Można przyspieszyć ten proces produkcji poprzez zwiększenie stężenia elektrolitu (w tym przypadku NaOH) lub stosując mocniejszą baterię.
 11. Tlen jest niezbędny, aby astronauty mogli oddychać na Księżycu. Wodór w połączeniu z utleniaczem (np. tlenem) może być wykorzystany jako źródło paliwa do napędzania statku kosmicznego, dla którego Księżyc jest tylko etapem w eksplorowaniu przestrzeni kosmicznej lub do napędzania łazików, które badają powierzchnię Księżycy, i umożliwiają przemieszczanie się człowieka. Gdybyśmy musieli sprowadzić tlen i wodór, potrzebowalibyśmy pojemników który byłyby bardzo masywne i ogromne. To byłoby bardzo kosztowne. Aby móc stacjonować na Księżycu, musimy w jak największym stopniu przetwarzać oraz przekształcać produkty odpadowe (na przykład CO_2 , mocz, pot, odpady żywnościowe, odpady metaboliczne itp.) na wodę czy materiały które można będzie ponownie wykorzystać. To właśnie w tym celu zaprojektowano systemy podtrzymywania życia, a na Międzynarodowej Stacji Kosmicznej testowane są technologie optymalizacji recyklingu.
- Jednakże, aby być bardziej niezależni od zaopatrzenia stacji w produkty z Ziemi, musimy nauczyć się produkować większość tego, czego potrzebujemy na Księżycu, z zasobów obecnych na miejscu.

→ Zadanie 3: Ogniwo paliwowe

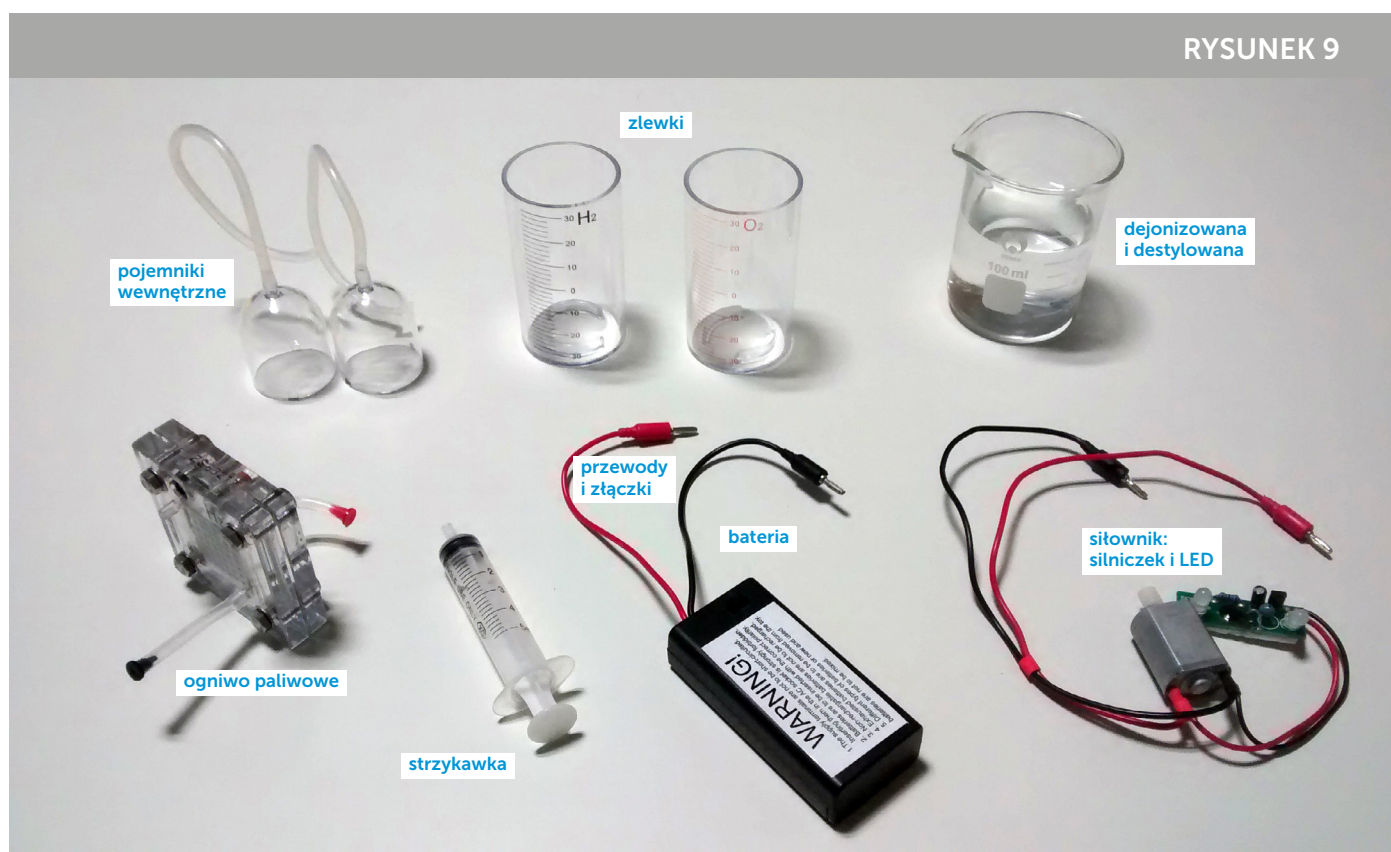
W tym ćwiczeniu uczennice/uczniowie wykorzystają produkty elektrolizy wody (H_2 i O_2) w ogniwie paliwowym. Zbadają, jak ogniwa paliwowe wytwarzają energię elektryczną i ciepło w reakcji chemicznej. Rozważą także możliwości i ograniczenia ogniw paliwowych podczas eksploracji Księżyca.

Ćwiczenie to można wykonać albo jako demonstrację, albo jeśli czas na to pozwala, jako ćwiczenie praktyczne. Wymaga wykorzystania ogniwa paliwowego, które można znaleźć i kupić online .

Materiały i narzędzia

Zestaw do nauki o ogniwach paliwowych¹ lub:

- ogniwo paliwowe
- strzykawka
- woda dejonizowana i destylowana
- zasilanie (bateria, ogniwo słoneczne)
- rurki silikonowe i nakrętki
- 30 ml zlewki i pojemniki wewnętrzne (patrz: załącznik 2)
- przewody ze złączami
- siłowniki (silnik, diody LED, samochód itp.)



↑ Materiały potrzebne do budowy systemu ogniwa paliwowego

¹ Zestaw do nauki o ogniwach paliwowych, który można kupić online:
<http://www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit/>.

Ćwiczenie

Opowiedz młodemu osobom o ogniwach paliwowych. Dodaj, że do ich budowy niezbędna jest wiedza na temat elektrolizy wody i stosu Volty.

Poproś uczennice/uczniów, aby postępowali/postępowały zgodnie z instrukcjami zawartymi w załączniku 2 (lub przygotuj wcześniej w formie pokazu, opowiedziały/odpowiedzieli na pytania od 1 do 5 w swoich arkuszach oraz zastanowili/zastanowiły się nad zaletami i ograniczeniami ogniw paliwowych).

Wyniki

- Ogniwo paliwowe i reakcje w ogniwie:
 - Na katodzie zachodzi reakcja redukcji tlenu:
Katoda (-): $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{c}) + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-(\text{aq})$
 - Na anodzie reakcja utleniania wodoru:
Anoda (+): $\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{c}) + 2\text{e}^-$
 - Sumaryczna reakcja zachodząca w ogniwie wodorowo-tlenowym jest reakcją egzotermiczną i samorzutną.
 $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{c})$
- Tlen i wodór są łatwo dostępne i wymagają niewielkiej ilości energii do przeprowadzania reakcji chemicznych. Ogniwo paliwowe to zatem tanie i czyste źródło energii – produkuje tylko wodę i energię. To sprawia, że jest ono potencjalnym sposobem wytwarzania czystej energii na Ziemi. Nie zawsze ogniwa paliwowe są optymalnym rozwiązaniem:
 - jeśli musielibyśmy wyprodukować H_2 i O_2 przy użyciu elektrolizy, zanim będziemy mogli uruchomić ogniwo paliwowe,
 - jeśli H_2 i O_2 byłyby wartościowe i ograniczone,W takim wypadku stracimy energię, ponieważ w pierwszej kolejności potrzebujemy innego źródła zasilania, aby stworzyć substraty do reakcji. Jeśli jednak połączymy technologię ogniw paliwowych z odnawialnym źródłem energii (np. energią słoneczną), możemy wykorzystać ogniwa paliwowe bez zanieczyszczania środowiska.
- Zarówno stos Volty, elektroliza, jak i ogniwo paliwowe są przykładami wykorzystania elektrochemii w praktyce. Stos Volty wykorzystuje reakcję chemiczną do wytworzenia elektryczności, w elektrolizie wody wykorzystuje się energię elektryczną do wywołania reakcji chemicznej, która w przeciwnym razie nie miałaby miejsca, a ogniwo paliwowe odwraca reakcję elektrolizy i ponownie wytwarza elektryczność z produktów elektrolizy.

→ ENERGIA Z WODY

Jak wytworzyć tlen i wodór na Księżycu

→ Zadanie 1: Zbuduj własną baterię

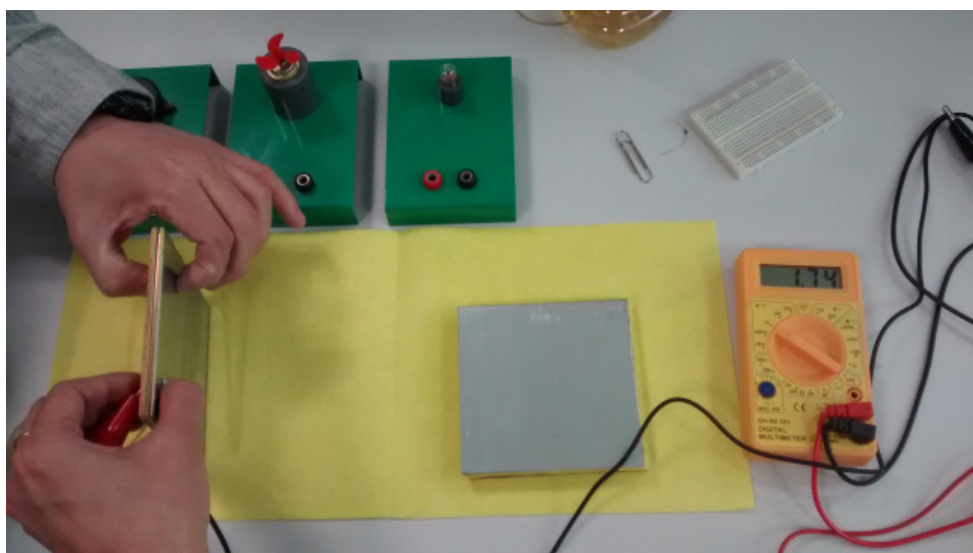
W 1799 r. Alessandro Volta, jeden z pionierów użycia energii elektrycznej i mocy, wynalazł pierwszą na świecie baterię – tzw. stos Volty. Tym wynalazkiem udowodnił, że w wyniku pewnych reakcji chemicznych może powstawać energia elektryczna. Pójdź w jego ślady i zbuduj swój własny stos Volty.

Ćwiczenie 1

1. Oszlifuj obie strony blachy cynkowej i miedzianej papierem ściernym i wytnij 6 kwadratów ze ściereczki do naczyń w tym samym rozmiarze, co płytki.



2. Umieść jeden kwadrat ściereczki na płytce cynkowej i namocz go w occie. Następnie umieść jedną miedzianą płytkę na wierzchu ściereczki. Masz już jedno ogniwo Volty. Połącz przewody zaciskami szczękowymi z pierwszą i ostatnią płytką, a następnie podłącz je do multimetru.



3. Jaka jest różnica potencjałów elektrycznych dla jednego ogniwa Volty?V
4. Zapisz równania reakcji (jonowe), które pokazują ogólny proces zachodzący w ogniwie.

5. Który składnik zostaje utleniony, a który zredukowany w tej reakcji?

.....

.....

6. Dlaczego warto oszlifować metalowe płytki?

.....

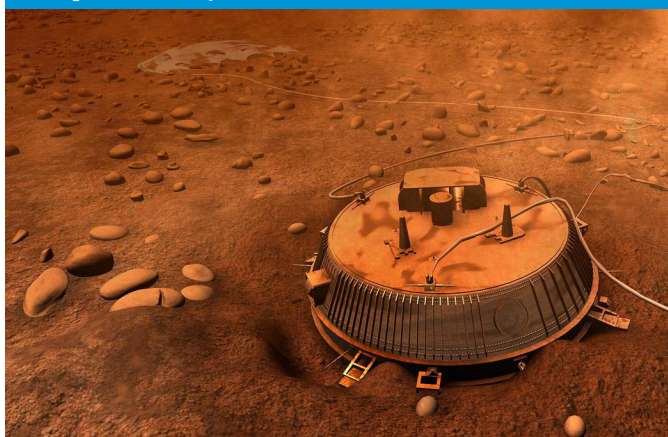
.....

7. Dlaczego moczymy ściereczkę w occie? Czy moglibyśmy użyć innej substancji? Wyjaśnij.

.....

.....

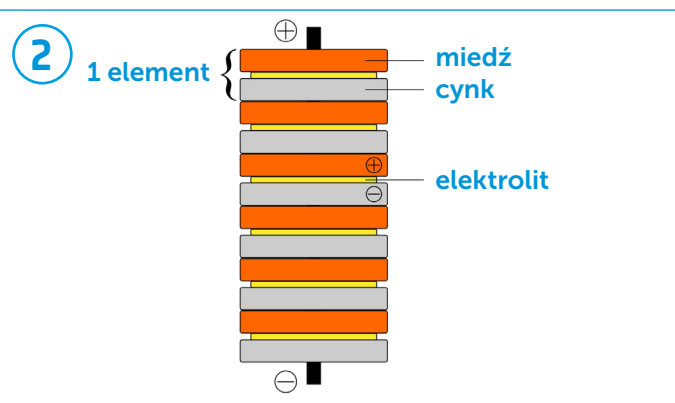
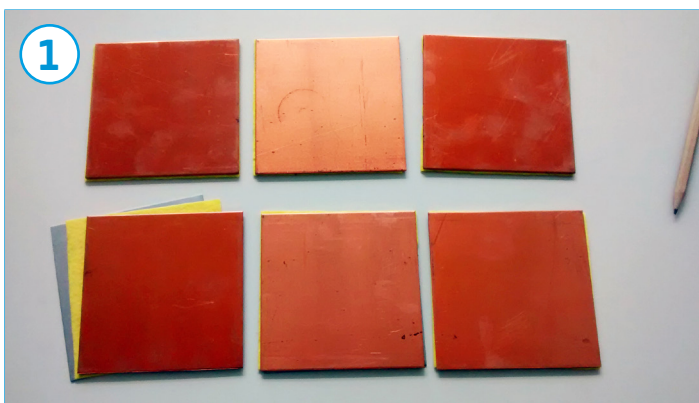
Czy wiesz, że...?



Wystana przez ESA (Europejską Agencję Kosmiczną) sonda Huygens, która wylądowała na powierzchni Tytana (największy księżyc Saturna), zasilana była bateriami litowymi z dwutlenkiem siarki, których nie można ponownie naładować. Zostały one wybrane, ponieważ mogły pozostać nieaktywne podczas siedmioletniej podróży na Saturna, ale nadal zachowały wystarczającą pojemność, aby wylądować na Tytanie.

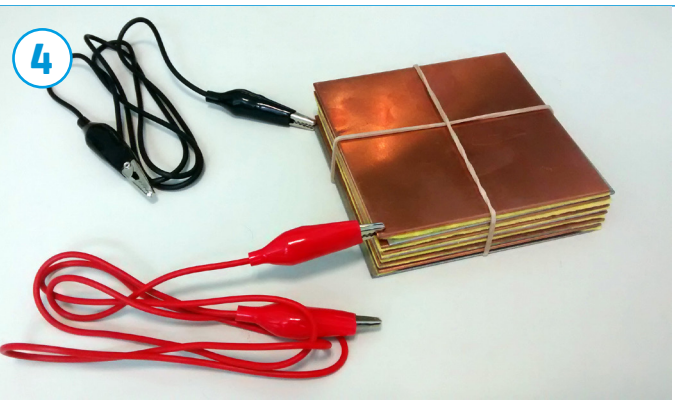
↑ Artystyczna wizja sondy Huygens na powierzchni Tytana.

8. Postępuj według instrukcji, aby zbudować stos Volty.



Zbuduj sześć ogniw Volty zgodnie z instrukcjami z ćwiczenia 1.

Ułóż ogniwa w takiej kolejności, jak zostało to pokazane.



Umieść gumki recepturki wokół stosu, aby utrzymać go w całości.

Połącz przewody zaciskami szczękowymi z pierwszą i ostatnią płytką, a następnie podłącz je do multimetru.

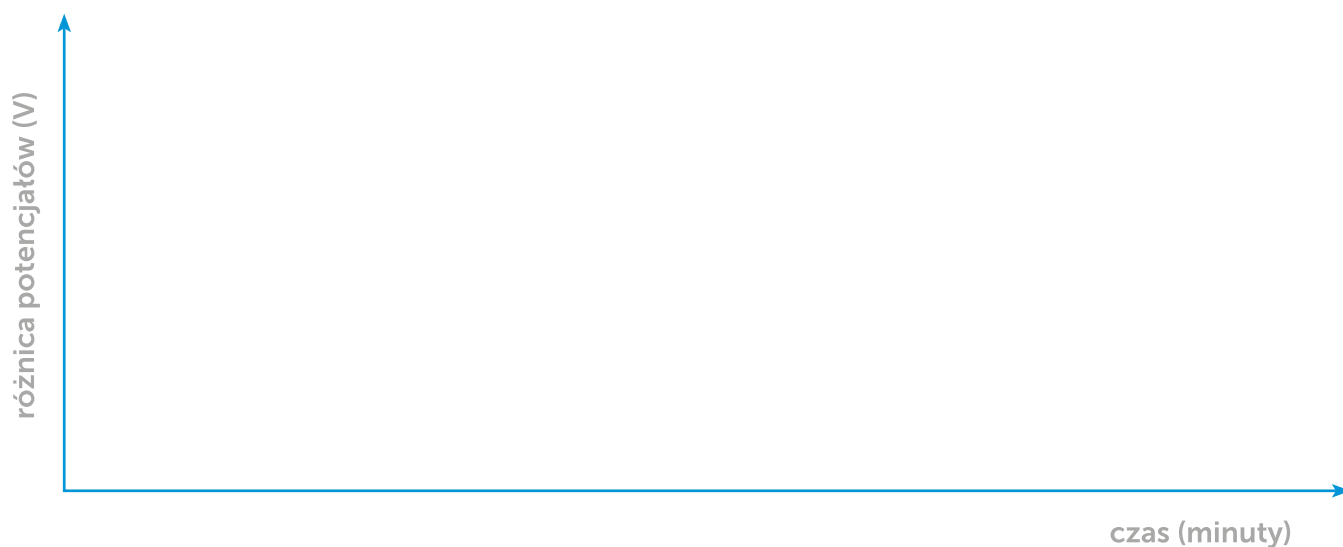
9. Zmierz różnicę potencjałów elektrycznych ogniwa Volty natychmiast po zakończeniu montażu. Wykonuj pomiary co minutę przez 10 minut i zapisz je w tabeli 1.

TABELA 1

Czas (min)	Różnica potencjałów elektrycznych (V)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

↑ Zapisy różnicy potencjałów elektrycznych w ciągu 10 minut

10. Narysuj wykres różnicy potencjałów elektrycznych w funkcji czasu.



11. Co można zaobserwować? Wyjaśnij.

.....

.....

.....

12. Jaka jest różnica potencjałów elektrycznych stosu w porównaniu z normalną baterią AA?

.....

.....

.....

13. Jak można wykorzystać baterie do eksploracji Księżyca? Jakie są zalety i wady baterii?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

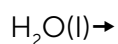
→ Zadanie 2: Elektroliza wody

Ćwiczenie

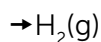
1. Zbilansuj równanie reakcji.



2. Uzupełnij równanie reakcji utleniania procesu anodowego



3. Uzupełnij równanie reakcji redukcji procesu katodowego.



4. Zbuduj swój własny elektrolizer, wykonując czynności opisane w załączniku 1. Rozpoczynając elektrolizę, należy włączyć stoper. Dzięki wiedzy na temat czasu elektrolizy będzie można obliczyć tempo produkcji tlenu.
5. Opisz, co dzieje się podczas elektrolizy.

.....

.....

.....

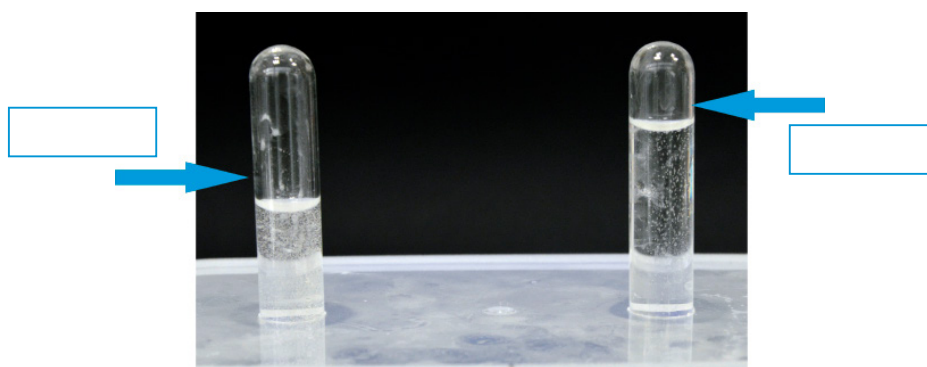
6. Po co dodajemy NaOH do wody podczas elektrolizy?

.....

.....

.....

7. Która z probówek zawiera tlen, a która wodór? Po czym można je rozpoznać?



8. Zmierz, ile tlenu powstało i oblicz swoje tempo produkcyjne na minutę.

9. Załóżmy, że jeden astronauta zużywa do oddychania 0,84 kg tlenu cząsteczkowego (O_2) dziennie. Czy twój system elektrolizy może dostarczyć wymaganej ilości tlenu?

10. Jak można wyprodukować więcej tlenu dziennie?

11. Jakie są zalety i wady stosowania elektrolizy wody na Księżycu?

Czy wiesz, że...?



NASA, ESA, JAXA, Roscosmos

Elektroliza wody jest główną metodą wytwarzania tlenu na pokładzie ISS (Międzynarodowej Stacji Kosmicznej). Woda jest pobierana z moczu, ścieków oraz kondensacji i dzielona na tlen i wodór w systemie OGS – Oxygen Generation System (system wytwarzania tlenu). Źródłem energii są panele słoneczne wielkości boiska do piłki nożnej. Podobny system można zastosować na Księżycu.

ISS (Międzynarodowa Stacja Kosmiczna) krążąca wokół Ziemi, NASA – National Aeronautics and Space Administration (Narodowa Agencja Aeronautyki i Przestrzeni Kosmicznej), ESA (Europejska Agencja Kosmiczna), JAXA – Japan Aerospace Exploration Agency (Japońska Narodowa Agencja Kosmiczna) i Roscosmos.

→ Zadanie 3: Ogniwo paliwowe

Ogniwa paliwowe mogą być używane do zasilania łazików, statków kosmicznych lub innych powiązanych konstrukcji. Są przeciwieństwem elektrolizy: łączą H_2 oraz O_2 i wytwarzają H_2O (wodę) i energię.

Po zapoznaniu się z działaniem ogniwa paliwowego wykonaj poniższe zadania:

1. Zbilansuj sumaryczną reakcję.



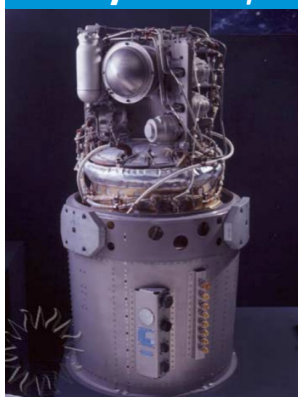
2. Zapisz reakcje chemiczne zachodzące na anodzie i katodzie.

3. Jakie są zalety i wady ogniw paliwowych? Jak możemy ich użyć w czasie misji na Księżycu?

.....

.....

→ Czy wiesz, że...?



Ogniwa paliwowe były głównym źródłem energii elektrycznej w programie Apollo, podczas którego ludzie wylądowali na Księżycu. Tlen i wodór, które po połączeniu dawały energię elektryczną i wodę do picia, przechowywane były jako ciecze w ekstremalnie niskich temperaturach. Ogniwa paliwowe były również wykorzystywane we flocie promu kosmicznego jako jeden z elementów systemu elektroenergetycznego. Flota promu kosmicznego wykonała w latach 1981–2011 135 misji.

↑ Ogniwo paliwowe Apollo

Zastanów się z uczniami i uczennicami jakie są różnice i podobieństwa między stosem Volty, elektrolizą i ogniwem paliwowym? Opracujecie najpierw kryteria oceny.

.....

.....

→ Linki

Materiały Europejskiej Agencji Kosmicznej

Wyzwanie Moon Camp:

esa.int/Education/Moon_Camp

Animacje o podstawach życia na Księżycu:

esa.int/Education/Moon_Camp/The_basics_of_living

Materiały edukacyjne ESA:

esa.int/Education/Classroom_resources

Informacje dodatkowe

Ogniwo galwaniczne:

youtube.com/watch?v=9OVtk6G2TnQ

Elektroliza:

youtube.com/watch?v=dRtSjJCKklo

Ogniwa paliwowe:

youtube.com/watch?v=OmVnllgDA7o

Zestaw do nauki o ogniwach paliwowych:

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

→ Załącznik 1: Elektrolizer

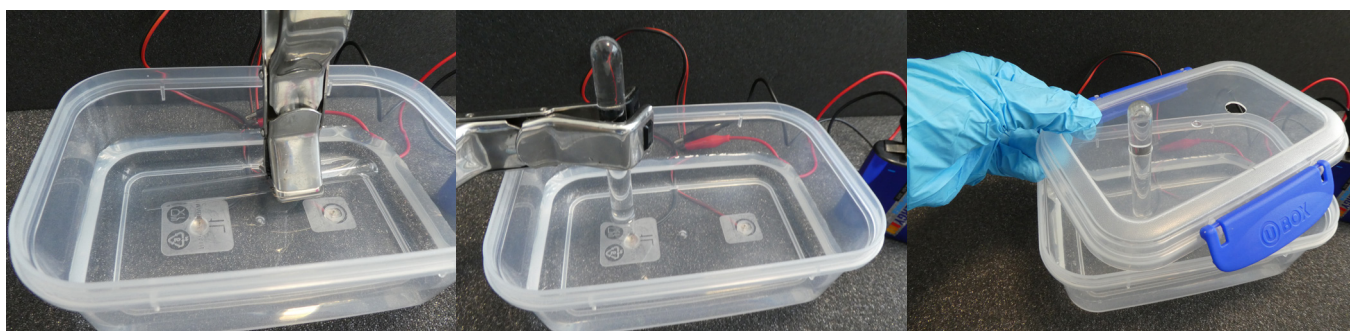
1. Użyj pinezek, aby przymocować przewody do pudełka.



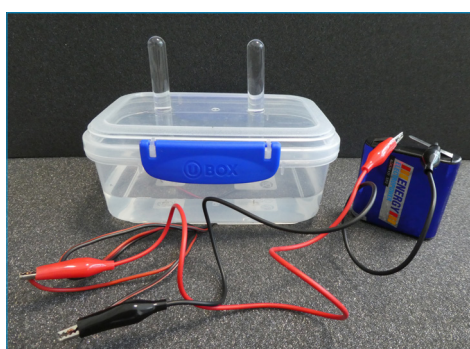
2. Rozpuść NaOH w wodzie (3%) i napełnij pojemnik.



3. Unieś probówki nad pinezkami (upewnij się, że są wypełnione wodą). Umieść pokrywę na górze, aby utrzymać probówki na miejscu.



4. Podłącz źródło zasilania i rozpocznij elektrolizę. Uruchom stoper i zapisz, jak długo trwa proces.



→ Załącznik 2: Ogniwo paliwowe

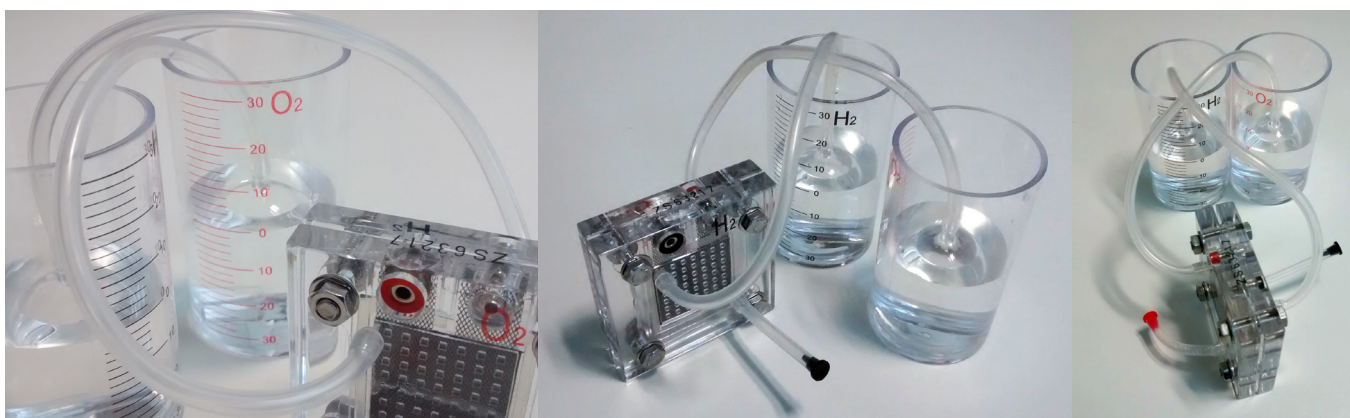
1. Podłącz dwie rurki silikonowe (4 cm) do dysz ogniwa paliwowego umieszczonego w dolnej części po obu jego stronach.



2. Usuń czerwoną nakrętkę z rurki podłączonej do strony tlenowej ogniwa paliwowego. Za pomocą strzykawki wtłocz wodę destylowaną do ogniwa paliwowego, aż wypełni się do połowy.
3. Umieść pojemniki wewnętrzne w kształcie kopuły w zlewkach i dolej wody do poziomu 0 ml (woda powinna prawie zakryć pojemnik wewnętrzny). Upewnij się, że w wewnętrznych pojemnikach nie ma powietrza.



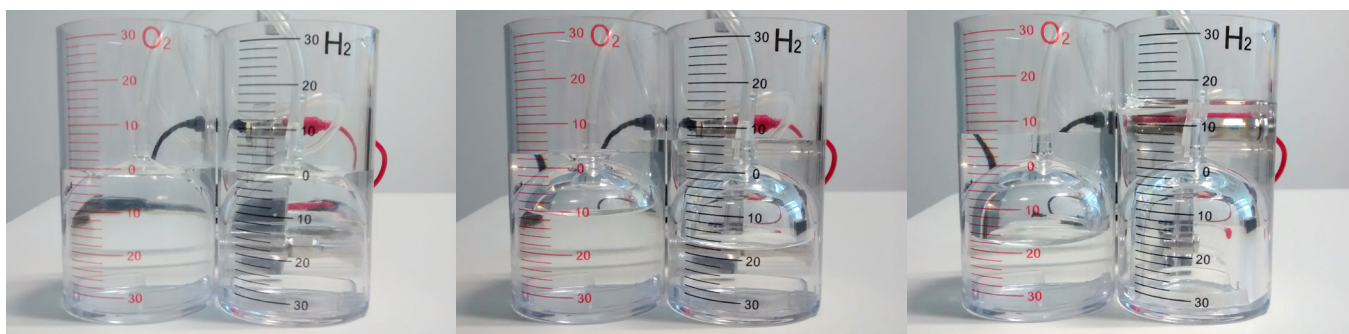
4. Podłącz silikonowe rurki do górnych dysz zarówno po stronie O_2 , jak i po stronie H_2 ogniwa paliwowego.



5. Podłącz baterię tak, jak pokazano to poniżej. Przetącz baterię na pozycję „on”; proces elektrolizy powinien się rozpocząć.



6. Zaobserwuj, jak H_2 i O_2 powodują napętnianie pojemników wewnętrznych. Zbiornik jest pełny w momencie, gdy H_2 zaczyna ulatniać się z pojemnika.



7. Odłącz baterię i podłącz siłownik (samochód, silnik, diodę LED itp.). H_2 i O_2 łączą się ponownie, wytwarzając H_2O i energię do zasilania silnika.

