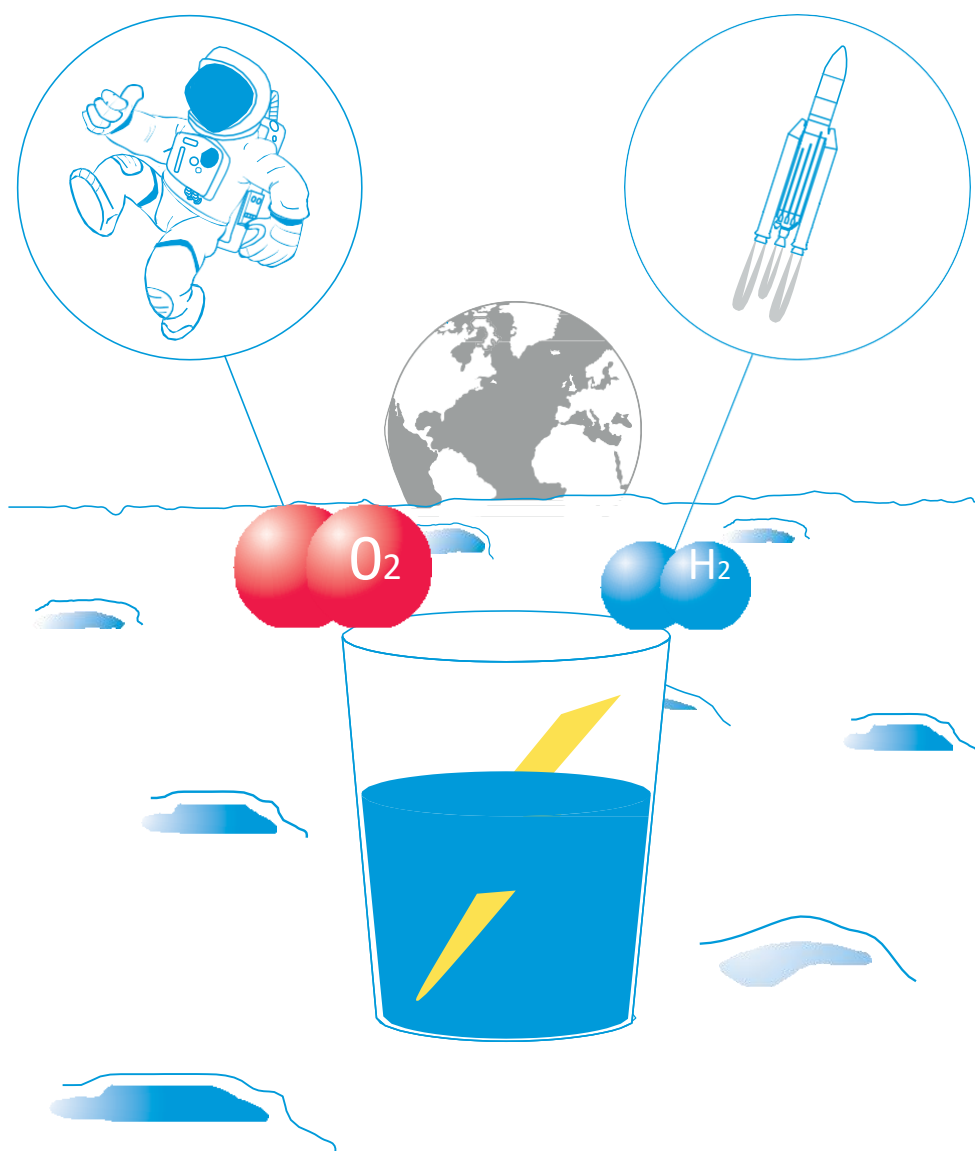
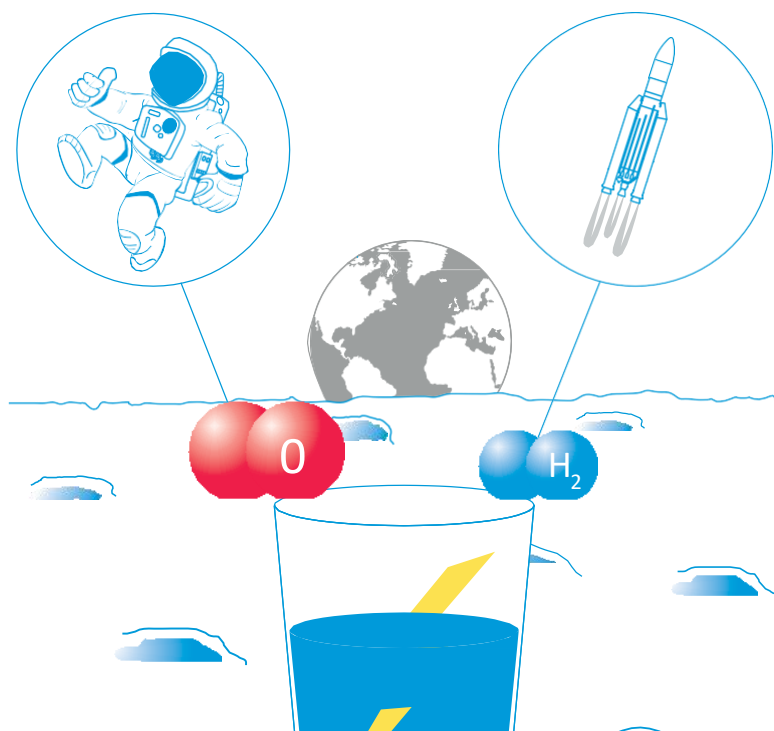


učenje z vesoljem

→ ENERGIJA IZ VODE

Kako proizvesti kisik in vodik na Luni





Vodnik za učitelje

Pregled	stran 3
Povzetek dejavnosti	stran 4
Uvod	stran 5
Dejavnost 1: Izdelajte svojo baterijo	stran 6
Dejavnost 2: Elektroliza vode	stran 10
Dejavnost 3: Gorivna celica	stran 14
Delovni list za učence	stran 16
Povezave	stran 23
Priloga 1: Naprava za elektrolizo	stran 24
Priloga 2: Gorivna celica	stran 25

učenje z vesoljem – energija iz vode | C09
www.esa.int/education

V pisarni za izobraževanje ESA smo veseli vseh povratnih informacij in komentarjev
teachers@esa.int

Izdelek ESA Education v sodelovanju z ESERO Spain
Copyright 2018 © European Space Agency

→ ENERGIJA IZ VODE

Kako proizvesti kisik in vodik na Luni

Pregled	Kratek opis
<p>Predmet: kemija in fizika</p> <p>Starostni razpon: 14–16 let</p> <p>Tip: laboratorijska dejavnost</p> <p>Zahtevnost: srednja</p> <p>Čas za pripravo učitelja: 1 ura</p> <p>Potreben čas za izvedbo dejavnosti: 2 uri</p> <p>Cena: srednje visoka (5-25) evrov za Dejavnost 1 in 2 ter visoka (50-100 evrov) za Dejavnost 3</p> <p>Lokacija: laboratorij</p> <p>Vključuje uporabo: cinkovih in bakrenih ploščic</p> <p>Ključne besede: kemija, fizika, Luna, elektrokemija, Voltov člen (baterija), elektroliza, gorivne celice</p>	<p>V tem sklopu treh dejavnosti se bodo učenci učili o elektrokemiji. V prvi dejavnosti bodo zgradili Voltov člen – preprosto baterijo. Ta izum predstavlja začetek elektrokemije. Učenci bodo nato raziskali elektrolizo. Elektroliza uporablja električni tok za razdelitev vode na njeni sestavini: vodik in kisik. Ti izdelki se lahko uporabljajo kot pogonsko gorivo za vesoljska plovila in/ali za zagotavljanje kisika za podporo posadki. V zadnji dejavnosti učenci pregledajo in uporabljajo gorivno celico.</p>

Učni cilji

- Razumevanje delovanja baterije.
- Izvajanje eksperimentalne dejavnosti za potrditev, da lahko nekatere kemične reakcije ustvarijo elektriko.
- Izvajanje eksperimentalne dejavnosti za potrditev, da lahko električna energija povzroči določene kemične reakcije.
- Preučevanje elektrolize vode in kako lahko ta postopek uporabimo.
- Raziskovanje gorivnih celic in njihove uporabe.
- Zapis uravnoteženih enačb za kemijske reakcije REDOX.
- Ustrezna uporaba opreme za izvajanje in beleženje opazovanj.

→ Povzetek dejavnosti

Povzetek dejavnosti					
	Naslov	Opis	Cilj	Zahteve	Čas
1	Izdelava lastne baterije	Izdelava Voltovega člana.	Uvod v elektrokemijo; spoznavanje delovanja baterije.	Brez	45 minut
2	Elektroliza vode	Izdelava naprave za elektrolizo in izvajanje elektrolize vode.	Spoznavaanje elektrolize vode in kje jo lahko uporabimo.	Priporočamo izvedbo dejavnosti 1.	45 minut
3	Gorivna celica	Raziskovanje gorivne celice.	Spoznavaanje gorivnih celic in njihove uporabe.	Priporočamo izvedbo dejavnosti 2.	30 minut

→ Uvod

Za človeško raziskovanje Lune potrebujemo vire: vodo, kisik, hrano, materiale, pogonsko gorivo itd. Da bi vse to prinesli z Zemlje, bi bilo zelo neučinkovito in drago, zato načrtovalci odprave namesto tega raziskujejo, kako uporabiti vire, ki so že na voljo na Luni. Eden najpomembnejših virov je voda. Znanstveniki so odkrili dokaze, da se na nekaterih območjih v smeri proti luninima poloma morda nahaja voda. Na prihodnji odpravi na Luno bi to vodo lahko uporabili za proizvodnjo vodika in kisika za pogon ter kisika za zrak za posadko.

V tem sklopu dejavnosti bomo raziskovali, kako hraniti energijo v baterijah in kako proizvesti kisik in vodik iz vode. Za to moramo spoznati elektrokemijo!

Elektrokemija je veja znanosti, ki proučuje odnos med elektriko in kemijo. Nekateri kemični reakcije lahko ustvarijo elektriko, kot je to v primeru baterije. Možno je tudi nasprotno: elektrika lahko povzroči določene kemične reakcije, ki se sicer ne zgodijo spontano.

V tem viru bomo učence vodili skozi načela in kronologijo elektrokemije, od izuma prve baterije (Voltov člen) do sodobne uporabe gorivnih celic.

V tem gradivu bodo učenci izdelali naslednje naprave:

1. **Baterija:** naprava, ki proizvaja elektriko iz kemičnih reakcij.
2. **Naprava za elektrolizo:** naprava, ki uporablja elektriko za potek določenih kemičnih reakcij. V tem primeru bomo izvajali elektrolizo vode in prekinili vezi, ki povezujejo vodne molekule
3. **Gorivna celica:** naprava, ki proizvaja elektriko in toploto s kemično reakcijo.

→ Dejavnost 1: Izdelava lastne baterije

Voltov člen je bila prva baterija, ki jo je leta 1800 izumil Alessandro Volta. Baterije proizvajajo elektriko iz kemičnih reakcij in izum Voltovega člena je pomenil začetek elektrokemije.

Baterije se pogosto uporabljajo na vesoljskih plovilih kot sredstvo za shranjevanje in distribucijo električne energije (moči). Tradicionalne baterije vsebujejo vso uporabno energijo in jih je mogoče samo izprazniti. Baterije, ki se uporabljajo na vesoljskih odpravah, je pogosto mogoče ponovno napolniti. Napolnimo jih lahko z energijo iz drugih virov, na primer s sončno energijo. Baterije so ključnega pomena, saj lahko zagotavljajo elektriko v obdobjih, ko ni dostopa do drugih virov energije (na primer, ko neposredna sončna svetloba ni na voljo).

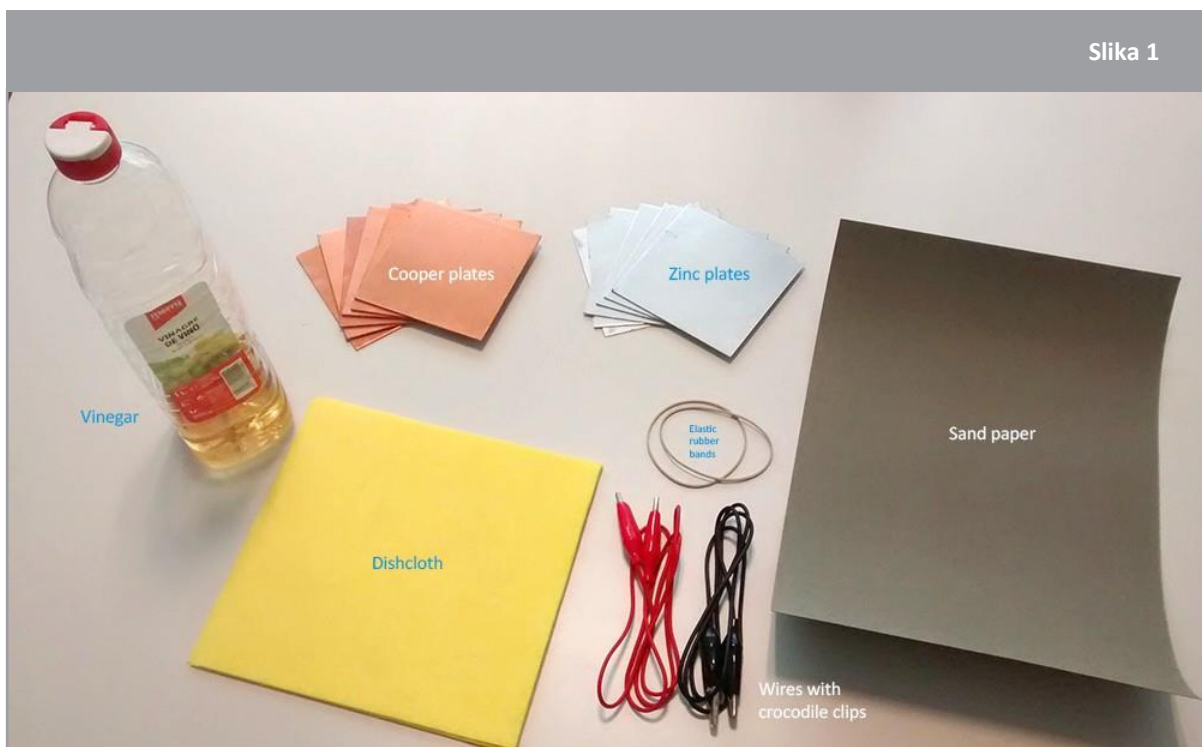
Pri tej dejavnosti bodo učenci zgradili Voltov člen – preprosto baterijo iz kovinskih plošč, kuhinjske krpe in kisa. Voltov člen uporablja spontano kemično reakcijo za ustvarjanje elektrike.

Varnost in zdravje

Voltovih členov ne smete puščati povezanih v zaprti posodi ali neprezračenem prostoru.

Oprema

- 6 cinkovih ploščic (na skupino)
- 6 bakrenih ploščic (na skupino)
- 1 kuhinjska krpa (na skupino)
- Škarje
- Kis
- brusni papir
- 2 elastična gumijasta trakova
- žice s sponkami
- multimeter
- (izbirno) baterije velikosti AA



↑ Oprema, potrebna za izdelavo Voltovega člena

Vaja

Začnite s predstavitvijo koncepta elektrokemije in definicijo električne potencialne razlike.

Izdelava ene voltaične celice

Razred razdelite v skupine s 3–4 učenci. Učenci naj sledijo navodilom 1 in 2 v delovnem listu za učence, da sestavijo preprosto voltaično celico. Ko celico sestavijo, morajo povezati multimeter in izmeriti razliko električnega potenciala.

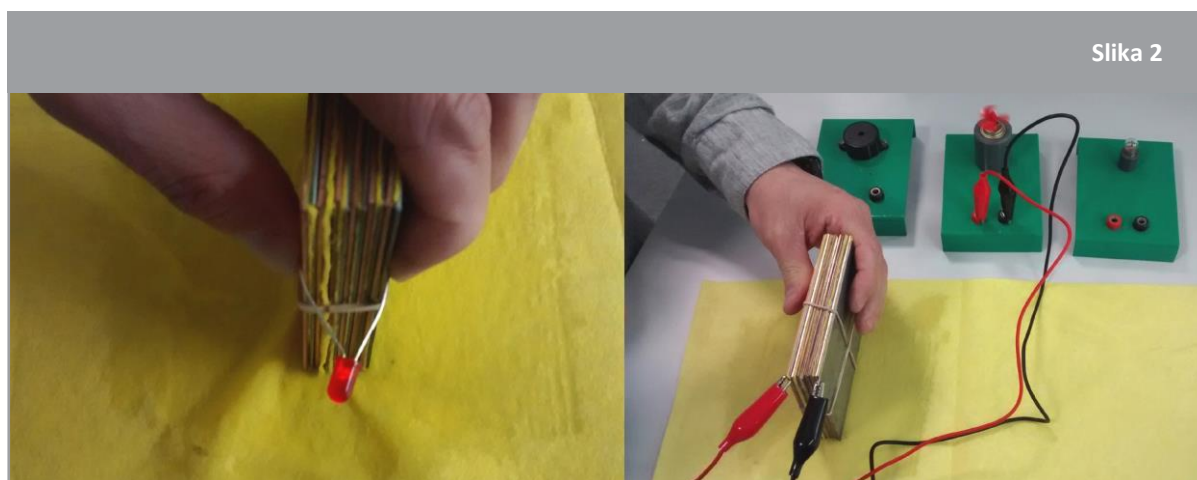
Učenci naj razložijo, zakaj pride do razlike električnega potenciala in kakšna je funkcija vsake plasti v voltaični celici. Učenci naj zapišejo ionske enačbe reakcij, ki potekajo v voltaični celici. Odgovorijo naj na vprašanja od 4 do 7.

Izdelava Voltovega člana

Zdaj morajo učenci eno na drugo naložiti več voltaičnih celic, da dobijo Voltov člen. 10 minut morajo meriti razliko električnega potenciala člana enkrat na minuto in meritve zabeležiti v tabeli 1 v svojih delovnih listih za učence. Med meritvami naj odgovorijo na ustrezna vprašanja v svojih delovnih listih.

Učenci naj narišejo razliko električnega potenciala Voltovega člana kot funkcijo časa. Ugotoviti morajo, da se razlika električnega potenciala s časom zmanjšuje. Vprašajte jih, zakaj se to dogaja.

Če želite dokazati, da lahko Voltov člen ustvarja tok, ga lahko uporabite za osvetlitev diode LED ali zaženete motor, kot je prikazano na sliki 2. Raziščite tudi, kako dolgo lahko Voltov člen napaja aktuator.



↑ Aktivacija diode LED z uporabo Voltovega člana (levo) in napajanje motorja z Voltovim členom (desno).

Učenci naj primerjajo svoj Voltov člen z običajno baterijo velikosti AA. Pogovorite se o tem, kako deluje običajna baterija in kakšne so omejitve Voltovega člana. Če vam čas dopušča, naj učenci priključijo baterijo in Voltov člen na različne električne naprave in izmerijo tok v tokokrogu.

Rezultati

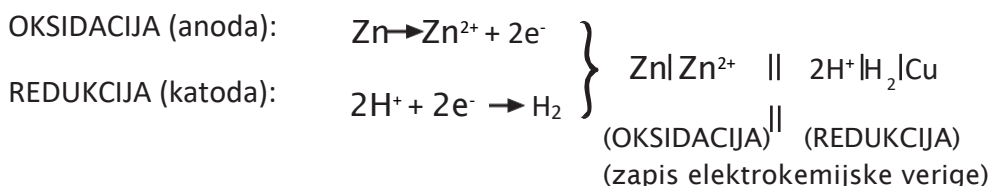
To so odgovori na dejavnost 1 na delovnem listu za učence:

3. Iz ene voltaične celice bi morali dobiti približno 1 V.

4. Neto ionska enačba je:



Redoks polovične reakcije za dve polovični celici so:



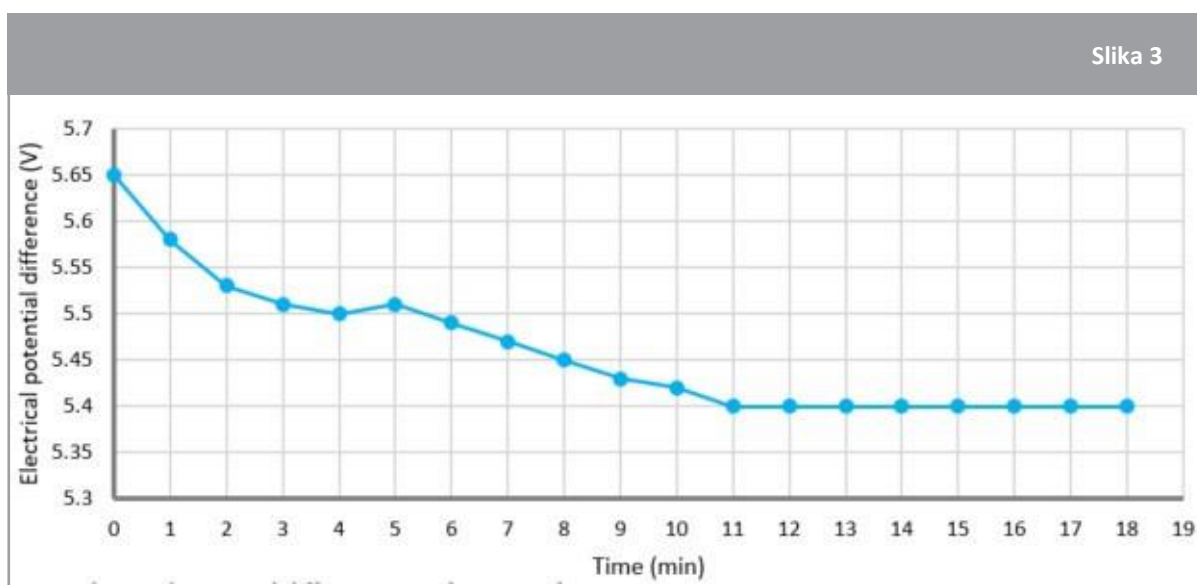
Bakrena kovinska ploščica služi samo kot »kemično inertni« prevodnik iz plemenite kovine za transport elektronov v vezju in kemično ne sodeluje pri reakciji. Bakreno ploščico bi lahko zamenjali s katerim koli ustreznim kovinskim prevodnikom.

5. Cink oksidira in sprošča elektrone (anoda). Vodik (hidronij = H^+) se zmanjša in pridobi elektrone (katoda).

6. Na površini ploščice se nabira oksidirana plast (zaradi česar je kovina videti pusta). To zmanjša uporabno površino za ionsko izmenjavo. Brušenje odstrani oksidirano plast.

7. Kis je elektrolit. Omogoča izmenjavo ionov med ploščicami in poveča razliko električnega potenciala. Vse kisline, kot je kis, sproščajo ione H^+ , ki so potrebni za reakcijo. Tudi voda sprošča ione H^+ , vendar v zelo majhnih količinah. Dodajanje soli ali kisline poveča prevodnost. Uporabimo lahko katero koli drugo snov, ki deluje kot elektrolit (sol ali kislina)

10. Primer rezultata, pridobljenega iz Voltovega člana, sestavljenega iz šestih voltaičnih celic



↑ Razlika električnega potenciala kot funkcija časa.

11. Napetost sčasoma pada, ker se povečuje notranji upor člena. Površina cinka je oksidirana, zaradi česar se reakcijska površina zmanjša. Tudi kis (in druge kisline) povzročajo oksidacijo. Poleg tega se v Voltovem členu vodikovi mehurčki kopičijo na površini bakra (polarizacija). Komercialne baterije uporabljajo različne materiale, ki se močno razlikujejo in oksidirajo veliko manj kot cink. Nekatere vrste baterij uporabljajo snov, ki odstrani nakopičeni vodik ali ga odzrači. Zaradi tega lahko komercialne baterije delujejo veliko dlje.
12. Običajno ima baterija AA razliko v električnem potencialu 1,5 V, razen če proizvajalec ne določi drugače. V našem primeru pridobimo 1 V iz ene voltaične celice in 5,5 V z voltaičnim členom (šest voltaičnih celic). Ko povečamo število celic, povečamo skupno kontaktno površino za ionsko izmenjavo. Omejitveni dejavnik tokovnega izhoda je notranji upor (ki je visok).
13. Baterije bi bile uporabne za raziskovanje Lune kot način za shranjevanje energije. Baterije, ki se uporabljajo na vesoljskih misijah, je pogosto mogoče ponovno napolniti iz drugih virov, na primer s sončno energijo. Baterije so ključnega pomena, saj lahko zagotavljajo elektriko v obdobjih brez dostopa do katerega koli drugega vira energije (na primer, ko neposredna sončna svetloba ni na voljo). Uporaba baterij, ki jih ni mogoče polniti, kot edini vir energije bi predstavljala težko rešitev, ki je tudi neučinkovita in ni trajnostna.

Razprava

Z učenci se pogovorite o pomenu izuma Voltovega člena. Kakšno bi bilo naše življenje brez baterij? Bi lahko oblikovali baterijo brez omejitev? Pogovorite se o razlogih za neučinkovitost: teža in omejena življenjska doba v primerjavi z zmogljivostjo shranjevanja in izhodno močjo.

Pogovarjajte se o tem, kako je mogoče energijo samo preoblikovati, ne pa izgubiti ali ustvariti. Pogovorite se, zakaj še vedno govorimo o izgubljanju energije (ker je toplota energija, ki jo je težko uporabiti).

Voltov člen lahko ponastavite tako, da kovinske ploščice očistite z brusnim papirjem in ponovno namočite pomivalno krpo z elektrolitom. Pogovorite se, ali je polnilne baterije mogoče neskončnokrat ponovno napolniti.

→ Dejavnost 2: Elektroliza

Elektroliza uporablja elektriko, da povzroči kemične reakcije, ki se ne bi zgodile spontano. Pri tej dejavnosti bodo učenci izdelali napravo za elektrolizo: to je naprava, ki z dvema elektrodama uvede električni tok v tekočino. Uporabili bodo napravo za elektrolizo vode in ugotovili, da je možno vodo razdeliti na sestavne dele: kisik in vodik.

Varnost in zdravje

Pri testiranju plinov poskrbite za varno razdaljo in uporabljajte dolge vžigalice ali trske, da se ne opečete.

Oprema (na skupino)

- Plastična posoda s pokrovom (z dvema luknjama – glej pripravo)
- 2 epruveti
- 2 jeklena žeblička
- 2 čaši
- Bakrena žica
- Baterija (izbirno: sončna celica)
- 400 cm³ destilirane vode + 12 g NaOH (3-% raztopina)
- Destilirana voda
- Rokavice



↑ Oprema, potrebna za izdelavo naprave za elektrolizo

Priprava

Izvrtajte dve majhni luknji na dnu posode in dve luknji v pokrovu (s premerom epruвет), kot je prikazano na sliki 5.



↑ Priprava škatle za napravo za elektrolizo

Vaja 1

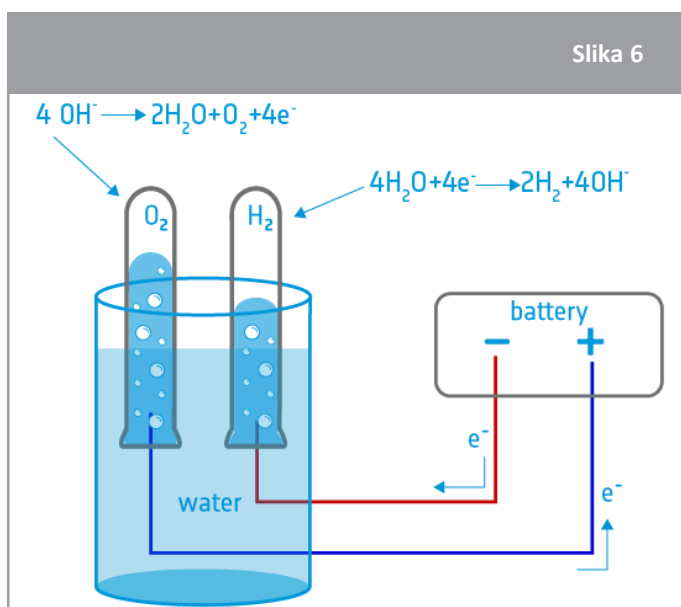
Učenci naj rešijo globalno enačbo za proces elektrolize vode. Nato jim pomagajte napisati in razumeti reakcije pri oksidaciji in redukciji.

Ilustracijo priprave elektrolize lahko vidite na sliki 6.

Izdelajo naj svojo napravo za elektrolizo po navodilih v Prilogi 1. Opomnite jih, naj merijo čas procesa elektrolize, da bodo lahko kasneje izračunali stopnjo proizvodnje kisika. Učenci naj odgovorijo na vprašanja od 5 do 7 o procesu elektrolize delovnem listu.

Poskus povežite s proizvodnjo kisika za vesoljske misije. Učenci naj odgovorijo na vprašnji 8 in 9 na svojem delovnem listu za učence, da raziščejo, ali lahko njihova naprava za elektrolizo proizvede dovolj kisika za astronavte na Luni.

Če želite vajo razširiti, lahko učenci izvedejo poskus z destilirano vodo, z vodo iz pipe (ki vsebuje soli) in z vodo z elektroliti.

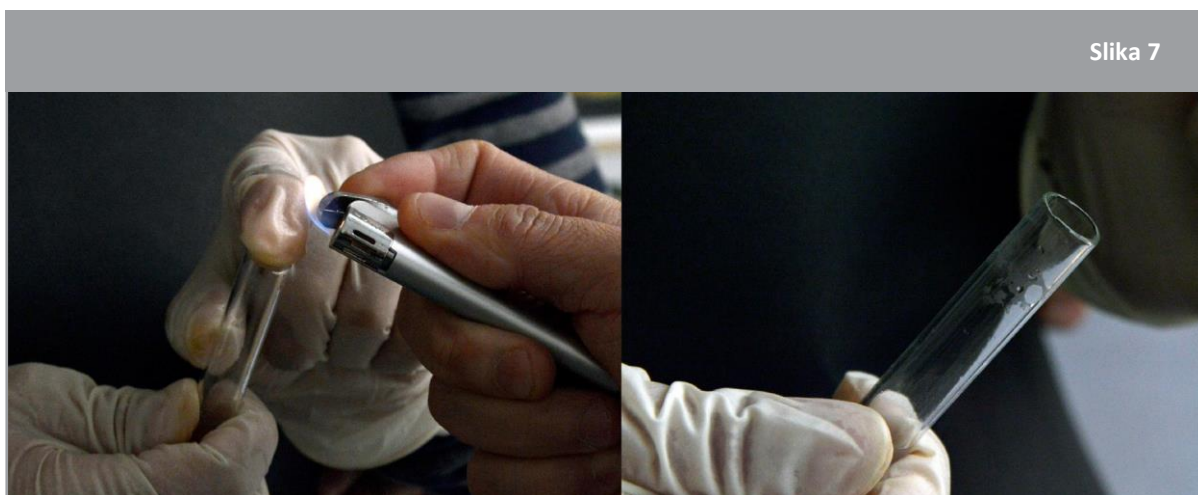


↑ Ilustracija nastavitve in postopka elektrolize

Določanje plinov

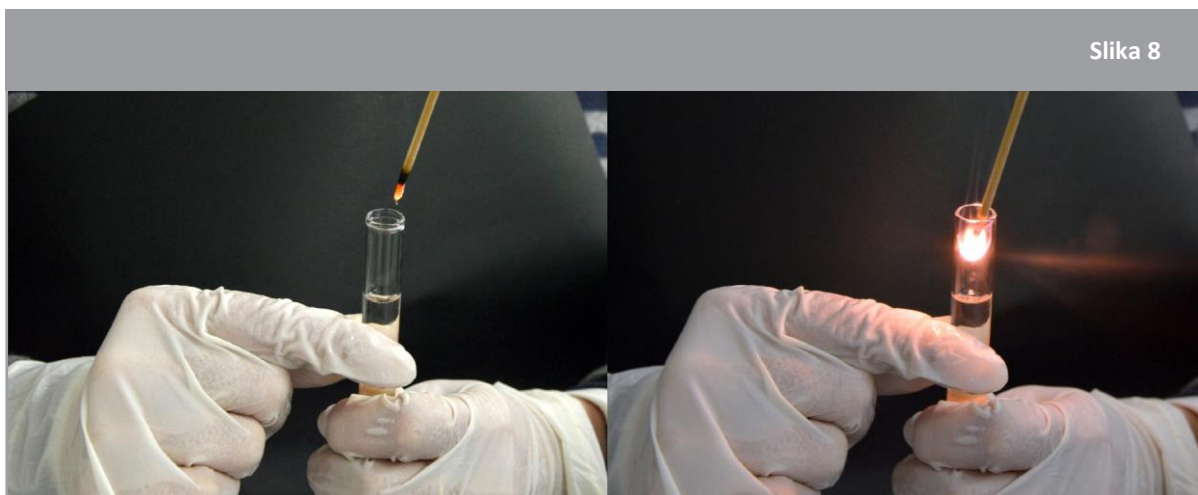
Ta preizkus lahko izvedete kot predstavitev v razredu ali pa ga učenci skušajo opraviti sami. Pred izvedbo preizkusa učence vprašajte, ali imajo kakšno zamisel o tem, kako bi lahko preizkusili pline v ceveh.

Preskus z vodikom: Postavite prst na odprtino epruvete, da preprečite uhajanje vodika, nato obrnite epruveto in postavite dolgo vžigalico (ali vžigalnik) na odprtino epruvete (glejte sliko 7). Slišali boste cvileč pok, ki potrjuje prisotnost vodika (zvok nakazuje majhno eksplozijo). Reakcija $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{L})$ proizvede majhno količino vode na dnu epruvete.



↑ Testiranje vodika z vžigalnikom (levo) in prisotnost vode v epruveti (desno)

Test kisika: Postavite prst na odprtino epruvete, da preprečite uhajanje kisika, nato obrnite epruveto in postavite prižgano trsko na odprtino epruvete (glejte sliko 8). Prisotnost kisika bo trsko ponovno vžgala.

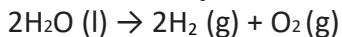


↑ Testiranje kisika z osvetljeno trsko (levo). Trska se ponovno vžge v prisotnosti čistega kisika (desno)

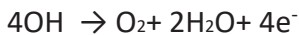
Rezultati

To so odgovori na dejavnost 2 na delovnem listu za učence:

1. Globalna reakcija elektrolize vode:



2. Anodna oksidacija:



3. Redukcija katode:



6. NaOH je elektrolit. Dodajanje elektrolita pospeši elektrolizo, ker poveča električno prevodnost vode (oz. zmanjša odpornost proti elektriki). Kot elektrolit lahko uporabimo sol, kislino ali bazo. V tem primeru elektrolize z alkalno vodo se kot elektrolit uporablja močna baza, kot je natrijev hidroksid (ali kalijev hidroksid), s čimer se izognemo težavam s korozijo, ki jih povzročajo kisli elektroliti (korozija kovinskih elektrod).

7. V enačbi $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ sta produkt dva atoma vodika za vsak atom kisika. Zaradi tega dobimo dvakrat večjo količino vodika kot kisika.

8. Z uporabo Voltovega člena s šestimi voltaičnimi celicami z električno potencialno razliko 6 V je v 4 urah mogoče proizvesti 3 ml O_2 v = 18 ml molekularnega kisika (O_2) na dan.

9. Pridobivanje 18 ml/dan je enakovredno $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{dan}$. Za izračun števila molov O_2 lahko uporabimo zakon idealnega plina, in iz tega maso:

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

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

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

To je enako kot $2,4 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$ in dobimo samo:

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

količine, ki jo potrebuje en astronaut na dan.

10. Proizvodnjo lahko pospešimo s povečanjem koncentracije elektrolita (v tem primeru koncentracije NaOH) ali z uporabo močnejše baterije.

11. Kisik je ključnega pomena za dihanje astronautov na Luni. Vodik v kombinaciji z oksidantom (na primer kisikom) se lahko uporablja kot vir goriva za poganjanje vesoljskih plovil, ki potujejo dlje v vesolje, ali za delovanje roverjev za raziskovanje luninega površja in večjo prisotnost ljudi. Če bi kisik in vodik morali transportirati, bi potrebovali vsebnike ter veliko maso in prostornino. To bi bilo zelo drago. Da bo postojanka na Luni trajnostna, moramo čim več reciklirati in predelati odpadne proizvode (na primer CO_2 , urin, znoj, živalske odpadke, presnovne odpadke itd.) v O_2 in vodo, ki jo je mogoče ponovno uporabiti. Za to so zasnovani sistemi za vzdrževanje življenja in za kar se preizkušajo tehnologije za optimizacijo recikliranja na Mednarodni vesoljski postaji. Da bi bili bolj neodvisni od Zemlje, ki oskrbuje postojanko, se moramo tudi naučiti proizvesti večino tistega, kar potrebujemo na Luni (uporaba virov na lokaciji).

→ Dejavnost 3: Gorivna celica

Pri tej dejavnosti bodo učenci uporabili produkte elektrolize vode (H_2 in O_2) v gorivni celici. Raziskovali bodo, kako gorivne celice proizvajajo elektriko in toploto s pomočjo kemične reakcije. Učenci bodo upoštevali možnosti in omejitve gorivnih celic pri raziskovanju Lune.

To vajo lahko izvedete kot predstavitev ali kot praktično dejavnost, če to dopušča čas. Za poskus je potrebna gorivna celica, ki jo je mogoče kupiti na spletu¹.

Oprema

Znanstveni komplet z avtomobila gorivnimi celicami¹ ali:

- Gorivna celica
- Brizga
- Deionizirana in destilirana voda
- Napajanje (baterija, sončna celica)
- Silikonske cevi in pokrovčki
- 30-ml čaše in notranji vsebniki (glejte prilogo 2)
- Žice s priključki
- Aktuatorji (motor, LED, avtomobil itd.)



↑ Oprema, potrebna za izdelavo sistema gorivnih celic.

Vaja

Začnite tako, da učencem predstavite gorivne celice. Gorivne celice temeljijo na znanju o elektrolizi vode in Voltovem členu ter ponujajo priložnost za izkoriščanje vira.

Učenci naj sledijo navodilom v Prilogi 2 (ali vnaprej pripravite poskus za demonstracijo). Učenci naj izpolnijo vprašanja od 1 do 5 v svojih delovnih listih za učence in razmislijo o prednostih in omejitvah gorivnih celic.

¹To gradivo uporablja znanstveni komplet gorivnih celic za avtomobile, ki ga je mogoče kupiti na spletu <http://www.horizonfuelcellshop.com/europe/product/fuel-cell-car-science-kit/>.

Rezultati

1. Skupna reakcija v gorivni celici:



2. Anodne in katodne reakcije



3. Gorivna celica je poceni in čist vir energije, če sta na voljo kisik in vodik. Ne onesnažuje: proizvaja samo vodo in energijo. Zaradi tega predstavlja potencialno rešitev za čisto energijo na Zemlji. Če moramo proizvesti H_2 in O_2 z elektrolizo, preden lahko zaženemo gorivno celico, ali če sta H_2 in O_2 dragocena in na voljo v omejenih količinah, potem gorivne celice morda niso najboljša rešitev. Izgubljali bomo energijo, saj najprej potrebujemo drug vir energije, da ustvarimo komponente za reakcijo. Če pa združimo tehnologijo gorivnih celic z obnovljivim virom energije (na primer sončno energijo), potem lahko uporabljamo gorivne celice brez onesnaževanja.
4. Voltov člen, elektroliza in gorivne celice so primeri elektrokemije v praksi. Voltov člen uporablja kemično reakcijo za ustvarjanje električne energije, elektroliza vode uporablja elektriko za izvedbo kemične reakcije, ki se sicer ne bi zgodila, gorivna celica pa obrne reakcijo elektrolize in ponovno proizvede elektriko iz produktov elektrolize.

→ ENERGIJA IZ VODE

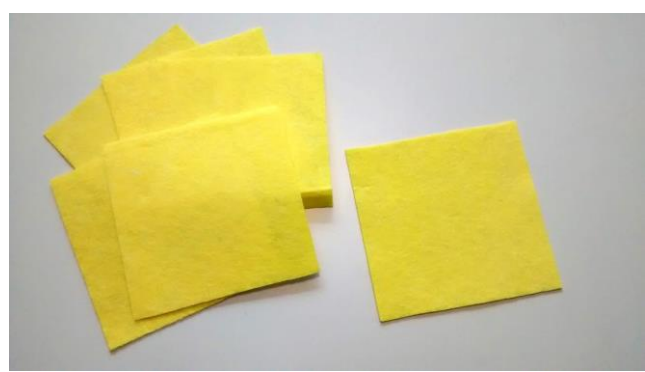
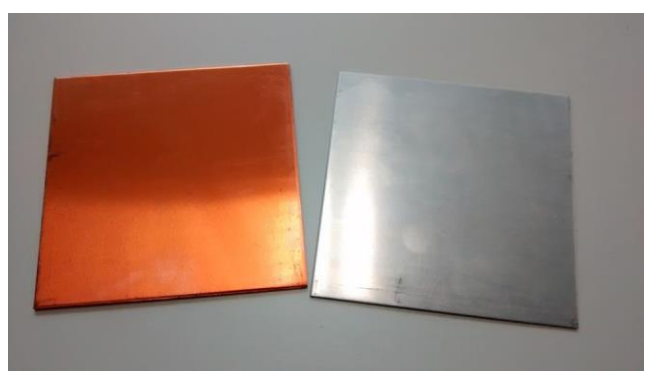
Kako proizvesti kisik in vodik na Luni

→ Dejavnost 1: Izdelajte svojo baterijo

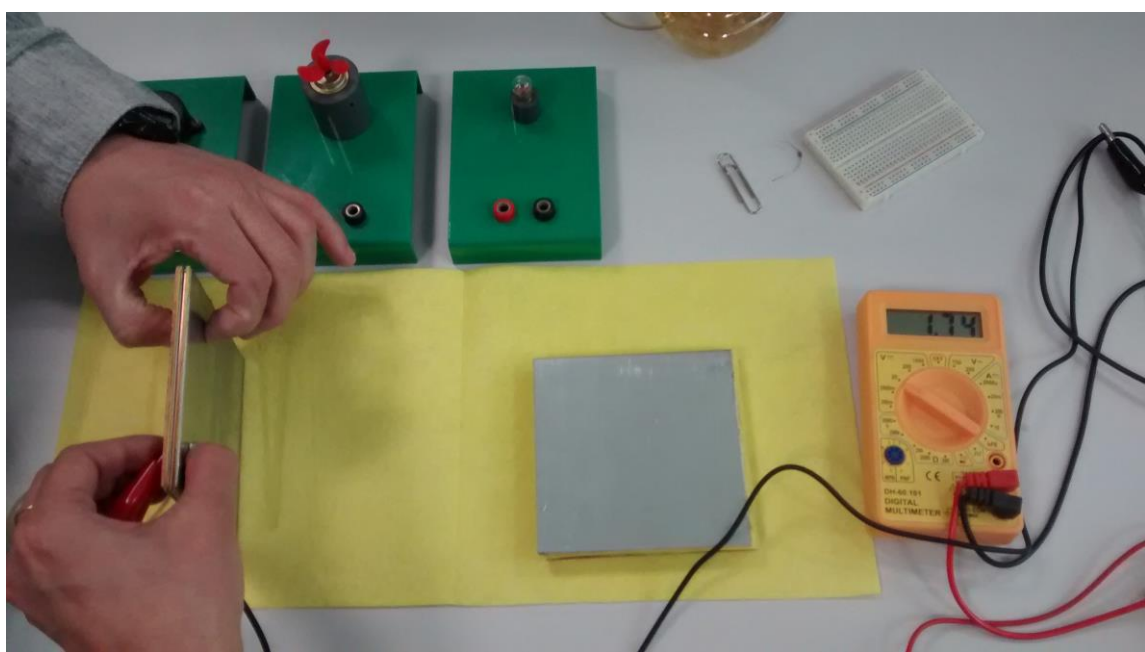
Leta 1800 je Alessandro Volta, eden od pionirjev elektrike in energije, izumil prvo baterijo: »Voltov člen«. S tem izumom je dokazal, da lahko določene kemične reakcije ustvarijo elektriko. Zdaj boste sledili njegovim stopinjam in zgradili svoj lasten Voltov člen.

Vaja 1

1. Z brusnim papirjem pobrusite obe strani cinkove in bakrene ploščice ter iz pomivalne krpe izrežite 6 kvadratov v enaki velikosti, kot so ploščice.



2. En kvadrat pomivalne krpe položite na pocinkano ploščico in jo namočite v kis. Nato na pomivalno krpo položite eno bakreno ploščico. Zdaj imate eno voltaično celico. Povežite žice s sponkami na prvo in zadnjo ploščico, nato jih povežite z multimetrom.



3. Kolikšna je razlika električnega potenciala ene voltaične celice? _____ V

4. Zapišite neto ionsko enačbo, ki prikazuje celoten proces, ki poteka v celici:

5. Katera komponenta pri tej reakciji oksidira in katera se reducira?

6. Zakaj je dobro brusiti kovinske ploščice?

7. Zakaj krpo namočimo v kis? Ali lahko uporabimo drugo snov? Pojasnite.


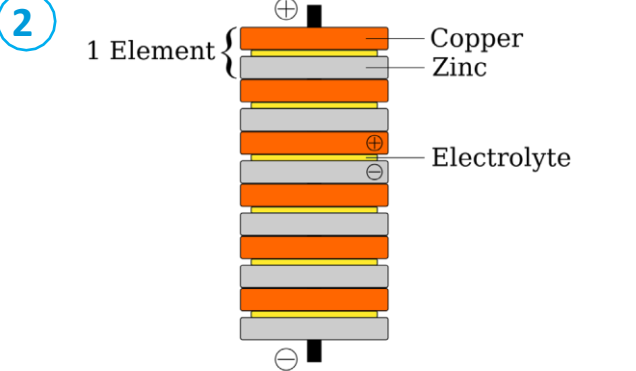


Si vedel/-a?

Sonda Huygens v lasti ESA, ki je pristala na površju Titana (Saturnove največje lune), ki se je zanašala na litijeve-žveplove dioksidne baterije, ki jih je mogoče ponovno napolniti. Izbrane so bile, ker jih je bilo možno med sedemletnim potovanjem do Saturna pustiti neaktivne, vendar so še vedno ohranile zadostno zmogljivost za pristanek na Titanu.

Umetniški vtis sonde Huygens na površini Titana.



8. Upoštevajte spodnja navodila za izdelavo Voltovega člena.

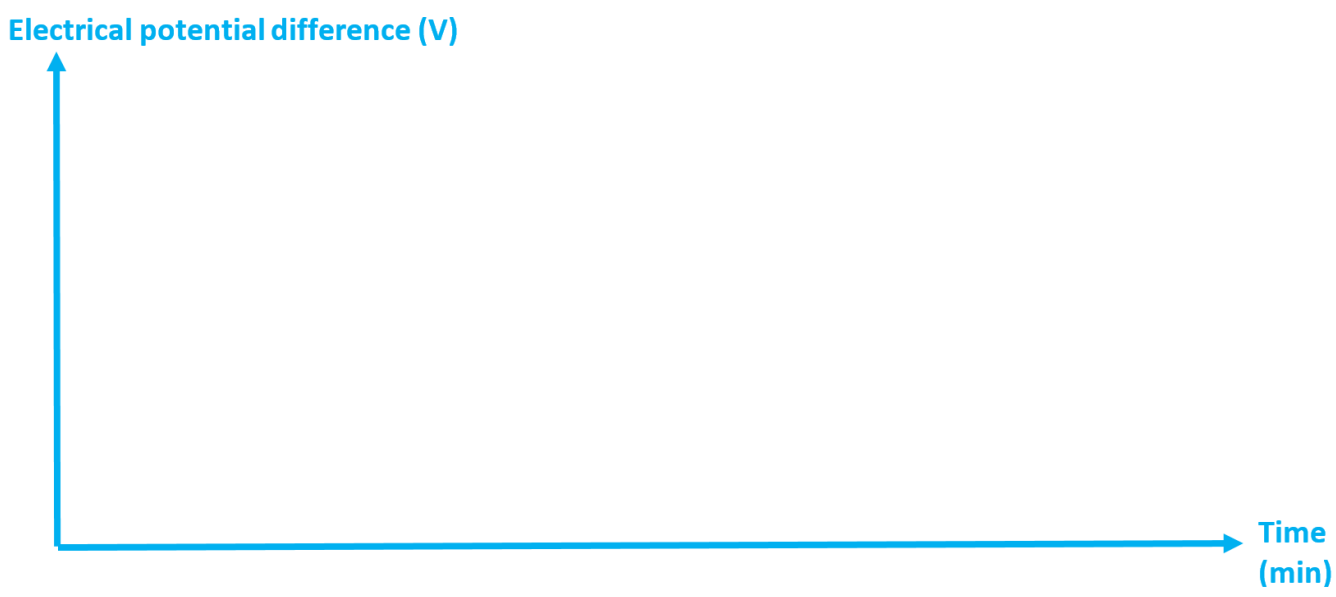
<p>1</p> 	<p>2</p> 
<p>Ustvarite šest voltaičnih celic po navodilih iz vaje 1</p>	<p>Zložite celice v prikazanem vrstnem redu</p>
<p>3</p> 	<p>4</p> 
<p>Okoli člena zavežite elastične gumice, da člen ostane na mestu.</p>	<p>Žice s sponkami povežite na prvo in zadnjo ploščico ter jih povežite z multimetrom.</p>

9. Razliko električnega potenciala voltaične celice izmerite takoj, ko jo sestavite. 10 minut merite vsako minuto in svoje meritve zabeležite v tabelo 1.

Tabela 1	
Čas (min)	Razlika električnega potenciala (V)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	

↑ Posnetki razlike električnih potencialov za 10 minut.

10. Narišite graf razlike električnega potenciala v odvisnosti od časa.



11. Kaj opazite? Pojasnite.

12. Kakšna je razlika električnega potenciala Voltovega člana v primerjavi z običajno baterijo AA?

13. Kako bi lahko baterije uporabili za raziskovanje Lune? Kakšne so prednosti in slabosti baterij?

→ Dejavnost 2: Elektroliza vode

Vaja

1. Uredite spodnjo globalno reakcijo:



2. Napišite enačbo reakcije, ki poteka v anodi:

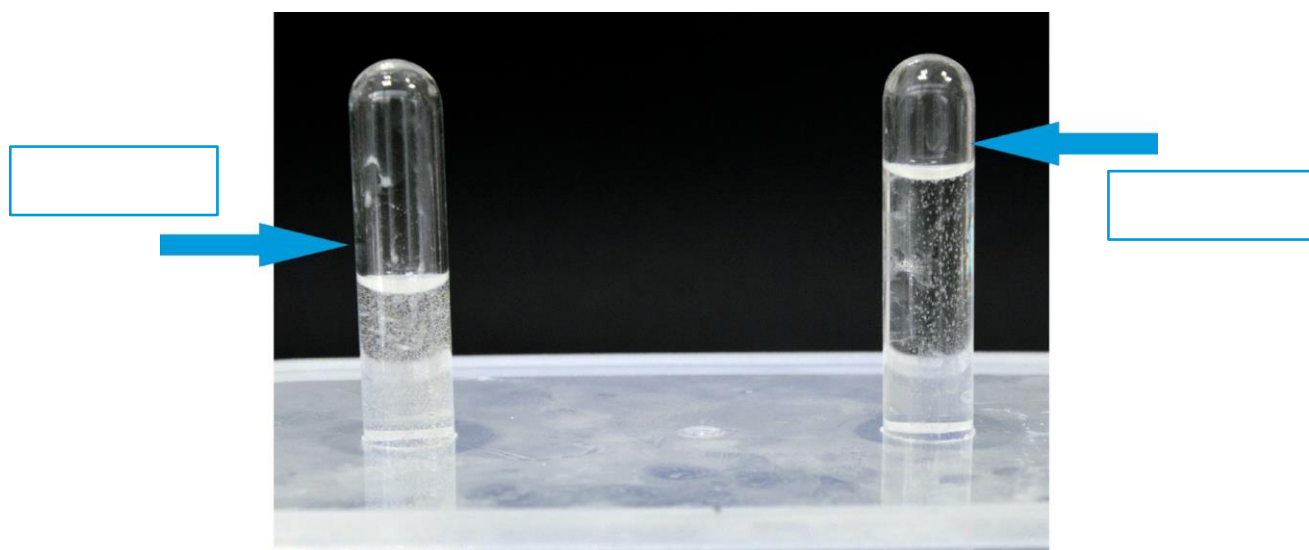
3. Napišite enačbo reakcije, ki poteka v katodi:

4. Svojo napravo za elektrolizo izdelajte v skladu z navodili v Prilogi 1. Ob pričetku elektrolize obvezno sprožite tudi štoparico. Za izračun proizvodnje kisika boste potrebovali čas trajanja elektrolize.

5. Opišite, kaj se dogaja med elektrolizo.

6. Kakšna je funkcija raztapljanja NaOH v vodi?

7. V kateri od cevi je kisik in v kateri vodik? Kako ste vedeli?



8. Izmerite, koliko kisika ste proizvedli, in izračunajte stopnjo proizvodnje na minuto.

9. Predpostavimo, da en astronaut vdihne 0,84 kg molekularnega kisika (O₂) na dan. Ali lahko vaš sistem za elektrolizo zagotovi potreben kisik?

10. Kako bi lahko proizvedli več kisika na dan?

11. Kakšne so prednosti in slabosti uporabe elektrolize vode na Luni?

Si vedel/-a?

Elektroliza vode je glavna metoda pridobivanja kisika na krovu Mednarodne vesoljske postaje (ISS). Vodo pridobivajo iz urina, odpadne vode in kondenzacije ter jo razdelijo na kisik in vodik v sistemu za generiranje kisika (OGS). Vir energije so solarni sklopi postaje v velikosti nogometnega igrišča. Podoben sistem bi lahko uporabili na Luni.

[Mednarodna vesoljska postaja \(ISS\) kroži okoli Zemlje](#) →



NASA, ESA, JAXA in Roscosmos.

→ Dejavnost 3: Gorivna celica

Gorivne celice se lahko uporabljajo za napajanje roverjev ali vesoljskih plovil ali česar koli vmes. Gorivne celice delujejo nasprotno od elektrolize: združujejo H₂ in O₂ in proizvajajo H₂O (vodo) in energijo.

Ko boste zaključili z opazovanjem delovanja gorivne celice, odgovorite na spodnja vprašanja:

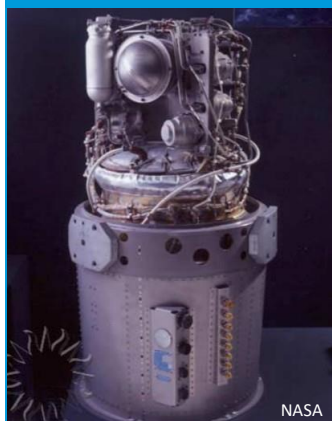
1. Uredite globalno reakcijo:



2. Zapišite kemijske reakcije, ki potekajo na anodi in katodi:

3. Kakšne so prednosti in slabosti gorivnih celic? Kako jih lahko uporabimo za misije na Luno?

Si vedel/-a?



Gorivne celice so bile glavni vir električne energije v programu Apollo, s katerim so ljudje pristali na Luni. Gorivne celice v odpravi Apollo so uporabljale kisik in vodik, ki sta bila shranjena kot tekočini pri izjemno nizkih temperaturah, in sta v kemični kombinaciji zagotavljala električno energijo in vodo za pitje. Tudi flota raketoplanov Space Shuttle je uporabljala gorivne celice kot eno od komponent elektroenergetskega sistema. Flota raketoplanov je med letoma 1981 in 2011 opravila 135



Gorivna celica

4. Kakšne so razlike in podobnosti med Voltovim členom, elektrolizo in gorivno celico?

→ Povezave

Viri ESA

Izziv Kamp na Luni

esa.int/Education/Moon_Camp

Lunine animacije o osnovah življenja na Luni.

esa.int/Education/Moon_Camp/The_basics_of_living

Viri za učilnice ESA:

esa.int/Education/Classroom_resources

Dodatne informacije

Voltaična celica:

youtube.com/watch?v=9OVtk6G2TnQ

Elektroliza:

youtube.com/watch?v=dRtSjJCKkIo

Gorivne celice:

youtube.com/watch?v=OmVnIlgDA7o

Znanstveni komplet avtomobila z gorivnimi celicami:

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

→ Priloga 1: Naprava za elektrolizo

1. Uporabite žebličke, da pritrdite žice na škatlo



2. NaOH raztopite v vodi (3 %) in napolnite vsebnik



3. Dvignite epruvete nad žebličke (ostati morajo napolnjene z vodo). Pokrijte, da cevi ostanejo na mestu

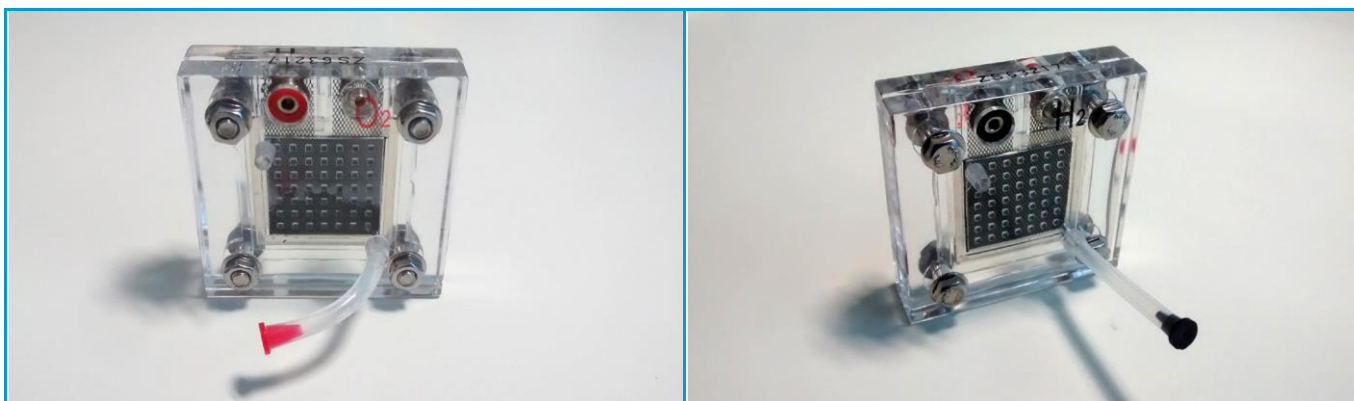


4. Priključite vir napajanja in začnite elektrolizo. Zaženite časovnik in zabeležite, kako dolgo traja postopek.



→ Priloga 2 – Gorivna celica

1. Priključite dve silikonski cevi (4 cm) na šobe na gorivni celici, ki se nahajajo na spodnjem delu na obeh straneh gorivne celice.



2. Odstranite rdeči pokrovček s cevi, ki je povezana na strani gorivne celice za kisik. Z brizgo vbrizgajte destilirano vodo v gorivno celico, dokler ni napolnjena z vodo do polovice
3. Kupolaste notranje vsebnike postavite v čaše in dodajte vodo do »0« ml (voda mora skoraj pokriti notranji vsebnik). Prepričajte se, da v notranjih vsebnikih ni zraka.



4. Povežite silikonske cevi z zgornjimi šobami na obeh straneh gorivne celice O₂ in H₂.



5. Povežite baterijo, kot je prikazano spodaj. Preklopite baterijo v položaj »vklopljeno« in elektroliza se mora začeti.



6. Opazujte, kako H_2 in O_2 začnete polniti notranje posode. Ko iz vsebnika začne izhajati mehurček H_2 , je rezervoar poln.



5. Odklopite baterijo in priključite akuator (avto, motor, LED itd.). H_2 in O_2 se ponovno združita in proizvajata H_2O in energijo za napajanje motorja.

