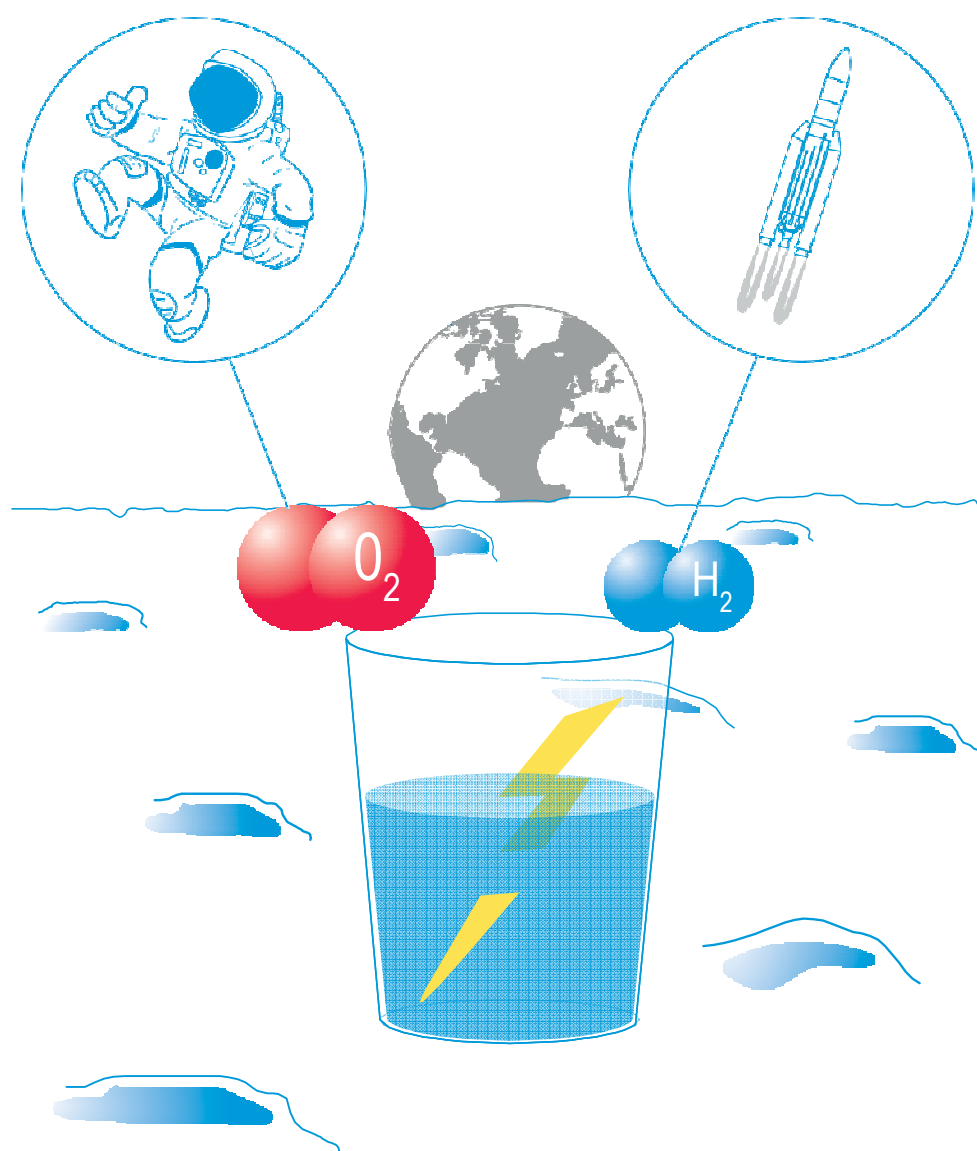
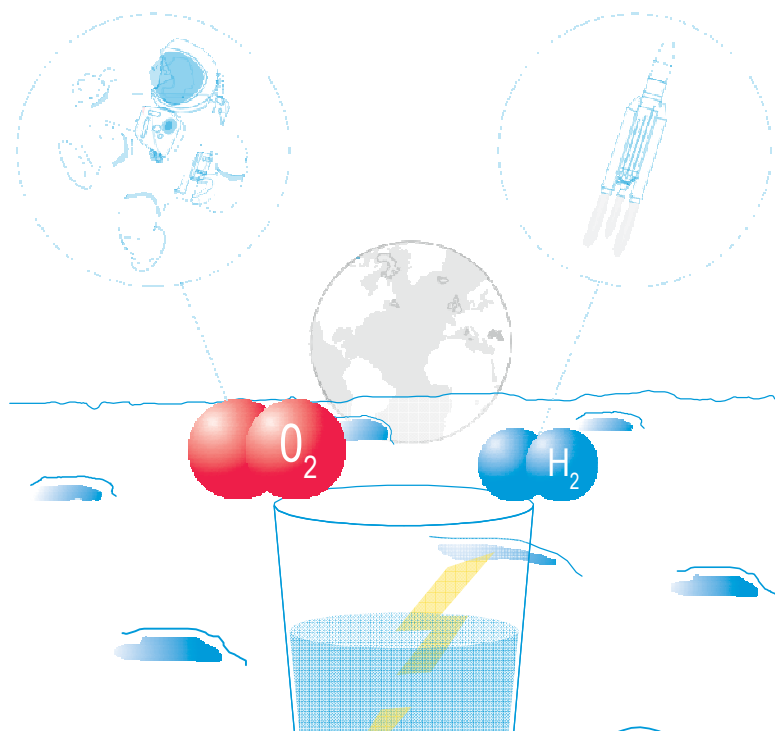


Să învățăm prin spațiu

→ ENERGIE DIN APĂ

Cum să producem hidrogen și oxigen pe Lună





Ghidul profesorului

Informații pe scurt	pagina 3
Sumarul activităților	pagina 4
Introducere	pagina 5
Activitatea 1: Construiește o baterie	pagina 6
Activitatea 2: Electroliza apei	pagina 10
Activitatea 3: Pilă de combustie	pagina 14
Fișa de lucru a elevului	pagina 16
Link-uri	pagina 23
Anexa 1: Electrolizor	pagina 24
Annex 2: Pilă de combustie	pagina 25

Să învățăm prin spațiu – energie din apă | C09
www.esa.int/education

Biroul pentru Educație al Agenției Spațiale Europene (ESA Education Office) așteaptă feedback de la dumneavoastră la adresa teachers@esa.int

Un proiect al ESA Education în colaborare cu ESERO Spania
Traducere și adaptare: ESERO România – www.esero.ro
Copyright 2018 © European Space Agency

→ ENERGIE DIN APĂ

Cum să producem oxigen și hidrogen pe Lună

Informații pe scurt

Materii: Chimie și Fizică

Grupa de vârstă: 14-16 ani

Tip: Activitate în laborator

Complexitate: medie

Timp de pregătire al profesorului: 1 oră

Durata lecției: 2 ore

Cost: mediu (25-125 lei) pentru activitatea 1 și 2; mare (250-500 lei) pentru activitatea 3

Localizare: laborator

Include folosirea de: Plăcuțe de zinc și cupru

Cuvinte cheie: Chimie, Fizică, Luna, Electrochimie, pilă voltaică (baterie), Electroliză, Pilă de combustie.

Scurtă descriere a activităților

În acest set de trei activități, elevii vor învăța despre electrochimie. În prima activitate vor construi o pilă voltaică – o baterie simplă. Această invenție marchează începutul electrochimiei. Elevii vor studia apoi electroliza. Electroliza folosește curentul electric pentru a descompune apa în componentele sale: hidrogen și oxigen. Aceste produse pot fi folosite ca propulsori pentru nave spațiale și / sau pentru a furniza oxigen pentru a susține un echipaj lunar. În ultima activitate, elevii examinează și folosesc o pilă de combustie.

Obiectivele învățării

- Înțelegerea modului în care funcționează o baterie.
- Efectuarea unei activități experimentale pentru a confirma că anumite reacții chimice pot genera electricitate.
- Efectuarea unei activități experimentale pentru a confirma că electricitatea poate face ca anumite reacții chimice să aibă loc.
- Studiarea electrolizei apei și a aplicațiilor acesteia.
- Investigarea pilelor de combustie și a aplicațiilor acestora.
- Scrierea ecuațiilor echilibrate pentru reacțiile chimice REDOX.
- Utilizarea adecvată a echipamentului pentru a face și înregistra observațiile.

→ Sumarul activităților

Sumarul activităților					
	Titlu	Descriere	Rezultat	Cerințe	Timp
1	Construiește o baterie	Construirea unei baterii	Introducere în electrochimie, învățarea felului în care funcționează o baterie.	Niciuna	45 minute
2	Electroliza apei	Construirea unui electrolizor și efectuarea electrolizei apei	Învățarea despre electroliză și aplicațiile sale.	Este de dorit efectuarea în prealabil a activității 1.	45 minute
3	Pilă de combustie	Cercetarea unei pile de combustie	Învățarea despre pilele de combustie și aplicațiile lor.	Este de dorit efectuarea în prealabil a activității 2.	30 minute

→ Introducere

Explorarea cu echipaj uman a Lunii necesită resurse: apă, oxigen, hrană, materiale, combustibil, etc. Aducerea tuturor acestora de pe Pământ ar fi foarte ineficientă și costisitoare, așa că persoanele care proiectează misiunile spațiale investighează cum să folosească resursele deja disponibile pe Lună (utilizarea resurselor “in situ”). Una dintre cele mai importante resurse este apa. Oamenii de știință au găsit dovezi că apa poate exista în unele zone lângă polii lunari. Într-o viitoare misiune pe Lună, această apă ar putea fi folosită pentru a produce hidrogen și oxigen folosit pentru propulsie și oxigen folosit pentru respirația echipajului.

În acest set de activități, vom investiga cum să stocăm energia în baterii și cum să generăm oxigen și hidrogen din apă. Pentru a face acest lucru trebuie să învățăm despre electrochimie!

Electrochimia este ramura științei care studiază relația dintre electricitate și chimie. Anumite reacții chimice pot genera electricitate, cum este cazul bateriilor. Este posibil și opusul: electricitatea poate determina anumite reacții chimice care nu ar avea loc spontan altfel.

În această resursă, elevii vor fi ghidați în studiul principiilor și cronologiei electrochimiei, de la inventarea primei baterii (pila voltaică) până la utilizarea modernă a pilelor de combustie

În această resursă, elevii vor construi următoarele dispozitive:

1. **Baterie:** Un dispozitiv care generează electricitate din reacții chimice.
2. **Electrolizor:** Un dispozitiv care folosește electricitate pentru a produce anumite reacții chimice. În cazul de față vom lucra cu electroliza apei și vom rupe legăturile care țin împreună componentele moleculelor de apă.
3. **Pilă de combustie:** un dispozitiv care produce electricitate și căldură dintr-o reacție chimică.

→ Activitatea 1: Construiește o baterie

Pila voltaică a fost prima baterie inventată, creatorul său fiind Alessandro Volta în anul 1800. Bateriile generează electricitate din reacții chimice, iar inventarea pilei voltaice a marcat începutul electrochimiei

Bateriile sunt adesea folosite pe navele spațiale ca mijloc de stocare și distribuție a energiei electrice. Bateriile tradiționale conțin toată energia lor utilizabilă și pot fi doar descărcate, fiind utilizabile o singură dată. Bateriile folosite în misiunile spațiale sunt adesea reîncărcabile (acumulatori). Ele pot fi reîncărcate cu energie din alte surse, de exemplu cu energia solară. Bateriile sunt esențiale deoarece pot furniza energie electrică în perioadele fără acces la alte surse de alimentare (de exemplu, atunci când aparatul spațial nu este în lumina directă a soarelui).

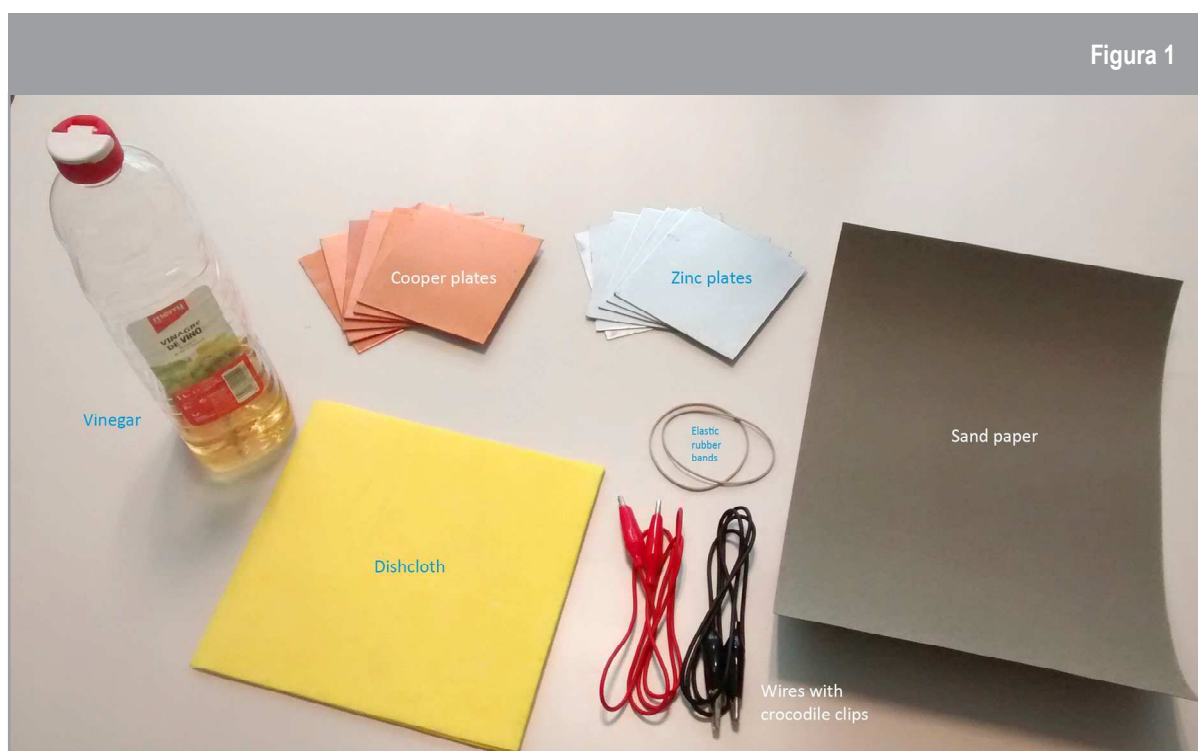
În această activitate, elevii vor construi o pilă voltaică – o baterie simplă din plăci metalice, lavete pentru vase și oțet. O pilă voltaică folosește o reacție chimică spontană pentru a crea electricitate.

Protecția muncii

Pilotele voltaice nu trebuie lăsate conectate într-un container închis sau într-o încăpere neaerisită.

Necesar de materiale

- 6 plăci de zinc (per grup)
- 6 plăci de cupru (per grup)
- 1 lavetă uscată (per grup)
- Foarfece
- Oțet
- Șmirghel (glas/papir)
- 2 elastice de borcan
- Fire cu clipsuri crocodil
- Multimetru
- (optional) Baterii AA



† Materiale necesare pentru construcția unei pile voltaice

Exercițiu

Începeți prin a introduce conceptul de electrochimie și definiția diferenței de potențial electric.

Construirea unei celule voltaice

Împărțiți clasa în grupuri de 3 - 4 elevi. Elevii ar trebui să urmeze instrucțiunile 1 și 2 din fișa lor de lucru pentru a asambla o celulă voltaică simplă. După asamblarea celulei, trebuie să conecteze un multimetru și să măsoare diferența de potențial electric.

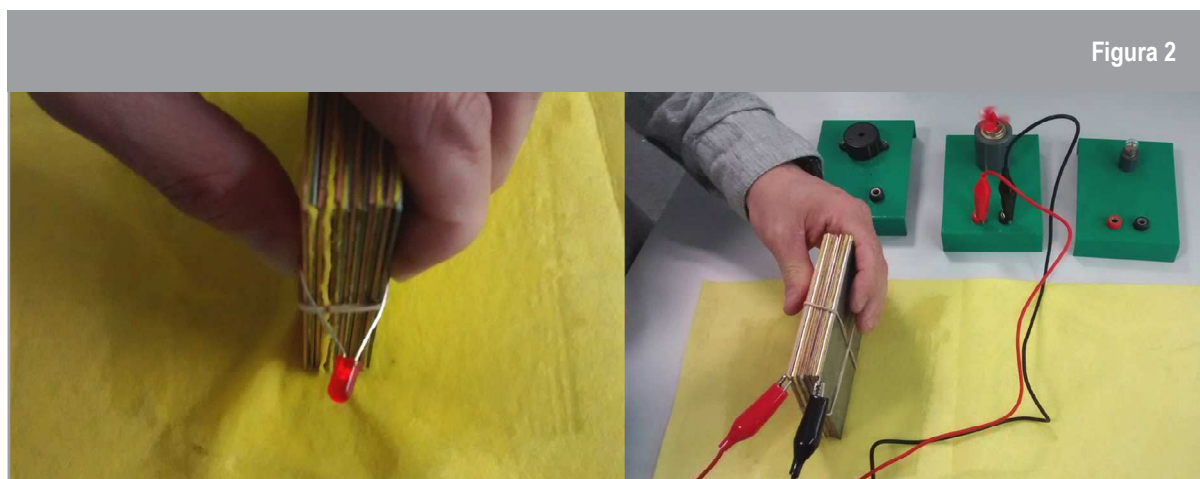
Cereți elevilor să explice de ce obțin o diferență de potențial electric și să explice care este funcția fiecărui strat în celula voltaică. Cereți elevilor să scrie ecuațiile ionice ale reacțiilor care au loc în celula voltaică. Cereți-le să răspundă la întrebările de la 4 la 7 din foaia de lucru pentru elev.

Construirea unei pile voltaice

Acum elevii vor trebui să stivuiască mai multe celule voltaice pentru a obține o pilă voltaică. Elevii vor trebui să măsoare diferența de potențial electric a pilei o dată pe minut timp de 10 minute și să înregistreze măsurătorile în Tabelul 1 în fișele lor de lucru. Între măsurători, ei vor trebui să răspundă la întrebările aferente din fișele de lucru ale elevilor

Cereți elevilor să traseze diferența de potențial electric a pilei voltaice ca funcție de timp. Vor trebui să descopere că diferența de potențial electric scade cu timpul. Întrebați elevii de ce cred că se întâmplă acest lucru

Pentru a demonstra că pila voltaică poate genera curent, o puteți folosi pentru a aprinde un LED sau pentru a face un motor să funcționeze, așa cum se vede în Figura 2 și să investigați cât de mult este capabilă pila voltaică să alimenteze dispozitivul.



† Aprinderea unui LED folosind o pilă voltaică (stânga) și alimentarea unui motor cu o pilă voltaică (dreapta)

Cereți elevilor să compare pila lor voltaică cu o baterie normală AA. Vorbiți despre cum funcționează o baterie normală și care sunt limitările pilei voltaice. Dacă timpul permite, lăsați elevii să conecteze bateria și pila voltaică la diferite aparate electrice și să măsoare curentul din circuit.

Rezultate

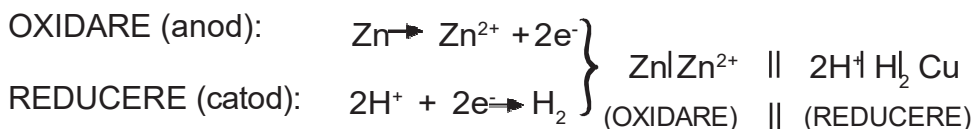
Acestea sunt răspunsurile la activitatea 1 din fișa de lucru pentru elevi:

3. De la o celulă voltaică ar trebui să obțineți aproximativ 1 V.

4. Ecuația ionică netă este:



Semireacțiile redox pentru cele două semicelule sunt:



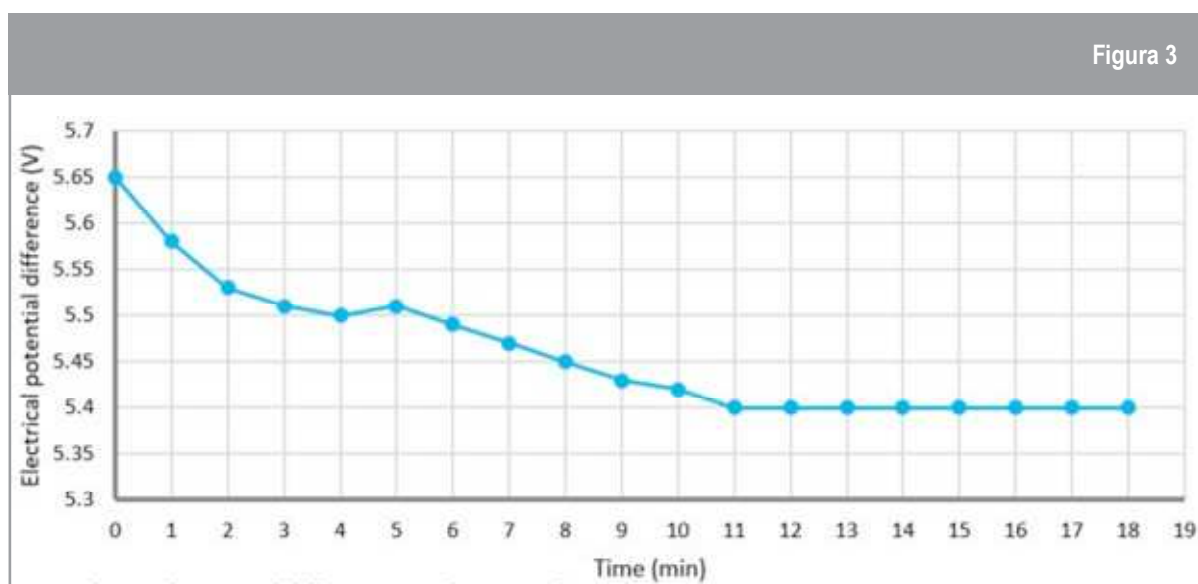
Placa metalică de cupru servește doar ca un conductor metallic nobil „inert chimic” pentru transportul electronilor în circuit și nu participă chimic la reacție. Placa de cupru ar putea fi înlocuită cu orice conductor suficient de metallic

5. Zincul este oxidat și eliberează electroni (anod). Hidrogenul (hidroniu = H_3O^+) este redus și câștigă electroni (catod).

6. Pe suprafața plăcii se acumulează un strat oxidat (ceea ce face ca metalul să aibă aspect mat). Acesta scade aria utilă pentru schimbul de ioni. Slefuirea îndepartează stratul oxidat

7. Oțetul este un electrolit. Permite schimbul de ioni între plăci și crește diferența de potențial electric. Toți acizii, precum oțetul, eliberează ioni H^+ care sunt necesari pentru reacție. Chiar și apa eliberează ioni H^+ , dar într-o cantitate foarte mică. Adăugarea unei sări sau a unui acid crește conductivitatea. Am putea folosi orice altă substanță care acționează ca un electrolit (sare sau acid)

10. Exemplu de rezultat obținut de la o pilă voltaică constând din șase celule voltaice.



↑ Diferența de potențial electric ca funcție de timp.

11. Tensiunea electrică (voltajul) scade cu timpul deoarece rezistența internă a pilei crește. Suprafața zincului este oxidată, ceea ce are ca rezultat scăderea suprafeței de reducere. Oțetul (și alți acizi) provoacă, de asemenea, oxidare. În plus, în pila voltaică, pe suprafața de cupru se acumulează bule de hidrogen (polarizare). Bateriile comerciale folosesc materiale foarte diferite, care se oxidează mult mai puțin decât zincul. Unele tipuri de baterii folosesc o substanță care elimină hidrogenul acumulat sau îl evacuează. Din aceste motive, bateriile comerciale pot continua să funcționeze mult mai mult.
12. O baterie AA are de obicei o diferență de potențial electric de 1,5 V, dacă nu se specifică altfel de către producător. În exemplul nostru obținem 1 V dintr-o celulă voltaică și obținem 5,5 V de la pila voltaică (șase celule voltaice). Când creștem numărul de celule, creștem suprafața totală de contact pentru schimbul de ioni. Factorul limitator al curentului de ieșire este rezistența internă (care este mare).
13. Bateriile ar fi utile pentru explorarea Lunii ca o modalitate de a stoca energie. Bateriile folosite în misiunile spațiale sunt adesea reîncărcabile din alte surse, de exemplu din energie solară. Bateriile sunt cruciale deoarece pot furniza energie electrică în perioadele fără acces la nicio altă sursă de energie (de exemplu, când nu există lumina directă a soarelui). Aducerea pe Lună a bateriilor nereîncărcabile ca singura sursă de alimentare ar fi însă voluminoasă și grea, ineficientă și nesustenabilă.

Discuții

Discutați cu elevii despre importanța inventării pilei voltaice. Cum ar fi viața noastră fără baterii? Am putea proiecta o baterie nelimitată? Discutați motivele ineficiențelor: greutatea și durata de viață limitată versus capacitatea de stocare și producția de energie.

Vorbiți despre cum energia poate fi doar transformată, nu pierdută sau creată. Discutați de ce încă vorbim despre "pierderea" energiei (deoarece căldura este o formă de energie dificilă de utilizat)

Pila voltaică poate fi resetată prin curățarea plăcilor metalice cu șmirghel și înmuierea din nou a lavetei în electrolit. Discutați dacă vreo baterie reîncărcabilă poate fi reîncărcată la nesfârșit.

→ Activitatea 2: Electroliza

Electroliza folosește electricitatea pentru a produce reacții chimice care nu s-ar întâmpla spontan. În această activitate, elevii vor construi un electrolizor: un dispozitiv care introduce un curent electric într-un lichid folosind doi electrozi. Ei vor folosi dispozitivul pentru electroliza apei și vor descoperi că este posibilă împărțirea apei în componentele sale: oxigen și hydrogen.

Protecția muncii

Când testați gazele, asigurați-vă că păstrați o distanță de siguranță și folosiți chibrituri lungi sau surcele pentru a nu vă arde!

Necesar de materiale (per grup)

- Recipient din plastic cu capac (cu două orificii – vezi la pregătire)
- 2 eprubete
- 2 piuneze de oțel
- 2 pahare
- Sârmă de cupru
- Baterie (optional: o celulă solară)
- 400 cm³ apă distilată + 12 g NaOH (soluție de 3%)
- Apă distilată
- Mănuși



↑ Materiale necesare pentru construirea unui electrolizor

Pregătire

Faceți două găuri mici în partea de jos a recipientului și două găuri în capac (cu diametrul eprubetelor) așa cum se arată în Figura 5.



† Pregătirea cutiei pentru electrolizor

Exercițiul 1

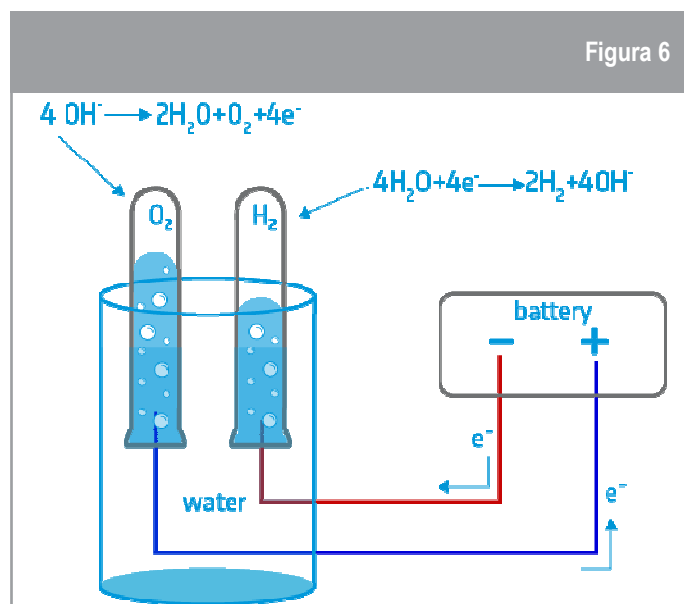
Cereți elevilor să echilibreze ecuația globală pentru procesul de electroliză a apei. Apoi ajutați-i să scrie și să înțeleagă reacțiile de oxidare și reducere.

O ilustrare a configurației electrolizei poate fi văzută în Figura 6.

Lăsați-i să-și construiască propriul electrolizor urmând instrucțiunile din anexa 1. Amintiți-le să cronometreze procesul de electroliză pentru a calcula ulterior rata de producție a oxigenului. Rugați elevii să răspundă la întrebările 5 - 7 despre procesul de electroliză din foaia lor de lucru.

Relaționați experimentul cu producția de oxigen pentru misiunile spațiale. Cereți elevilor să răspundă la întrebările 8 și 9 din foaia lor de lucru pentru a investiga dacă electrolizorul lor ar putea produce suficient oxigen pentru astronautii de pe Lună

Dacă doriți să prelunghiți exercițiul, elevii pot face experimentul cu apă distilată, apă de la robinet (conținând săruri) și apă cu electrolit.



† Ilustrarea configurației și procesului electrolizei.

Identificarea gazelor

Puteți face acest test ca demonstrație în clasă sau puteți lăsa elevii să facă testul ei înșiși. Înainte de a efectua testul, întrebați elevii dacă au idei despre cum ar putea testa gazele din tuburi.

Testarea hidrogenului: Puneți un deget pe orificiul eprubetei pentru a preveni scăparea hidrogenului, apoi întoarceți eprubeta și puneți un chibrit lung aprins (sau o brichetă) la deschiderea tubului (vezi Figura 7). Ar trebui să auziți o pocnitură care confirmă prezența hidrogenului (sunetul indică o mini-explozie). Reacția $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{L})$ va produce o cantitate mică de apă pe fundul eprubetei.

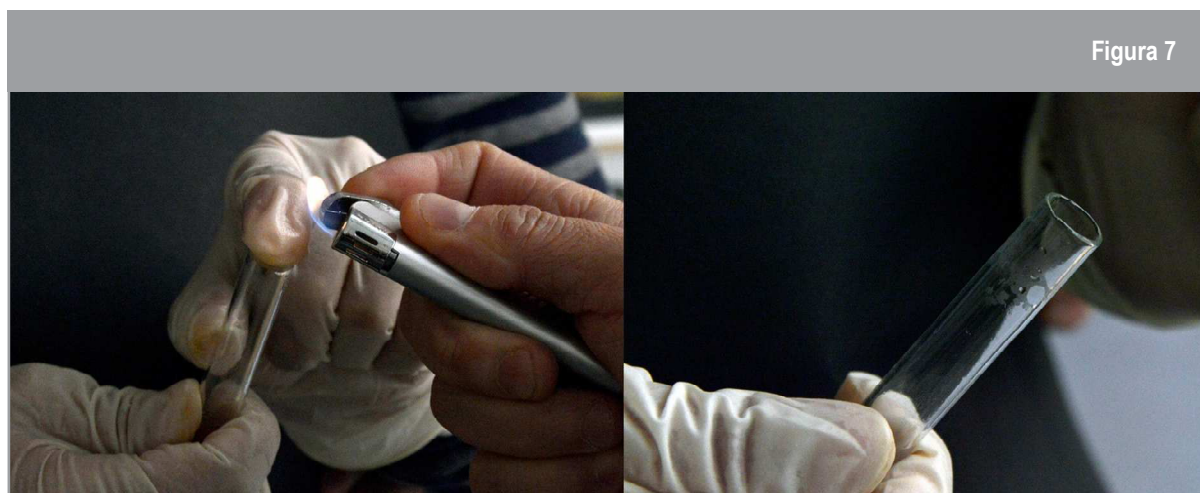


Figura 7

† Testarea hidrogenului cu bricheta (stânga) și prezența apei în eprubetă (dreapta)

Testarea oxigenului: Puneți un deget pe orificiul eprubetei pentru a preveni scăparea oxigenului, apoi întoarceți eprubeta și puneți o surcea incandescentă la deschiderea tubului (vezi Figura 8). Prezența oxigenului va reaprinde surcea.

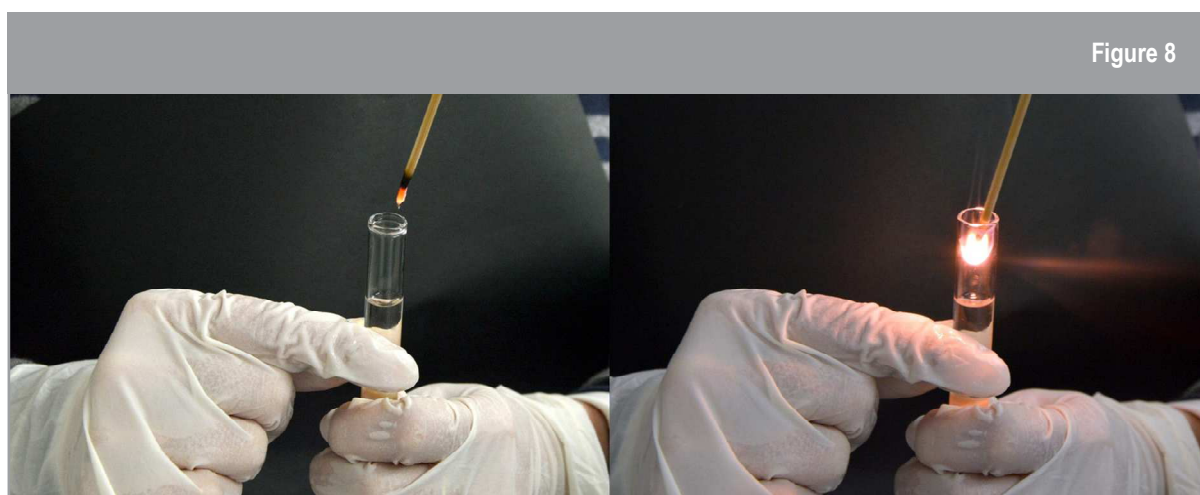
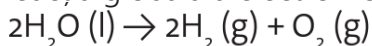


Figure 8

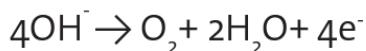
† Testarea oxigenului cu surcea incandescentă (stânga). Surcea se reaprinde în prezența oxigenului pur (dreapta)

Răspunsurile la activitatea 2 din fișa de lucru pentru elevi:

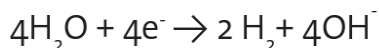
1. Reacția globală a electrolizei apei:



2. Oxidare anod:



3. Reducere catod:



6. NaOH este un electrolit. Adăugarea unui electrolit accelerează electroliza, deoarece crește conductivitatea electrică a apei (adică scade rezistența sa la electricitate). Săruri, acizi sau baze pot fi folosite ca electroliti. Pentru cazul specific al electrolizei apei alcaline, se folosește ca electrolit o bază puternică precum hidroxidul de sodiu (sau hidroxidul de potasiu), evitându-se astfel problemele de coroziune cauzate de electroliti acizi (coroziunea electrozilor metalici)
7. În ecuația $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ produsele sunt doi atomi de hidrogen pentru fiecare atom de oxigen. Din acest motiv, observăm de două ori mai multă cantitate de hidrogen decât oxigen.
8. Folosind o pilă voltaică de șase celule voltaice cu o diferență de potențial electric de 6 V, este posibil să se producă 3 ml de O_2 în 4 hours = 18 ml/zi de oxigen molecular (O_2).
9. Obținerea a 18 ml/zi este echivalentă cu $1.8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{zi}$. Putem folosi legea gazelor ideale pentru a calcula numărul de moli de O_2 , și din acesta masa:

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

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{101325 \text{ Pa} \cdot 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3}{8.314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 7.48 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M = 7.48 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0.0239 \text{ g}$$

10. Aceasta este totuna cu $2.4 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$ și furnizează așadar doar:

$$\frac{2.4 \cdot 10^{-5} \text{ kg}}{0.84 \text{ kg}} \cdot 100\% = 0.0028\%$$

din cantitatea necesară unui astronaut pe zi.

11. Am putea face producția să meargă mai rapid prin creșterea concentrației de electrolit (în acest caz concentrația de NaOH) sau prin utilizarea unei baterii mai puternice.
12. Oxigenul este vital pentru ca astronautii să respire pe Lună. Hidrogenul în combinație cu un oxidant (de exemplu oxigenul) poate fi folosit ca sursă de combustibil pentru a propulsa navele spațiale care merg mai departe în spațiu, sau pentru rovere pentru a explora suprafața lunară și a extinde prezența umană. Dacă ar trebui să aducem oxigenul și hidrogenul, am avea nevoie de recipiente și de multă masă și volum, ceea ce ar fi foarte scump. Pentru a face un avanpost pe Lună sustenabil, trebuie să reciclăm cât mai mult posibil și să transformăm deșeurile (de exemplu CO_2 , urina, transpirație, deșeurile de hrană, deșeurile metabolice etc.) în O_2 și apă care poate fi reutilizată. Sistemele de susținere a vieții sunt concepute pentru a face aceasta, iar tehnologiile de optimizare a reciclării sunt testate acum pe Stația Spațială Internațională. Totuși, pentru a crește independența față de re aprovizionarea de pe Terra a avanpostului, trebuie să învățăm să producem cea mai mare parte a ceea ce avem nevoie pe Lună (utilizarea resurselor in situ).

→ Activitatea 3: Pilă de combustie

În această activitate, elevii vor folosi produsele electrolizei apei (H_2 și O_2) într-o pilă de combustie. Ei vor investiga modul în care pilele de combustie produc electricitate și căldură dintr-o reacție chimică. Elevii vor lua în considerare posibilitățile și limitările celulelor de combustie pentru explorarea Lunii.

Acest exercițiu poate fi făcut fie ca demonstrație, fie ca activitate practică, dacă timpul o permite. Experimentul necesită o pilă de combustie, care poate fi achiziționată online¹.

Necesar de materiale

Un kit – mașinuță cu pilă de combustie¹ sau:

- O pilă de combustie
- O seringă
- Apă deionizată & distilată
- Sursă de curent (baterie, celulă solară)
- Tuburi și capace de silicon
- Pahare de 30 ml și recipient interioare (vezi anexa 2)
- Cabluri și conectori
- Actuatori (Motor, LED-uri, mașinuță etc.)

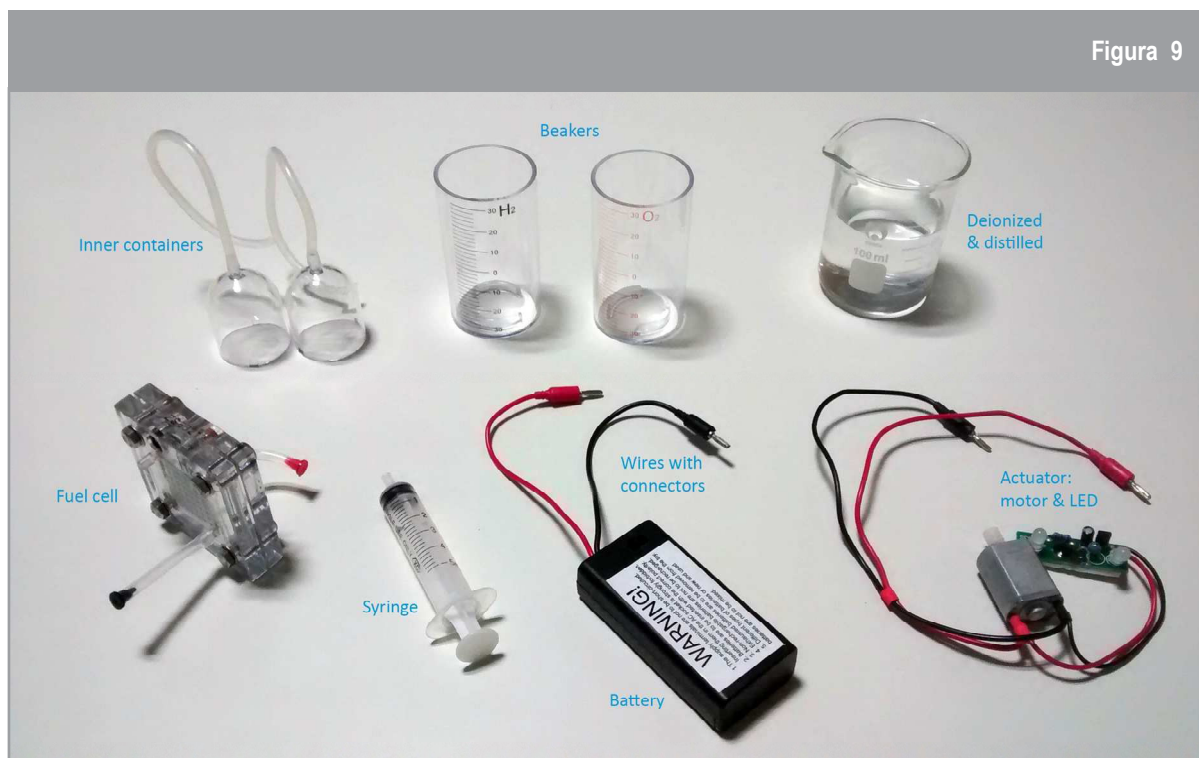


Figura 9

¹ Materiale necesare pentru construirea unui sistem de celule de combustibil.

Exercițiu

Începeți prin a le prezenta elevilor pilele de combustibil. Acestea se bazează pe cunoștințele despre electroliza apei și pila voltaică. Cereți elevilor să urmeze instrucțiunile din anexa 2 (sau pregătiți experimentul în prealabil pentru o demonstrație). Cereți elevilor să răspundă la întrebările de la 1 la 5 în fișele lor de lucru și să reflecteze asupra avantajelor și limitărilor pilelor de combustie.

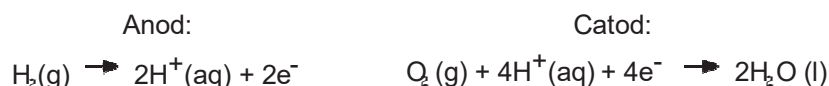
¹ Această resursă folosește kit-ul care poate fi cumpărat online - <http://www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit/>

Rezultate

1. Reacția generală în celula de combustie:



2. Reacții la anod și catod



3. O celulă de combustie este o sursă de energie ieftină și curată dacă oxigenul și hidrogenul sunt la îndemână. Nu poluează: produce doar apă și energie. Acest lucru îl face o soluție potențială pentru energie curată pe Pământ. Dacă trebuie să producem H_2 și O_2 cu electroliză înainte de a putea rula pila de combustie, sau dacă H_2 și O_2 sunt scumpe și limitate, atunci pilele de combustibil ar putea să nu fie soluția optimă. Vom pierde energie, deoarece avem nevoie de o altă sursă de energie în primul rând pentru a crea componentele pentru reacție. Totuși, dacă combinăm tehnologia celulelor de combustie cu o sursă de energie regenerabilă (de exemplu energia solară), atunci putem folosi celulele de combustie fără a polua
4. Atât pila voltaică, cât și electroliza și celula de combustie sunt exemple de electrochimie puse în practică. O pilă voltaică folosește o reacție chimică pentru a genera electricitate, electroliza apei folosește electricitate pentru a face o reacție chimică care altfel nu ar avea loc, iar o pilă de combustie inversează reacția de electroliză și generează din nou electricitate din produsele electrolizei.

→ ENERGIE DIN APĂ

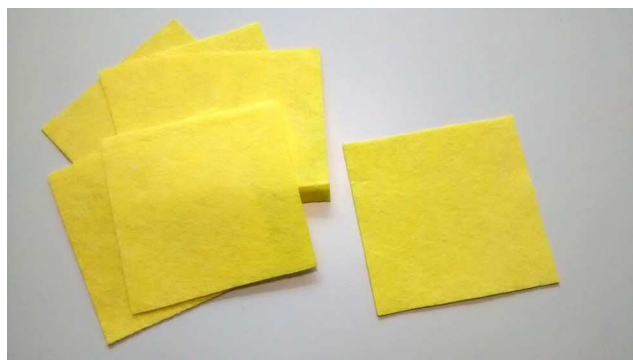
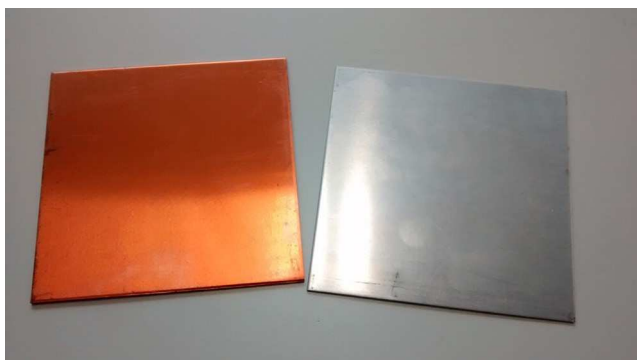
Cum să producem oxigen și hidrogen pe Lună

→ Activitatea: Construiți o baterie

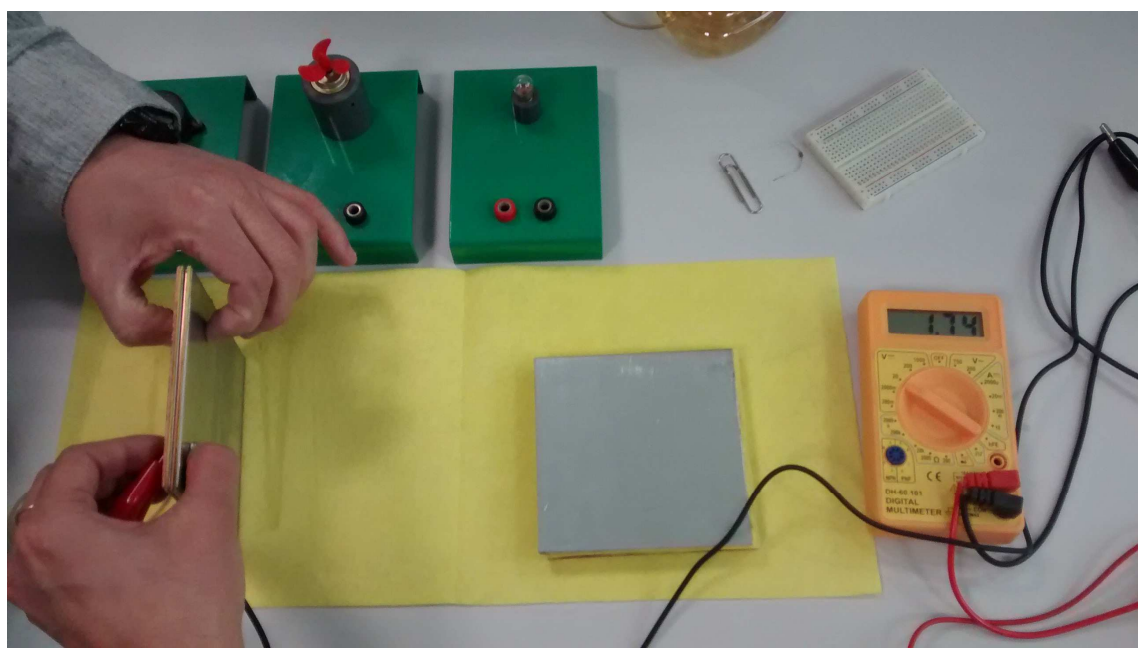
În anul 1800, Alessandro Volta, unul dintre pionierii cercetării energiei electrice, a inventat prima baterie: „pila voltaică”. Cu această invenție, el a demonstrat că anumite reacții chimice pot crea electricitate. Acum îi veți călca pe urme și veți construi propria pilă voltaică.

Exercițiul 1

1. Șlefuiți ambele părți ale plăcilor de zinc și cupru cu șmirghel și tăiați 6 pătrate din lavete de aceeași dimensiune ca plăcile.



2. Puneți un pătrat de cârpă de vase (lavetă) deasupra unei plăci de zinc și înmuiati-l în oțet. Apoi puneți o placă de cupru deasupra lavetei. Tocmai ați construit o celulă voltaică! Conectați firele cu clemele crocodil la prima și ultima placă, apoi conectați totul la un multimetru.



3. Care este diferența de potențial electric de la o celulă voltaică? _____ V

4. Scrieți mai jos ecuația ionică netă, care arată procesele ce au loc în celula electrică:

5. Care componentă este oxidată și care este redusă în această reacție?

6. De ce este o idee bună să șlefuiim plăcile de metal?

7. De ce înmuiem laveta în oțet? Am putea folosi o altă substanță? Explicați:

Știați că?

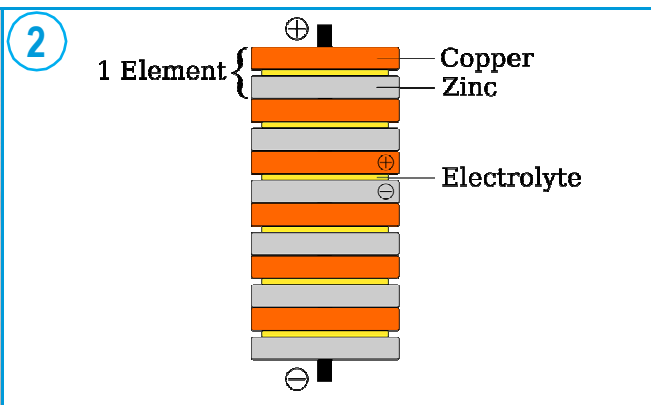
Sonda spațială Huygens a ESA, care a aterizat pe suprafața corpului ceresc Titan (cea mai mare lună a lui Saturn), se baza pe baterii nereîncărcabile cu litiu-dioxid de sulf. Acestea au fost alese deoarece au putut fi lăsate inactive în timpul călătoriei de șapte ani către Saturn, păstrând totuși o capacitate suficientă pentru aterizarea pe Titan.



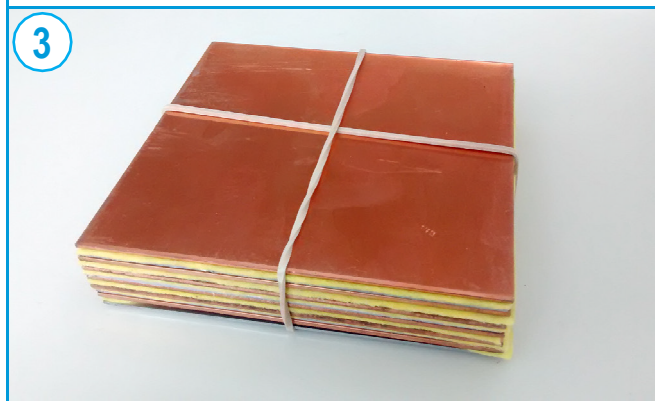
8. Urmăți instrucțiunile de mai jos pentru a construi o pilă voltaică.



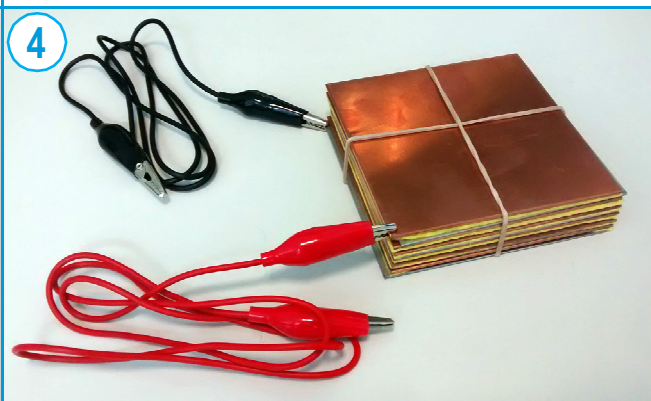
1
Creați șase celule voltaice urmând instrucțiunile din exercițiul 1



2
Stivuiți celulele în ordinea afișată



3
Legați benzi elastice de cauciuc în jurul pilei pentru a menține pila în loc.



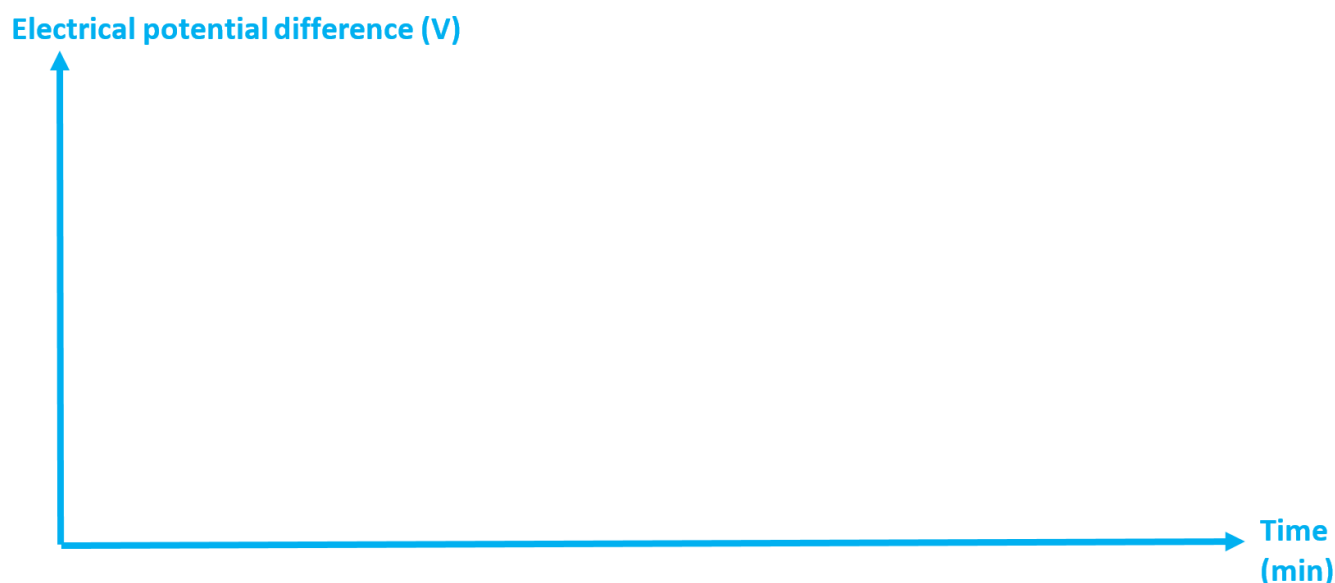
4
Conectați firele cu clemele crocodil la prima și ultima placă și conectați ansamblul la un multimetru.

9. Măsurați diferența de potențial electric a pilei voltaice imediat după ce ați terminat asamblarea. Efectuați măsurători în fiecare minut timp de 10 minute și înregistrați măsurătorile în Tabelul 1.

Tabelul 1	
Timp (minute)	Diferență de potențial electric (V)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

† Măsurătorile de diferență de potențial electric timp de 10 minute.

10. Desenați un graphic al diferenței de potențial electric ca funcție de timp.



11. Ce se observă? Explicați.

12. Care este diferența de potențial electric a pilei voltaice comparată cu o baterie AA normală?

13. Cum ar putea fi folosite bateriile pentru explorarea Lunii? Care sunt avantajele și dezavantajele bateriilor?

→ Activitatea 2: Electroliza apei

Exercițiu

1. Echilibrați ecuația:



2. Scrieți ecuația reacției care are loc la anod:

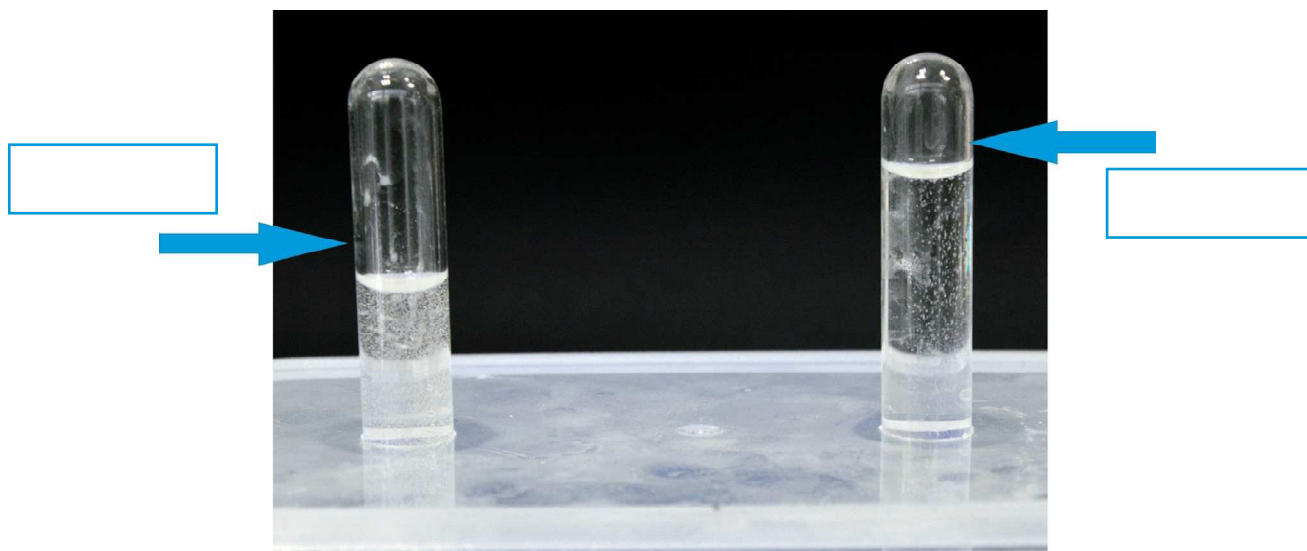
3. Scrieți ecuația reacției care are loc la catod:

4. Construiți-vă propriul electrolizor urmând pașii din Anexa 1. Când porniți electroliza, asigurați-vă că porniți și un cronometru. Veți avea nevoie să aflați timpul electrolizei pentru a calcula producția de oxigen.

5. Descrieți ce se întâmplă în timpul electrolizei.

6. Care este rostul dizolvării NaOH în apă?

7. Care dintre tuburi conține oxigen și care hidrogen? De unde știți?



8. Măsurați cât de mult oxigen ați produs și calculați rata de producție pe minut.

9. Să presupunem că un astronaut respiră 0,84 kg de oxigen molecular (O_2) pe zi. Sistemul vostru de electroliză poate furniza oxigenul necesar?

10. Cum ar putea fi produs mai mult oxigen zilnic?

11. Care sunt avantajele și dezavantajele utilizării electrolizei apei pe Lună?

Știați că?

Electroliza apei este principala metodă de generare a oxigenului la bordul Stației Spațiale Internaționale (ISS). Apa este colectată din urină, apă uzată și condensare, și împărțită în oxigen și hidrogen în Sistemul de Generare a Oxigenului (OGS). Panourile solare de dimensiunea unui teren de fotbal ale stației sunt sursa de energie. Un sistem similar ar putea fi folosit pe Lună.

[Stația Spațială Internațională \(ISS\)](#) →



→ Activitatea 3: Pilă de combustie

Pilele de combustie pot fi folosite pentru a alimenta, printre altele, rovere sau nave spațiale. Pilele de combustie fac opusul electrolizei: combină H_2 și O_2 producând H_2O (apă) și energie.

După ce ați observat cum funcționează o pilă de combustie, răspundeți la întrebările de mai jos:

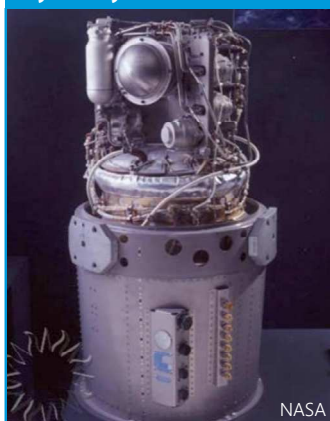
1. Echilibrați ecuația:



2. Scrieți reacțiile chimice care au loc la anod și catod:

3. Care sunt avantajele și dezavantajele pilelor de combustie? Cum le putem folosi pentru misiuni pe Lună?

Știați că?



Pilele de combustie au fost sursa principală de energie electrică în programul Apollo care a dus primii oameni pe Lună. Pilele de combustie Apollo foloseau oxigen și hidrogen, stocate sub formă de lichide la temperaturi extrem de scăzute, care, atunci când sunt combinate chimic, produc energie electrică și apă pentru băut. Pilele de combustie au fost, de asemenea, folosite pe flota de nave spațiale NASA ca o componentă a sistemului de energie electrică. Navele spațiale ("Space Shuttle") au efectuat 135 de misiuni între 1981 și 2011.

4. Care sunt asemănările și diferențele dintre pila voltaică, electroliză și pila de combustie?

→ **Link-uri**

Resurse ESA

Moon Camp Challenge

https://www.esa.int/Education/Moon_Camp/

Animatii despre fundamentele traiului pe Lună.

https://www.esa.int/Education/Moon_Camp/The_basics_of_living

Resurse ESA pentru sala de clasă:

https://www.esa.int/Education/Teachers_Corner/Teach_with_space3

Informații suplimentare

Pilă voltaică:

[youtube.com/watch?v=9OVtk6G2TnQ](https://www.youtube.com/watch?v=9OVtk6G2TnQ)

Electroliză:

[youtube.com/watch?v=dRtSjJCKklo](https://www.youtube.com/watch?v=dRtSjJCKklo)

Pile de combustie:

[youtube.com/watch?v=OmVnllgDA7o](https://www.youtube.com/watch?v=OmVnllgDA7o)

Kit științific – mașinuță experimentală cu pilă de combustie:

<https://www.horizoneducational.com/fuel-cell-car-science-kit/p1232>

→ Anexa 1: Electrolizor

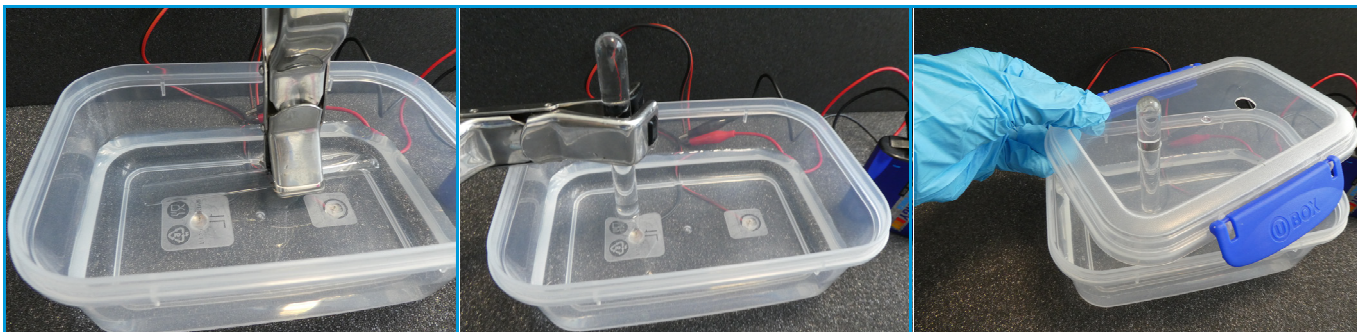
1. Folosiți piuneze pentru a fixa firele electrice de cutie.



2. Dizolvați NaOH în apă (3%) și umpleți recipientul



3. Ridicați eprubetele peste piuneze (asigurați-vă că rămân umplute cu apă). Puneți capacul deasupra pentru a menține eprubetele la locul lor.

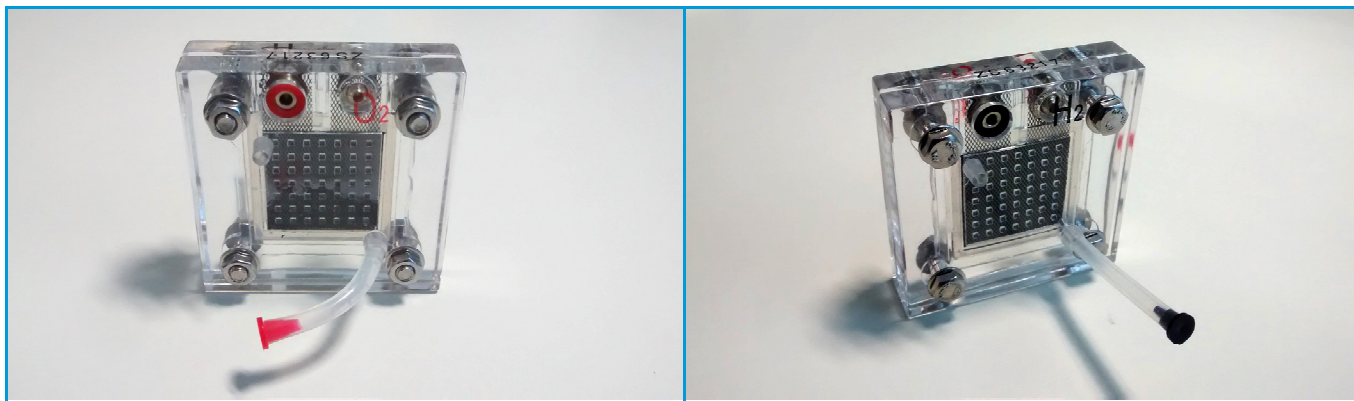


4. Conectați sursa de alimentare și porniți electroliza. Porniți un cronometru și înregistrați cât durează procesul.



→ Anexa 2 – Pilă de combustie

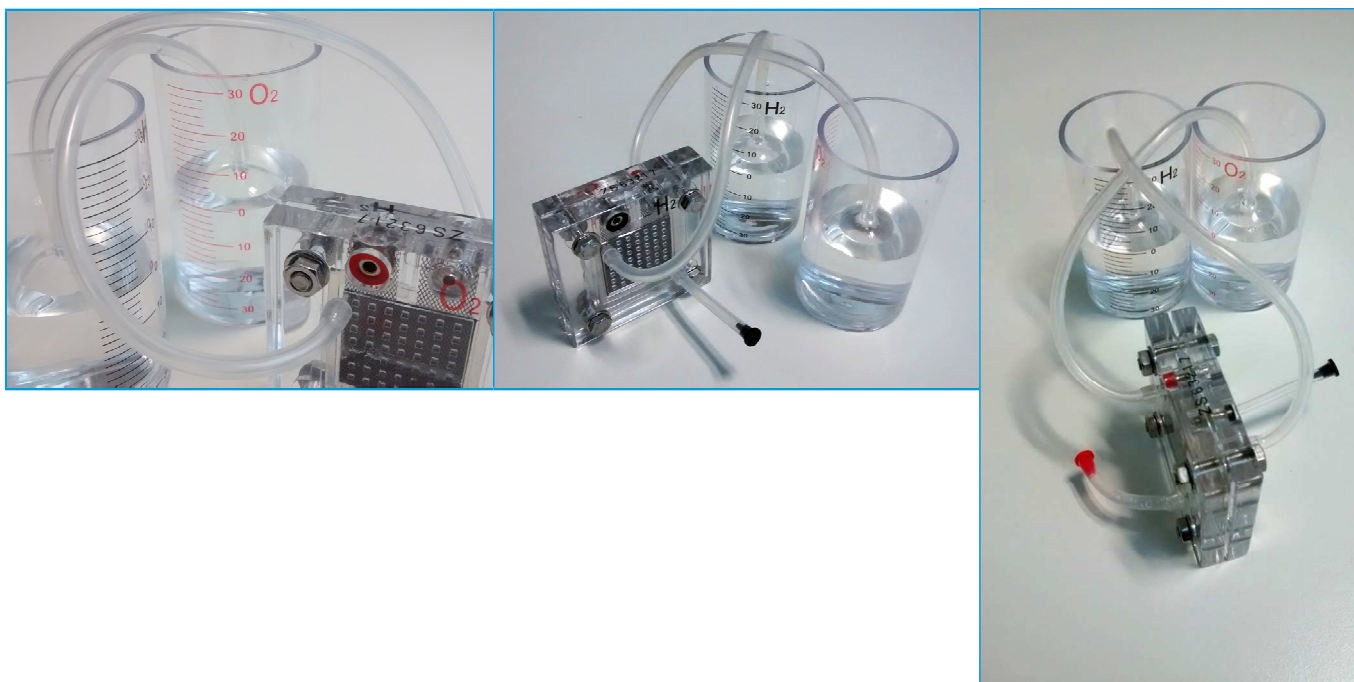
1. Conectați două tuburi de silicon (4 cm) la duzele celulei de combustie situate în secțiunea inferioară de pe ambele părți ale acesteia.



2. Scoateți capacul roșu al tubului conectat la partea de oxigen a celulei de combustie. Folosind seringă, injectați apă distilată în pila de combustie până când pila de combustie este umplută pe jumătate cu apă.
3. Puneți recipientele interioare în formă de cupolă în pahare și adăugați apă până la „0” ml (apa ar trebui să acopere aproape tot recipientul interior). Asigurați-vă că nu există aer prins în interiorul recipientelor interioare.



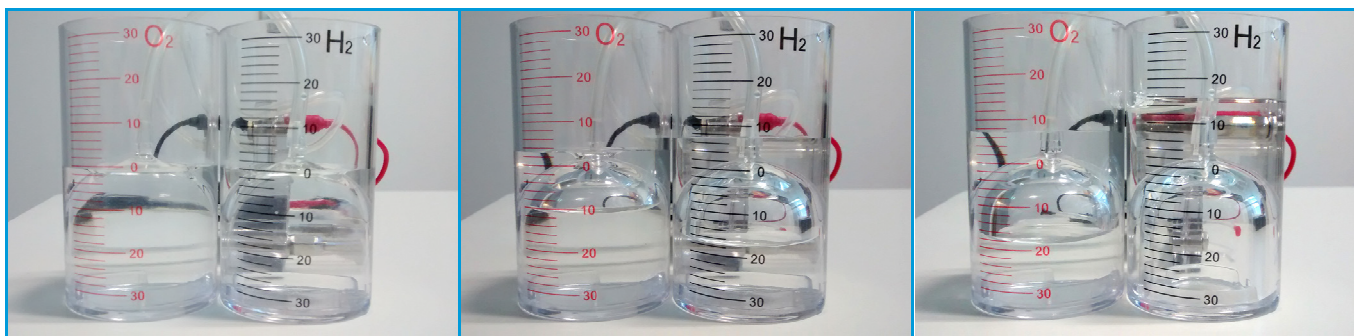
4. Conectați tuburile de silicon la duzele superioare ale părții O_2 și H_2 ale pilei de combustie.



5. Conectați bateria așa cum se vede mai jos. După ce comutați bateria în poziția „pornit” electroliza ar trebui să înceapă.



6. Observați cum H_2 și O_2 încep să umple recipientele interioare. Când H_2 pare să “clocotească” din recipient, rezervorul este plin.



5. Deconectați bateria și conectați un consumator electric (mașinuță, motor, LED etc.). H_2 și O_2 se combină din nou producând H_2O și energie pentru a alimenta motorul.

