

HiEuskadi: Hidrogenoa

Hondakin uretatik hidrogeno berdea sortzea
Aner Toledano, Aritz Perez eta Jon Mikel Ochoa

AURKIBIDEA

| | |
|---|----------|
| AURKIBIDEA | 0 |
| SARRERA ETA HELBURUA | 1 |
| HIDROGENOA ENERGIA ITURRI GISA | 1 |
| HIPOTESIA | 1 |
| MARKO TEORIKOA | 1 |
| 1 HIDROGENOA [1] | 1 |
| HIDROGENOAREN PROPIETATEAK [1] | 2 |
| 2 URAREN ELEKTROLISIA | 2 |
| HIDROGENOA SORTZEKO METODO EZBERDINAK [1] | 2 |
| ELEKTROLISIA EGITEKO BEHAR DIREN ELEMENTUAK [1] | 3 |
| ZELULA/ZELDA ELEKTROLITIKOA [8] | 3 |
| ELEKTROLISIAREN PROZEDURA [3] | 3 |
| KATALIZATZAILE ELEKTROLITIKOAK [1] | 3 |
| 3 ENERGIA ETA EKOIZPENA [11] | 4 |
| ENERGIA ELEKTRIKOAREN ERABILERA | 4 |
| FARADAY-EN LEGEA ETA EKOIZPEN KALKULUAK | 4 |
| ESPERIMENTAZIOA | 5 |
| ESPERIMENTAZIOAREN DISEINUA | 5 |
| 1. ESPERIMENTAZIOA ITSAS URAREKIN | 5 |
| 2. SODIO HIDROXIDOAREN SORRERAREN EGIAZTAPENA | 6 |
| 3. ESPERIMENTAZIOA HAINBAT UREKIN | 6 |
| PROZEDURAK | 6 |
| ZELULA ELEKTROLITIKOAK NOLA SORTU | 6 |
| AZIDO/BASE BALORAZIO BAT NOLA EGIN [9] | 7 |
| EMAITZAK | 7 |
| 1. ESPERIMENTAZIOA ITSAS URAREKIN | 7 |
| 2. SODIO HIDROXIDOAREN SORRERAREN EGIAZTAPENA | 8 |
| 3. ESPERIMENTAZIOA HAINBAT UREKIN | 8 |
| ONDORIOAK | 8 |
| BIBLIOGRAFIA | 9 |

SARRERA ETA HELBURUA

HIDROGENOA ENERGIA ITURRI GISA

Herrialdeen hazkunde etengabearen beharrak, bai sozialki bai ekonomikoki, erronka teknologikoa barriak ekarri ditu, non gero eta ekoizpen-metodo eraginkorragoak bilatu diren, industriren arteko lehia sustatu dute, eta horrek industria kutsakorretan eta naturaren kontaminazioa eragin du.

Baliabide eta ondasuna materialak esportatzeko eta inportatzeko behar horrek garraiobideak optimizatzeko etengabeko bilaketa ekarri du. Horain efizienteak eta ez-kutsatzaileak diren energia mota berriak aurkitzea lehentasuna da, horregatik energia berriztagarriak eta hidrogenoa bezalako beste erregai batzuk mundu teknologikoaren ikuspuntuan daude.

Eusko Jaurlaritza aurkeztutako proiektu batekin lankidetzan ari da, hidrogenoa erregai gisa erabiltzea helburu duena. Dokumentu honetan energia sortzeko metodorik bideragarriena aurkeztuko da eta Eusko Jaurlaritzak konpondu ez duen arazoari irtenbide bat emango zaio: sortutako hondakinak.

HIPOTESIA

Proiektu edo ikerketa zientifiko honekin hipotesi bakar bat egiaztatu nahi dugu:

- Posible da itsasoko uretan elektrolisia egitean sortutako hondakinen zati bat erabiltzea ur geza erabiliz prozesu bera erreproduzitzeko; izan ere, hondakin horietako bat elektrolisia egiteko erabil daitekeen elektrolito bat delako.

MARKO TEORIKOA

1 HIDROGENOA [1]

Hidrogenoa 1 zenbaki atomikoko elementu kimikoa da, H sinboloak irudikatua

1,00797ko masa atomikoarekin, hidrogenoa taula periodikoko elementurik arinena da. Oro har, forma molekularrean agertzen da, baldintza normaletan H₂ gas diatomikoa osatuz. Gas hau sukoia, koloregabea, ez-metalikoa eta uretan disolbaezina da.

Hidrogenoa unibertso materia ikusgarriaren % 75 inguru da, elementu kimiko ugariena bihurtuz. Hidrogeno atomikoa edo oinarritzko hidrogenoa (elementuaren atomo indibidual bat) arraroa da Lurrari, eta, beraz, modu industrialean ekoizten da hidrokarburoetatik abiatuta, hala nola metanotik edo uraren elektrolisitik. Prozesu horien bidez lortutako oinarritzko hidrogeno ia guztia behar den lekuan eta unean lortzen da, baina erraz biltegitatu daiteke.

Hidrogenoaren isotopo ohikoena protoia da, protoi bakar batez eta neutroi bakar batez osatuta dagoena. Konposatu ionikoetan, karga positiboa izan dezake (hidroi izeneko katioi bihurtzen da, H⁺, protoi batez bakarrik osatua, batzuetan neutroi 1 edo 2ren presentziarekin); edo karga negatiboa (hidruro bezala ezagutzen den anioi bat bihurtzen da, H⁻). Hidrogenoak konposatuak eratzen ditu elementu gehienekin, eta uretan eta konposatu organiko gehienetan agertzen da.

HIDROGENOAREN PROPIETATEAK [1]

Hidrogenoak propietate ugari ditu. Proiektu honen izaera dela eta, elementu honen errekuntza-propietateak dira interesgarriak.

KONBUSTIOA [1]

Gas hidrogenoa (dihidrogenoa) oso sukoia da, eta airean % 4ko edo gehiagoko H₂ko kontzentrazioetan erretzen da. Hidrogenoaren errekuntza-entalpia -285.8 kJ/mol dira; ondoko ekuazio orekatuaren arabera erretzen da.



Oxigenoarekin nahasten denean hidrogeno proportzio barietate batean, su bidez ustiatzen da. Hidrogenoa bortizki erretzen da airean; suteak automatikoki sortzen dira 560 ° C-ko tenperaturan. Hidrogeno-oxigeno sugar puruak kolore ultramorearen gama erretzen dira, eta ia ikusezinak dira begiz, transbordadore espazialaren motor nagusien sugarraren ahuleziak erakusten duen bezala.

H₂k zuzenean erreazionatzen du beste elementu oxidatzaile batzuekin. Erreakzio espontaneo eta bortitza giro-tenperaturan gerta daiteke kloroarekin eta fluorarekin, dagokion hidrogeno haluroak osatuz: hidrogeno kloruroa eta hidrogeno fluoruroa. Hidrokarburoek ez bezala, hidrogenoaren errekuntzak ez ditu karbono oxidoak (monoxidoa eta dioxidoa) sortzen, baizik eta lurrun itxurako ura; beraz, ingurumenarekiko erregai lagunkoitzat hartzen da eta berotze globala arintzen laguntzen du.

2 URAREN ELEKTROLISIA

HIDROGENOA SORTZEKO METODO EZBERDINAK [1]

Gaur egun, beste elementu edo konposatu kimiko batzuetatik abiatuta, hidrogenoa sortzeko hainbat metodo sortu dira, baina hidrogenoa industrialki sortzeko benetan bi metodo soilik dira bideragarriak: hidrokarburoen prozesatzea eta uraren elektrolisia.

1. **Hidrokarburoen prozesatzea** erregai fosilak erabiltzen diren prozesu bat da, petroleoa edo beste batzuk. Erregai hauek refinatu sistema konplexu baten bidez prozesatzen dira, gero hidrogeno bihurtzeko. Prozesu hau da industrialki hidrogeno gehien sortzen duen metodoa, baina ez dio konponbiderik ematen erregai kutsatzaileen arazoari; izan ere, hidrogenoak atmosferara berotegi-efektuko gasik isurtzen ez duen arren, hidrokarburoak prozesatzean CO₂ bezalako berotegi-efektuko gasak isurtzen dira, prozesu horren jatorria erregai fosileetan dagoelako.
2. **Uraren elektrolisia**, ordea, kutsadurarik sortzen ez duen alternatiba bat da, baina prozesua egiteko energia elektrikoa behar da. Prozesu honen helburua uraren molekulatik hidrogeno atomoak ateratzea da, eta horretarako ur purua (H₂O), katalizatzaile moduan erabiltzen diren molekula elektrolitikoak eta energia elektrikoa erabili behar da.

ELEKTROLISIA EGITEKO BEHAR DIREN ELEMENTUAK [1]

Elektrolisia egiteko behar diren eta aipatu diren hiru elementuak ura, katalizatzaile bat eta elektrizitatea dira.

1. Ura (H₂O molekula), nondik hidrogenoa aterako den baliabidea, bere molekula 2 hidrogeno atomoz eta oxigeno atomoz osatuta da.
2. Katalizatzailea elektrolito bat izango da, lotura ioniko batez lotutako metalezko + ez metalezko molekula bat. Molekula hori uretan disoziatuko da eta ura eroale elektriko bihurtzeko balioko du, eta hori ez zen gertatuko ura

- H₂O bakarrik izango bazan.
3. Elektrizitatea izango da atomoak molekuletatik separatuko dituen energia-iturria, haien artean dauden lotura ionikoak eta kobalenteak apurtuz.

ZELULA/ZELDA ELEKTROLITIKOA [8]

Zelula elektrolitiko bati energia elektrikoa aplikatzen zaio erreazio kimikoa eragiteko. Elektrodo izeneko bi osagai metaliko elektrikoki negatiboki (katodoa) eta positiboki (anodoa) kargatzen dira eta uretan sartuta daude. Zelula elektrolitikoan, substantzia batzuen deskonposizioa gertatzen da (aldez aurretik ionizatuak elektrolisiaren ondorioz). Uretatik abiatuta, lortutako produktuak hidrogenoa eta oxigenoa izango dira.

Zelula elektrolitikoek normalean metal desberdinak erabiltzen dituzte elektrodoetarako: katodorako material bat eta katodorako beste bat erabiltzen dituzte, material batzuk iraunkorragoak direlako edo erreazio kimikoaren aurrean hobeto erantzuten dutelako. Adibidez, anodoan oxidazioa gertatuko da elektroien galeraren ondorioz, eta katodoan murrizketa gertatuko da, elektroiak irabazten direlako.

Bateriak zelula elektrolitiko bat elikatze erabiltzen dira: elektrodo bakoitzera konektatutako kableak bezalako material eroaleekin zirkuitu elektrikoa sortzeko.

ELEKTROLISIAREN PROZEDURA [3]

Erreakzio elektrolitiko honek ura eta gatz erabiltzen ditu dihidrogenoa, dikloroa eta sodio hidroxidoa sortzeko. Hau izango zen laburpena:



Baina produktu horiek bakarrik sortzen dirasodio kloruroa edo gatz arrunta katalizatzaile moduan erabiltzerakoan elektrolisia egiteko. Baina beste katalizatzaile asko erabil ahal dira erreazio kimiko bardina egiteko.

KATALIZATZAILE ELEKTROLITIKOAK [1]

Esan den bezala, erabilitako katalizatzailearen arabera, erreazio kimikoaren ondorioz sortzen diren produktuak ezberdinak dira. Gehien erabiltzen diren hiru katalizatzaile elektrolitikoak dira:

1. Sodio Hidroxidoa (Na(OH))



2. Potasio Hidroxidoa (K(OH))



3. Sodio Kloruroa (NaCl)

Sodio kloruroa da hiruretan katalizatzaile ugariena, itsasoko uretan disolbatuta dagoelako. Baina katalizatzaile honen arazo bakarra da "hondar" produktuak sortzen dituela, eta horiek inora bota aurretik prozesatu behar direla, dikloroa oso toxikoa delako. Sodio kloruroarekin gertatzen den erreazio elektrolitiko dagoeneko ikusi dena da [3]:



Berez, erreakzio kimiko horretarako edozein metal alkalino hidroxidoa erabil daiteke, baina sodio hidroxidoa eta potasio hidroxidoa ugarienak dira. Eta katalizatzaileen alde ona da ez direla inoiz bukatzen, zelula elektrolitiko berean berrerabil daitekelako erreakzio kimikoa denbora guztian erreproduzitzeko, ur geza eta elektrizitate nahikoa dagoen bitartean.

3 ENERGIA ETA EKOIZPENA [11]

ENERGIA ELEKTRIKOAREN ERABILERA

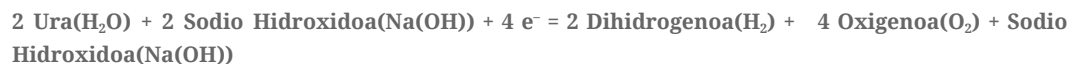
Prozesu elektrokimiko honek, gorago aipatu den bezala, korronte elektriko konstante bat eskatzen du, ur-disoluzioaren bidez elektroiak igarotzea baita hidrogeno-atomoak uretatik bereiztea ahalbidetzen duena. Horrek esan nahi du prozesu honek elektrizitatea behar duela funtzionatzeko, eta ez da naturalki gertatzen den zerbait, beste erreakzio batzuk bezala. Faktore horrek erreakzio hori energetikoki garestia bihurtzen du (energia-kantitate ikaragarriak ere ez du behar): erreakzioa gauzatzeko erabilitako energia-kopurua beste prozesu batzuetan erabilitakoa baino 4 aldiz handiagoa da (hidrokarburoak prozesatzea). Baina beste prozesu horiek ez bezala, uraren elektrolisia da kutsatzen ez duen prozesu bakarra, gainerako prozesuek (hidrokarburoak prozesatzea) berotegi-efektuko gasak askatzen baitituzte.

Korronteak erreakzioan duen eraginari buruzko xehetasunetan sartuta, honako hau dugu:

- **Hidrogenoaren ekoizpen-abiadura aplikatutako korrontearen intentsitatearekiko proportzionala da:** intentsitate handiagoa aplikatzen bada, handiagoa izango da disoluziotik igarotzen diren elektroien kopurua, eta segundoko hidrogeno gehiago askatuko da.
- **Korronte elektrikoaren intentsitatea jakinda, hidrogenoaren ekoizpena kalkula daiteke.** Izan ere, 1 elektroio (e^-) erreakzio kimikoan hidrogeno atomo bat (H) sortzen du, segundo bakoitzeko elektroio kopurua (Amperes) jakinda erreakzioan erabiliko dena segundo bakoitzeko zenbat hidrogeno ekoiztiko den kalkula daiteke. Horretarako, **Elektrokimikaren Faradayren Legea aplikatzen da.**

FARADAY-EN LEGEA ETA EKOIZPEN KALKULUAK

Elektrokimikaren Faradayren Legeak erreakzio elektrolitiko batean erabilitako elektrizitatea eta erreakzio horren abiadura edo sortuko diren produktuen kopurua erlazionatzen ditu. Hona hemen deskribatutako ekuazioa:



Prozesu elektrokimikoan, 4 elektroio (e^-) erabiltzen dira hidrogenozko 2 molekula (H_2) osatzeko. Orduan, korronte elektrikoa baliokidetasun horrekin alderatuz gero, hidrogenoaren ekoizpena kalkula dezakegu.

Prozesu hori **Faradayren Legearen** bidez laburbil daiteke:

$$\text{mol} = \text{Amperio} / (96500 \times Z)$$

Non **mol** da ekoiztutako molen kopurua, **Ampere** korronte elektrikoaren intentsitatea da, non 96500 Faradayren konstantea den (Mole batek behar dituen Culombak errekaionatzeko), eta **Z** ekuazioaren koefiziente estekiometrikoa den (kasu honetan 2, 4 elektroio behar baitira hidrogenoaren 2 ekoizteko ($4/2 = 2$)).

$$20 / (96500 \times 2) = 0,0001 \text{ mol H}_2$$

ESPERIMENTAZIOA

ESPERIMENTAZIOAREN DISEINUA

Gure hipotesia egiaztatzeko (“Eusko Jaurlaritzako itsas planetetan sortutako hondakinak (NaOH) gure ekoizpena ur gezatan elikatzeko erabil daitezke”), hainbat esperimentazio egingo dira disoluzio eta neurtze metodo desberdinekin. Esperimentazioa zati hauetan banatuko da:

1. ESPERIMENTAZIOA ITSAS URAREKIN

Zati honetan uraren elektrolisiaren prozesua egingo da, baina itsasoko ura erabiliko da, gatza (NaCl) katalizatzaile duena. Prozesu hau, berez, ez da proiektu honen parte, Eusko Jaurlaritzak Hidrogenoaren Euskal Korridorearen proiektua egingo duen prozesua delako. Baina prozesua simulatuko da bi arrazoirengatik:

1. Lehenengo arrazoia da lehen proba honekin elektrolisia gauzatzen den ala ez jakin ahal izango dela, eta ere ikusiko da zenbat denbora utzi behar den erreakzioa aktibatuta ur-mailan aldaketa bat nabaritzeko. Lehen aipatu den bezala, prozesu kimiko honek ur arrunta (H_2O) hidrogeno (H_2) bihurtzen du, eta, beraz, gastatu den ur-bolumena neurtuz gero, sortutako hidrogeno kopurua neur daiteke. Beraz, lehen esperimentazio hau erabiliko da estimazio bat egiteko zentzuan utzi behar den erreakzio aldaketa nabarmen bat izateko.
2. Bigarren arrazoia da prozesu honetan benetan sodio hidroxidoa (NaOH) sortzen den egiaztatu ahal izango da, proiektu honek teoriarik sortzen diren hondakin horiek gure ekoizpena elikatzeko erabili nahi delako. Hondakinik ez balego, proiektu hau ezingo litzateke gauzatu. Sosa sortzen dela zelan egiaztatzea hurrengo partean egongo da.

Beraz, fase honetan 250 ml ureko disoluzio batzuk prestatuko dira 35 g/L-ko sodio kloruro (NaCl) kontzentrazioarekin, eta 12 V-ko tentsioa duen korronte elektriko bat aplikatuko zaio. Ideia nagusia lehen disoluzioa ordubetez aktibo izatea da, eta hurrengoak aurrekoa baino ordubete gehiago. Adibidez, 3 disoluzio egiten badira, lehenengo ordubetekoa izango da, bigarrena 2 ordukoa eta hirugarrena 3 ordukoa. Disoluzioak gehitzen jarraituko dira, ur mailan aldaketa bat nabaritu arte.

Horren ondoren, disoluzioak gorde eta etiketatuko dira aktibo egon diren denbora-kopuruarekin, eta hurrengo fasera pasatuko dira. Gainera, ur-mailaren aldaketari buruz lortutako datuak erabiliko dira sortutako hidrogeno kantitatea neurtzeko. **Esperimentua egin eta ondoren jakingo da:**

- **Ia elektrolisia itsasoko urarekin egin ahal den ala ez.**
- **Zenbat denboraz aktibo egon behar du erreakzioa, ur mailan aldaketa bat nabaritzeko.**
- **Zein da ur-aldaketa eta sortutako hidrogeno kantitatea.**

2. SODIO HIDROXIDOAREN SORRERAREN EGIAZTAPENA

Esperimentazioaren atal honetan, aurreko zatian sortu den sodio hidroxido kantitatea neurtuko da, eta, horrez gain, disoluzioen pH-a ere neurtuko da, horrek erreakzioaren abiadura eta eraginkortasunean eragin potentziala izan ahal duelako. Horretarako, esperimentazioaren aurreko zatian (1) lortutako laginak erabiliko dira. Neurketa 2 modu desberdinetan egingo da:

1. **Azido-Base balorazio bat eginez.** Azido-base balorazioetan azidoak edo baseak erabiltzen dira pH ez-neutroa duen disoluzio bat egoera neutro batera eramateko, bai azidoak gehituz disoluzio basiko bati, bai baseak gehituz disoluzio azido bati. Disoluzioan egoera neutro horretara iristeko gehitzen diren azido/base kantitatea zein den jakinda, hasieran base/azido horietatik zein kantitate zegoen jakin ahal da.

Gure kasuan, gatza duen ura erabiltzen den prozesu elektrokimikoetan sodio hidroxidoa (NaOH) ekoizten da; kasu honetan, pH altu bat duen elementu basiko bat da. Neurketa egiteko, azido baten kopuru kontrolatuak gehitu beharko zaizkio aldizka disoluzioari, azido klorhidrikoa (HCl) esate baterako. PH-a erdira iristen denean, horrek esan nahiko du NaOH eta HCl kantitate bera dagoela disoluzioan, eta gehitu den HCl kopurua kontrolatu denez, disoluzioan dagoen NaOH kontzentrazioa kalkula ahal da. Hau guztia fenoltaleina gehituz egingo da, disoluzio batek pH neutroa duenean kolorearen bidez adierazten duen osagaia. Disoluzio batean zenbat azido eta base dauden jakinda, pH-a ere kalkula daiteke.

2. **Disoluzioaren pH-a pHmetro batekin neurtzen.** PHmetroa disoluzio batean protoien (H⁺) edo anioi hidroxidoen (OH⁻) kantitatearen arteko erlazioa neurtzeko gai den neurgailua da, eta hau da pH-a definitzen duen erlazioa.

Esperimentua egin ondoren jakingo da:

- **Sodio hidroxidoa sortzen den ala ez.**
- **Zein kantitatetan sortzen den erreakzioaren iraupenaren arabera.**
- **Zein izan den disoluzioaren pH-a une desberdinetan.**

3. ESPERIMENTAZIOA HAINBAT UREKIN

Azkenengo partea garrantzitsuena izango da, zati honetan elektrolisia sodio hidroxidoarekin (NaOH) katalizatzaile moduan eta hainbat motatako ur gezarekin egin ahal den ala ez neurtuko delako. Horretarako, ur desberdinetako 4 disoluzio prestatuko dira 0,2 M-ko sodio hidroxido-kontzentrazioarekin, eta 12V-ko korrante elektrikoa aplikatuko zaio lagin bakoitzari. Hurrengo ur mota hauek erabiliko dira: ur destilatua, Dimako erreka ura, Bilboko ibaiko ura eta post prozesatutako hondakin-ura. Ontziak korrante elektrikora konektatuta egongo dira 4 orduz, eta orduro ur-maila neurtuko da, sortutako hidrogeno kantitatea neurtzeko. **Esperimentua egin ondoren jakingo da:**

- **Elektrolisia sodio hidroxidoarekin egin ahal den ala ez.**
- **Elektrolisia lau ur motekin eginahal den ala ez.**
- **Zenbat ur kontsumitzen den orduko hainbat ur motatan.**
- **Zenbat hidrogeno ekoiztu den.**
- **Zein da hidrogenoa azkarren sortzen duen ura.**

PROZEDURAK

ZELULA ELEKTROLITIKOAK NOLA SORTU

Aipatutako egoera hori guztietan elektrolisia egiteko, etxeko zelula elektrolitikoak sortzeko eskema bat jarraitu dugu, probak egiteko. Gure kasuan, gutxienez 10 aldiz errepikatu behar izan dugu prozesua.

Materialak:

- 12 Voltioko kotxe bateria bat
- Prezipitatu ontzi bat (250ml-koa)
- Katalizatzaile bat (NaCl, NaOH, KOH...)
- Ura
- Elektrodo 2 (kobrezko tuboak)
- Kableak

Prozedura:

1. 250ml ur bota prezipitatu ontzian
2. Katalizatzaile kantitate bat disolbatu uran.
3. Bi kobrezko elektrodoak ontzian sartu, eta bata bestetik separatu, ikutu ez dezaten.
4. Elektrodoak bateriara konektatu kableen bidez.
5. Erreakzio kimikoa leku zabal batean kokatu, aireatuta dagoena, hidrogenoa akumulatu ez dezan.

AZIDO/BASE BALORAZIO BAT NOLA EGIN [9]

Itsasoko uretan sodio hidroxidoaren mailak neurtzeko eta disoluzioaren pH-a kalkulatzeko, azido/base balorazioa egiten da.

Materialak:

- Disoluzio basikoa (Kasu honetan Sodio Hidroxidoa itsas uran disolbatuta) (200ml)
- Azido Klorhidrikoa disolbatuta (200ml)
- Fenolftaleína (20ml)
- Erlenmeyer bat (100ml edo gehiago)
- Bureta bat (25ml)
- Euskarri bat

Prozedura:

1. Disoluzio basikoaren neurri txiki bat hartu (10ml) eta erlenmeyerrean bota.
2. Bureta Azido Klorhidrikoarekin bete.
3. Fenolftaleina 3 tanta bota erlenmeyerrean (hau disoluzioa larrosa bihurtuko du).
4. Bureta pixa bat zabaldu eta utzi azido tantak gutxinaka-gutxinaka erlenmeyerrean jauzteak.
5. Bitartean erlenmeyerra irabiatu
6. Itxaron disoluzioaren kolorea desagertu arte.
7. Sarratu bureta eta begiratu zenbat azido klorhidrikoa erabili den.

EMAITZAK

[HEMEN](#) daude atxikituta emaitz taula guzti honen grafikak.

1. ESPERIMENTAZIOA ITSAS URAREKIN

| Erreakzio kimikoan kontsumitutako ur kantitatea. • Bateria (12V) • Katalizatzailea: NaCl 35 g/L | Erreakzioan Emandako Denbora | | | | | |
|---|------------------------------|--------|--------|--------|--------|------------------|
| | 0 ordu | 1 ordu | 2 ordu | 3 ordu | 4 ordu | Aldaketa Guztira |
| Itsasoko Ura | 250ml | 250ml | 250ml | 235ml | 175ml | 75ml |

2. SODIO HIDROXIDOAREN SORRERAREN EGIAZTAPENA

| Itsas uraren elektrolisiaren propietate basikoak | Erreakzioan Emandako Denbora | | | | |
|--|------------------------------|--------|----------|--------|---------|
| | 0 ordu | 1 ordu | 2 ordu | 3 ordu | 4 ordu |
| Sortutako NaOH Kontzentrazioa (momentu horretan) | 0 M | 0,23 M | 0,0116 M | 0,05 M | 0,005 M |
| pH-a (pHmetroa) | 8 | 12,993 | 11,932 | 12,701 | 10,414 |
| pH-a (Azido-Base balorazioa) | 8 | 13,362 | 12,064 | 12,699 | 11,699 |

3. ESPERIMENTAZIOA HAINBAT UREKIN

| Erreakzio kimikoan kontsumitutako ur kantitatea. <ul style="list-style-type: none"> Bateria (12V) Katalizatzailea: Na(OH) 8g/L | | Erreakzioan Emandako Denbora | | | | | |
|---|------------------|------------------------------|--------|--------|--------|--------|------------------|
| | | 0 ordu | 1 ordu | 2 ordu | 3 ordu | 4 ordu | Aldaketa Guztira |
| Ur Motak | Destilatua | 250ml | 240ml | 223ml | 190ml | 180ml | 70ml |
| | Errekakoa (Dima) | 250ml | 217ml | 180ml | 160ml | 140ml | 110ml |
| | Ibaikoa (Bilbao) | 250ml | 227ml | 190ml | 165ml | 150ml | 100ml |
| | Hondakin Urak | 250ml | 235ml | 220ml | 210ml | 200ml | 50ml |

ONDORIOAK

32 orduko esperimentazio luze horren ondoren, ondorio asko eta ezberdinak atera ahal izan dira gure hipotesiari buruz, elektrolisiari buruz, hidrogenoari buruz... Beraz, hemen antolatuko ditugu guztiak.

1. ITSASOKO URAREKIN EGINDAKO ELEKTROLISIAN SODIO HIDROXIDOA SORTZEN DA.

Esperimentazioaren bigarren zatiko datuetan ikusi ahal denez, itsasoko uraren elektrolisiaren bidez sodio hidroxidoa nola sortzen den ikus daiteke. Hori egiaztatu ahal da denboran zehar aldatzen doan NaOH kontzentrazioa begiratzan bada, hasieran 0 M-koa izanez, gero 0,23 M-koa eta azkenean 0,005 M-koa izanez. Horrek erakusten du sodio hidroxidoa benetan sortzen dela eta beste helburu batzuetarako erabil daitekeela.

Horretaz gain, hidroxidoaren kontzentrazioa ez da linealki handitzen denborarekin, espero genuen bezala, baizik eta aldaketa irregularrak ditu, ezagutzen ez diren faktore askorengatik sor daitezkeenak. Hala ere, aldaketa irregular horiek disoluzioaren pH-a alda dezakete, eta, beraz, erreakzio-abiadura eragin.

2. ELEKTROLISIA EGIN DAITEKE 4 UR MOTEKIN ETA SODIO HIDROXIDOA ERABILIZ KATALIZATZAILE MODUAN.

Egiaztatu denez, sodio hidroxidoa eta ur geza duen disoluzioetan elektrolisia egin daiteke. Hori, emaitzen bidez egiazta daiteke; izan ere, 4 ur moten maila denborarekin jaisten ari dela ikus daiteke, eta horrek esan nahi du ur hori hidrogenoan eta oxigenoan bihurtu dela. Era berean, lau ur mota desberdinetan uraren maila baxua dela egiazta daiteke, eta horrek esan nahi du elektrolisia 4 ur motekin egin daitekeela, nahiz eta uraren arabera eraginkortasuna aldatu egiten den. Uraren mailaren aldaketa osoa konparatuz egiaztatuz esan ahal da Dimako ura da lauren artean efizienteena.

3. GURE HIPOTESIA ZUZENA DA.

Beste bi ondorioei begira, gure hipotesia zuzena dela esan daiteke: ***“Posiblea da itsasoko uretan elektrolisia egitean sortutako hondakinen zati bat ur geza erabiliz prozesu bera erreproduzitzeko; izan ere, hondakin horietako bat elektrolisia egiteko erabil daitekeen elektrolito bat delako”***. Hori egiazta daiteke, lehen esan bezala, itsasoko urarekin egiten den elektrolisian sodio hidroxidoa sortzen delako, eta sodio hidroxidoarekin elektrolisia egin ahal delako.

BIBLIOGRAFIA

1. Fábrega Ramos, M., 2008. HIDRÓGENO. <https://drive.google.com/file/d/1eAwOL2QKcZ2RLaH9N98rbC5_EW89Jdf-/view?usp=sharing>.
2. Arias, V., Lovera, D. and García, I., 2011. Diseño y construcción de un reactor electrolítico multielectrónico para laboratorio. <<https://drive.google.com/file/d/16mGjm4a6-o8PtCb-8huBv2VPOLA14Ai5/view?usp=sharing>>.
3. Gaskue, I., 2012. Producción de sosa por electrolisis. <<https://drive.google.com/file/d/1ERVDUTIXEdDCLrEpl-L4wysBJD6rLTqN/view?usp=sharing>>.
4. Verónica Escobar, N., 2008. INGENIERÍA BÁSICA DEL ÁREA ELÉCTRICA Y DE INSTRUMENTACIÓN PARA LA CONSTRUCCIÓN DE UNA PLATAFORMA PETROLERA DE PRODUCCIÓN ECUATORIANA. <<https://drive.google.com/file/d/1CHul9g9-NFgT7i5U0BCcrrvgu-3ArN1eO/view?usp=sharing>>.
5. Hydrogen engine-specific properties <<https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S036031990100026X>>.
6. The hydrogen-fueled internal combustion engine: a technical review <<https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S0360319905003721>>.
7. Hydrogen-oxygen reaction mechanism and its implication to hydrogen engine combustion. <<https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S0360319995001387>>.
8. A high performance capillary-fed electrolysis cell promises more cost-competitive renewable hydrogen.pdf <<https://drive.google.com/file/d/1UGQa4YEg3TYycMnhy1VayVHPWPk72Yah/view?usp=sharing>>.
9. Valoracion Acido-Base.pdf <<https://drive.google.com/file/d/1-JrJwMortryVjIzlow83D8lgYLLEbM2/view?usp=sharing>>.
10. Bizkaia pilota la revolución en la gestión del hidrógeno verde <<https://www.deia.eus/economia/2021/12/07/bizkaia-pilota-revolucion-gestion-hidrogeno/1173081.html>>.
11. María Luisa Cerón. (2004, marzo). Elementos de Electroquímica. <https://drive.google.com/file/d/11huPbq6Du1i_C2KaVX2rQF7k1T38OJPl/view?usp=sharing>.