



Elektroliza vode v povezavi z gorivnimi celicami

Raziskovalna naloga s področja kemije in kemijske tehnologije

Avtorja: Maj Matjašec, Jakob Ritlop

Mentorica: mag. Nina Žuman, prof.

Šola: Gimnazija Franca Miklošiča Ljutomer

Ljutomer, januar 2025

ZAHVALA

Zahvaljujeva se mag. prof. Nini Žuman za usmerjanje in pomoč med pripravo raziskovalne naloge. Prav tako gre velika zahvala ge. laborantki Sonji Koroša za tehnično pomoč pri laboratorijskem delu in Gimnaziji Franca Miklošiča Ljutomer za nabavljen material.

POVZETEK

Fosilna goriva in njihova prekomerna uporaba sodijo med glavne izzive sodobnega časa. Eden izmed obetavnih alternativnih virov energije v prihodnosti je vodik, eden od načinov njegove uporabe pa so gorivne celice, katerih prednost je, da pri delovanju proizvajajo le vodo in toploto, s čimer bistveno zmanjšujejo nastanek odpadnih snovi, ki so običajne pri večini drugih virov energije.

Vodik, potreben za pogon gorivnih celic, lahko pridobimo s procesom elektrolize vode, ki smo jo v raziskovalni nalogi temeljito preučili. Pri tem procesu se voda v enem samem koraku razgradi na molekule vodika in kisika. Preučevali smo, kako na količino nastalih plinov vplivajo naslednji dejavniki: vrsta elektrolita (natrijevega hidrogenkarbonata – NaHCO_3 in kalijevega jodida – KI), električna napetost, električni tok in čas merjenja. Po opravljenih eksperimentih v povezavi z elektrolizo vode smo z uporabo pripomočkov in inventarja šolskega laboratorija izdelali preprosto gorivno celico.

Ugotovili smo, da je kalijev jodid (KI) boljši elektrolit od natrijevega hidrogenkarbonata (NaHCO_3) in da višja napetost ter tok povečata količino nastalih produktov, pri čemer je njihov nastanek linearen glede na čas. Izdelana gorivna celica PEM je proizvedla električno napetost 0,14 V.

Ključne besede: elektroliza, gorivna celica, vodik, kisik, elektrolit, električna napetost, električni tok

ABSTRACT

Fossil fuels and their excessive use are one of the main problems of modern society. As an alternative source of power, energy obtained with the help of hydrogen will also be able to be used in the future. One of the ways of using hydrogen as a fuel is by use of fuel cells, the advantage of which is that only water and heat are produced during their operation, which minimizes waste materials, as is the practice with most other energy sources.

The hydrogen needed to drive fuel cells can be obtained through the process of electrolysis of water, which we investigated in detail in our research project. In this process, water is broken down into hydrogen and oxygen molecules in a single step. We studied how the following factors affect the amount of gases produced: type of electrolyte (sodium hydrogen carbonate – NaHCO_3 and potassium iodide – KI), electric voltage, electric current and measurement time. After the experiments in connection with the electrolysis of water, we made a simple fuel cell using the tools and inventory of the school laboratory.

We found that potassium iodide (KI) is a better electrolyte than sodium hydrogen carbonate (NaHCO_3), that higher voltage and current increase the amount of formed products, and the formation of these is linear in accordance with time. The fabricated PEM fuel cell, however, produced 0.14 V of electrical voltage.

Key words: electrolysis, fuel cell, hydrogen, oxygen, electrolyte, electric voltage, electric current

KAZALO VSEBINE

ZAHVALA.....	2
POVZETEK.....	3
ABSTRACT.....	4
1 UVOD.....	9
1.1 Opis raziskovalnega problema.....	9
1.2 Cilji raziskovalne naloge	10
1.3 Postavljene hipoteze	10
2 TEORETIČNI DEL	11
2.1 Elektrokemija.....	11
2.2 Elektroliza	12
2.3 Uporabnost elektrolize.....	13
2.4 Elektroliza vode	13
2.5 Elekroliti in njihov vpliv na elektrolizo vode.....	15
2.6 Količina izločene snovi pri elektrolizi in Faradayev zakon	16
2.7 Gorivne celice.....	17
2.7.1 Definicija gorivne celice in njena uporabnost	17
2.7.2 Vrste gorivnih celic	18
2.7.3 Zgradba in delovanje PEM gorivne celice.....	20
2.7.4 Elektrokemijske reakcije, ki potekajo v PEM gorivni celici	21
2.7.5 Termodinamika in količina sproščene energije	22
2.7.6 Električni potencial in delo gorivne celice.....	24
3 METODE DELA	26
3.1 Elektroliza vode	26
3.2 PEM gorivna celica	30
3.3 Izračuni.....	33
3.3.1 Računanje aritmetične sredine	33
3.3.2 Računanje absolutne napake	33
4 REZULTATI IN DISKUSIJA.....	34
4.1 Elektroliza vode	34
4.1.1 Količina nastalih produktov v odvisnosti od časa	35
4.1.2 Vpliv količine elektrolita na elektrolizo vode in primerjava učinkovitosti elektrolitov.....	36
4.1.3 Vpliv električnega toka na elektrolizo vode.....	38
4.1.4 Vpliv električne napetosti na elektrolizo vode.	39
4.2 Gorivne celice.....	40

5 SKLEPI	43
6 ZAKLJUČEK.....	45
7 UPORABLJENI VIRI IN LITERATURA.....	46
Viri slik.....	46
Viri tabel	47
Viri grafov	48

KAZALO SLIK

Slika 1: Redoks reakcija	11
Slika 2: Elektroliza taline NaCl.....	12
Slika 3: Shema elektrolize vode	14
Slika 4: Neprevodnost in prevodnost raztopine sladkorja in soli.....	16
Slika 5: Preprosta shema zgradbe in delovanja gorivne celice	18
Slika 6: Temperature, pri katerih delujejo različne vrste gorivnih celic.....	19
Slika 7: Zgradba in delovanje PEM gorivne celice	21
Slika 8: Reakcije, ki potekajo v PEM gorivni celici	22
Slika 9: Pripomočki za elektrolizo vode.....	26
Slika 10: Dodajanje elektrolita v merilni valj	27
Slika 11: Mešanje elektrolita in vode	28
Slika 12: Žica z elektrodo v merilnem valju	28
Slika 13: Žici z elektrodama v merilnih valjih	29
Slika 14: Obračanje merilnega valja v čašo	29
Slika 15: Pritrjena merilna valja	30
Slika 16: Pripomočki za izdelavo PEM gorivne celice	30
Slika 17: Grafitna elektroda s platinasto žičko in bakreno žico	31
Slika 18: Gorivna celica PEM	32
Slika 19: Voltmeter, ki kaže 0,09 V	41
Slika 20: Voltmeter, ki kaže 0,14 V	41

KAZALO TABEL

Tabela 1: Standardne tvorbene entalpije (srednji stolpec) in entropije (desni stolpec) reaktantov in produktov v PEM gorivni celici pri standardnih pogojih (25° C, 100 kPa).....	23
Tabela 2: Elektroliza vode z uporabljenim elektrolitom NaHCO ₃	36
Tabela 3: Absolutne napake pri uporabi NaHCO ₃	36
Tabela 4: Elektroliza vode z uporabljenim elektrolitom K I	37
Tabela 5: Absolutne napake pri uporabi KI.....	37
Tabela 6: Rezultati elektrolize pri električnem toku 5 A.....	39
Tabela 7: Rezultati elektrolize pri električnem toku 10 A.....	39
Tabela 8: Rezultati elektrolize pri električni napetosti 15 V	39
Tabela 9: Rezultati elektrolize pri električni napetosti 25 V	40

KAZALO GRAFOV

Graf 1: Količina produktov pri elektrolizi vode z destilirano vodo in uporabljenim elektrolitom sodo bikarbono.....	34
Graf 2: Volumen produktov elektrolize v odvisnosti od časa.....	35
Graf 3: Naraščanje količine produktov elektrolize pri uporabi natrijevega hidrogen karbonata	37
Graf 4: Naraščanje količine produktov elektrolize pri uporabi kalijevega jodida.....	38

1 UVOD

Elektroliza vode in uporaba vodika v gorivnih celicah sta dve medsebojno povezani tehnologiji, ki imata ključno vlogo pri prehodu na trajnostne energetske rešitve. Elektroliza vode je proces, pri katerem se z uporabo električne energije voda (H_2O) razgradi na njena osnovna elementa, vodik (H_2) in kisik (O_2). Vodik, pridobljen s tem procesom, je čist in obnovljiv vir energije z velikim potencialom za uporabo v različnih energetskih sistemih, vključno z gorivnimi celicami.

Gorivne celice so naprave, ki pretvarjajo kemično energijo goriva, v tem primeru vodika, neposredno v električno energijo z visoko učinkovitostjo in brez emisij škodljivih snovi, saj je edini stranski produkt voda. Zaradi svoje učinkovitosti in okoljske prijaznosti predstavljajo obetavno alternativo tradicionalnim fosilnim gorivom, kot so nafta, premog in zemeljski plin.

V raziskovalni nalogi se osredotočamo na preučevanje vpliva različnih dejavnikov na proces elektrolize vode in s tem na učinkovitost gorivnih celic. Raziskujemo, kako napetost, količina elektrolitov in temperatura vplivajo na hitrost nastajanja ter prostornino vodika, hkrati pa analiziramo, kako količina proizvedenega vodika vpliva na proizvodnjo energije v gorivnih celicah. Razumevanje teh dejavnikov je ključno za optimizacijo procesov in izboljšanje učinkovitosti celotnega sistema, kar bi lahko spodbudilo širšo uporabo teh tehnologij v prihodnosti.

1.1 Opis raziskovalnega problema

Raziskovalni problem smo si izbrali, ker menimo, da prekomerna poraba fosilnih goriv še vedno predstavlja enega največjih okoljevarstvenih, energetskih, zdravstvenih problemov sodobne družbe in ne prispeva k njeni trajnostni naravnosti. Verjamemo, da bi se morali kot družba bolj osredotočiti na obnovljive vire energije, med katerimi ima pomembno vlogo tudi energija, pridobljena s pomočjo gorivnih celic.

Novo poročilo, objavljeno v znanstveni publikaciji Environmental Research, poroča, da je onesnaženje, povezano s kurjenjem fosilnih goriv, leta 2018 povzročilo 8,7 milijona prezgodnjih smrti oziroma skoraj 20 odstotkov vseh smrti med odraslimi po svetu. Kurjenje fosilnih goriv je krivo za skoraj tretjino smrti v vzhodni Aziji, vključno s Kitajsko. V Evropi in ZDA je delež več kot 10-odstoten, v Južni Ameriki in Afriki pa precej nižji. *"Pogosto govorimo o nevarnosti izgorevanja fosilnih goriv v smislu ogljikovega dioksida in podnebnih sprememb, spregledamo pa potencialne učinke na zdravje,"* je za francosko tiskovno agencijo AFP poročilo komentiral eden izmed avtorjev študij Joel Schwartz iz bostonske univerze

Harvard. Potencialno obvarovanje milijonov življenj bi morala biti po njegovem mnenju močna dodatna spodbuda za odločevalce, da bi ti zmanjšali izpuste toplogrednih plinov in pohitrili premik proti zeleni energiji. Predhodne raziskave so pokazale, da po svetu onesnaženost zraka skrajša življenje za povprečno dve leti,. Najslabše jo odnesejo Azijci. Zaradi slabe kakovosti zraka je življenje krajše za 4,1 leta, na Kitajskem, 3,9 leta v Indiji in 3,8 leta v Pakistanu. V nekaterih pokrajinah teh držav je učinek še dvakrat tolikšen. V Evropi je zaradi slabega zraka življenjska doba povprečno krajša za osem mesecev. V primerjavi z drugimi razlogi prezgodnjih smrti onesnaženost zraka vsako leto terja devetnajstkrat več življenj kot malarija, devetkrat več kot HIV oziroma aids in trikrat več kot alkohol. (V., 2021)

1.2 Cilji raziskovalne naloge

Cilji raziskovalne naloge so:

- raziskati proces elektrolize vode in določiti razmerje produktov,
- ugotoviti, kako različni dejavniki vplivajo na količino nastalih produktov,
- ugotoviti, pri katerih pogojih je elektroliza vode najbolj učinkovita (nastane največ produkta),
- izdelati preprosto gorivno celico, ki jo poganjata kisik in vodik, proizvedena med elektrolizo.

1.3 Postavljene hipoteze

Postavili smo si naslednje hipoteze:

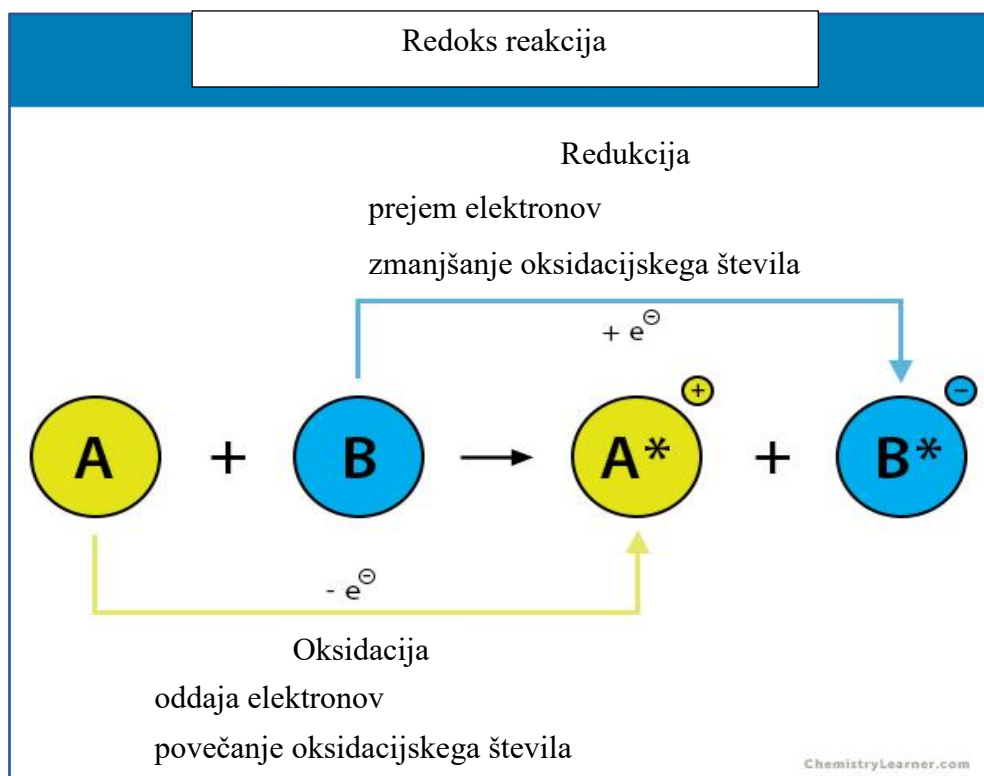
- H1: razmerje vodika in kisika bo v skladu s teorijo ter bo približno 2:1,
- H2: količina nastalih produktov bo odvisna od vrste elektrolita, električnega toka, električne napetosti in časa,
- H3: najučinkovitejši elektrolit med izbranimi bo natrijev hidrogenkarbonat (NaHCO_3)
- H4: višja kot bosta električni tok in napetost, bolj učinkovita bo elektroliza,
- H5: izdelana gorivna celica bo proizvedla napetost 1 volt.

2 TEORETIČNI DEL

2.1 Elektrokemija

Elektrokemija je veja kemije, ki se ukvarja z razmerjem med elektriko in kemičnimi spremembami. Številne spontano potekajoče kemične reakcije sproščajo električno energijo, ki se nato uporablja v baterijah in gorivnih celicah za proizvodnjo električne energije. Nasprotno pa lahko električni tok uporabimo za zagon številnih kemičnih reakcij, ki se ne zgodijo spontano. V procesu elektrolize, ki smo jo raziskovali, se električna energija pretvori neposredno v kemično energijo, ki se shrani v produktih reakcije. Ta postopek se uporablja pri rafiniranju, galvanizaciji in pri pridobivanju vodika ter kisika iz ene glavnih dobrin na Zemlji, vode. (The Editors of Encyclopaeda Britannica, 2016)

V elektrokemiji je elektrika ustvarjena s premikanjem elektronov med dvema elementoma periodnega sistema. Reakcije takšne vrste se imenujejo redoks reakcije oz. reakcije oksidacije in redukcije.

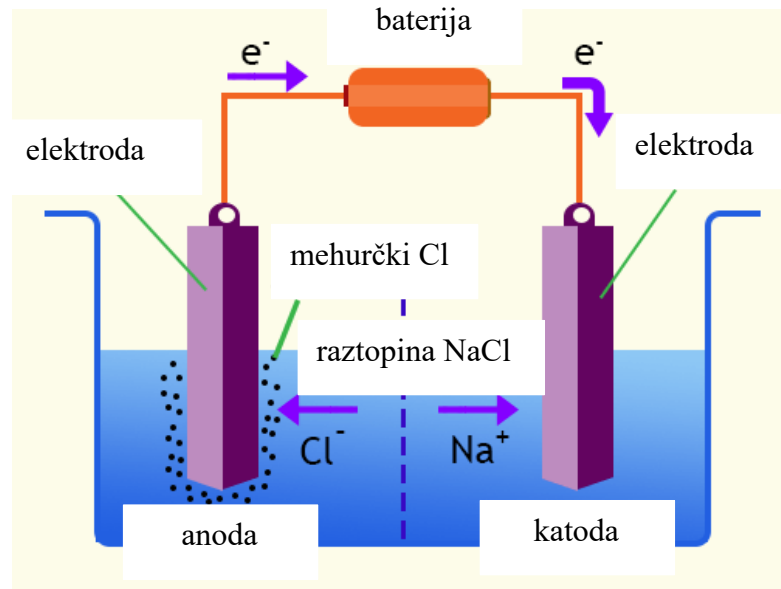


Slika 1: Redoks reakcija

2.2 Elektroliza

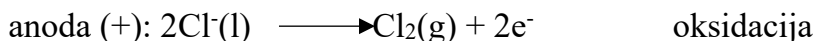
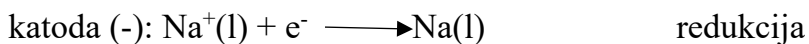
Elektroliza je elektrokemijski proces, pri katerem električni tok prehaja skozi snov in s tem povzroči kemično spremembo. Pri elektrolizi gre za kemijsko spremembo, pri kateri se spremeni število elektronov v snovi, t. i. redoks reakcija. Postopek se izvaja v elektrolitski celici, aparatu, sestavljenem iz pozitivno nabite elektrode anode in negativno nabite katode, ki sta ločeni ter potopljeni v raztopino, ki vsebuje pozitivno nabite ione katione in negativno nabite anione. Snov, ki jo je treba transformirati, lahko tvori elektrodo, predstavlja raztopino ali pa je raztopljena v raztopini. Električni tok (tj. elektroni) vstopa skozi negativno nabito elektrodo (katodo); komponente raztopine potujejo do te elektrode, se združijo z elektroni in se transformirajo – reducirajo. Produkti so lahko nevtralni elementi ali nove molekule. Komponente raztopine prav tako potujejo do druge elektrode (anode), oddajo svoje elektrone in se transformirajo – oksidirajo v nevtralne elemente ali nove molekule. Če je snov, ki jo je treba transformirati, elektroda, je reakcija pogosto tista, pri kateri se elektroda raztopi tako, da odda elektrone. (The Editors of Encyclopaedia Britannica, 2025)

Na sliki 2 je prikazan primer elektrolize taline natrijevega klorida. Ta je pri sobnih pogojih v trdnem agregatnem stanju. Ionske spojine, med katere spada tudi NaCl, v trdnem stanju ne prevajajo električnega toka, zato ga moramo segreti na dovolj visoko temperaturo, da se stali. Pri tem se struktura ionskega kristala poruši, nastanejo pa prosti ioni, ki lahko prenašajo naboj. Na baterijo, ki je vir enosmerne napetosti, priključimo dve elektrodi. Pozitivni natrijevi ioni (kationi) potujejo na negativno elektrodo (katodo). Negativni kloridni ioni (anioni) potujejo na pozitivno elektrodo (anodo). Na katodi se natrijevi ioni reducirajo v elementarni natrij, na anodi pa se kloridni ioni oksidirajo v elementarni klor. (Smrdu, 2007)

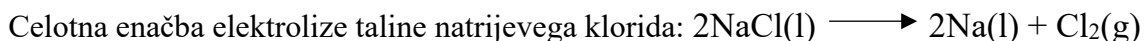


Slika 2: Elektroliza taline NaCl

Reakcijo opišeta spodnji enačbi:



Enačbi lahko združimo v celotno enačbo reakcije. Število sprejetih in oddanih elektronov mora biti na obeh straneh enačbe enako, zato enačbo na katodi pomnožimo z 2, nato pa elektrone okrajšamo.



2.3 Uporabnost elektrolize

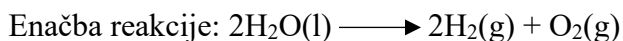
Elektroliza se v veliki meri uporablja v metalurških procesih, na primer pri ekstrakciji (elektropredelava) ali čiščenju (elektrorefinacija) kovin iz rud ali spojin in pri nanašanju kovin iz raztopine (galvanizacija). (The Editors of Encyclopaedia Britannica, 2025)

Postopke elektrolize uporablja tudi kozmetična industrija za odstranjevanje vraščenih las s pomočjo laserja. Kratek val električne energije je poslan do izvora lasu, da ga brez problemov uniči. Ta postopek je učinkovit, saj je neboleč in ne povzroča stranskih učinkov. (Clinic, 2021)

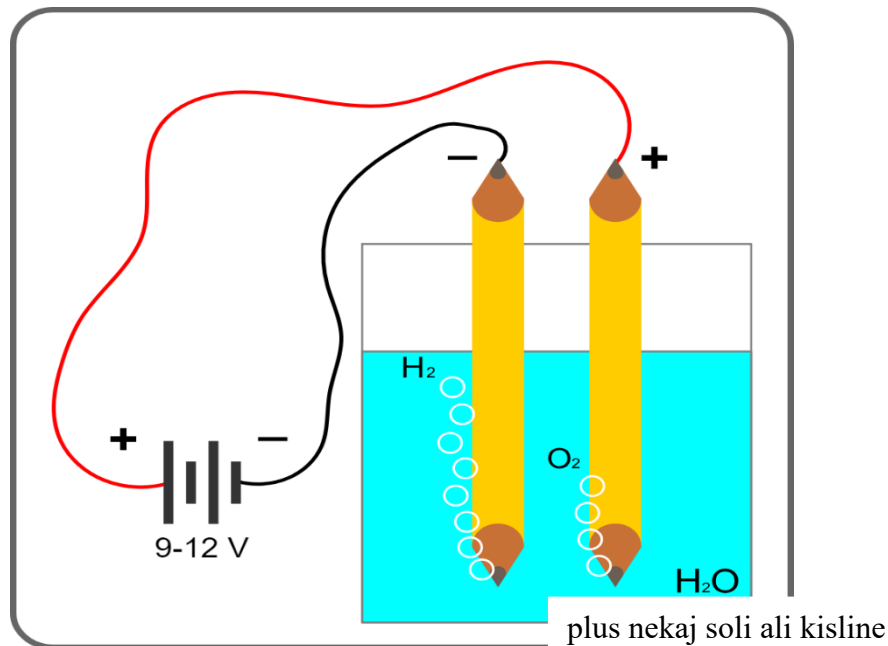
Z elektrolizo lahko vodo razgradimo na njena osnovna gradnika: vodik (H_2) in kisik (O), ki ju lahko uporabimo za pogon gorivnih celic. Ta vidik uporabe je za raziskovalno nalogo posebej relevanten.

2.4 Elektroliza vode

Podobno kot pri elektrolizi talin binarnih ionskih spojin (poglavje 2.2) se tudi pri elektrolizi vode spojina razgradi na dva elementa: vodik in kisik. (Smrdu, 2007)

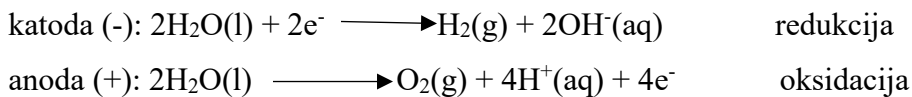


Iz enačbe je razvidno, da se pri elektrolizi vodik reducira (oksidacijsko število se mu zmanjša), kisik pa oksidira (oksidacijsko število se mu poveča). Redukcija poteka na negativni katodi, oksidacija pa na pozitivni anodi. (Smrdu, 2007)

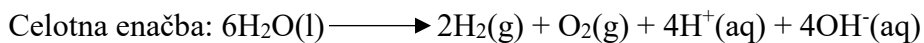


Slika 3: Shema elektrolize vode

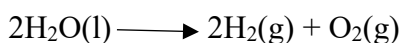
Reakciji, ki se zgodita na katodi in anodi, pa se nekoliko razlikujeta od tistih v točki 2.2, ker voda ni ionska spojina.



V enačbi reakcije na anodi je zaradi poenostavitve namesto oksonijevega iona H_3O^+ zapisan H^+ ion. Ob katodi se tako večja koncentracija hidroksidnih ionov (OH^-), zato raztopina postaja bazična, ob anodi pa se večja koncentracija oksonijevih ionov (H_3O^+), zato raztopina postaja kislina. Za izenačenje števila sprejetih in oddanih elektronov je enačbo redukcije potrebno množiti z 2. Obe enačbi lahko združimo v celotno enačbo reakcije in »okrajšamo« elektrone na obeh straneh enačbe. (Smrdu, 2007)



Štiri vodikove in štiri hidroksidne ione na desni strani enačbe združimo v štiri molekule vode, nakar še »okrajšamo« štiri molekule vode na obeh straneh enačbe in tako dobimo enačbo elektrolize vode:

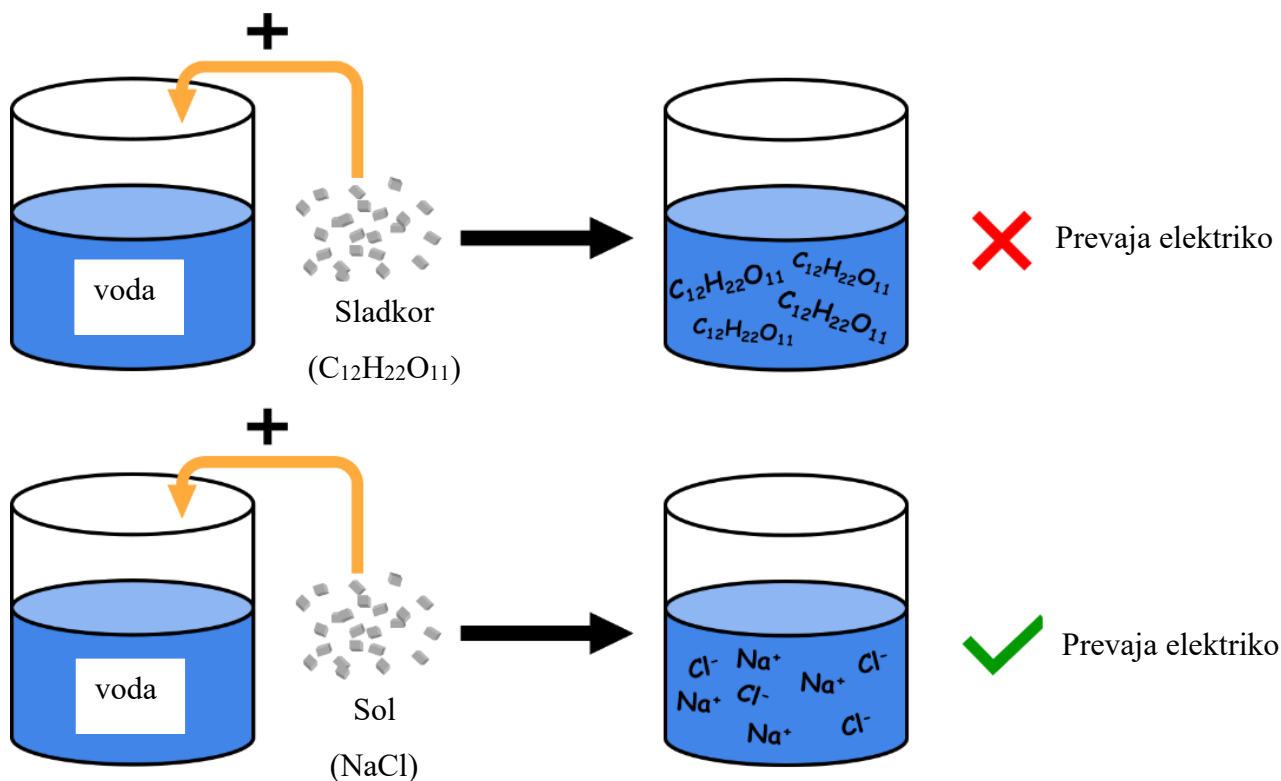


2.5 Elektroliti in njihov vpliv na elektrolizo vode

Čista voda zelo slabo prevaja električni tok, ker je koncentracija ionov v njej zelo majhna. Vodi je zato potrebno dodati snov, ki v raztopini ionizira in na ta način omogoči prevodnost raztopine. Snovi, ki izboljšajo prevodnost neke snovi, se imenujejo elektroliti. (Smrdu, 2007)

Elektrolit je v kemiji in fiziki snov, ki prevaja električni tok kot rezultat disociacije (razpada) na pozitivno in negativno nabite delce, imenovane ione, ki migrirajo proti negativnim in pozitivnim terminalom (katoda in anoda) električnega tokokroga in se običajno izprazniijo na njih. Najbolj znani elektroliti so kisline, baze in soli, ki ionizirajo, ko se raztopijo v topilih, kot sta voda ali alkohol. Številne soli, kot je natrijev klorid (kuhinjska sol), se pri taljenju brez kakršnega koli topila obnašajo kot elektroliti; nekateri, kot je srebrov jodid, pa so elektroliti tudi v trdnem stanju. (The Editors of Encyclopaedia Britannica, 2025)

Elektrolitske raztopine so tiste, ki lahko prevajajo električni tok. Snov, ki jo, če jo dodamo vodi, naredi prevodno, je znana kot elektrolit. Pogost primer elektrolita je navadna sol (natrijev klorid – NaCl). Trden NaCl in čista voda sta neprevodna, vendar je raztopina soli v vodi zlahka prevodna. Nasprotno pa raztopina sladkorja v vodi ni sposobna prevajati toka; sladkor je torej neelektrolit. (Lower, 2021)



Slika 4: Neprevodnost in prevodnost raztopine sladkorja in soli

2.6 Količina izločene snovi pri elektrolizi in Faradayev zakon

Količino snovi, ki se izloči pri elektrolizi, lahko izračunamo s pomočjo Faradayevega zakona, ki pravi, da je količina izločene snovi premo sorazmerna z električnim tokom oz. produktu toka in časa elektrolize.

$$Q = I \times t$$

$$Q = n \times z \times F$$

Količine, ki nastopajo v enačbah Faradayevega zakona, so:

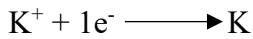
- Q: električni naboj, elektrenina [A s = C],
- I: električni tok [A],
- t: čas [s],
- n: množina snovi [mol],
- z: število sprejetih ali oddanih elektronov na 1 delec iskane snovi [/],
- F: Faradayeva konstanta [96500 A s mol⁻¹]

Faradayeva konstanta predstavlja naboj 1 mol elektronov, in sicer je produkt naboja enega elektrona in Avogadrove konstante:

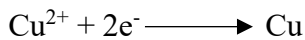
$$e_0 \times N_A = 1,6022 \times 10^{-19} \text{ A s} \times 6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 96485 \text{ A s mol}^{-1}$$

Količina »z« predstavlja število izmenjanih (sprejetih ali oddanih) elektronov na 1 delec iskane snovi. Ta količina nima enote, njena vrednost pa je vedno pozitivna.

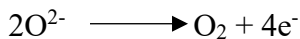
Vsak kalijev ion pri redukciji v elementarni kalij sprejme 1 elektron, zato je $z(\text{K}) = 1$.



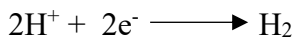
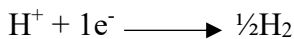
Vsak bakrov(II) ion pri redukciji v elementarni baker sprejme 2 elektrona, zato je $z(\text{Cu}) = 2$.



Vsak oksidni ion pri oksidaciji v elementarni kisik odda 2 elektrona, zato je $z(\text{O}^{2-}) = 2$. Za nastanek ene molekule kisika pa morata dva oksidna iona oddati 4 elektrone, zato je $z(\text{O}_2) = 4$.



Vsak hidridni ion pri redukciji v elementarni vodik sprejme 1 elektron, zato je $z(\text{H}^+) = 1$. Za nastanek ene molekule vodika pa morata dva hidridna iona sprejeti 2 elektrona, zato je $z(\text{H}_2) = 2$.



(Smrdu, 2007)

2.7 Gorivne celice

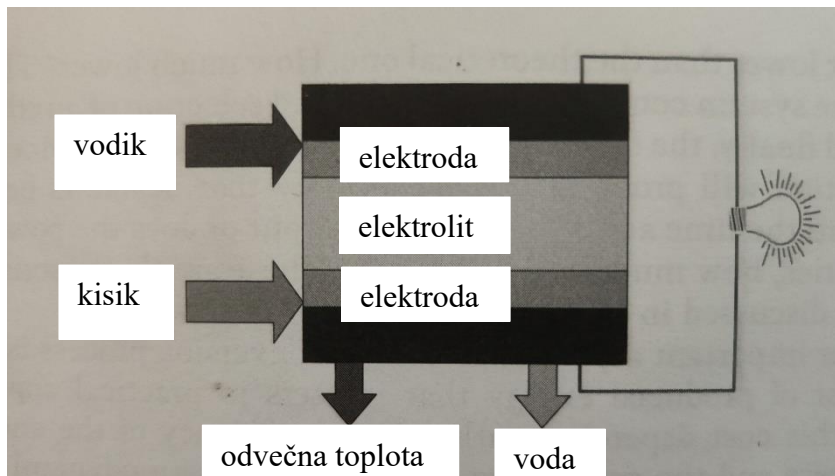
2.7.1 Kaj je gorivna celica in zakaj je uporabna?

Gorivna celica je elektrokemični pretvornik energije, ki pretvori kemično energijo goriva neposredno v enosmerno električno energijo. Običajno proces proizvodnje električne energije iz goriv vključuje več korakov pretvorbe energije, in sicer:

1. zgorevanje goriva pretvarja kemično energijo v toploto;
2. ta toplota se nato uporabi za vrenje vode in ustvarjanje pare;
3. para se uporablja za poganjanje turbine v procesu pretvarjanja toplotne energije v mehansko energijo;
4. mehanska energija se uporablja za delovanje generatorja, ki proizvaja električno energijo.

Prednost gorivne celice pred ostalimi vrstami goriv je ta, da se izogne vsem tem korakom in proizvede elektriko v enem samem koraku, ne da bi za to potrebovala katere koli gibljive dele.

Preprostost gorivne celice pritegne veliko pozornosti, vendar kljub enostavnemu postopku še vedno ni bila razvita metoda, ki bi ta proces naredila cenejši od drugih načinov pridobivanja električne energije. (Barbir, 2005)



Slika 5: Preprosta shema zgradbe in delovanja gorivne celice

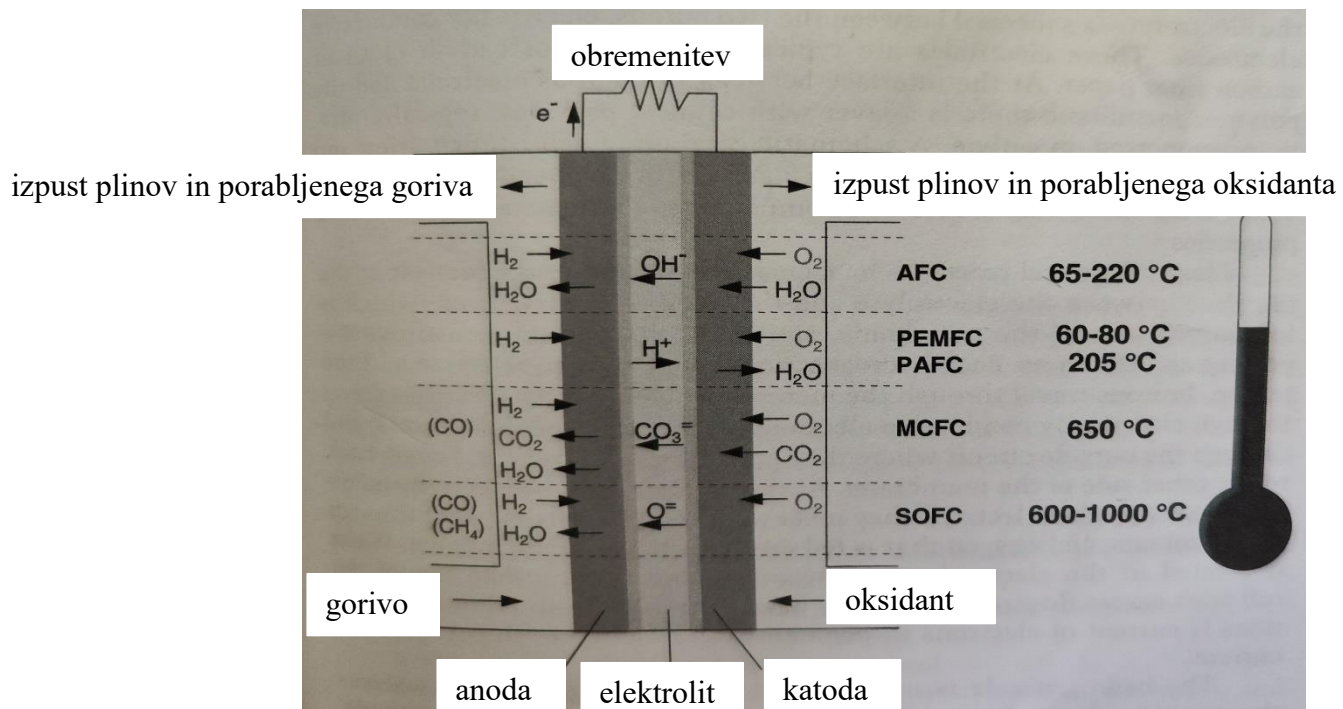
2.7.2 Vrste gorivnih celic

Poznamo več vrst gorivnih celic, ki se razlikujejo po vrsti elektrolita, ki ga uporabljajo:

- Alkalne gorivne celice (AFC) za delovanje uporabljajo koncentriran kalijev hidroksid – KOH. Pri visokih temperaturah (250 °C) je koncentracija raztopine KOH 85-odstotna, pri nižjih temperaturah (pod 120 °C) pa je koncentracija raztopine 35–50-odstotna. Ta vrsta gorivne celice ne prenaša CO₂, ki je prisoten v gorivu ali oksidantu. Alkalne gorivne celice se v vesoljskem programu »Apollo and Space Shuttle« že od leta 1960. (Barbir, 2005)
- Polimerna elektrolitna membrana ali gorivne celice z membrano za izmenjavo protonov (PEMFC) kot elektrolit uporabljajo tanko (manj od 50 mikrometrov) protonsko prevodno polimerno membrano (kot je polimer perfluorosulfonirane kisline). Katalizator je običajno platina na ogljiku z obremenitvami okoli 0,3 mg/cm³. Če dovajanje vodika vsebuje majhne količine CO, se uporabijo zlitine Pt - Ru. Delovna temperatura je običajno med 60 in 80 °C. Gorivne celice PEM so resen kandidat za uporabo v avtomobilski industriji, pa tudi za distribucijsko stacionarno proizvodnjo električne energije v manjšem obsegu ter za prenosne električne aplikacije. (Barbir, 2005)
- Gorivne celice s fosforno kislino (PAFC) kot elektrolit uporabljajo koncentrirano fosforno kislino. Matrica, ki se uporablja za zadrževanje kisline, je običajno SiC, elektrokatalizator v anodi in katodi pa je platina. Delovna temperatura je običajno med 150 in 220 °C. Gorivne

celice na fosforno kislino so že polkomercialno na voljo v kontejnerskih paketih (200 kW) za stacionarno proizvodnjo električne energije (gorivne celice UTC). Po vsem svetu je nameščenih na stotine enot teh celic. (Barbir, 2005)

- Gorivne celice iz staljenega karbonata (MCFC) imajo elektrolit sestavljen iz kombinacije alkalnih (Li, Na, K) karbonatov, ki je shranjen v keramični matrici litijevega aluminata – LiAlO_2 . Delovne temperature so med 600 in 700 °C, kjer karbonati tvorijo visoko prevodno staljeno sol s karbonatnimi ioni, ki zagotavljajo ionsko prevodnost. Pri tako visokih delovnih temperaturah katalizatorji iz plemenitih kovin običajno niso potrebni. Te gorivne celice so v predkomercialni/demonstracijski fazi za stacionarno proizvodnjo električne energije. (Barbir, 2005)
- Gorivne celice s trdnim oksidom (SOFC) kot elektrolit uporabljajo trden, neporozni kovinski oksid, običajno Y_2O – stabiliziran ZrO (YSZ). Te celice delujejo med 600 in 1000 °C, kjer poteka ionska prevodnost s kisikovimi ioni. Podobno kot MCFC so te gorivne celice v predkomercialni/demonstracijski fazi za stacionarno proizvodnjo električne energije, čeprav se razvijajo manjše enote tudi za prenosno in pomožno napajanje v avtomobilih. (Barbir, 2005)



Slika 6: Temperature, pri katerih delujejo različne vrste gorivnih celic

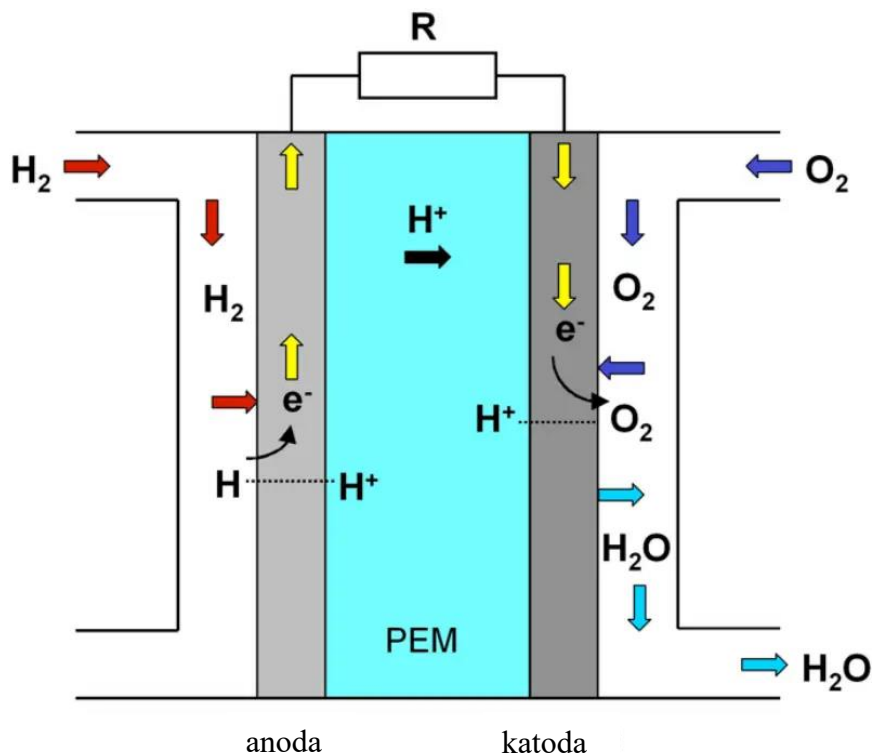
2.7.3 Zgradba in delovanje PEM gorivne celice

Vse vrste gorivnih celic delujejo po podobnem principu. V raziskovalni nalogi bomo predstavili delovanje gorivnih celic s polimerno elektrolitno membrano oziroma membrano za izmenjavo protonov (PEM gorivne celice). V šestdesetih letih prejšnjega stoletja so bile te celice znane kot gorivne celice s trdnim polimernim elektrolitom (SPE). Tehnologija je pritegnila veliko pozornosti zaradi svoje preprostosti, zanesljivosti, hitrega zagona in širokega spektra uporabe (Barbir, 2005).

V središču PEM gorivne celice je polimerna membrana (Proton Exchange Membrane), ki se odlikuje po nekaj edinstvenih lastnosti. Je neprepustna za pline, vendar omogoča prehod protonov (od tod tudi ime membrana za izmenjavo protonov). Membrana, ki deluje kot elektrolit, je stisnjena med dve porozni, električno prevodni elektrodi. Te elektrode so običajno izdelane iz karbonske tkanine ali papirja iz karbonskih vlaken. Na meji med porozno elektrodo in polimerno membrano je plast z delci katalizatorja, običajno platine na ogljiku. Stran, na kateri dovajamo vodik, je negativna in se imenuje anoda, medtem ko je stran, na kateri dovajamo kisik, pozitivna in se imenuje katoda. (Barbir, 2005)

Elektrokemične reakcije potekajo na površini katalizatorja na meji med elektrodo in membrano. Vsak atom vodika je sestavljen iz enega elektrona in enega protona. Vodik, ki se dovaja na eni strani membrane, se razcepi na svoja primarna gradnika: proton in elektron. Protoni potujejo skozi elektrolitno membrano, elektroni pa skozi električno prevodne elektrode, skozi tokovne zbiralnike in zunanje vezje, kjer opravijo električno delo, zatem pa se vrnejo na drugo stran membrane. Na mestih katalizatorja med membrano in drugo elektrodo se elektroni srečajo s protoni, ki so šli skozi membrano, in kisikom, ki se dovaja na isti strani membrane. Pri elektrokemični reakciji nastane voda, ki jo nato s presežnim pretokom kisika potisne iz celice. Končni rezultat teh sočasnih reakcij je tok elektronov skozi zunanji tokokrog – enosmerni električni tok, pri tem pa se sprošča toplota. (Barbir, 2005)

Če povzamemo, je ključna funkcija PEM celice selektivno prepuščanje protonov (H^+) iz anode na katodo, hkrati pa preprečuje prehajanje elektronov in plinov, kot sta vodik in kisik. Ta lastnost omogoča učinkovito pretvorbo kemijske energije goriva v električno energijo, hkrati pa zagotavlja visoko učinkovitost in zanesljivost delovanja gorivne celice.

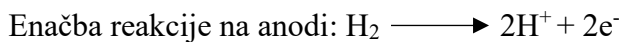


Slika 7: Zgradba in delovanje PEM gorivne celice

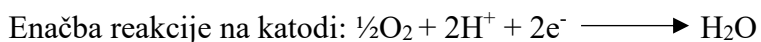
2.7.4 Elektrokemijske reakcije, ki potekajo v PEM gorivni celici

Za to, da gorivna celica z membrano za izmenjavo protonov proizvede enosmerni električni tok, se morajo v njej zgoditi določene elektrokemijske reakcije.

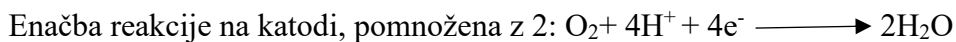
Na anodi se molekula vodika razcepi na osnovna gradnika: vodikov proton in elektron.

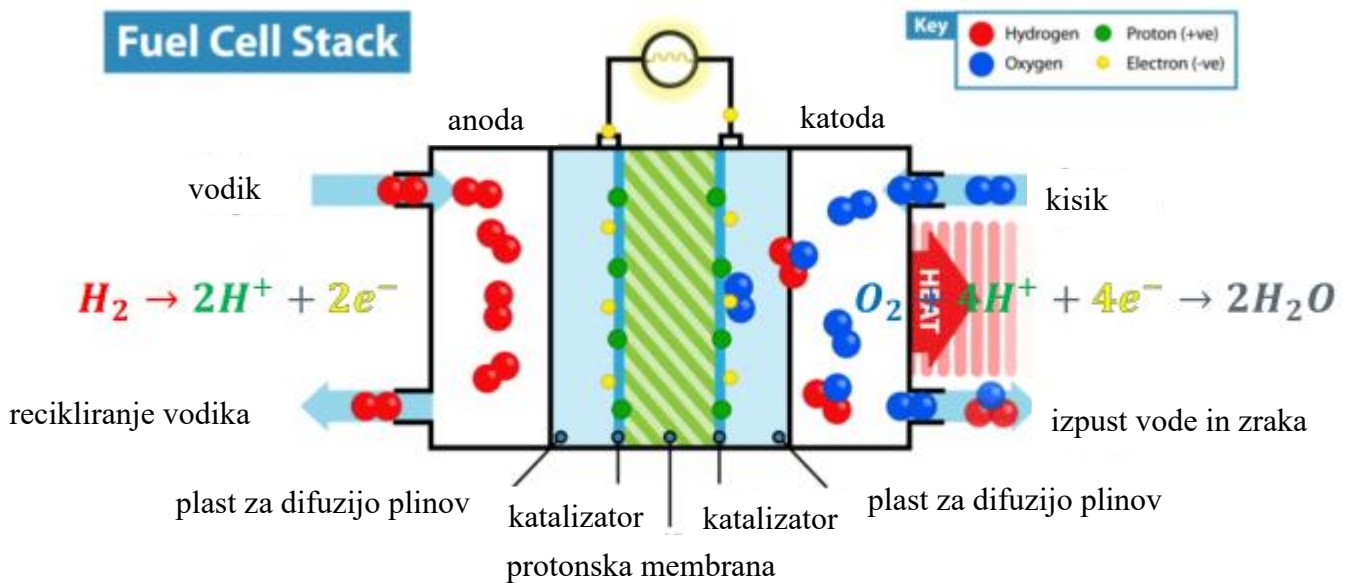


Na katodi pa se molekula kisika spaja z elektroni in vodikovimi protoni, kar vodi v nastanek vode.



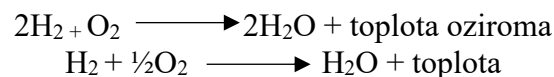
Enačbo reakcije lahko pomnožimo z 2, zato da bo reagirala celotna molekula kisika.





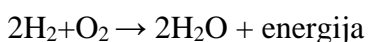
Slika 8: Reakcije, ki potekajo v PEM gorivni celici

Če enačbo na katodi in anodi združimo, dobimo splošno enačbo PEM gorivne celice:



2.7.5 Termodinamika in količina sproščene energije

Splošna enačba reakcije, ki poteka v PEM gorivni celici, je enaka reakciji gorenja vodika:



Gre za eksotermni proces, kar pomeni, da se med reakcijo sprošča energija v obliki toplote in električne energije. Vendar pa se v gorivni celici ta energija nadzorovano pretvarja v električno energijo prek elektrokemičnih reakcij, kar omogoča visoko učinkovitost in čistejšo proizvodnjo energije v primerjavi s klasičnim zgorevanjem vodika.

Toplota (ali entalpija) kemijske reakcije je razlika med standardnimi tvorbenimi entalpijami produktov in reaktantov (Tabela 1).

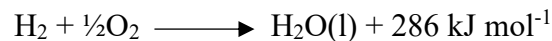
Tabela 1: Standardne tvorbeno entalpije (srednji stolpec) in entropije (desni stolpec) reaktantov in produktov v PEM gorivni celici pri standardnih pogojih (25° C, 100 kPa)

	h_f (kJ mol ⁻¹)	s_f (kJ mol ⁻¹ K ⁻¹)
Vodik, H ₂ (g)	0	0,13066
Kisik, O ₂ (g)	0	0,20517
Voda, H ₂ O (l)	-286,02	0,06996

Za količino energije, ki se v gorivni celici sprosti, lahko uporabimo naslednjo enačbo:

$$\begin{aligned}\Delta H &= (h_f)_{\text{H}_2\text{O}} - (h_f)_{\text{H}_2} - \frac{1}{2}(h_f)_{\text{O}_2} \\ \Delta H &= -286 \text{ kJ mol}^{-1} - 0 \text{ kJ mol}^{-1} - 0 \text{ kJ mol}^{-1} \\ \Delta H &= -286 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

Po dogovoru negativen predznak pred entalpijo pomeni, da se energija sprošča, torej je elektrokemijska reakcija v gorivni celici eksotermna in je lahko zapisana v obliki:



Ta reakcija drži le, če so reaktanti in produkti pri temperaturi 25° C in tlaku 100 kPa.

286 kJ na en mol H₂ je vrednost celotne energije, ki jo lahko PEM gorivna celica proizvede (količina sproščene energije). Gorivna celica kemično energijo pretvarja v električno energijo, a v elektriko se ne pretvori celotnih 286 kJ energije, ki jih celica proizvede, saj se pri vsaki kemijski reakciji ustvari določena količina entropije (mera za količina energije, ki se ne more pretvoriti v delo).

Z drugimi besedami, pri pretvorbi energije med reakcijo nastajajo neizogibne izgube zaradi ustvarjanja entropije (ΔS). Entropija, ki nastane med reakcijo, je določena kot razlika med entropijo produktov in entropijo reaktantov (Tabela 1). Te izgube omejujejo teoretično največjo učinkovitost gorivne celice, saj del sproščene energije preide v obliko, ki je ni mogoče neposredno uporabiti za opravljanje dela. Za količino entropije, ki nastane, uporabimo spodnjo enačbo:

$$\begin{aligned}\Delta S &= (s_f)_{\text{H}_2\text{O}} - (s_f)_{\text{H}_2} - \frac{1}{2}(s_f)_{\text{O}_2} \\ \Delta S &= 0,06996 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} - 0,13066 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} - \frac{1}{2} \times 0,20517 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ \Delta S &= -0,163285 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}\end{aligned}$$

Delež ustvarjene energije, ki pa se lahko pretvori v električno delo, ustreza Gibbsovi prosti energiji in je podan z naslednjo enačbo:

$$\Delta G = \Delta H - T \times \Delta S$$

Količine, ki nastopajo v enačbi, so:

- ΔG : nastala Gibbsova prosta energija [kJ mol^{-1}],
- ΔH : nastala skupna energija med reakcijo [kJ mol^{-1}],
- T: temperatura [K],
- ΔS : nastala entropija [$\text{kJ mol}^{-1}\text{K}^{-1}$].

$$\Delta G = -286 \text{ kJ mol}^{-1} - (298 \text{ K} \times (-0,163285))$$

$$\Delta G = -237,34 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Rezultat nam pove, da se od 286 kJ mol^{-1} razpoložljive energije, ki nastane, v električno energijo pretvori natanko $237,34 \text{ kJ mol}^{-1}$ energije, ostalih $48,66 \text{ kJ mol}^{-1}$ energije pa se sprosti v obliki toplote.

(Barbir, 2005)

2.7.6 Električni potencial in delo gorivne celice

Električno delo izračunamo po enačbi:

$$W_{\text{el}} = q \times E$$

Količine, ki nastopajo v enačbi, so:

- W_{el} : električno delo [J mol^{-1}],
- q: naboj [C mol^{-1}],
- E: električni potencial [V].

Skupen naboj, ki se prenese v gorivni celici, izračunamo po enačbi:

$$q = n \times N_A \times e_0$$

Količine, ki nastopajo v enačbi, so:

- q: naboj [C mol^{-1}],
- n: število elektronov na eno molekulo H_2 (2),
- N_A : Avogadrova konstanta = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$,
- e_0 : osnovni naboj (naboj enega elektrona) = $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Produkt Avogadrove konstante (N_A) in osnovnega naboja (e_0) pa je Faradayeva konstanta ($F = 96485 \text{ A s mol}^{-1}$) (poglavje 2.6).

Enačbo za električno delo smo tako preoblikovali v obliko:

$$W_{el} = n \times F \times E$$

Iz enačbe izrazimo električni potencial (E), tako da obe strani delimo z $n \times F$

Dobimo enačbo za električni potencial gorivne celice:

$$E = \frac{W_{el}}{n \times F}$$

Električno delo ustreza Gibbsovi prosti energiji (poglavje 2.7.6), in sicer je električno delo nasprotno enako Gibbsovi prosti energiji:

$$W_{el} = -\Delta G$$

Enačba se zato lahko preoblikuje v obliko:

$$E = \frac{-\Delta G}{n \times F}$$

Ker poznamo točne vrednosti vseh treh količin, lahko izračunamo električni potencial:

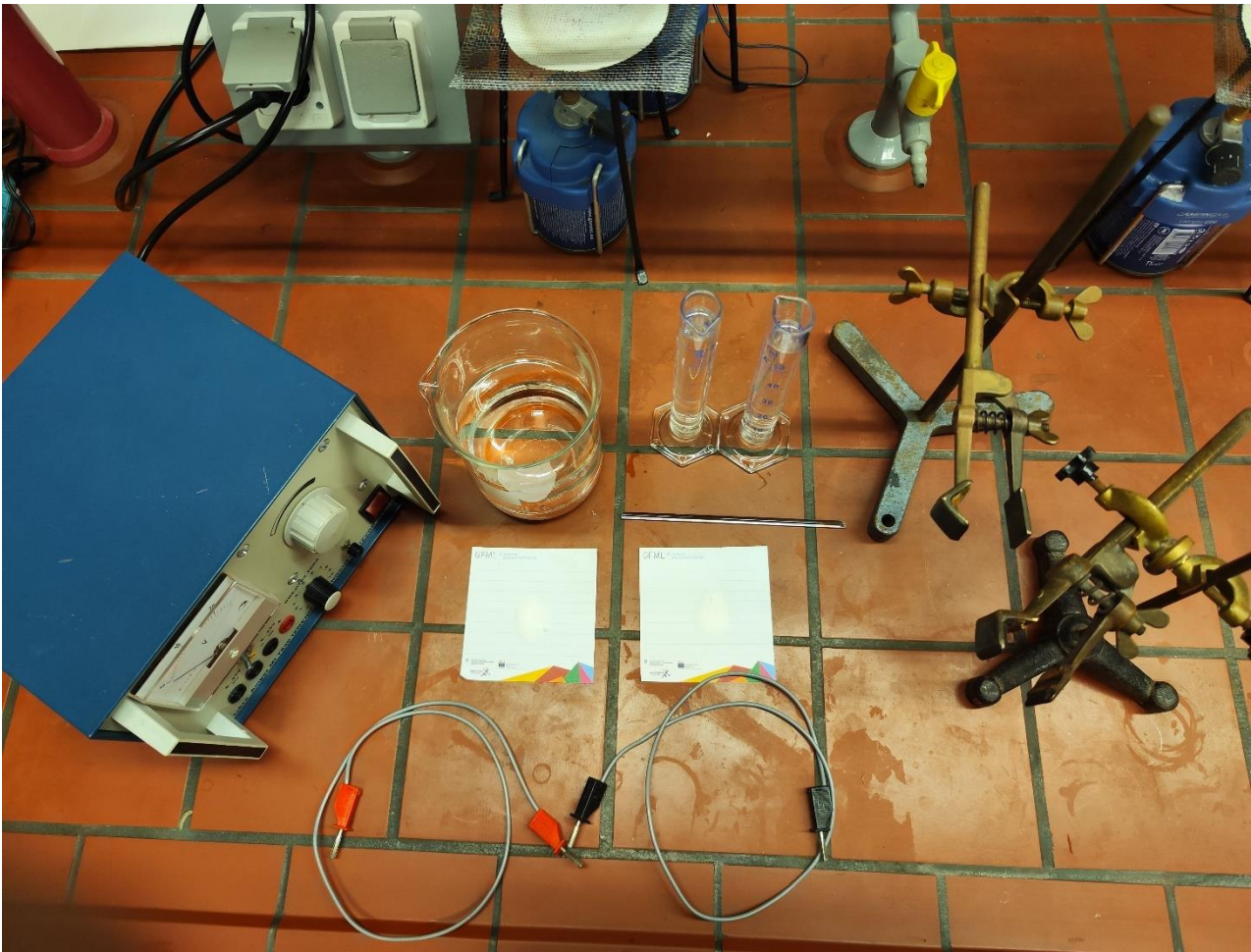
$$E = \frac{237340 \text{ J mol}^{-1}}{2 \times 96485 \text{ As mol}^{-1}}$$
$$E = 1,23 \text{ V}$$

Pri 25 °C in tlaku 100 kPa je teoretični električni potencial PEM gorivne celice 1,23 voltov. (Barbir, 2005)

3 METODE DELA

3.1 Elektroliza vode

Prvi korak našega eksperimentalnega dela v šolskem laboratoriju je bila priprava elektrolitske celice. Pri njeni izdelavi smo uporabili pripomočke in opremo, prikazano na sliki 9, in precizno tehtnico za natančno merjenje uporabljenih snovi.



Slika 9: Pripomočki za elektrolizo vode

Uporabljeni pripomočki:

- električni napajalnik Iskra MI 7840,
- 2 električna vodnika/žici, ki imata na vsaki strani elektrodo,
- 2 z vodo polna merilna valja prostornine 50 mL,
- čaša prostornine 1 L z vodo napolnjena do 700 mL,
- steklena palica za mešanje,
- 2 laboratorijski stojali,

- 2 prižemi z vijakoma,
- 2 majhna papirja,
- precizna tehtnica,
- elektrolit (KI in NaHCO_3).

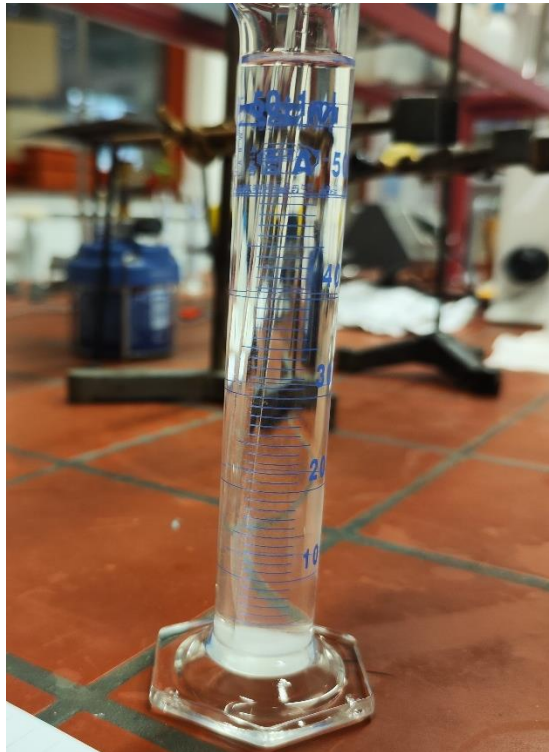
Postopek priprave elektrolitske celice:

1. V čašo nalijemo 700 mL vode iz pipe, v vsak merilni valj pa 50 mL.
2. Na precizni tehtnici stehtamo določeno maso elektrolita.
3. S pomočjo papirčka elektrolit dodamo v oba merilna valja.



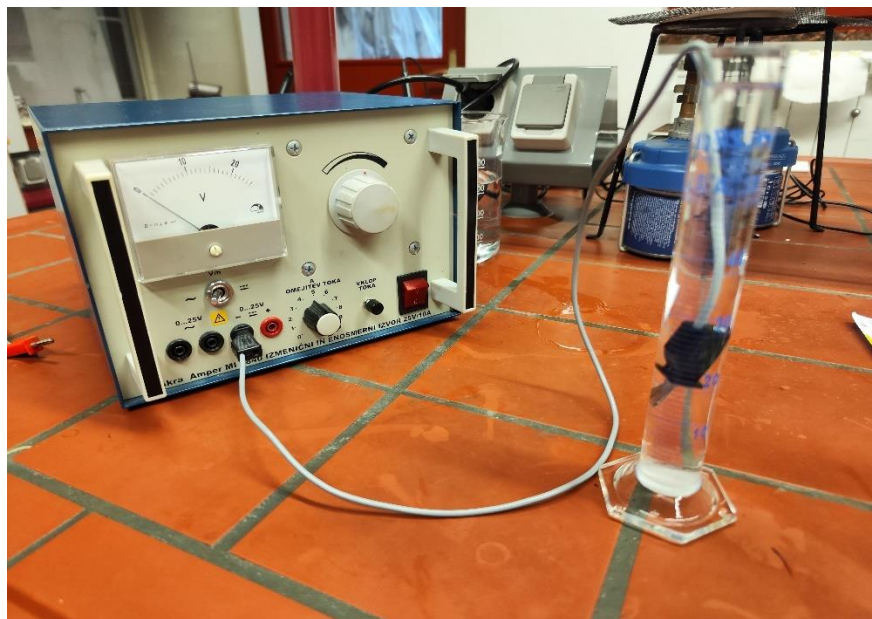
Slika 10: Dodajanje elektrolita v merilni valj

4. S stekleno palico zmešamo raztopino vode in elektrolita.



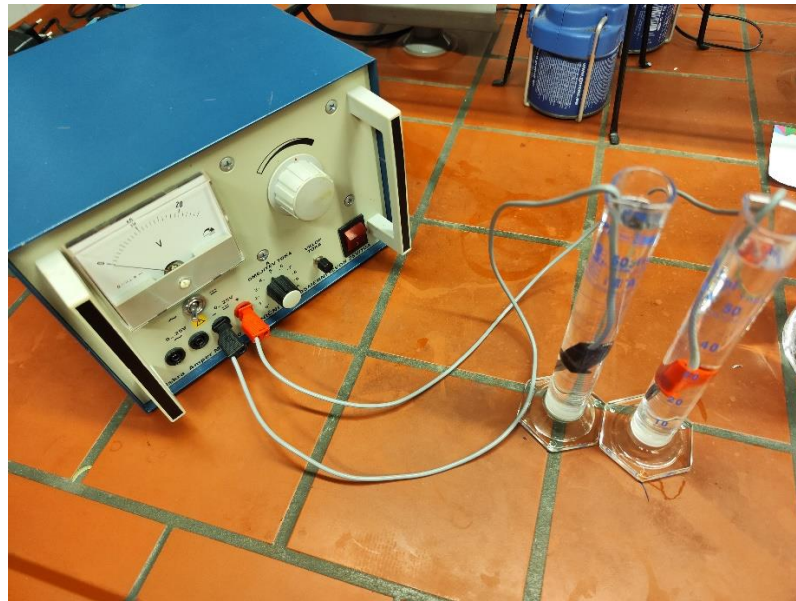
Slika 11: Mešanje elektrolita in vode

5. En konec žice priključimo v električni napajalnik, drugega pa upognemo in damo v merilni valj.



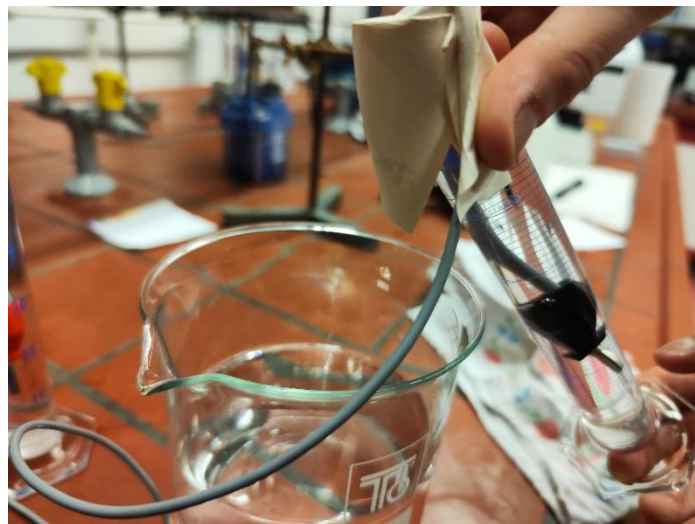
Slika 12: Žica z elektrodo v merilnem valju

6. Postopek iz prejšnjega koraka ponovimo še z drugo žico.



Slika 13: Žici z elektrodama v merilnih valjih

7. Vrh merilnega valja prekrijemo z majhnim papirjem, ki ga močno stisnemo. Merilni valj hitro obrnemo v čašo s 700 mL vode, pri tem pazimo, da iz valja izteče čim manj vode.



Slika 14: Obračanje merilnega valja v čašo

8. Postopek iz prejšnjega koraka ponovimo še z drugim merilnim valjem.
9. Merilna valja z uporabo prižem pritrdimo na laboratorijski stojali, tako da sta v vodoravni legi.



Slika 15: Pritrjena merilna valja

- Električni napajalnik priključimo v električno vtičnico, nastavimo na željene nastavitve, in ga zaženemo.

3.2 PEM gorivna celica

Drugi del našega dela je vseboval sestavljanje in kasnejši preizkus PEM gorivne celice. Za izdelavo smo uporabili inventar, prikazan na fotografiji (slika 16). Za opis, raziskovanje in izdelavo prav te gorivne celice (PEM) smo se odločili, ker smo jo lahko izdelali v šolskem laboratoriju, kjer smo bili omejeni s časom, tehnologijo in finančnim vložkom nabavljenega materiala.



Slika 16: Pripomočki za izdelavo PEM gorivne celice

Uporabljeni pripomočki in inventar šolskega laboratorija:

- električni napajalnik Iskra MI 7840,
- voltmeter,
- 4 električni vodniki/žice, ki imajo na vsaki strani elektrodo,
- 2 krokodilčka,
- lepilni trak,
- membrana za izmenjavo protonov,
- vedro s prostornino 15 litrov,
- 2 plastični cevi,
- 2 bakreni žici,
- 2 platinasti žički,
- 2 grafitni ploščici (elektrodi),
- elektrolit (NaHCO_3 , KI),
- precizna tehtnica.

Postopek izdelave gorivne celice:

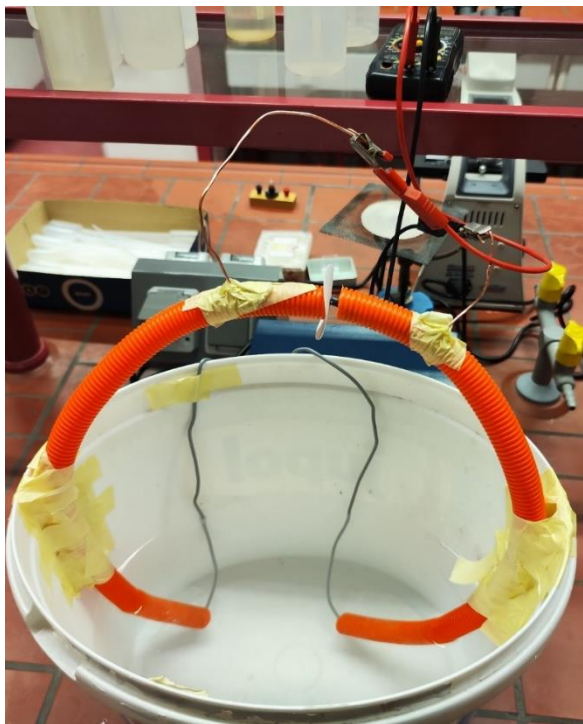
1. Na en konec grafitne elektrode pričvrstimo platinasto žičko, na drug konec pa zavijemo bakreno žico. To ponovimo še na drugi grafitni elektrodi.



Slika 17: Grafitna elektroda s platinasto žičko in bakreno žico

2. V plastično cev izdolbemo luknjo in konec bakrene žice, ki ni pritrjen na elektrodi, porinemo skozi njo, tako kot prikazuje slika 16.
3. V vedro vlijemo 6 litrov vode iz pipe.

4. V vedro z vodo dodamo željeno količino elektrolita (za našo gorivno celico smo uporabili 150 gramov natrijevega hidrogenkarbonata – NaHCO_3 in 50 gramov kalijevega jodida – KI) in raztopino mešamo, dokler se elektrolit ne raztopi.
5. Dve žici z elektrodama damo v vodo, na drugi strani pa ju priključimo v električni napajalnik.
6. Na vsako elektrodo damo tisti konec plastične cevi, na katerem ni grafitne elektrode, potopimo v vodo in namestimo v vedro, tako da jo utrdimo z lepilnim trakom.
7. Med grafitne elektrode pritrdimo membrano in poskrbimo, da so grafitne elektrode pritrjene vodoravno in se po površini stikajo (slika 18).
8. Na bakrene žice s pomočjo dveh krokodilčkov zvežemo elektrodi, ki ju priključimo v voltmeter.



Slika 18: Gorivna celica PEM

9. Električni napajalnik vključimo v elektriko in napravo prižgemo.

3.3 Izračuni

3.3.1 Računanje aritmetične sredine

Aritmetična sredina oziroma povprečna vrednost dobimo tako, da seštejemo vse dobljene vrednosti. Vsoto delimo s številom vrednosti.

$$\text{Enačba aritmetične sredine } \bar{x} = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n}$$

3.3.2 Računanje absolutne napake

Absolutna napaka (Δx) nam pove, za koliko posamezna meritev odstopa od povprečne vrednosti. Določimo jo tako, da izvzamemo eno tretjino meritev, ki se najbolj razlikujejo od povprečja.

$$\text{Zapis meritve z absolutno napako: } x = \bar{x} \pm \Delta x$$

4 REZULTATI IN DISKUSIJA

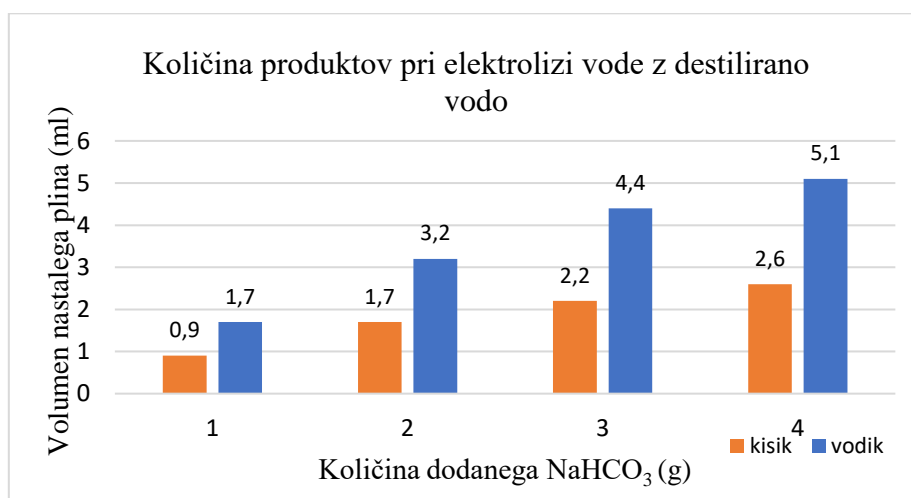
4.1 Elektroliza vode

Kot je zapisano v ciljnih raziskovalne naloge (poglavje 1.2), smo želeli ugotoviti razmerje produktov in količino le-teh pod različnimi pogoji. V naslednjih tabelah so prikazani rezultati naših poizkusov. Dobljenih rezultatov količin, razen razmerij, nam ni uspelo teoretično izračunati zaradi uporabljenih elektrolitov. Enačbe, zapisane v teoretičnem delu veljajo le, če vodi ne dodamo elektrolita, saj ta bistveno spremeni nastanek produktov. Poskuse brez elektrolita smo tudi izvedli, a v razpoložljivem času (v 3 urah) spremembe niso bile merljive, zato smo se odločili za uporabo različnih elektrolitov. Proučevali smo:

- količino nastalih produktov pri elektrolizi z destilirano vodo;
- količino nastalih produktov v odvisnosti od časa;
- vpliv količine elektrolita na elektrolizo vode in primerjava učinkovitosti elektrolitov;
- vpliv električnega toka na elektrolizo vode;
- vpliv električne napetosti na elektrolizo vode.

4.1.1 Elektroliza vode z destilirano vodo

Merilni valj in čašo smo napolnili z destilirano vodo. Elektrolizo smo opravili z količinami 1 do 4 grame NaHCO_3 na merilni valj. Poskusi so bili izvedeni pri tlaku 99,8 kPa in temperaturi 20 °C, destilirana voda je bila pri sobni temperaturi. Električni napajalnik je deloval 45 minut pri električnem toku 5 A in napetosti 15 V.



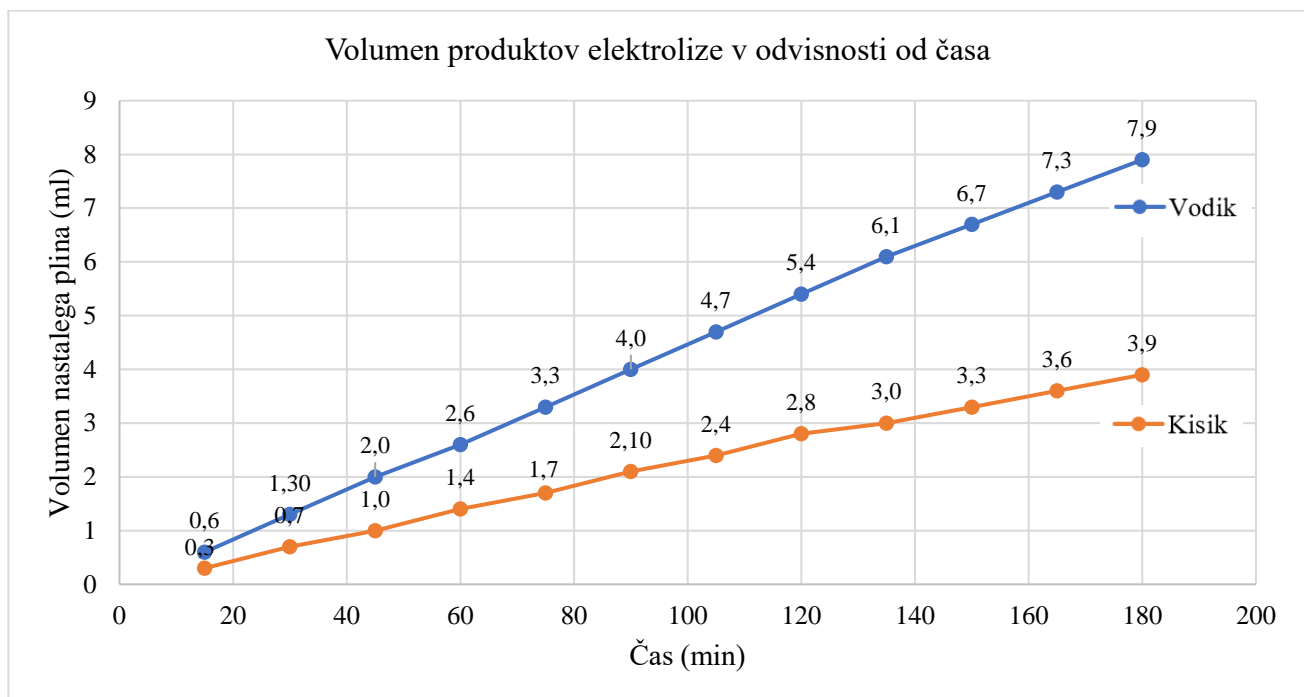
Graf 1: Količina produktov pri elektrolizi vode z destilirano vodo in uporabljenim elektrolitom sodo bikarbono

Pri elektrolizi z destilirano vodo je ob vseh 4 vrednosti razmerje produktov elektrolize približno 1 : 2. Destilirana voda ne vpliva na razmerje produktov elektrolize. Ta poskus je služil kot kontrolni poskus, s katerim sva ugotovila, da je razlika med destilirano in vodo iz pipe, ki sva jo uporabila v nadaljnjih poskusih zanemarljiva.

4.1.2 Količina nastalih produktov v odvisnosti od časa

V vsak merilni valj smo dodali 1 gram kalijevega jodida (KI), elektroliza pa je potekala pri električnem toku 5 A in napetosti 15 V. Poskusi so bili izvedeni pri tlaku 99,8 kPa in temperaturi 20 °C, voda je bila pri sobni temperaturi. Električni napajalnik je deloval 3 ure.

Na grafu 2 je prikazana količina nastalih plinov skozi čas.



Graf 2: Volumen produktov elektrolize v odvisnosti od časa

Iz podatkov na grafu je razvidno, da sta količina nastalih plinov in čas premo sorazmerni spremenljivki, saj se graf skoraj popolnoma prilega linearni funkciji.

4.1.3 Vpliv količine elektrolita na elektrolizo vode in primerjava učinkovitosti elektrolitov

Elektroliza je pri uporabi obeh elektrolitov (KI in NaHCO_3) potekala 45 minut, in sicer pri napetosti 15 V in toku 5 A. Poskusi so potekali pri tlaku 99,8 kPa in temperaturi 20 °C, voda je bila pri sobni temperaturi. Vrednosti elektrolita so za vsak merilni valj podane posebej. To pomeni, da kjer v tabeli piše npr. 1 g natrijevega hidrogenkarbonata NaHCO_3 , je v vsakem merilnem valju (od dveh) 1 g NaHCO_3 .

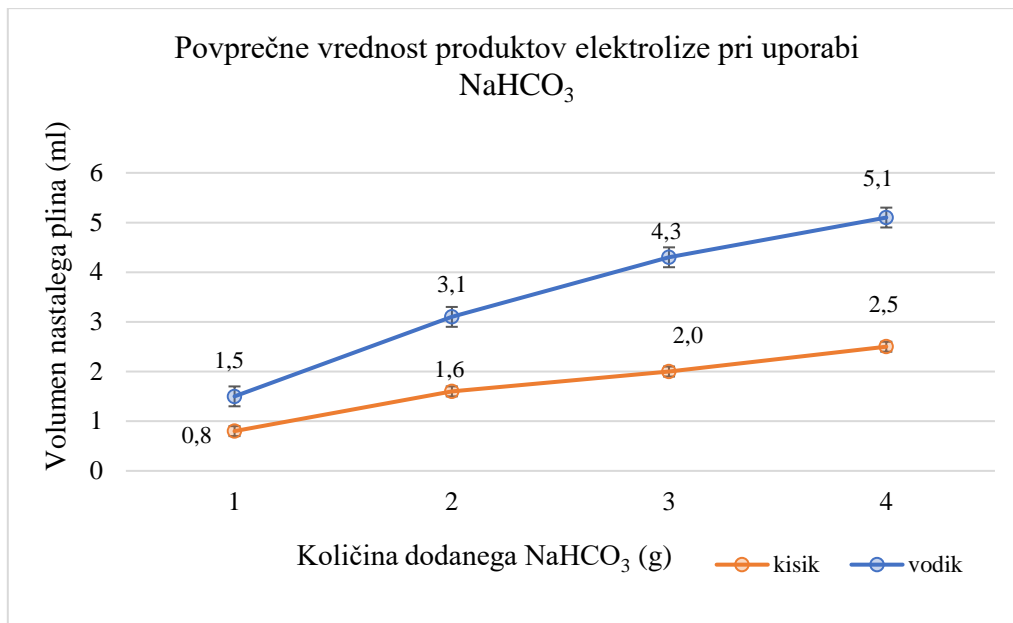
V tabeli 2 in grafu 3 so vidne vrednosti nastalih produktov elektrolize pri različnih vrednostih elektrolita natrijev hidrogenkarbonat (NaHCO_3).

Tabela 2: Elektroliza vode z uporabljenim elektrolitom natrijevim hidrogenkarbonatom NaHCO_3

količina NaHCO_3 (g)	1. poskus		2. poskus		3. poskus		povprečna vrednost		razmerje $\text{H}_2 : \text{O}_2$
	H_2 (mL)	O_2 (mL)	H_2 (mL)	O_2 (mL)	H_2 (mL)	O_2 (mL)	H_2 (mL)	O_2 (mL)	
1	1,4	0,7	1,8	1,1	1,3	0,6	1,5	0,8	1,9 : 1
2	3,2	1,7	2,9	1,3	3,3	1,7	3,1	1,6	1,9 : 1
3	4,3	2,0	4,6	2,2	4,0	1,9	4,3	2,0	2,2 : 1
4	5,1	2,4	4,9	2,3	5,4	2,7	5,1	2,5	2,0 : 1

Tabela 3: Absolutne napake pri uporabi natrijevega hidrogenkarbonata (NaHCO_3)

količina elektrolita (g)	absolutna napaka	
	H_2 (mL)	O_2 (mL)
1	0,2	0,2
2	0,2	0,1
3	0,3	0,1
4	0,2	0,2



Graf 3: Povprečna vrednost naraščanje količine produktov elektrolize pri uporabi natrijevega hidrogen karbonata

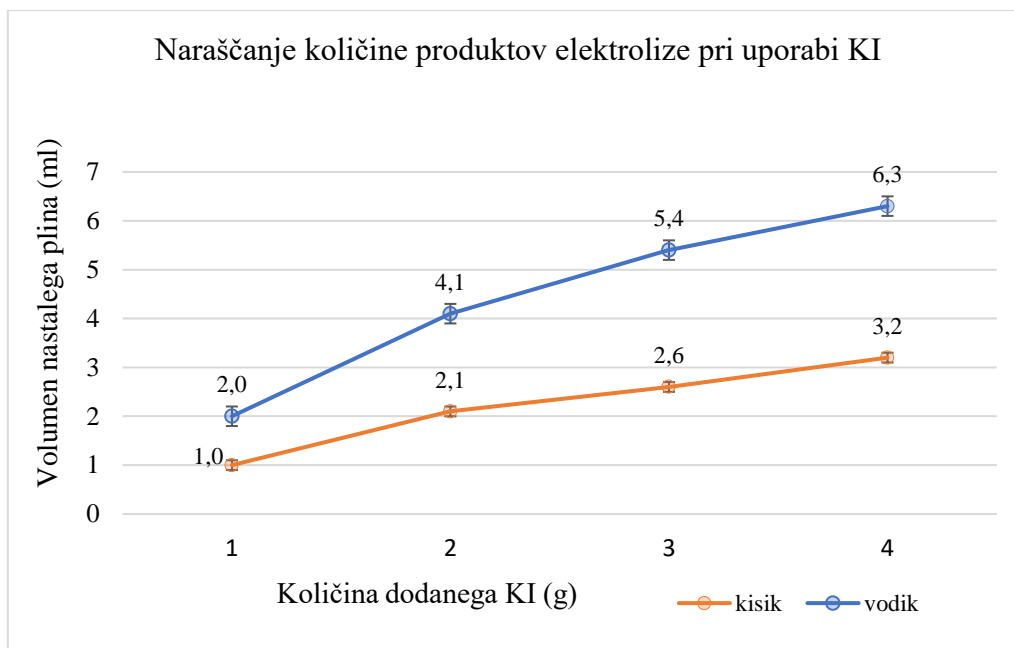
V tabeli 4 in grafu 4 so vidne vrednosti nastalih produktov elektrolize pri različnih vrednostih elektrolita kalijevega jodida (KI).

Tabela 4: Elektroliza vode z uporabljenim elektrolitom kalijevim jodidom (KI)

količina KI (g)	1. poskus		2. poskus		3. poskus		povprečna vrednost		razmerje H ₂ : O ₂
	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	
1	2,0	1,0	2,2	1,2	1,9	0,9	2,0	1,0	2,0 : 1
2	4,5	2,3	4,0	2,0	3,8	1,9	4,1	2,1	2,0 : 1
3	5,1	2,4	5,6	2,7	5,4	2,6	5,4	2,6	2,1 : 1
4	6,1	3,0	6,3	3,2	6,6	3,4	6,3	3,2	2,0 : 1

Tabela 5: Absolutne napake pri uporabi kalijevega jodida (KI)

količina elektrolita (g)	absolutna napaka	
	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)
1	0,1	0,1
2	0,3	0,2
3	0,2	0,1
4	0,2	0,2



Graf 4: Naraščanje količine produktov elektrolize pri uporabi kalijevega jodida

Iz tabel 2 in 4 ter grafov 3 in 4 je razvidno, da je kalijev jodid (KI) bolj učinkovit elektrolit kot natrijev hidrogenkarbonat (NaHCO_3), saj v vseh poskusih pri enaki količini elektrolita nastane več produktov. Prisotnost elektrolita ne spremeni razmerja med nastalim vodikom in kisikom, saj se to ohrani pri 2 : 1. Dodajanje elektrolita ni vedno enako učinkovito, saj se izkoristek zmanjša – bolj naraste iz 1 g v 2 g kot pa npr. iz 3 g v 4 g.

Razlogov, da vedno nisva dobila idealnega razmerja 2 : 1, je več. Mednje spadajo: slabo odčitavanje z merilnega valja in nenatančno umerjene količine (možnosti šolskega laboratorija oz. človeška nenatančnost).

4.1.4 Vpliv električnega toka na elektrolizo vode

Elektroliza je potekala 45 minut, in sicer pri električni napetosti 15 V. Poskusi so potekali pri tlaku 99,8 kPa in temperaturi 20 °C, voda je bila pri sobni temperaturi. Primerjali smo vpliv električnega toka pri elektrolizi; z uporabo 2 in 4 g natrijevega hidrogenkarbonata (NaHCO_3).

V tabeli 6 so prikazane vrednosti nastalih produktov elektrolize pri električnem toku 5 A.

Tabela 3: Rezultati elektrolize pri električnem toku 5 A

količina elektrolita (g)	1. poskus		2. poskus		3. poskus		povprečna vrednost		razmerje H ₂ : O ₂
	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	
2	3,2	1,7	2,9	1,3	3,3	1,7	3,1	1,6	1,9 : 1
4	5,1	2,4	4,9	2,3	5,4	2,7	5,1	2,5	2,0 : 1

V tabeli 7 so vidne vrednosti nastalih produktov elektrolize pri električnem toku 10 A.

Tabela 4: Rezultati elektrolize pri električnem toku 10 A

količina elektrolita (g)	1. poskus		2. poskus		3. poskus		povprečna vrednost		razmerje H ₂ : O ₂
	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	
2	5,9	3,1	5,4	2,8	5,4	2,7	5,6	2,9	1,9 : 1
4	9,5	4,7	10,1	5,1	9,4	4,5	9,7	4,8	2,0 : 1

Iz enačb Faradayevega zakona elektrolize je razvidno, da je količina produktov, ki nastanejo med elektrolizo, premo sorazmerna z električnim tokom. To potrjujejo tudi izvedeni eksperimenti, saj je količina nastalih plinov približno 2-krat večja pri 10 A električnega toka v primerjavi s 5 A. Povečan tok pa ne vpliva na razmerje nastalih produktov, saj je le-to še vedno približno 2:1.

4.1.5 Vpliv električne napetosti na elektrolizo vode.

Elektroliza je potekala 45 minut, in sicer pri toku 5 A. Poskusi so potekali pri tlaku 99,8 kPa in temperaturi 20 °C, voda je bila pri sobni temperaturi. Primerjali smo vpliv električne napetosti pri elektrolizi, z uporabo 2 in 4 gramov natrijevega hidrogenkarbonata NaHCO₃.

V tabeli 8 so še enkrat vidne vrednosti nastalih produktov elektrolize pri električni napetosti 15 V.

Tabela 5: Rezultati elektrolize pri električni napetosti 15 V

količina elektrolita (g)	1. poskus		2. poskus		3. poskus		povprečna vrednost		razmerje H ₂ : O ₂
	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	
2	3,2	1,7	2,9	1,3	3,3	1,7	3,1	1,6	1,9 : 1
4	5,1	2,4	4,9	2,3	5,4	2,7	5,1	2,5	2,0 : 1

V tabeli 9 so vidne vrednosti nastalih produktov elektrolize pri električni napetosti 25 V.

Tabela 6: Rezultati elektrolize pri električni napetosti 25 V

količina elektrolita (g)	1. poskus		2. poskus		3. poskus		povprečna vrednost		razmerje H ₂ : O ₂
	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	H ₂ (mL)	O ₂ (mL)	
2	5,0	2,3	5,4	2,9	5,5	2,9	5,3	2,7	2,0 : 1
4	8,0	3,7	8,5	4,3	8,1	3,9	8,2	4,0	2,1 : 1

Rezultate (tabela 9) lahko potrdimo iz Ohmovega zakona, ki pravi, da je električna napetost premo sorazmerna z električnim tokom in električnim uporom.

$$\text{Enačba Ohmovega zakona: } U = R \times I$$

Za upor vemo, da je ves čas enak, saj je v vseh poskusih bila uporabljena enaka žica, prav tako pa je bila njena temperatura konstantna. Enačbo Ohmovega zakona lahko zato poenostavimo v obliko: $U = I$.

Električna napetost se je povečala iz 15 V na 25 V, torej za faktor 1,7, posledično se je moral tudi tok povečati za enak faktor. Kot je zapisano v točki 4.1.3, sta električni tok in količina nastalih plinov premo sorazmerna. Teoretični del so podkrepili tudi izvedeni poskusi, saj sta se količini nastalega vodika in kisika povečali približno 1,6–1,7-krat.

4.2 Gorivne celice

Elektrodi, ki sta bili priključeni v električni napajalnik in sta bili potopljeni v vodo, sta v procesu elektrolize proizvajali vodik in kisik. Plina sta se nato vsak po svoji cevi dvignila vse do grafitne elektrode, prekrite s platino, kjer je potekel razpad molekul, vodikovi protoni pa so nato prešli skozi membrano in se združili z elektroni, ki so tekli po zunanem vezju, v katerega je bil povezan voltmeter, in kisikovimi atomi, tako da se je sproščala voda. V točkah 4.1.1–4.1.4 smo zapisali ugotovitve, pri katerih pogojih je elektroliza najbolj učinkovita. Električni napajalnik je zato bil nastavljen na 10 A električnega toka in 25 V električne napetosti. Postopek izdelave gorivne celice je opisan v točki 3.2. Sicer smo ugotovili, da je kalijev jodid (KI) boljši elektrolit od natrijevega hidrogenkarbonata (NaHCO₃), a smo ga zaradi težje dostopnosti lahko uporabili le 50 g. Iz tega razloga smo mešanici vode in kalijevega jodida (KI) dodali še 150 g natrijevega hidrogenkarbonata (NaHCO₃).

Največja napetost, ki jo je pokazal voltmeter, vezan na gorivno celico, je bila 0,14 V, vmes pa so bile prikazane tudi druge manjše vrednosti. Rezultati so prikazani na slikah 19 in 20.



Slika 19: Voltmeter, ki kaže 0,09 V



Slika 20: Voltmeter, ki kaže 0,14 V

Izmerjena napetost je relativno nizka, saj gorivna celica ne bi mogla prižgati niti preproste žarnice. Razlog za to je najverjetneje slaba kvaliteta katalizatorja – platina. Uporabljena žica je bila zelo tanka, kar je verjetno upočasnilo razcep molekul vodika. Možen vzrok pa je lahko tudi kakovost membrane, kar bi lahko zaviralo prenos elektronov.

5 SKLEPI

Po analizi dobljenih rezultatov smo ovrednotili zastavljene cilje in hipoteze raziskovalnega dela.

Cilji in njihova uresničitvev:

- raziskati proces elektrolize vode in določiti razmerje produktov.

Cilj smo dosegli, saj smo proces elektrolize raziskali, prav tako pa smo določili razmerje produktov, ki je 2:1.

- ugotoviti, kako različni dejavniki vplivajo na količino nastalih produktov.

Cilj smo dosegli, saj smo ugotovili vpliv časa, električne napetosti, električnega toka, vrste elektrolita in količine elektrolita na količino nastalih produktov.

- ugotoviti, pri katerih pogojih je elektroliza vode najbolj učinkovita (nastane največ produkta).

Cilj smo dosegli, saj smo ugotovili, da je količina produktov premo sorazmerna s časom, električno napetostjo in tokom, in da je kalijev jodid (KI) bolj učinkovit elektrolit od natrijevega hidrogenkarbonata (NaHCO_3).

- izdelati preprosto gorivno celico, ki jo poganjata kisik in vodik, proizvedena med elektrolizo

Cilj smo dosegli, saj smo uspešno izdelali PEM gorivno celico, ki sta jo poganjala kisik in vodik, proizvedena s procesom elektrolize vode.

Hipoteze in preverjanje le-teh:

H1: razmerje vodika in kisika je v skladu s teorijo in bo približno 2:1.

Prvo hipotezo smo **potrdili**, saj je bilo razmerje produktov v vseh izvedenih poskusih približno 2:1. Nastalo je torej dvakrat več vodika kot kisika.

H2: količina nastalih produktov je odvisna od vrste elektrolita, količine elektrolita, električnega toka, električne napetosti in časa.

Drugo hipotezo smo prav tako **potrdili**, saj smo ugotovili, da vseh 5 naštetih dejavnikov vpliva na količino nastalih produktov. Pri daljšem času nastane več produktov, prav tako vse ostale spremenljivke vplivajo na njihov nastanek.

H3: najučinkovitejši elektrolit med izbranimi bo natrijev hidrogenkarbonat NaHCO_3 .

Tretjo hipotezo smo **ovrgli**, saj smo ugotovili, da je kalijev jodid (KI) bolj učinkovit elektrolit kot natrijev hidrogenkarbonat (NaHCO_3).

H4: višji kot bosta električni tok in napetost, bolj učinkovita bo elektroliza.

Četrto hipotezo smo potrdili, saj se s povečanjem električnega toka in napetosti prav tako poveča količina nastalega vodika in kisika.

H5: Izdelana gorivna celica bo proizvedla napetost 1 volt.

Peto hipotezo smo ovrgli, saj je izdelana gorivna celica proizvedla le 0,14 voltov električne napetosti.

6 ZAKLJUČEK

V raziskovalni nalogi smo teoretično in praktično preučili postopka elektrolize vode in pridobivanja električne energije s pomočjo gorivne celice ter raziskali vpliv različnih dejavnikov na nastanek vodika in kisika ter na učinkovitost postopka.

Elektroliza vode je eden izmed ključnih procesov za pridobivanje vodika, ki ima ogromen potencial kot gorivo prihodnosti.

Ugotovili smo, da se pri elektrolizi vode ohranja teorija razmerja produktov, saj je bil nastali vodik in kisik v približno 2 : 1.

Pri laboratorijskem delu preučevanja vpliva različnih dejavnikov na količino nastalih produktov smo potrdili, da večji električni tok in napetost povečata količino proizvedenih plinov in da vrsta elektrolita pomembno vpliva na hitrost reakcije, pri čemer se je kalijev jodid (KI) izkazal za najučinkovitejšega med preizkušenimi elektroliti. Prav tako smo ugotovili, da destilirana voda v primerjavi z vodo iz pipe ne vpliva na produkte elektrolize.

V šolskem laboratoriju smo izdelali preprosto gorivno celico, ki uspešno uporablja vodik in kisik, proizvedena z elektrolizo, za ustvarjanje električne napetosti. Čeprav izdelana celica ni dosegla pričakovanih rezultatov (namesto pričakovanega 1 volta, 0,14 volta), smo potrdili teoretične osnove za uporabo vodika v gorivnih celicah.

Za natančnejše rezultate in optimizacijo postopka bi bilo priporočljivo izvesti poskuse v bolj nadzorovanem okolju s specializirano opremo.

Čeprav smo pri raziskovalni nalogi raziskovali v šolskem kemijskem laboratoriju z omejeno opremo, materialom in ob težavah pri zagotavljanju konstantnih pogojev, smo pridobili pomembne podatke, ki potrjujejo uporabo vodika kot energetske alternative za prihodnost. Le-ta v gorivnih celicah namreč omogoča pretvorbo kemične energije v električno energijo, pri čemer kot edini stranski produkt nastaja voda. Ta lastnost vodik postavlja v ospredje kot eno izmed najbolj okolju prijaznih alternativ fosilnim gorivom, saj ne prispeva k izpustom toplogrednih plinov, smogu ali drugih škodljivih emisij, ki negativno vplivajo na kakovost zraka in podnebne spremembe.

Če bodo raziskave na tem področju še naprej napredovale, lahko pričakujemo širšo uporabo vodikovih gorivnih celic in elektrolize v prihodnosti, kar bo pripomoglo k zmanjšanju odvisnosti od fosilnih goriv in k bolj trajnostnemu, zelenemu in čistemu načinu življenja.

7 UPORABLJENI VIRI IN LITERATURA

- Barbir, F. (2005). *PEM Fuel Cells: Theory and practice*. Burlington: Elsevier Academic Press.
- Clinic, C. (1. January 2021). *Electrolysis*. Pridobljeno iz Cleveland Clinic: <https://my.clevelandclinic.org/health/treatments/8306-electrolysis> (Pridobljeno: 30. 11. 2024)
- Lower, S. (14. February 2021). *Electrolytes and Electrolytic Solutions*. Pridobljeno iz LibreTexts Chemistry: [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Chem1_\(Lower\)/08%3A_Solutions/8.10%3A_Ions_and_Electrolytes/8.10.9A%3A_8.10.9A%3A_Electrolytes_and_Electrolytic_Solutions](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Chem1_(Lower)/08%3A_Solutions/8.10%3A_Ions_and_Electrolytes/8.10.9A%3A_8.10.9A%3A_Electrolytes_and_Electrolytic_Solutions) (Pridobljeno: 30. 11. 2024)
- Smrdu, A. (2007). *Snov in spremembe 2*. V A. Smrdu, *Snov in spremembe 2* (str. 100–101). Ljubljana: Založništvo Jutro.
- The Editors of Encyclopaedia Britannica. (29. February 2016). *Electrochemistry*. Pridobljeno iz Britannica: <https://www.britannica.com/science/electrochemistry> (Pridobljeno: 30. 11. 2024)
- The Editors of Encyclopaedia Britannica. (11. January 2025). *Electrolysis*. Pridobljeno iz Britannica: <https://www.britannica.com/science/electrolysis> (Pridobljeno: 30. 11. 2024)
- V., B. (10. 2 2021). *Onesnaženje zaradi fosilnih goriv povzroča 20 odstotkov smrti med odraslimi*. Pridobljeno iz RTVSLO: <https://www.rtvsllo.si/okolje/onesnazenje-zaradi-fosilnih-goriv-povzroca-20-odstotkov-smrti-med-odraslimi/551925> (Pridobljeno: 25. 11. 2024)

Viri slik

Slika 1: Dostopno na: <https://www.chemistrylearner.com/chemical-reactions/redox-reaction> (Pridobljeno: 28. 11. 2024)

Slika 2: Dostopno na: https://www.online-sciences.com/chemistry/electrolytic-cells-structure-importance-and-difference-between-electrolytic-cell-galvanic-cell/#google_vignette (Pridobljeno: 26. 11. 2024)

Slika 3: Dostopno na: https://sh.wikipedia.org/wiki/Elektroliza_vode (Pridboljeno: 26. 11. 2024)

Slika 4: Dostopno na: <https://www.expri.com/t/electrolytes-definition-overview-8653> (Pridboljeno: 28. 11. 2024)

Slika 5: Barbir, F. (2005). PEM Fuel Cells: Theory and practice. Burlington: Elsevier Academic Press.

Slika 6: Barbir, F. (2005). PEM Fuel Cells: Theory and practice. Burlington: Elsevier Academic Press.

Slika 7: Dostopno na: <https://grz-technologies.com/wiki/fuel-cell-technology/> (Pridboljeno: 3. 12. 2024)

Slika 8: Dostopno na: <https://www.powerzoneh2.com.sg/stationary-portable-power> (Pridboljeno: 3. 12. 2024)

Slika 9: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 10: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 11: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 12: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 13: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 14: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 15: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 16: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 17: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 18: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 19: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Slika 20: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Viri tabel

Tabela 1: Barbir, F. (2005). PEM Fuel Cells: Theory and practice. Burlington: Elsevier Academic Press.

Tabela 2: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Tabela 3: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Tabela 4: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Tabela 5: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Tabela 6: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Tabela 7: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Tabela 8: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Tabela 9: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Viri grafov

Graf 1: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Graf 2: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Graf 3: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.

Graf 4: Avtorsko delo, Matjašec M., Ritlop J.