

Praktična analiza Faradayevih zakona elektrolize

Krunoš, Paula

Undergraduate thesis / Završni rad

2024

Degree Grantor / Ustanova koja je dodijelila akademski / stručni stupanj: **University of Zagreb, Faculty of Civil Engineering / Sveučilište u Zagrebu, Građevinski fakultet**

Permanent link / Trajna poveznica: <https://um.nsk.hr/um:nbn:hr:237:076853>

Rights / Prava: [In copyright](#)/[Zaštićeno autorskim pravom.](#)

Download date / Datum preuzimanja: **2024-10-21**

Repository / Repozitorij:

[Repository of the Faculty of Civil Engineering,
University of Zagreb](#)





Sveučilište u Zagrebu

GRAĐEVINSKI FAKULTET

Paula Kruneš

**Praktična analiza Faradayevih
zakona elektrolize**

ZAVRŠNI ISPIT

Zagreb, 2024.



Sveučilište u Zagrebu

GRAĐEVINSKI FAKULTET

Paula Kruneš

**Praktična analiza Faradayevih
zakona elektrolize**

ZAVRŠNI ISPIT

Mentor: izv. prof. dr. sc. Ivan Halkijević

Komentor: mag. ing. oecoing. Katarina Licht

Zagreb, 2024.



University of Zagreb

FACULTY OF CIVIL ENGINEERING

Paula Kruneš

**Practical Analysis of Faraday's
Laws of Electrolysis**

FINAL EXAM

Supervisor: izv. prof. dr. sc. Ivan Halkijević

Co-advisor : mag. ing. oecoing. Katarina Licht

Zagreb, 2024.



OBRAZAC 2

TEMA ZAVRŠNOG ISPITA

Ime i prezime studenta: Paula Kruneš
JMBAG: 0082066138
Završni ispit iz kolegija: Opskrba vodom i odvodnja 1

Naslov teme završnog ispita (HR): Praktična analiza Faradayevih zakona
elektrolize

Naslov teme završnog ispita (ENG):
Practical Analysis of Faraday's Laws
of Electrolysis

Opis teme završnog ispita:

1. Teorijske osnove Faradayevih zakona elektrolize
2. Metodologija laboratorijskih mjerenja
3. Rezultati i obrada
4. Zaključak

Datum: 18. travnja 2024. godine

Mentor: izv. prof. dr. sc. Ivan Halkijević

Potpis mentora: 

Komentor: Katarina Licht

SAŽETAK

Cilj ovog rada bio je ispitati ispravnost Faradayevih zakona elektrolize laboratorijskim istraživanjem. Ispitivanje je provedeno koristeći elektrode željeza, aluminijske i bakra pri strujama jakosti od 0,3 A, 0,5 A i 1 A u određenom vremenu.

Za potrebe eksperimentalnog dijela korištena je ultra čista voda s otopljenim natrijevim kloridom te uređaj za napajanje pomoću kojeg se regulirala jačina struje. Izmjerene su mase elektroda prije početka elektrolize te nakon elektrolize kako bi se izračunala količina izdvojene tvari i usporedila s onom teorijski dobivenom pomoću Faradayeve formule.

Rezultati dobiveni ispitivanjem pokazali su da se povećanjem jakosti struje povećavaju odstupanja između stvarnih i teoretskih masa samo kod aluminijske. Razlike između stvarnih i teoretskih masa su očekivane, ali se mogu pripisati i uvjetima eksperimenta poput preciznosti korištene aparature, ljudske greške te mogućnosti vezanja vlage iz zraka na elektrode prilikom vaganja i sl.

Ključne riječi: elektroliza, Faradayevi zakoni, elektrode, struja

SUMMARY

The aim of this paper was to examine the validity of Faraday's laws of electrolysis through laboratory research. The examination was conducted using iron, aluminum, and copper electrodes at current strengths of 0.3 A, 0.5 A, and 1 A over a specific period.

For the experimental part, ultra-pure water with dissolved sodium chloride was used, along with a power supply device to regulate the current strength. The masses of the electrodes were measured before and after the electrolysis to calculate the amount of deposited substance and compare it with the theoretically obtained value using Faraday's formula.

The results obtained from the examination showed that with an increase in current strength, the discrepancies between the actual and theoretical masses increased only for aluminum. The differences between the actual and theoretical masses were expected but can also be attributed to experimental conditions such as the precision of the used apparatus, human error, and the possibility of moisture from the air binding to the electrodes during weighing, among others.

Key words: electrolysis, Faraday's laws, electrodes, current

POPIS SLIKA

Slika 1: Postrojenje za industrijsku elektrolizu vode [11]... 2	2
Slika 2: Shematski prikaz elektrolize vode na jednostavnom elektrolitskom članku [10]..... 4	4
Slika 3: Napon članka elektrolizatora za proizvodnju vodika elektrolizom vode kao funkcija temperature [3]..... 8	8
Slika 4: Uređaj za ultra čistu vodu (Stakpure Omnia Tap6) ... 11	11
Slika 5: NaCl i analitička vaga (KERN ALJ500-4A) 12	12
Slika 6: Magnetska miješalica (IKA RCT basic) 12	12
Slika 7: Elektrode od bakra, željeza i aluminijske 13	13
Slika 8: Uređaj za napajanje (MC Power MRGN-300) 13	13
Slika 9: Protok struje preko elektroda do elektrolita..... 14	14
Slika 10: Uređaji za mjerenje pH, T, TDS, EC (Parkside)..... 14	14
Slika 11: sušionik za sušenje elektroda (Instrumentaria ST-06) 15	15
Slika 12: Grafikon promjene temperature ovisno o materijalu elektrode..... 19	19
Slika 13: Grafikon promjene T u slučaju Cu elektrode ovisno o jakosti struje..... 19	19
Slika 14: Grafikon promjene TDS-a u vremenu pri jakosti struje od 0,5 A za različite materijale..... 20	20
Slika 15: Grafikon promjene TDS-a za Fe u ovisnosti o jakosti struje..... 20	20
Slika 16: Grafikon promjene EC-a u vremenu pri jakosti struje od 1 A za različite materijale..... 21	21
Slika 17: Grafikon promjene EC-a za elektrode aluminijske ovisno o jakosti struje..... 21	21
Slika 18: Uzorci otopina s oslobođenim ionima željeza pri jakosti struje od 0, 0,3, 0,5 i 1 A u trajanju od 10 minuta..... 22	22
Slika 19: Uzorci otopina s oslobođenim ionima aluminijske pri jakosti struje od 0, 0,3, 0,5 i 1 A u trajanju od 10 minuta 23	23
Slika 20: Uzorci otopina s oslobođenim ionima bakra pri jakosti struje od 0, 0,3, 0,5 i 1 A u trajanju od 10 minuta..... 23	23

POPIS TABLICA

Tablica 1: Početne mase elektroda.....	15
Tablica 2: Rezultati mjerenja elektrode željeza u elektrolitu s 0.03g NaCl i jakosti struje 0.3 A.....	16
Tablica 3: Rezultati mjerenja elektrode željeza u elektrolitu s 0.09 g NaCl i jakosti struje 0.5 A.....	16
Tablica 4: Rezultati mjerenja elektrode željeza u elektrolitu s 0.09 g NaCl i jakosti struje 1 A.....	16
Tablica 5: Rezultati mjerenja elektrode aluminijska u elektrolitu s 0.03 g NaCl i jakosti struje 0.3 A.....	17
Tablica 6: Rezultati mjerenja elektrode aluminijska u elektrolitu s 0.09 g NaCl i jakosti struje 0.5 A.....	17
Tablica 7: Rezultati mjerenja elektrode aluminijska u elektrolitu s 0.09 g NaCl i jakosti struje 1 A.....	17
Tablica 8: Rezultati mjerenja elektrode bakra u elektrolitu s 0.03 g NaCl i jakosti struje 0.3 A.....	18
Tablica 9: Rezultati mjerenja elektrode bakra u elektrolitu s 0.09 g NaCl i jakosti struje 0.5 A.....	18
Tablica 10: Rezultati mjerenja elektrode bakra u elektrolitu s 0.09 g NaCl i jakosti struje 1 A.....	18
Tablica 11: Razlika stvarnih i teoretskih masa.....	25

SADRŽAJ

1. UVOD	1
2. TEORIJSKE OSNOVE FARADAYEVIH ZAKONA ELEKTROLIZE	2
2.1. Povijest elektrolize	2
2.2. Osnove elektrolize	4
2.2.1. Kemijska teorija elektrolize vode	4
2.2.2. Termodinamička analiza elektrolize vode	6
2.2.3. Otpori u procesu elektrolize	8
2.3. Faradayevi zakoni elektrolize	9
2.3.1. Prvi Faradayev zakon elektrolize	9
2.3.2. Drugi Faradayev zakon elektrolize	10
3. METODOLOGIJA LABORATORIJSKIH MJERENJA	11
4. REZULTATI I OBRADA	16
4.1. Promjena fizikalno - kemijskih parametara	16
4.2. Analiza Faradayevog zakona	24
5. ZAKLJUČAK	27
6. LITERATURA	28

1. UVOD

Elektroliza je proces kojim se kemijske reakcije odvijaju prolaskom električne struje kroz elektrolit te je ključna tehnika u kemiji i industriji. Faradayevi zakoni elektrolize, utemeljeni u 19. stoljeću, pružaju temeljno razumijevanje kvantitativnih odnosa između količine električne struje i količine tvari koja se taloži ili oslobađa na elektrodama. Prvi Faradayev zakon tvrdi da je količina tvari koja se oslobađa ili taloži na elektrodi proporcionalna vremenu i jačini električne struje koja prolazi kroz elektrolit. Drugi zakon kaže da količina oslobođene tvari ovisi o njenoj molarnoj masi i valenciji.

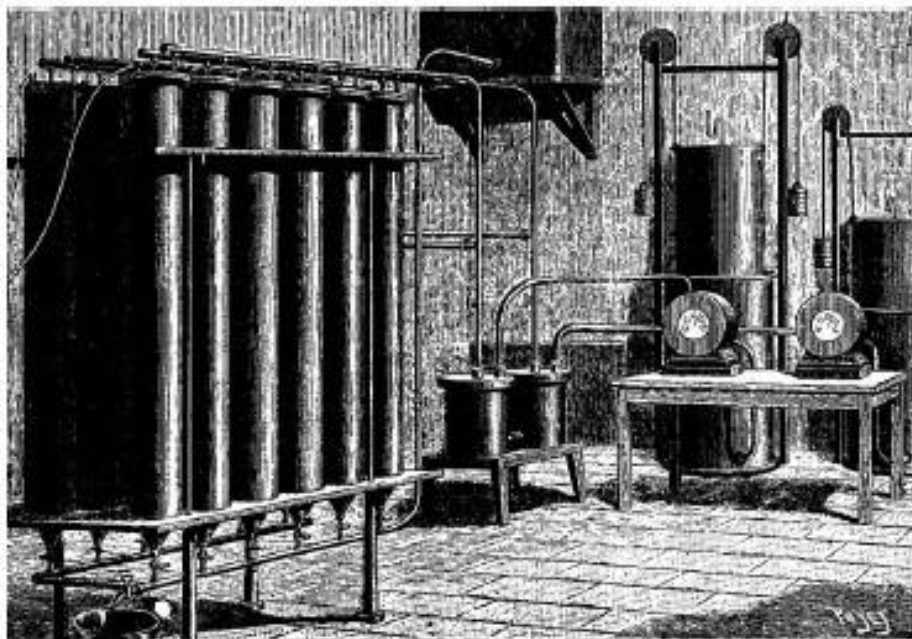
Cilj ovog rada je analizirati praktičnu primjenu Faradayevih zakona elektrolize koristeći različite elektrode (željezo, aluminijski, bakar) pri različitim jakostima struje od 0,3 A, 0,5 A, 1 A. Namjera je utvrditi, pomoću eksperimentalnog pristupa, kako različite struje i materijali elektroda utječu na količinu tvari koja se taloži ili oslobađa te provjeriti točnost Faradayevih zakona.

U prvom dijelu završnog rada bit će predstavljene osnovne značajke elektrolize vode te opis Faradayevih zakona. U metodologiji laboratorijskih mjerenja detaljno će se opisati proces elektrolize s odabranim materijalima elektroda, elektrolitom i jakosti struje te će se prikazati aparatura potrebna za provođenje mjerenja. Slijedi analiza i interpretacija dobivenih podataka te konačno zaključak o primjenjivosti Faradayevih zakona u praksi i mogućim odstupanjima rezultata od onih teorijski dobivenih.

2. TEORIJSKE OSNOVE FARADAYEVIH ZAKONA ELEKTROLIZE

2.1. Povijest elektrolize

Početak prve industrijske revolucije, 1800. godine, započela je povijest elektrolize vode. Otkrićem električne energije, mogućnost za elektrolitičko razdvajanje vode prvi su otkrili William Nicholson i Anthony Carlisle [1]. Utvrđeno je da su elektrolizom nastali plinovi vodik i kisik. S razvojem elektrokemije otkrivena je proporcionalna povezanost između utrošene električne energije i dobivene količine plinova, što danas nazivamo Faradayevim zakonima elektrolize. Time je koncept elektrolize napokon znanstveno ustanovljen i široko priznat [2]. Više od 400 manjih industrijskih jedinica za elektrolizu vode je bilo u funkciji do 1902. godine, a 1939. godine počelo je s radom prvo veliko postrojenje za elektrolizu vode [1].



Slika 1: Postrojenje za industrijsku elektrolizu vode [11]

Period između 1920-ih i 1970-ih nazvan je "zlatno" doba razvoja tehnologije elektrolize vode. Stečeno znanje o elektrolizi iz prijašnjeg perioda se primijenilo na ostvarenje koncepta elektrolize vode koji su danas već u upotrebi. Jedan od koncepta koji je i danas u upotrebi je korištenje polupropusnih membrana. Ona ima sposobnost propuštanja iona, ali ne i plinova. Vodik i kisik imaju mogućnost razdvajanja uz ograničenje u prijenosu iona. Unapređenjem koncepta ustanovljeno je da je korist dobivena razdvajanjem plinova, vodika i kisika, veća od gubitaka uzrokovanih ohmskim otporima na membrani.

Prva komercijalna membrana bila je azbestna no otpornost azbesta se smanjuje zbog jake alkalne sredine pri povišenim temperaturama. Danas azbest zbog negativnih posljedica na zdravlje više nije u upotrebi, u potpunosti je zamijenjen novim materijalima kao što su polimeri. Velika važnost posvećena je i odabiru materijala od kojih su izrađene elektrode. Pokušava se postići sklad između dobre vodljivosti i učinka te korozivne otpornosti uz nisku cijenu. Elektrode su u početku bile izrađene od nehrđajućeg čelika zbog njegove niske cijene i niskog prenapona, no zbog slabe korozivne otpornosti novo rješenje je pronađeno u novim materijalima s kojima je i postupno zamijenjen. Materijali koji se do danas upotrebljavaju su nikal, platina te njihove legure. Otkrićem učinkovitijih materijala za izradu elektroda, dosadašnji materijali zamijenjeni su novorazvijenijim poput metalnih oksida i metalnih pjena.

Veliki razvoj postrojenja za elektrolizu vode započeo je u prvoj polovici 20. stoljeća kada se javila velika potreba za gorivom na bazi amonijaka. Kanada je 1920-ih u pogonu već imala jedno veće postrojenje za elektrolizu vode, snage 100 MW, primarno za proizvodnju gnojiva amonijakom.

Proizvođači elektrolizatora širom svijeta uložili su značajne napore u razvoj vlastitih energetske sustava kako bi zadovoljili raznolike potrebe [2]. Zdansky/Lonza su izgradili prvi industrijski elektrolizator pod tlakom 1948.godine [1]. Aswan je do kraja osamdesetih godina prošlog stoljeća učinkovito instalirao 144 elektrolizatora nominalne snage 162 MW s kapacitetom proizvodnje vodika od 32 400 m³/h.

Napredak tehnologije elektrolize vode kao sredstva za proizvodnju vodika je stagnirao s porastom upotrebe masivnih energetske izvora na bazi ugljikovodika u industriji. Postupak rasplinjavanja ugljena i reformiranja prirodnog plina omogućio je proizvodnju vodika u velikim količina uz znatno manje troškove. Naftna kriza sedamdesetih godina izazvala je ponovni

interes za elektrolizu vode širom svijeta pri čemu je vodik smatran budućim energentom [2].

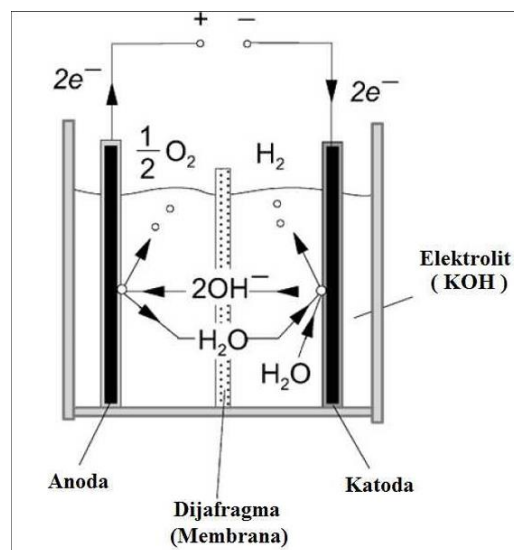
General Electric je 1966. izradio prvi sustav elektrolita čvrstog polimera (eng. *Solid Polymer Electrolyte - SPE*), također nazvan PEM (eng. *Proton Exchange Membrane*), to jest membrana izmjene protona elektrolize vode, a 1972. razvijena je elektroliza vode s čvrstim oksidnim elektrolitom [1].

Od ostalih sustava za elektrolizu vode navode se: alkalni sustav, koji se razvija krajem sedamdesetih godina i smatra se najefikasnijim te sustav fotoelektrolize vode [2].

2.2. Osnove elektrolize

2.2.1. Kemijska teorija elektrolize vode

Elektroliza vode je elektrokemijski proces u kojem se voda (H_2O) razlaže na vodik (H_2) i kisik (O_2) pod utjecajem vanjskog izvora istosmjerne električne energije. Elektroliza vode se odvija pomoću elektrolitskog članka koji sadrži dvije elektrode (anoda i katoda) spojene na vanjski strujni krug i koje su uronjene u elektrolitsku otopinu [3]. Unutar elektrolita se nalazi dijafragma, odnosno membrana koja služi za razdvajanje nastalih plinova. [4]



Slika 2: Shematski prikaz elektrolize vode na jednostavnom elektrolitskom članku [10]

Proces elektrolize započinje puštanjem električne energije. Elektroni teku iz izvora struje prema katodi i napuštaju anodu. Na negativno nabijenoj elektrodi, katodi, odvija se redoks reakcija koja se naziva redukcija [3]. Elektroni oslobođeni iz katode dolaze do vodikovog kationa iz molekule vode pri čemu se molekula vode razlaže i nastaje atom vodika. Preostali negativno nabijeni hidroksidni ioni prolaze kroz elektrolitsku otopinu do anode - pozitivno nabijene elektrode [2]. Na anodi se odvija proces oksidacije, odnosno nastanak kisika. Pomoću iona elektricitet se prenosi s jedne elektrode na drugu, a električna struja teče kroz elektrolit. Vidljivi mjehurići nastali oko elektroda se pojavljuju zbog razvijanja plinova. Nakon proizvodnje, vodik se može pohraniti i koristiti po potrebi [3].

Kemijske reakcije nastale na elektrodama tijekom elektrolize ovise o otopljenom elektrolitu, otapalu, materijalu elektroda, potencijalu i gustoći struje na elektrodama [5].

Proces elektrolize može se događati u kiselom ili lužnatom mediju.

U lužnatom mediju, proces elektrolize vode opisan je jednadžbama (1) i (2):

Proces redukcije se vrši na katodi i nastaje vodik u plinovitom stanju:



Proces oksidacije se vrši na anodi i nastaje kisik u plinovitom stanju:



U kiselom mediju, proces elektrolize vode opisan je jednadžbama (3) i (4) [4]:

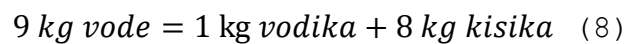
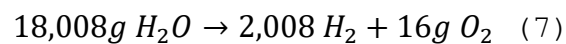
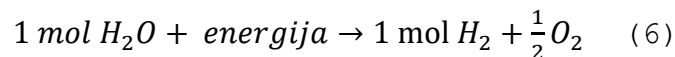
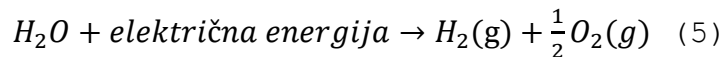
Proces oksidacije se vrši na anodi i nastaje kisik u plinovitom stanju:



Proces redukcije se vrši na katodi i nastaje vodik u plinovitom stanju:



Ukupna reakcija u oba slučaja se može zapisati kao [3]:



Napon elektrolizatora (ukupne reakcije) definiran je kao [4]:

$$U = \Delta E = E_{red} - E_{oks} = -1,23V \quad (9)$$

Proces elektrolize započinje kad je istosmjerni napon jednak ili veći od reverzibilnog napona koji iznosi -1.23 V [3]. Prikazani negativni potencijal ukupne reakcije potvrđuje činjenicu da proces elektrolize vode nije spontan [4].

2.2.2. Termodinamička analiza elektrolize vode

Termodinamika pruža okvir za opisivanje energetske ravnoteže u reakcijama i toplinskih učinaka koji se javljaju u elektrolitičkim ćelijama. Također postavlja temelje za definiranje pokretačkih sila transporta kroz elektrolit i omogućava određivanje njegovih karakteristika.

Sljedeće pretpostavke uvode se za opisivanje termodinamike niskotemperaturnog elektrolitičkog članka [3]:

- a) kisik i vodik su idealni plinovi,
- b) voda je nestlačivi fluid,
- c) tekuće i plinovite faze su odvojene.

Pri konstantnom tlaku, temperaturi i električnoj struji (stacionarni uvjeti), promjena Gibbsove slobodne energije (ΔG) razgradnje vode je jednaka promjeni kemijskih potencijala. Razdvajanje vode na plinoviti vodik i kisik dovodi do povećanja entropije (ΔS). Promjena entalpije (ΔH) koja obuhvaća reverzibilni karakter reakcije i nereverzibilno oslobađanje latentne topline opisuje potrošnju energije. Pri konstantnom tlaku i temperaturi, Gibbs-Helmholtzova jednadžba (10) povezuje promjenu Gibbsove energije, entalpije i entropije [6]:

$$\Delta H = \Delta G + T\Delta S \quad (10)$$

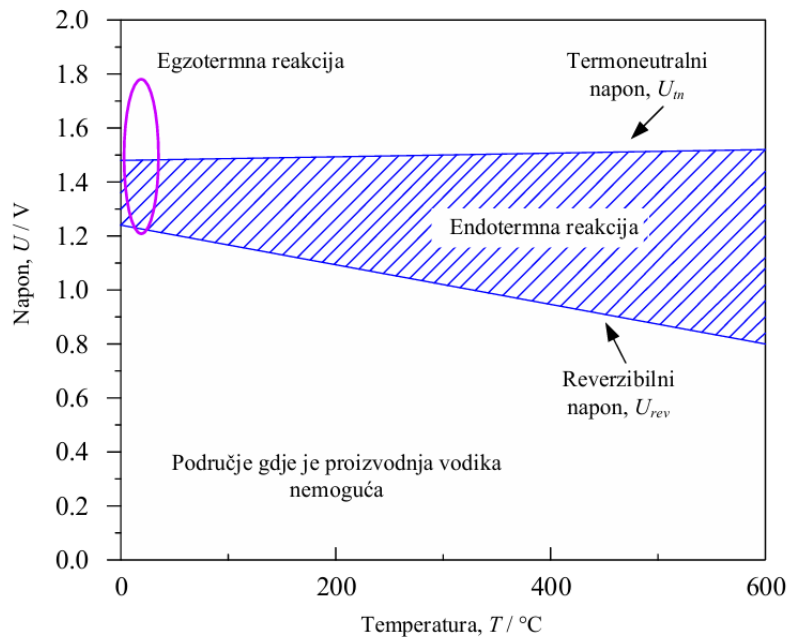
Pri standardnim atmosferskim uvjetima (SAC) gdje je temperatura $T = 298,15$ K i tlak $p = 1$ bar promjena Gibbsove energije je pozitivna i iznosi 237 kJ/mol. Promjena entalpije za razlaganje vode iznosi 286 kJ/mol. Reverzibilni i termoneutralni napon dobijemo dijeljenjem dobivenih energija s Faradayevom konstantom ($F = 96485$ C/mol) i brojem izmijenjenih elektrona po reakciji ($z=2$) [3]:

$$U_{rev} = \frac{\Delta G}{zF} \quad (11)$$

$$U_{tn} = \frac{\Delta H}{zF} \quad (12)$$

Reverzibilni napon iznosi $U_{rev} = 1,23$ V, a termoneutralni $U_{tn} = 1,482$ V.

Spomenuti naponi mijenjaju se promjenom temperature i tlaka. Reverzibilni napon se postupno smanjuje s povećanjem temperature, a termoneutralni ostaje gotovo konstantan. S porastom tlaka reverzibilni se napon postupno povećava dok termoneutralni ostaje konstantan. Na slici 3, prikazana je ovisnost napona elektrolizatorskog članka o radnoj temperaturi.



Slika 3: Napon članka elektrolizatora za proizvodnju vodika elektrolizom vode kao funkcija temperature [3]

Dijagram na slici 3 prikazuje linije termoneutralnog i reverzibilnog napona koje dijele dijagram na 3 zone. Reakcija je endotermna ako se proces elektrolize odvija u iscrtkanoj zoni između linija napona. Minimalni napon potreban za razlaganje vode i bez kojeg proces elektrolize ne počinje je reverzibilni napon, a minimalni napon koji mora postojati na članku elektrolizatora je termoneutralni napon. U zoni iznad termoneutralnog napona odvija se egzotermna reakcija.

2.2.3. Otpori u procesu elektrolize

Za osiguranje dovoljne količine električne energije potrebne za proces elektrolize, nužno je savladati otpore koji se pojavljuju. Potrebno je savladati otpor strujnog kruga, otpor na površini elektrode zbog djelomičnog prekrivanja mjehurićima plina i otpor prijenosu iona unutar otopine elektrolita [7]. Zbroj svih električnih otpora prikazan je jednačbom (13) [3]:

$$R_{uk} = R_1 + R_a + R_{O_2} + R_i + R_d + R_{H_2} + R_c + R_2 \quad (13)$$

R_1 , R_2 su otpori vanjskog električnog kruga, javljaju se pri protjecanju električne struje kroz obje elektrode, anodu i katodu. Možemo ih opisati Ohmovim zakonom (14) [3]:

$$R = \frac{U}{I} \quad (14)$$

R_a i R_c su reakcijski otpori koji ovise o kvaliteti površine elektrode.

R_{O_2} , R_i , R_d , R_{H_2} su transportni otpori, javljaju se zbog djelomičnog prekrivanja elektroda (anode i katode) mjehurićima kisika, što ometa vezu između elektroda i elektrolita te upotrebe dijafragme čija je uloga razdvajanje plinova.

2.3. Faradayevi zakoni elektrolize

Michael Faraday je 1832. godine predstavio svoja dva zakona elektrolize [4]. Faradayevi zakoni elektrolize u kemiji su kvantitativni zakoni koji se koriste za izražavanje intenziteta elektrolitičkih učinaka. Odnosi između količine elektriciteta koja prolazi kroz otopinu i količine izlučene tvari koja reagira na elektrodama je izražena zakonima navedenim u nastavku teksta [8].

2.3.1. Prvi Faradayev zakon elektrolize

Količina tvari izlučena na nekoj od elektroda pri procesu elektrolize razmjerna je električnom naboju ili količini elektriciteta koja je prošla kroz elektrolit [5]. Otopljena tvar "m" proporcionalna je električnom naboju "Q", odnosno intenzitetu struje "I" i vremenu provođenja struje "t" te elektrokemijskom ekvivalentu "z" koji ovisi o izdvojenoj tvari na elektrodi [10].

$$Q = I t \quad (15)$$

$$m = z Q \quad (16)$$

$$m = z I t \quad (17)$$

2.3.2. Drugi Faradayev zakon elektrolize

Drugi zakon navodi da su količine kemijskih promjena koje proizvodi ista količina električne energije u različitim tvarima proporcionalne njihovim ekvivalentnim masama. Elektrokemijski ekvivalenti "z" različitih kemijskih elemenata proporcionalni su s atomskim težinama "A" te obrnuto proporcionalni valencijama "v".

$$z_1 : z_2 = \frac{A_1}{v_1} : \frac{A_2}{v_2} \quad (18)$$

Faradayeve zakone možemo prikazati zajedničkom formulom koja glasi (19) [8]:

$$m = \frac{M Q}{z F} = \frac{M I t}{z e N_A} \quad (19) ,$$

gdje je "m" masa izlučene tvari (g), "Q" količina naboja (I t, struja "I" (A) i vrijeme "t" (s)), "z" broj izmijenjenih elektrona po čestici, "F" Faradayeva konstanta ($N_A e = 96487$ C/mol), "M" molarna masa izlučene tvari (g/mol), "N_A" Avogadrova konstanta ($6,024 \times 10^{23}$ mol⁻¹) i "e" naboj elektrona ($1,601 \times 10^{-19}$ A s).

3. METODOLOGIJA LABORATORIJSKIH MJERENJA

Svrha ovog istraživanja je utvrditi ispravnost Faradayevih zakona elektrolize laboratorijskim mjerenjima prikazanim u nastavku teksta. Odnosno, cilj je eksperimentalno te računski utvrditi promjene mase elektroda tijekom procesa elektrolize.

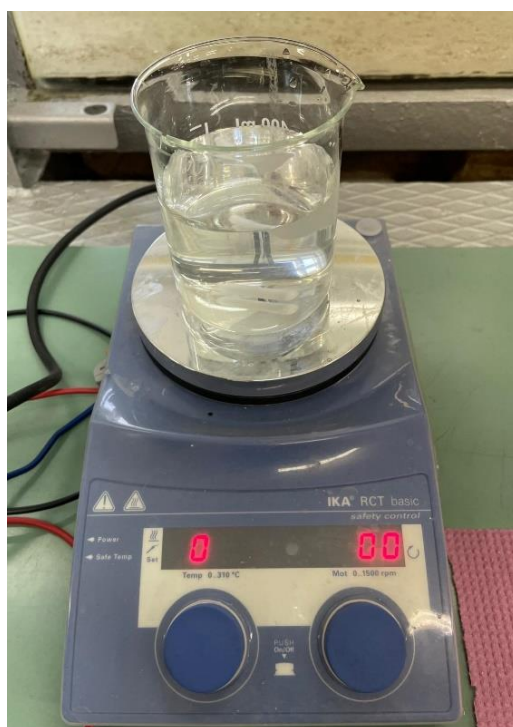
Eksperimentalna aparatura se sastojala od čaše volumena 0,4 L, u koju je za svaki eksperiment natočeno 0,3 L ultra čiste vode (slika 4) te je dodana točno izvagana količina elektrolita NaCl (0,03 g za struje jakosti 0,3 A i 0,9 g za struje jakosti 0,5 A i 1A) (slika 5). Otopina se miješala pomoću magnetske miješalice (slika 6). Faradayevi zakoni su ispitani koristeći parove elektroda (1 anoda i 1 katoda), međusobno udaljene 1 cm pomoću separatora, vidljivo na slici 8. Ispitivanja su izvršena koristeći željezne (Fe), bakrene (Cu) i aluminijske (Al) elektrode (slika 7).



Slika 4: Uređaj za ultra čistu vodu (Stakpure Omnia Tap6)



Slika 5: NaCl i analitička vaga (KERN ALJ500-4A)



Slika 6: Magnetska miješalica (IKA RCT basic)

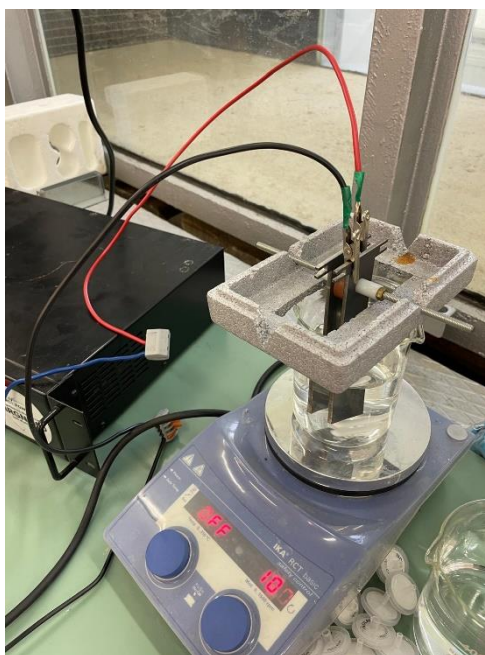


Slika 7: Elektrode od bakra, željeza i aluminija

Elektroliza je provedena sa strujama različite jakosti (0,3 A, 0,5 A i 1 A) koristeći laboratorijsko napajanje (slika 8) te su uzorci uzeti nakon 1, 2, 5 i 10 minuta elektrolize.

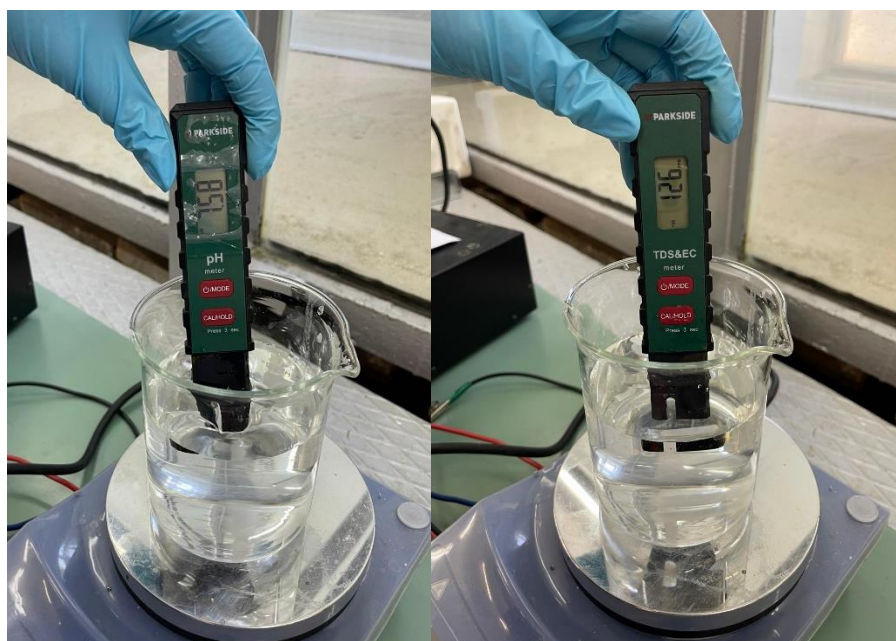


Slika 8: Uređaj za napajanje (MC Power MRGN-300)



Slika 9: Protok struje preko elektroda do elektrolita

Za uzete uzorke izmjerena je ukupna količina otopljenih krutih tvari u vodi (eng. *Total Dissolved Solids - TDS*), električna vodljivost u otopini (eng. *Electrical Conductivity - EC*), pH (veličina koja označava kiselost ili lužnatost) te temperatura (T) (slika 10). Elektrode su izvagane prije i nakon elektrolize (uz sušenje u sušioniku (slika 11) 15-20 min; 150-200°C).



Slika 10: Uređaji za mjerenje pH, T, TDS, EC (Parkside)



Slika 11: sušionik za sušenje elektroda (Instrumentaria ST-06)

Početne mase elektroda prije elektrolize, a nakon sušenja u sušioniku i vaganja na analitičkoj vagi prikazane su u sljedećoj tablici (Tablica 1).

Tablica 1: Početne mase elektroda

ELEKTRODE	POČETNE MASE	
	m1 (g)	m2 (g)
Fe	96,1083	96,0871
Al	32,0234	32,0843
Cu	110,8926	110,8682

4. REZULTATI I OBRADA

4.1. Promjena fizikalno - kemijskih parametara

Tablice prikazane u nastavku, prikazuju rezultate mjerenja tijekom procesa opisanog u prethodnom poglavlju.

Tablica 2: Rezultati mjerenja Fe elektrode s 0,03g NaCl i jakosti struje 0,3 A

Materijal i broj elektroda	I [A]	t [min]	U [V]	T [°C]	TDS [ppm]	EC [μ S/cm]	pH
Fe (1 ano + 1 kat)	0,3	0	0	26,20	126	254	7,58
		1	47,2	26,40	132	264	7,7
		2	49	26,70	134	268	7,95
		5	52,1	27,50	142	285	9,6
		10	52,1	31,00	177	365	9,05

Tablica 3: Rezultati mjerenja Fe elektrode s 0,09 g NaCl i jakosti struje 0,5 A

Materijal i broj elektroda	I [A]	t [min]	U [V]	T [°C]	TDS [ppm]	EC [μ S/cm]	pH
Fe (1 ano + 1 kat)	0,5	0	0	27,80	357	735	6,86
		1	26,8	28,30	361	744	7,48
		2	29,8	28,10	351	709	8,96
		5	34,1	29,10	357	716	8,97
		10	36,2	32,30	356	733	9,6

Tablica 4: Rezultati mjerenja za Fe elektrode s 0,09 g NaCl i jakosti struje 1 A

Materijal i broj elektroda	I [A]	t [min]	U [V]	T [°C]	TDS [ppm]	EC [μ S/cm]	pH
Fe (1 ano + 1 kat)	1,00	0	0	26,80	350	700	6,84
		1	52	28,02	362	748	8,76
		2	52,6	30,04	358	717	9,05
		5	55,9	37,00	369	757	9,75
		10	53	47,42	410	861	10,2

Tablica 5: Rezultati mjerenja za Al elektrode s 0,03 g NaCl i jakosti struje 0,3 A

Materijal i broj elektroda	I [A]	t [min]	U [V]	T [°C]	TDS [ppm]	EC [μ S/cm]	pH
Al (1 ano + 1 kat)	0,3	0	0	26,6	121	250	6,78
		1	52,2	27,4	127	254	8,67
		2	52,9	27,8	129	258	9,24
		5	61,1	28,6	130	268	10,01
		10	60,9	30,1	137	27	10,48

Tablica 6: Rezultati mjerenja za Al elektrode s 0,09 g NaCl i jakosti struje 0,5 A

Materijal i broj elektroda	I [A]	t [min]	U [V]	T [°C]	TDS [ppm]	EC [μ S/cm]	pH
Al (1 ano + 1 kat)	0,5	0	0	27,8	353	715	6,78
		1	32,8	28,4	359	742	8,25
		2	36,1	28,8	354	710	8,79
		5	36,2	30,1	352	720	8,93
		10	42,3	33,4	344	706	8,71

Tablica 7: Rezultati mjerenja za Al elektrode s 0,09 g NaCl i jakosti struje 1 A

Materijal i broj elektroda	I [A]	t [min]	U [V]	T [°C]	TDS [ppm]	EC [μ S/cm]	pH
Al (1 ano + 1 kat)	1	0	0	27,9	372	745	6,61
		1	54,5	30,03	375	767	8,1
		2	57,2	32,29	368	752	8,6
		5	59,5	40,13	367	752	8,55
		10	58,4	51,2	405	813	8,1

Tablica 8: Rezultati mjerenja za Cu elektrode s 0,03 g NaCl i jakosti struje 0,3 A

Materijal i broj elektroda	I [A]	t [min]	U [V]	T [°C]	TDS [ppm]	EC [μ S/cm]	pH
Cu (1 ano + 1 kat)	0,3	0	0	27,2	113	237	6,7
		1	58	27,5	127	255	9,03
		2	57,9	27,9	129	267	9,72
		5	57,8	29,2	146	305	10,2
		10	57,8	31,4	176	355	10,5

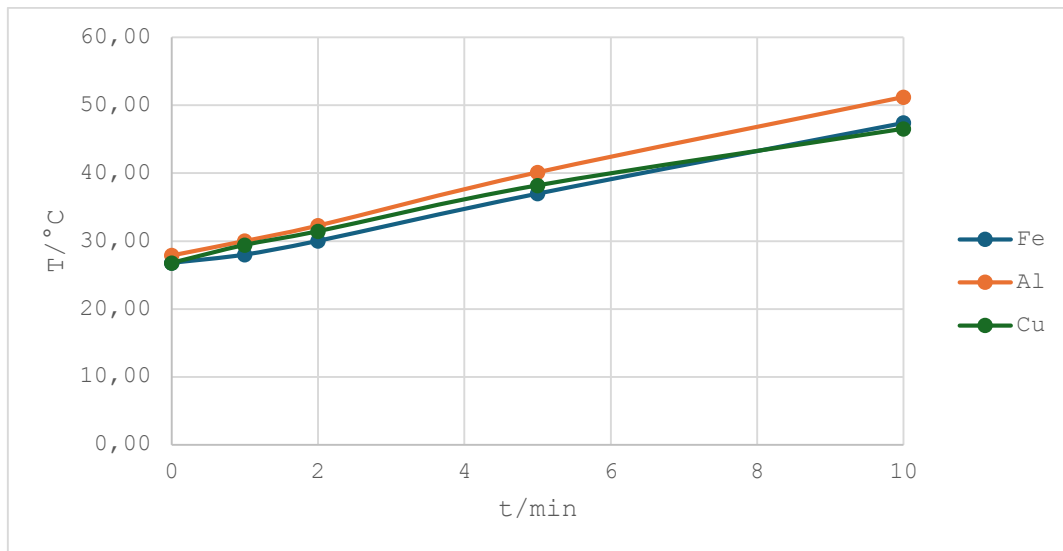
Tablica 9: Rezultati mjerenja za Cu elektrode s 0,09 g NaCl i jakosti struje 0,5 A

Materijal i broj elektroda	I [A]	t [min]	U [V]	T [°C]	TDS [ppm]	EC [μ S/cm]	pH
Cu (1 ano + 1 kat)	0,5	0	0	28,3	331	662	6,63
		1	34,7	28,6	334	683	9,65
		2	34,7	29,4	357	714	9,98
		5	49,42	31,4	424	849	10,58
		10	39,18	34,1	473	946	10,92

Tablica 10: Rezultati mjerenja za Cu elektrode s 0,09 g NaCl i jakosti struje 1 A

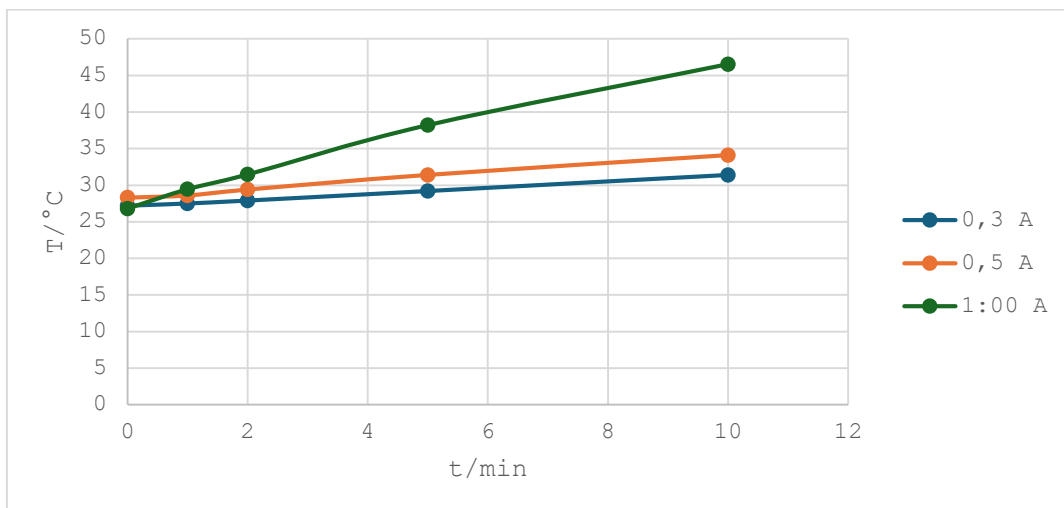
Materijal i broj elektroda	I [A]	t [min]	U [V]	T [°C]	TDS [ppm]	EC [μ S/cm]	pH
Cu (1 ano + 1 kat)	1	0	0	26,8	352	704	6,68
		1	57,8	29,44	377	754	9,8
		2	60,05	31,45	415	868	10,4
	0,9	5	60,9	38,2	486	956	10,81
		10	57,62	46,53	610	1229	10,8

U tablici 10, u 5. i 10. minuti, uz maksimalni napon koji je moguće postići na napajanju, nije bilo moguće postići 1 A pa je jakost struje 0,9 A.



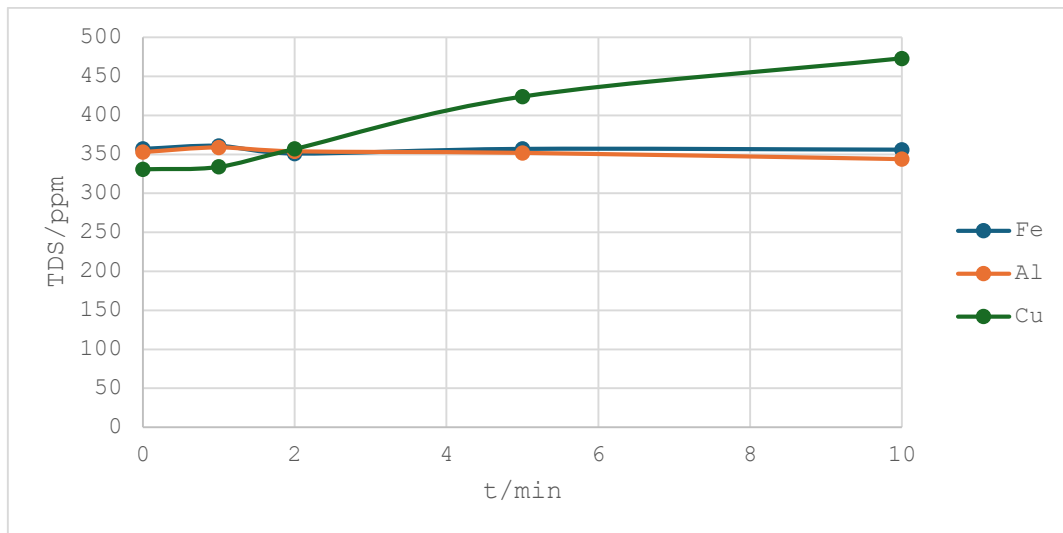
Slika 12: Grafikon promjene temperature ovisno o materijalu elektrode

Iz grafikona (slika 12) se može uočiti porast temperature kroz vrijeme te da su temperature kod svih materijala približno jednake vrijednosti. U svim točkama mjerenja najviše temperature postigao je aluminij, a najveća vrijednost postignuta u 10. minuti je 51,2°C.



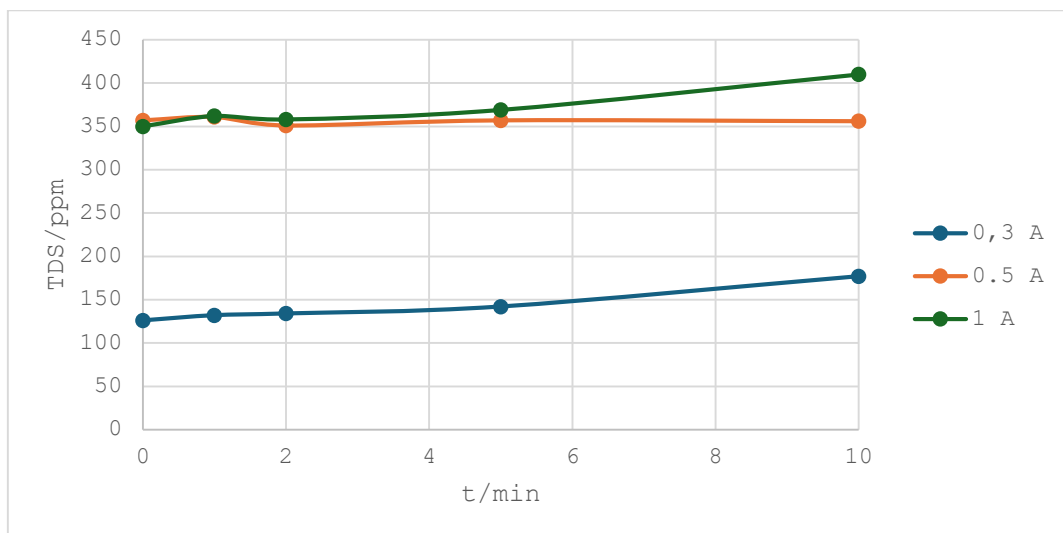
Slika 13: Grafikon promjene T u slučaju Cu elektrode ovisno o jakosti struje

Slika 13 prikazuje promjenu temperature u ovisnosti o vremenu za bakrene elektrode pri različitoj jakosti struje. Povećanjem jakosti struje povećava se i porast temperature, a najveće povećanje vidljivo je iz linije za jakost struje od 1 A.



Slika 14: Grafikon promjene TDS-a u vremenu pri jakosti struje od 0,5 A za različite materijale

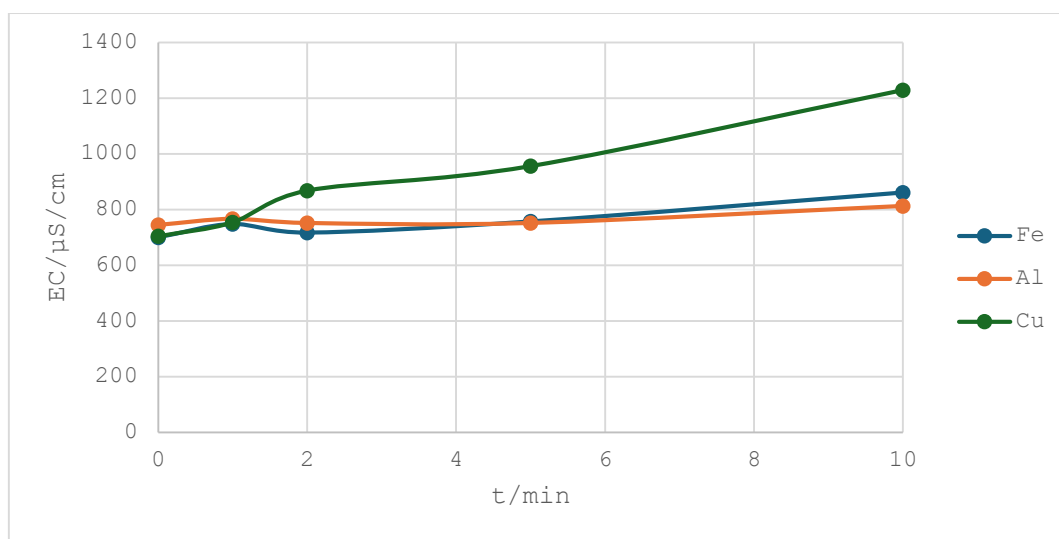
Iz grafikona (slika 14), vidljiv je porast ukupne količine otopljenih tvari samo kod bakrenih elektroda, dok je kod elektroda aluminijska i željezna zabilježen lagani pad ukupne količine otopljenih tvari do kraja 10. minute.



Slika 15: Grafikon promjene TDS-a za Fe u ovisnosti o jakosti struje

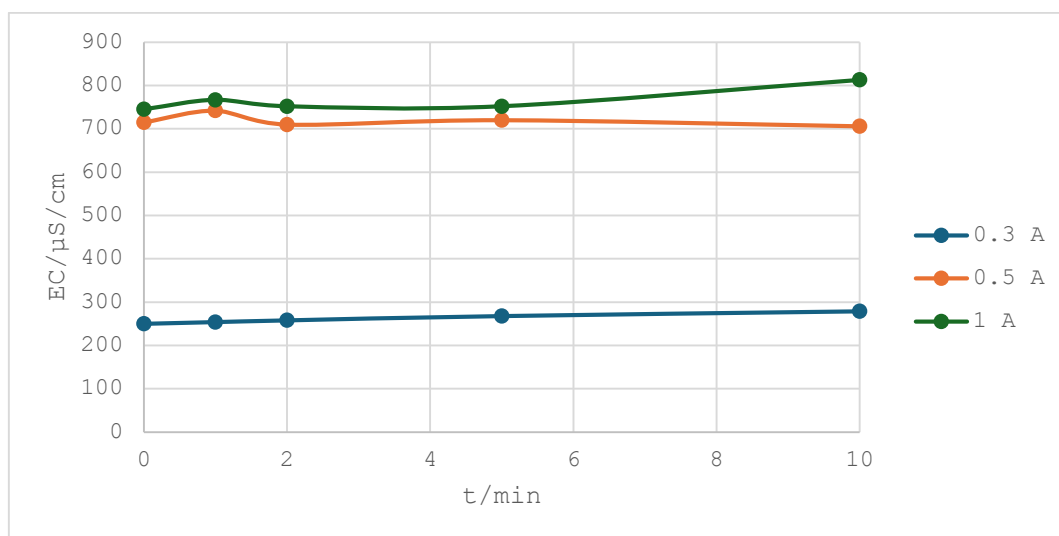
Na grafikonu (slika 15), prikazane su ukupne količine otopljenih tvari u slučaju željeznih elektroda pri različitim jakostima struje. Vidljivo je kako je najveća vrijednost zabilježena pri jakosti struje od 1 A, dok je najmanja pri najnižoj jakosti struje od 0,3 A. Može se zaključiti da se TDS povećava s

povećanjem jakosti struje, uslijed otpuštanja materijala s anode.



Slika 16: Grafikon promjene EC-a u vremenu pri jakosti struje od 1 A za različite materijale

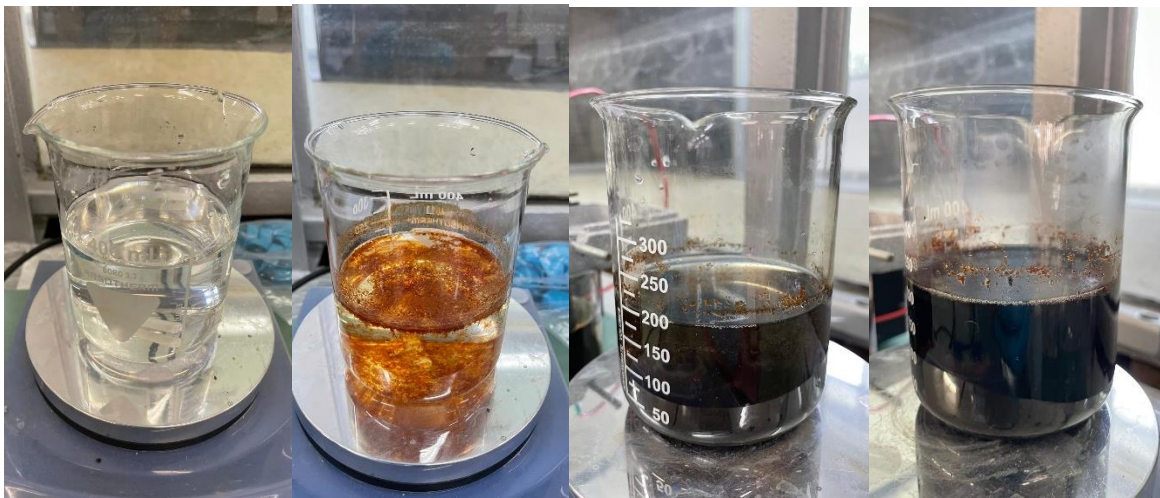
U grafikonu na slici 16 prikazana je promjena električne vodljivosti u otopini ovisno o vremenu za navedene materijale pri jakosti struje od 1 A. Zamjećuje se povećanje elektrovodljivosti kod svih materijala, pri čemu najveće povećanje ima bakar.



Slika 17: Grafikon promjene EC-a za elektrode aluminija ovisno o jakosti struje

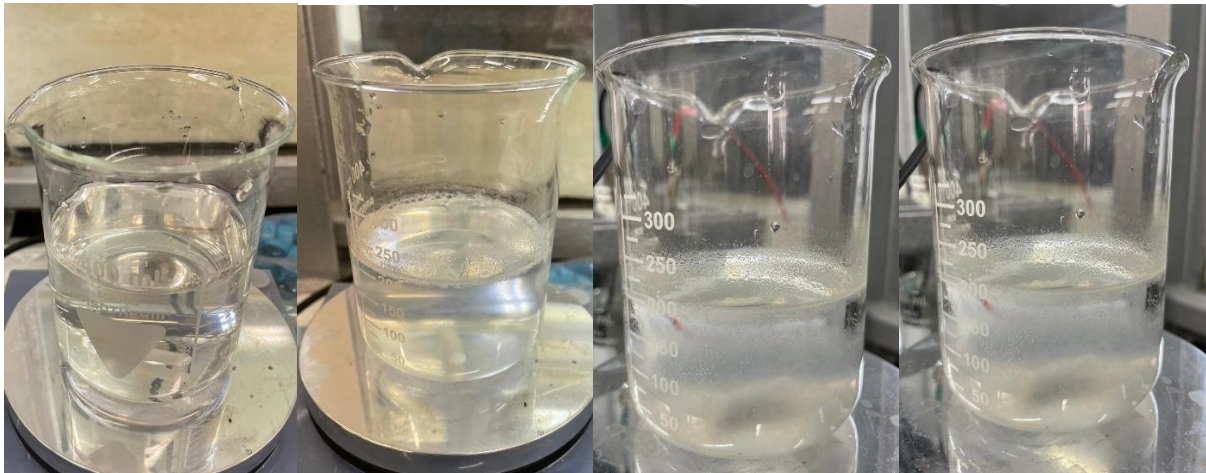
Na grafikonu (slika 17) je prikazana električna vodljivost aluminijske otopine pri različitim jakostima struje. Porast elektrovodljivosti omogućuje veću jakost struje za isti napon. Elektrovodljivost pri navedenim strujama ne pokazuje veće oscilacije.

U nastavku su prikazane slike krajnjih rezultata uzoraka nakon provođenja elektrolize u trajanju od 10 minuta za elektrode od željeza, aluminijske i bakra pri strujama jakosti: 0,3 A, 0,5 A i 1 A.



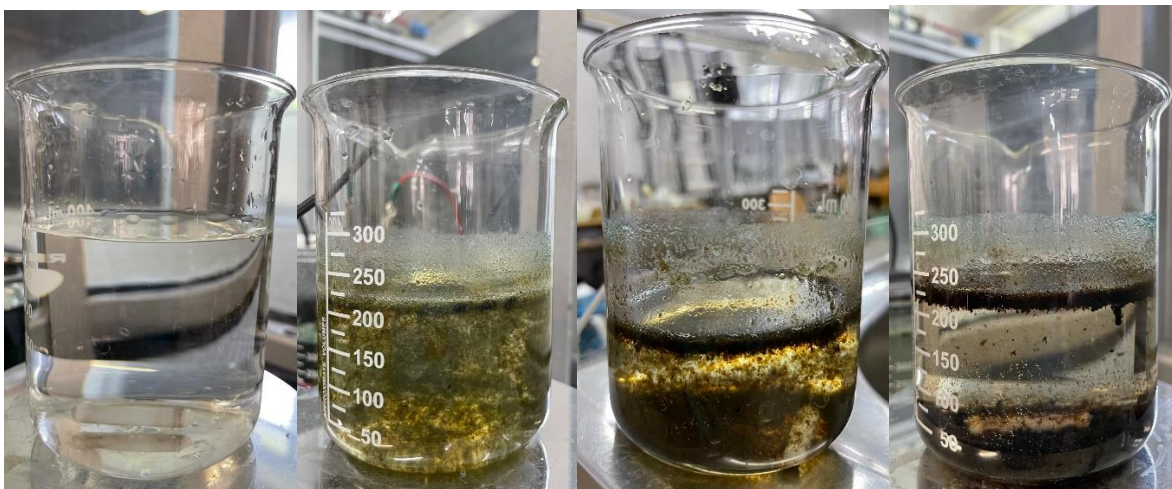
Slika 18: Uzorci otopina s oslobođenim ionima željeza pri jakosti struje od 0, 0,3, 0,5 i 1 A u trajanju od 10 minuta

Porastom jačine struje rastu i oslobođeni Fe^{2+} i Fe^{3+} ioni, a najveća količina oslobođenih iona događa se pri jakosti struje od 1 A i vidljiva je na slici 18. Boja otopine se mijenja na način što je veći broj oslobođenih iona željeza u otopini, ona postaje tamnija.



Slika 19: Uzorci otopina s oslobođenim ionima aluminijskih pri jakosti struje od 0, 0,3, 0,5 i 1 A u trajanju od 10 minuta

Slika 19 prikazuje uzorke otopina s oslobođenim aluminijskim ionima pri različitim jakostima struje za isti vremenski period (10 minuta). Povećanjem jakosti struje, povećava se broj oslobođenih iona aluminijskih.



Slika 20: Uzorci otopina s oslobođenim ionima bakra pri jakosti struje od 0, 0,3, 0,5 i 1 A u trajanju od 10 minuta

Oslobođeni ioni bakra specifični su po svojoj plavoj boji, a što je vidljivo tijekom procesa elektrolize. Gustoća oslobođenih iona povećava se proporcionalno s jakošću struje (slika 20).

4.2. Analiza Faradayevog zakona

Faradayeva formula (20) prikazana u nastavku potrebna je za izračun teoretske promjene mase elektroda:

$$m = \frac{M I t}{z F} = \frac{M I t}{z e N_A} \quad (20)$$

Vrijednosti potrebne za izračun masa dane su u nastavku:

M - molarna masa tvari (g/mol)

M (Fe) - 55,85 g/mol

M (Al) - 26,98 g/mol

M (Cu) - 63,55 g/mol

I - jakost struje 0,3 A, 0,5 A i 1 A

T - vrijeme u sekundama

z - broj izmijenjenih elektrona po čestici

z (Fe) - 3

z (Al) - 3

z (Cu) - 2

e - naboj elektrona $1,601 \times 10^{-19}$ C

N_A - Avogadrova konstanta $6,024 \times 10^{23}$ mol⁻¹

F - Faradayeva konstanta 96487 C/mol

Tablica 11: Razlika stvarnih i teoretskih masa

ELEKTRODA	t/s	I/A	m teoretska	m stvarna	razlika
Fe	60	0,3	0,003473		
Fe	120	0,3	0,006946		
Fe	300	0,3	0,017364		
Fe	600	0,3	0,034728	0,0249	0,009828
Fe	60	0,5	0,005788		
Fe	120	0,5	0,011576		
Fe	300	0,5	0,028940		
Fe	600	0,5	0,057879	0,0714	0,013521
Fe	60	1	0,011576		
Fe	120	1	0,023152		
Fe	300	1	0,057879		
Fe	600	1	0,115759	0,1469	0,031141
Al	60	0,3	0,001678		
Al	120	0,3	0,003356		
Al	300	0,3	0,008389		
Al	600	0,3	0,016779	0,0158	0,000979
Al	60	0,5	0,002796		
Al	120	0,5	0,005593		
Al	300	0,5	0,013982		
Al	600	0,5	0,027965	0,02258	0,005385
Al	60	1	0,005593		
Al	120	1	0,011186		
Al	300	1	0,027965		
Al	600	1	0,055930	0,0705	0,014570
Cu	60	0,3	0,005927		
Cu	120	0,3	0,011855		
Cu	300	0,3	0,029637		
Cu	600	0,3	0,059275	0,0522	0,007075
Cu	60	0,5	0,009879		
Cu	120	0,5	0,019758		
Cu	300	0,5	0,049396		
Cu	600	0,5	0,098791	0,0651	0,033691
Cu	60	1	0,019758		
Cu	120	1	0,039516		
Cu	300	0,9	0,088912		
Cu	600	0,9	0,177824	0,1411	0,036724

U tablici 11 prikazane su vrijednosti teoretskih masa dobivene pomoću Faradayeve formule. Teoretske mase uspoređene su sa stvarnim masama dobivenim vaganjem elektroda nakon procesa elektrolize. Važno je napomenuti da je u tablici prikazana praćena promjena mase anode, tj. smanjenje mase anode.

Uzimajući u obzir željezne elektrode, vidljivo je da je pri jakosti struje od 0,3 A stvarna masa manja od one teoretski dobivene za 28%, dok je za struje jakosti od 0,5 A i 1 A stvarna masa veća od teoretski dobivene za 23-27%.

Nadalje, za aluminijske elektrode pri jakosti struje od 0,3 A i 0,5 A, stvarne mase su manje za 6-19%, a stvarna masa pri jakosti struje od 1 A je veća u odnosu na teoretsku za 26%.

Također, može se vidjeti da su stvarne promjene masa za bakrene elektrode manje nego one teoretski dobivene za 12 - 34%.

Može se zaključiti da se povećanjem jakosti struje povećavaju i odstupanja između stvarnih i teoretskih masa kod aluminijske, što nije slučaj kod željeza i bakra.

Razlike između stvarnih i teoretskih promjena masa su očekivane, ali se isto tako mogu objasniti i eksperimentalnim uvjetima, primjerice preciznošću korištene aparature, ljudske greške, mogućnosti vezanja vlage iz zraka na elektrode prilikom vaganja i sl.

5. ZAKLJUČAK

Faradayev zakon elektrolize opisuje kvantitativne odnose između električne struje i mase tvari koja se oslobađa na elektrodi. Prvi zakon kaže da je količina oslobođene tvari proporcionalna količini električne struje i vremenu trajanja struje, dok drugi zakon tvrdi da je količina oslobođene tvari proporcionalna molarnoj masi tvari i obrnuto proporcionalna njenom valentnom broju.

U ovom radu ispitana je ispravnost Faradayevih zakona elektrolize kroz laboratorijska istraživanja. Cilj rada bio je potvrditi teoretske pretpostavke Faradayevih zakona pomoću eksperimentalnih podataka dobivenih elektrolizom koristeći elektrode željeza, aluminijska i bakra pri različitim jačinama struje (0,3 A, 0,5 A i 1 A). Ispitivanje je provedeno s ultra čistom vodom i natrijevim kloridom kao elektrolitom, pri čemu su mase elektroda mjerene prije i nakon elektrolize kako bi se odredila količina izdvojene tvari i usporedila s teoretskim vrijednostima prema Faradayevim zakonima.

Rezultati ispitivanja pokazali su da postoji povećanje odstupanja između stvarnih i teoretskih masa s povećanjem jačine struje, ali samo kod aluminijska. Ova odstupanja mogu se pripisati i eksperimentalnim uvjetima kao što su preciznost korištene aparature, ljudske greške te mogućnost vezanja vlage iz zraka na elektrode tijekom vaganja.

Zaključno, rezultati ispitivanja uglavnom potvrđuju Faradayeve zakone elektrolize, uz određena odstupanja koja su rezultat specifičnih eksperimentalnih uvjeta.

Zahvala:

Ovaj rad izrađen je u okviru projekta PRIMEUS (UIP2020-02-1160) koji je sufinancirala Hrvatska zaklada za znanost.

6. LITERATURA

- [1] Kreuter W, Hofmann H. Electrolysis: The Important Energy Transformer in a World of Sustainable Energy. *International Association for Hydrogen Energy*. 1998;23(8):661-666.
- [2] Zeng K, Zhang D. Recent Progress in Alkaline Water Electrolysis for Hydrogen Production and Applications. *Progress in Energy and Combustion Science*. 2010;36(3):307-326.
- [3] Đukić A. *Proizvodnja vodika elektrolizom vode pomoću sunčeve energije i fotonaponskog modula*. Doktorski rad. Zagreb: Fakultet strojarstva i brodogradnje, Sveučilište u Zagrebu; 2013.
- [4] Naimi Y, Antar A. Hydrogen Generation by Water Electrolysis. U: Eyvaz M. (ur). *Advances In Hydrogen Generation Technologies*. InTech;2018, str. 1-15.
- [5] Sikirica M. *Stehiometrija*. Zagreb: Školska knjiga; 2008.
- [6] Schalenbach M, Zeradjanin A.R, Kasian O, Cherevko S, Mayrhofer K.J.J. A Perspective on Low-Temperature Water Electrolysis - Challenges in Alkine and Acid Technology. *International Journal of Electrochemical Science*. 2018;13(2):1173-1226.
- [7] Santos D.M.F, Sequeira C.A.C, Figueiredo J.L. Hydrogen Production by Alkaline Water Electrolysis. *Quimica Nova*. 2013;36(8):1176-1193.
- [8] Metikoš-Huković M. *Elektrokemija*. Zagreb: Fakultet kemijskog inženjerstva i tehnologije; 2000.
- [9] Vedantu. *State Faraday's first law of electrolysis. How is it verified experimentally?* Vedantu. 2024.
<https://www.vedantu.com/question-answer/state-faradays-first-law-of-electrolysis-how-is-class-10-physics-cbse-5f4eafd384fe9e109cf1f749> [Pristupljeno: 12. Lipnja 2024.].
- [10] Vedrina I. Konstrukcija elektrolizatora kapaciteta 0,1kg_{H2}/h. Diplomski rad. Zagreb: Fakultet strojarstva i brodogradnje, Sveučilište u Zagrebu; 2013.
- [11] [SciELO - Brazil - Hydrogen production by alkaline water electrolysis](#) [Hydrogen production by alkaline water electrolysis](#)