



GORIVNE CELICE

Kazalo

UVOD.....	3
1 GORIVNE CELICE	4
1.1 VRSTE IN LASTNOSTI GORIVNIH CELIC.....	4
1.2 DELOVANJE GORIVNIH CELIC	5
2 TEMELJI ELEKTROKEMIJE	7
2.1 ELEKTROKEMIJSKE REAKCIJE	7
2.2 ELEKTROKEMIJSKI ČLEN	8
2.3 UPORABA ELEKTROKEMIJE	11
3 PROBLEMATIKA GORIVNIH CELIC	15
4 EKONOMIKA IN OKOLJE	15

UVOD

Elektrokemija je veja kemije, ki se ukvarja z raziskovanjem kemičnih reakcij, ki potekajo v raztopinah na fazni meji med elektronskim prevodnikom (kovina ali polprevodnik) in ionskim prevodnikom (elektrolit). Pri elektrokemičnih reakcijah pride do prenosa elektronov med elektrodo in elektrolitom oziroma ionsko zvrstjo v raztopini.

Elektrokemična reakcija je lahko spontana, njen potek pa je mogoče usmerjati tudi s pomočjo zunanje električne napetosti. V prvem primeru imamo opravka z galvanskim členom, v drugem pa z elektrolitsko celico.

1 GORIVNE CELICE

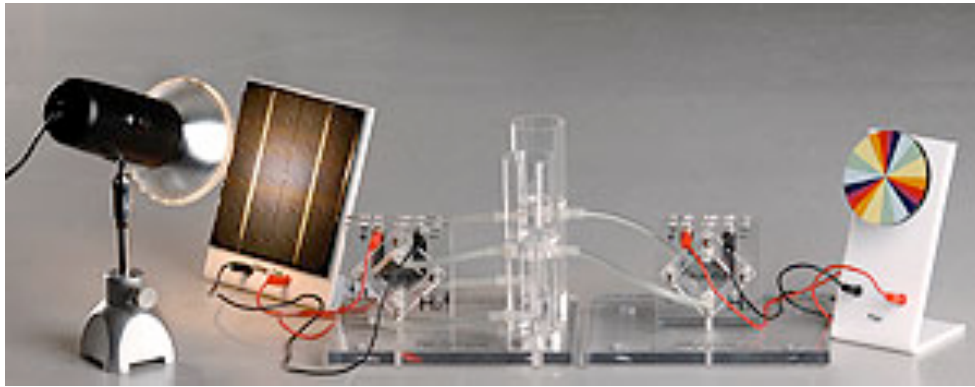
Gorivna celica proizvaja električno energijo s pomočjo kemične reakcije med vodikom in kisikom. Je neke vrste miniatura elektrarna. Ker gorivna celica proizvaja električno energijo direktno, brez izgorevanja vodika, je čista in hkrati izjemno učinkovita. Teoretično, če preračunamo, da lahko gorivna celica pretvori kar 83 % vodika v električno energijo, se lahko nadejamo zelo visoke učinkovitosti v primerjavi z učinkovitostjo bencinskih motorjev, ki je od 30-odstotna do 40-odstotna. Poleg tega pa gorivna celica ne proizvaja niti ogljikovega dioksida (CO_2) niti ostalih škodljivih emisij, saj je njen edini stranski produkt voda.

Gorivne celice (ang. Fuel cells, nem. Brennstoffzellen) so elektrokemične naprave, ki omogočajo pretvorbo kemične energije v električno in toplotno. Odlikujejo se po dobrem izkoristku, majhni masi in volumnu ter tihemu in okolju prijaznemu delovanju. Sam naziv »gorivne« zavaja, saj v njih pravzaprav nič ne gori. Trenutno je njihova glavna slabost visoka cena in nepopolna infrastruktura pri ponudbi goriva. Najbolj enostavne nizkotemperaturne gorivne celice lahko kot gorivo uporabljajo le čisti vodik, bolj zapletene ali pa visokotemperaturne pa tudi metanol in ostale tekoče ogljikovodike. Visoke ceno so povezane z visokimi razvojnimi stroški in delno tudi z dragimi materiali, ki se uporabljajo.

Princip njihovega delovanja je odkril že Sir William Grove leta 1839. Razvoj gorivnih celic se je začel že pred desetletji v vesoljskih in vojaških programih (Gemini in Apollo), kjer stroški niso bili pomembni. Danes smo na stopnji, ko so gorivne celice tik pred tem, da bodo komercialno uporabne.

1.1 VRSTE IN LASTNOSTI GORIVNIH CELIC

Ime	s polimerno membrano	alkalijske	s fosforno kislino	z raztopljenim karbonatom	s trdnim oksidom
kratica in angleški naziv	PEMFC, Polymer Exchange Membrane Fuel cells	AFC, Alkaline Fuel Cells	PAFC, Phosphoric Acid Fuel Cells	MCFC, Molten Carbonate Fuel Cells	SOFC, Solid Oxide Fuel Cells
delovna temperatura, °C	80–90	100	200–250	650	800–1000
električna stopnja delovanja	50–60	70	40	50–60	50–60
gorivo	vodik (reformirani)	vodik	vodik (reformirani)	vodik (reformirani)	vodik (reformirani) in CO
pretvorba goriva	zunanja	-	zunanja	zunanja in notranja	zunanja in notranja
oksidant	kisik ali zrak	kisik	kisik ali zrak	kisik ali zrak in CO_2	kisik ali zrak
področje uporabe	vozila in kogeneracija (manjših moči)	vesoljska tehnika	kogeneracija (manjših moči)	kogeneracija (večjih moči)	kogeneracija (večjih moči)

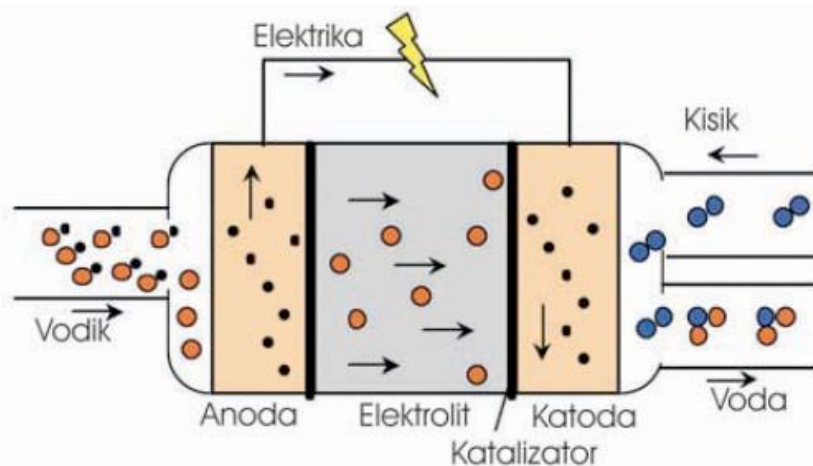


Slika: Komplet za poučevanje delovanja gorivnih celic

Vir: <http://www.sagitta.se/bilder>

1.2 DELOVANJE CELIC

V osnovi so gorivne celice podobne baterijam, a za razliko od njih zahtevajo stalen dovod goriva in kisika. Pri tem je gorivo vodik, sintetični plin (zmes vodika in CO_2), zemeljski plin ali metanol, produkti reakcij s kisikom pa so voda, elektrika in toplota, pri čemer je celoten proces nasproten elektrolizi vode.



Slika: Delovanje gorivne celice

Vir: http://www.mojmikro.si/geekfest/pogled_naprej/gorivne_celice

Odvisno od izvedbe oziroma elektrolitov, obstaja več vrst gorivnih celic. Alkalijske uporabljajo kot elektrolit kalijev hidroksid, žveplovno kislino ali membrano na osnovi ionske zamenjave in za delovanje potrebujejo čisti vodik in kisik. Zato se uporabljalo le v vesoljskih programih, vendar jih počasi zamenjujejo z gorivnimi celicami s polimerno membrano. Zaradi zadostnega razmerja pridobljene moči in mase so zelo primerne za uporabo v avtomobilih in manjših energetskih instalacijah (200–250 kW). Gorivne celice s fosforno kislino se tudi pogosteje uporabljajo v komercialne namene, največkrat v kontejnerskih energetskih napravah, kjer kot gorivo služi zemeljski plin. Zaradi visokih pogonskih temperatur so gorivne celice s stopljenim karbonatom in trdnim oksidom še vedno v fazi razvoja, obstaja nekaj postrojenj do moči 2 MW.

Osnovne vrste gorivnih celic so:

- s polimerno membrano,
- alkalijske,
- s fosforno kislino,
- z raztopljenim karbonatom,
- s trdim oksidom.

Gorivo zanje so vodik, reformirani vodik, reformirani vodik in CO, pretvorba goriva in zunanja goriva (oksidanti, kisik, zrak, kisik, zrak in CO₂).

Uporabne so za vesoljsko tehniko ter vozila in kogeneracijo (manjših in večjih moči).

Prednosti gorivnih celic

Glavna prednost gorivnih celic je visoka stopnja delovanja (teoretično do 90 %, a v praksi približno 50 %), pretvorbe energije brez ali z zelo malo škodljivih izpušnih plinov.

Delovanje gorivnih celic: na anodo se dovaja vodik, na katodo kisik ali s kisikom bogata zmes, na primer zrak iz okolice.

Elektroni se odvedejo v električni krog, protoni pa pri polimernih gorivnih celicah prehajajo skozi polimerno protonsko prepustno membrano. Na drugi strani membrane, na površini elektrode, pri prisotnosti katalizatorja (platine) se protoni vodika spajajo s kisikom in elektroni, ki so prišli čez zunanji električni krog. Rezultat te elektrokemične reakcije na katodi je čista voda. Skupna je reakcija sledeča: $H_2 + 1/2 O_2 \rightleftharpoons H_2O$.

Električni potencial te reakcije znaša 1,23 V. Zaradi izgub je v praksi 1 V pri odprtem električnem krogu.

2 TEMELJI ELEKTROKEMIJE

2.1 ELEKTROKEMIČNE REAKCIJE

Kaj je redoks reakcija

Redoks reakcija je elektrokemični proces, pri katerem pride do prenosa elektrona z molekule ali iona. Pri tem se spremeni oksidacijsko stanje reagenta. Reakcija lahko steče pod vplivom zunanje električne napetosti ali pa tako, da se sprosti kemična energija.

Kaj je oksidacija in redukcija

Atome, ione in molekule, ki sodelujejo v elektrokemični reakciji, lahko označimo glede na razliko med številom elektronov in številom protonov. Razlika predstavlja oksidacijsko stanje zvrsti, ki je lahko pozitivno (označimo s $+$) ali pa negativno (označimo z $-$). Na primer, kloridni ion Cl^- ima oksidacijsko stanje -1 . Atomu ali ionu, ki elektron odda drugemu atomu ali ionu, se oksidacijsko stanje poveča, sprejemniku negativno nabitega elektrona pa se oksidacijsko stanje zmanjša. Oksidacija in redukcija vedno potekata v medsebojni soodvisnosti; ena zvrst se oksidira, medtem ko se druga reducira. Pojav zaradi tega imenujemo redoks reakcija.

Pri reakciji med elementarnim natrijem in elementarnim klorom natrijev atom odda elektron in prevzame oksidacijsko število $+1$, klorov atom pa elektron sprejme, pri čemer se mu oksidacijsko število zmanjša na -1 . Predznak oksidacijskega stanja (pozitivno ali negativno) predstavlja dejanski naboj posameznega iona. Zaradi privlaka nasprotno nabitih natrijevih in kloridnih ionov se med njima vzpostavi ionska vez.

Izgubo oziroma oddajanje elektronov iz atoma ali molekule imenujemo oksidacija, sprejemanje elektronov pa redukcija. V kovalentni vezi, kjer se elektroni razdelijo med dva ali več atomov z večjo razliko v elektronegativnosti, se pri določanju oksidacijskega stanja elektron razporedi atomu z največjo elektronegativnostjo. Najbolj elektronegativni atomi imajo potemtakem najnižje oksidacijsko število.

Atom ali molekula, ki pri redoks reakciji izgubi elektrone, se imenuje reducent, snov, ki sprejme elektrone, pa oksidant. Reducenti se pri redoks reakcijah vedno oksidirajo, oksidanti pa reducirajo. Najbolj reprezentativen oksidant je kisik, po katerem je oksidacija tudi dobila ime (iz grškega korena ὀξύς: oxyς), vendar ni edini. Kljub imenu pri oksidaciji ni nujna prisotnost kisika. Plamen lahko gori tudi v prisotnosti drugega oksidanta, na primer fluora. Plameni, kjer kot oksidant uporabimo fluor, gorijo bolj intenzivno, ker je fluor močnejši oksidant (ima večjo elektronegativnost) kot kisik.

Vezava kisika na atom ali molekulo privede do oksidacije zvrsti (medtem ko se kisik reducira). Na primer, pri oksidaciji oktana s kisikom, pri kateri nastane ogljikov dioksid in voda, imata na začetku tako kisik kot ogljik oksidacijsko stanje 0 . Pri nastanku CO_2 ogljik izgubi štiri elektrone in postane C^{4+} , vsak kisikov atom pa dobi dva elektrona in postane O^{2-} . V organskih spojinah, kot sta na primer propan ali metanol, izguba atoma vodika predstavlja oksidacijo molekule. Ko vodikov atom izstopi iz molekule, s seboj vzame elektron, ki se porabi za nastanek druge kovalentne vezi z nekovino. Nasprotno pri odstranjevanju kisikovega atoma ali dodajanju vodikovega atoma na molekulo poteče redukcija.

Urejanje redoks reakcij

Elektrokemične reakcije v vodnih medijih so lažje razumljive, če jih urejamo s pomočjo ionsko-elektronske metode. K posameznim reakcijam elektrokemičnega polčlena dodamo elektrone, H^+ , OH^- in H_2O , s katerimi kompenziramo spremembe oksidacijskega stanja.

V kislem okolju H^+ ion in H_2O pomagata uravnovežiti celotno reakcijo. Primer: mangan reagira z natrijevim bizmutom.

Zaradi zakona o ohranitvi mase je število elektronov, ki se porabi pri redukciji, enako številu elektronov, ki se sprostijo pri oksidaciji. Enačbo lahko enostavno uredimo, če enačbo polčlena, kjer poteka redukcija, pomnožimo s številom elektronov, ki se sprostijo pri oksidaciji; enačbo polčlena, na katerem poteka oksidacija, pa pomnožimo s številom elektronov, ki se porabijo pri redukciji, ter na koncu obe enačbi seštejemo.

V bazičnem okolju OH^- ioni in H_2O pomagata uravnovežiti celotno reakcijo. Primer: kalijev permanganat reagira z natrijevim sulfitom.

Postopek urejanja je enak kot v kislem mediju. Število elektronov, ki se pri oksidaciji sprosti, mora biti enako številu elektronov, ki se pri redukciji porabijo.

Tudi v nevtralnem okolju uporabimo enako metodo urejanja kot v kislem in bazičnem okolju. Primer je popolno izgorevanje propana. Število sproščenih elektronov mora biti enako številu porabljenih elektronov.

2.2 ELEKTROKEMIČNI ČLEN

Elektrokemični člen je naprava, ki energijo, ki se sprosti pri spontani redoks reakciji, pretvarja v električni tok. Sem spada tudi galvanski oziroma voltaični člen (pomenovan po Luigiju Galvaniju oziroma Alessandru Volti).

Vsak elektrokemični člen je sestavljen iz dveh prevodnih elektrod (katode in anode). Po definiciji je katoda tista elektroda, na kateri poteka redukcija, anoda pa tista elektroda, na kateri poteka oksidacija. Elektrode so lahko narejene iz katerega koli dovolj elektroprevodnega materiala, na primer iz kovine, polprevodnikov, grafita in celo prevodnih polimerov. Med elektrodama se nahaja elektrolit, v katerem se prosto gibljejo ioni.

V galvanskem členu se uporabljata elektrodi iz dveh različnih kovin. Vsaka elektroda se nahaja v elektrolitu, kjer pozitivno nabiti ioni predstavljajo oksidirano obliko materiala, iz katerega je narejena elektroda. Med elektrokemično reakcijo ena elektroda prevzame vlogo katode (na njej poteka redukcija), druga pa vlogo anode (na njej poteka oksidacija). V katodnem delu galvanskega člena kovinski kationi v raztopini sprejemajo elektrone, zaradi česar se jim oksidacijsko stanje zmanjša na 0, pri tem pa nastanejo kovinski atomi, ki se odložijo na elektrodo. Sočasno na anodi poteka oksidacija, pri čemer nastajajo kovinski kationi (oksidacijsko stanje postane večje od 0), elektroda pa se raztaplja. Elektrodi v galvanskem členu morata biti med seboj povezani z električnim krogom, da omogočimo tok elektronov z anode na katodo. Tok elektronov lahko spotoma opravlja še električno delo; poganja elektromotor ali ustvarja svetlobo v žarnici.

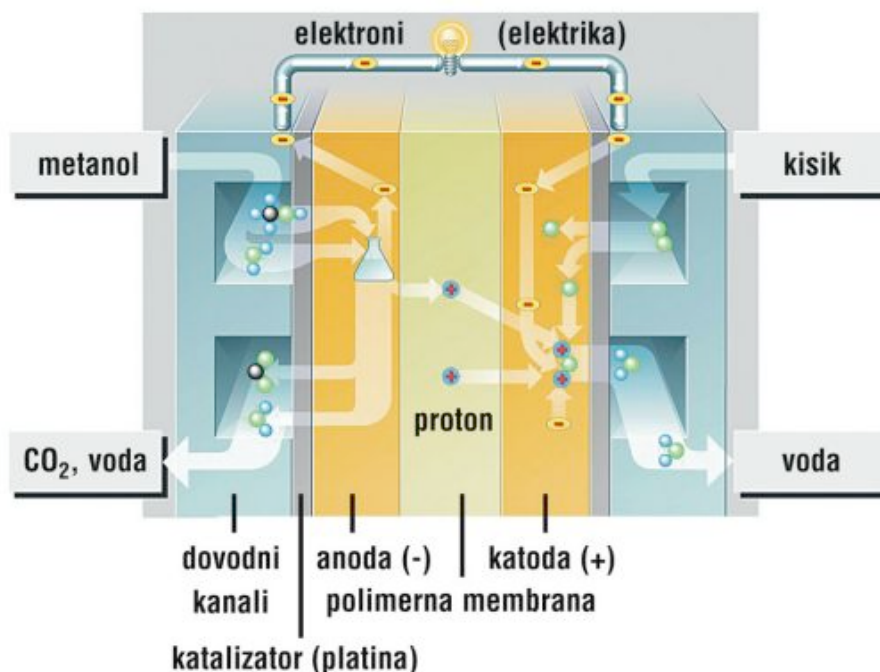
Splošno znan galvanski člen je na primer Daniellov člen. Galvanski člen je sestavljen iz bakrove in cinkove elektrode, ki sta potopljeni v raztopino bakrovega in cinkovega sulfata.

Pri tem primeru vlogo anode prevzame cinkova elektroda; na njej poteka oksidacija (elektroda oddaja elektrone) cinkovih atomov do Zn^{2+} ionov. Bakrova elektroda prevzame vlogo katode; na njej poteka redukcija (elektroda sprejema elektrone) Cu^{2+} ionov do kovinskega bakra. Celica sestavlja enostavno baterijo, ki po električnem krogu spontano poganja tok elektronov z anode na katodo. Potek kemične reakcije lahko obrnemo v nasprotno smer, če na galvanski člen priključimo zunanjo napetost, pri čemer se na katodi začne nalagati cink, na anodi pa raztapljati baker.

Če hočemo v galvanskem členu vzpostaviti popoln električni krog, moramo poleg električne prevodnosti zagotoviti tudi ionsko prevodnost med katodo in anodo. Najenostavnejši način je, da sta raztopini posameznih ionov neposredno v stiku preko porozne filtre ali ionsko prevodne membrane, ki preprečuje medsebojno mešanje raztopin. Manjše mešanje elektrolitov dosežemo, če namesto filtre ali membrane uporabimo elektrolitski ključ – cevko v obliki narobe obrnjene črke U, napolnjeno z nasičeno raztopino elektrolita v gelu. Kot elektrolit v elektrolitskem ključu se najpogosteje uporablja kalijev klorid (KCl). Med delovanjem galvanskega člena negativno nabiti ioni potujejo proti pozitivno nabiti elektrodi, pozitivno nabiti ioni pa proti negativno nabiti elektrodi.

V elektrokemiji se za poenostavljen opis galvanskega člena najpogosteje uporablja celični diagram. Na prvem mestu je reducirana oblika kovine, ki se v galvanskem členu oksidira na anodi (Zn) in je s pokončno črto, ki predstavlja fazno mejo med elektrodo in raztopino, ločena od oksidirane oblike kovine (Zn^{2+}). Dvojna pokončna črta predstavlja elektrolitski ključ med celicama. Sledi oksidirana oblika kovine (Cu^{2+}), ki se bo na katodi (s preходом preko fazne meje – pokončna črta) reducirala do kovine (Cu). Koncentracija elektrolitov v galvanskem členu predstavlja pomemben parameter, saj je od nje odvisna končna napetost galvanskega člena.

Električno napetost, ki se vzpostavi v galvanskem členu, lahko izmerimo z voltmetrom.



Slika: Struktura gorivne celice

Vir: <http://www.joker.si/article.php?rubrika=1&articleid=822&page=2>

Standardni elektrodni potencial

Vsak elektrokemični polčlen ima pri določeni temperaturi in koncentraciji elektrolita točno določen elektrodni potencial, zaradi česar je polčlene smiselno razvrstiti v vrsto standardnih elektrodnih potencialov. Ker potenciala ene same elektrode ne moremo izmeriti, kot drugo elektrodo v galvanskem členu uporabimo standardno vodikovo elektrodo (SHE), ki ima po dogovoru napetost enako 0,0 V.

SHE lahko prevzame vlogo anode ali katode, glede na relativni oksidacijsko-redukcijski potencial drugega dela galvanskega člena. SHE za delovanje potrebuje plinasti vodik, ki ga pri tlaku 1 atmosfere prepihujemo preko platinaste elektrode, potopljene v raztopino elektrolita z aktivnostjo H^+ 1 (večkrat privzamemo, da je $[H^+] = 1 \text{ mol/L}$)

Standardno vodikovo elektrodo preko elektrolitskega ključa povežemo z drugo elektrodo in ustvarimo galvanski člen. Če tudi pri drugi elektrodi vzdržujemo standardne pogoje, izmerjeno napetost galvanskega člena imenujemo standardni elektrodni potencial. Polarnost standardnega elektrodnega potenciala podaja informacijo o relativni vrednosti redukcijskega potenciala glede na SHE. Če je izmerjeni potencial večji od potenciala SHE, poteka na drugi elektrodi redukcija, SHE pa se obnaša kot anoda (primer: standardni elektrodni potencial $Cu|Cu^{2+}$ je 0,337 V), v nasprotnem primeru pa SHE deluje kot katoda, na drugi elektrodi pa poteka oksidacija (primer: standardni elektrodni potencial $Zn|Zn^{2+}$ je -0,763 V).

Standardni elektrodni potenciali so po navadi tabelirani kot redukcijski potenciali, vendar so elektrodne reakcije reverzibilne, zato je potek reakcije na posamezni elektrodi odvisen od oksidacijsko-redukcijskega potenciala obeh elektrod. Potencial (napetost) standardnega galvanskega člena lahko določimo, če poznamo standardne elektrodne potenciala za vsak galvanski polčlen posebej. Polčlen z nižjim potencialom bo prevzel vlogo anode – na njem bo potekala oksidacija. Napetost galvanskega člena nato izračunamo kot vsoto redukcijskega potenciala katode in oksidacijskega potenciala anode.

Pri standardni temperaturi, tlaku in koncentraciji je napetost galvanskega člena enaka 0,34 V. Po definiciji je elektrodni potencial SHE enak 0,0 V, zato bakrova elektroda opravlja vlogo katode. Sprememba stehiometričnih koeficientov v urejeni reakciji ne vpliva na potencial bakrove elektrode, ker so standardni elektrodni potenciali intenzivne količine.

Termodinamika redoks reakcij

Med delovanjem galvanskega člena se kemična energija spreminja v električno energijo. Električno energijo lahko matematično izrazimo kot produkt med napetostjo galvanskega člena in električnega naboja, ki se prenese preko člena, lahko jo izmerimo, ko čez galvanski člen ne teče električni tok, in jo uporabimo pri izračunu največje mogoče energije, ki se sprosti pri kemični reakciji. Delo, ki ga sistem sprejme, je definirano kot pozitivno.

Pozitivni potencial galvanskega člena nam da negativno spremembo Gibbsove proste energije, kar je v skladu s smerjo električnega toka, ki teče v zunanjem električnem krogu iz katode do anode. Če proces obrnemo s pomočjo zunanje električne napetosti, moramo medtem ko v galvanskem členu poteka elektroliza, sistemu dovajati delo.

Pri spontanah kemičnih reakcijah (kjer je sprememba Gibbsove proste energije manjša od nič) lahko z galvanskimi členi generiramo električni tok. Na tej osnovi delujejo vse baterije in gorivne celice. Na primer, v gorivni celici lahko poteka reakcija, pri kateri se kisik (O_2) in vodi (H_2) spajata v vodo, pri tem pa se sproščata električna in toplotna energija.

Nespontano elektrokemično reakcijo pa lahko prisilimo, da teče v želeni smeri, tako da preko člena spustimo električni tok pri določeni napetosti. Tipičen primer je elektroliza vode, pri kateri se sproščata kisik in vodik.

Zvezo med ravnotežno konstanto K in spremembo Gibbsove proste energije lahko zapišemo. Ko enačbo preuredimo, pa dobimo zvezo med ravnotežno konstanto in napetostjo galvanskega člena.

Napetost galvanskega člena in spremembe koncentracije

Standardni potencial elektrokemičnega člena dobimo samo, če vzdržujemo standardne pogoje za vse reakcije, ki v elektrokemičnem členu potekajo. Ko koncentracije reaktantov odstopajo od standardnih koncentracij, tudi potencial odstopa od standardnega električnega potenciala. V začetku 20. stoletja je Walther Hermann Nernst predstavil matematični model, ki je povezoval koncentracijo elektrolitov z napetostjo galvanskega člena. V poznem 19. stoletju je Josiah Willard Gibbs izpeljal teorijo, s katero je bilo mogoče glede na spremembo Gibbsove proste energije določiti, ali je potek kemične reakcije spontan ali ne. Nernst je Gibbsovo teorijo dopolnil, tako da je vanjo vključil prispevek električnega potenciala nabitih delcev. Spremembo Gibbsove proste entalpije lahko povežemo z napetostjo galvanskega člena.

Koncentracijska celica

Koncentracijska celica je elektrokemična celica, v kateri sta obe elektrodi iz enakega materiala, elektrolit, v katerega sta elektrodi potopljeni, pa je sestavljen iz enakih ionov, vendar se koncentracija elektrolita razlikuje v posamezni celici galvanskega člena. Primer: sestavimo elektrokemično celico, kjer sta dve bakrovi elektrodi potopljeni v raztopini bakrovega sulfata s koncentracijama 0,05 M in 2,00 M. Tak tip celice bo proizvedel potencial, ki ga lahko napovemo z Nernstovo enačbo. Na obeh elektrodah poteka enaka reakcija (vendar v obratni smeri na katodi).

Po Le Chatelierjevem principu sklepamo, da je reakcija bolj nagnjena k redukciji, če povečamo koncentracijo Cu_2^+ ionov. Redukcija v celici bo torej potekala v tistem delu galvanskega člena, kjer je koncentracija kovinskih ionov večja, oksidacija pa v tistem delu, kjer je koncentracija kovinskih ionov manjša. Nernstova enačba je pomembna tudi za razumevanje električnih efektov v celicah in organelih. Električni procesi potekajo v sinapsah, pri bitju srca, pa v tudi stanju mirovanja somatskih celic.

2.3 UPORABA ELEKTROKEMIJE

Tako v naravi kot v industriji potekajo različni elektrokemični procesi. Elektrokemija se uporablja pri nanosu kovinskih in oksidnih plasti na različne materiale, pa tudi pri detekciji alkohola z alkotesti v izdihanem zraku preko redoks reakcije, v kateri nastopa etanol. Nastanek kemične energije preko fotosinteze je nedvomno eden izmed pomembnejših elektrokemičnih procesov, kot tudi proizvodnja kovin, kot sta aluminij in titan iz njihovih rud. Na osnovi redoks reakcije delujejo tudi nekatere aparature za določevanje krvnega sladkorja pri bolnikih s sladkorno boleznijo. Električni tokovi živčnih impulzov v nevronih delujejo na osnovi prehajanja kalijevih in natrijevih ionov preko celičnih membran. Nekatere živali, kot so električni skati (Torpediniformes), lahko ustvarijo zelo visoko napetost (od 8 do 220 V, odvisno od vrste) v specializiranih celicah, imenovanih elektroцитi, s katerimi v napadu onemogočijo mnogo večje živali zaradi prehranjevanja ali za obrambo.

Kanadčana Ben Wiens in Danny Epps se zelo trudita razvijati elektrokemične gorivne celice, ki so zdaj uspešna tržna alternativa fosilnim gorivom in predstavljajo korak naprej pri **prizadevanjih za bolj zeleno energijo**. Avtobusi na gorivne celice, ki jih poganja vodik, zdaj vozijo že v 15 mestih po svetu, gorivne celice pa so nepogrešljive tudi kot zasilni vir energije telekomunikacijskih sistemov v Kanadi, EU in Indiji.

Gorivna celica je energijska celica in, kot to mnogi menijo, le konvertor oz. shranjevalec energije v prihodnosti. S pomočjo energijske celice lahko spremenimo vodik in kisik v električno energijo, toploto ter vodo. Tako lahko pridobivamo energijo na ekološko neoporečen način. Energijska celica je naprava, ki vodik in kisik elektrokemično spreminja v toploto ter električno energijo. Je zelo podobna bateriji, ki jo lahko polnimo tudi med obratovanjem. Ne polnimo pa je z električno energijo, temveč s kisikom in vodikom. Prvi glavni element je vodik, ki ga z anodne strani s pritiskom potiskamo skozi katalizator – membrano. Ker je ta membrana polprepustna, se vodik deli na $2H^+$ iona in $2H^-$ elektrona. Elektroni nato potujejo skozi anodo ter naprej v eksterni krog, kjer opravijo delo (poganjajo motor) ter prispejo na katodo. Med tem s katodne strani potiskamo skozi katalizator drugi glavni element, kisik O_2 , ki se razcepi na dva močno negativna iona $2O^-$. Ta dva iona privlačita dva H^+ iona skozi membrano. Ko se kisikov ion O^- združi z vodikovim H^+ ter z elektronom H^- iz zunanega kroga, nastaja voda. Ena gorivna celica tvori približno 0,7 volta. Če povežemo več gorilnih celic, lahko dobimo uporabne napetosti.

Elementi sistema

Anoda je negativna stran GC (gorivne celice), na kateri se zbirajo elektroni, ki se odcepijo od vodika. Ti elektroni se nato uporabijo v zunanjem krogu ter opravljajo električno delo. Sestavljena je iz kanalov, da se vodikov plin lahko enakomerno razprši po katalizatorju.

Katoda je pozitivna stran GC. Tudi ta stran je sestavljena iz kanalov, ki vodijo kisik do površine katalizatorja – elektrolita. Ta stran tudi zbira elektrone, ki so prišli iz zunanjega kroga, da se združijo s kisikom in tvorijo vodo.

Elektrolit je proton – izmenjevalec na membrani, ki ne prepušča elektronov. Videti je približno tako kot kuhinjska krpa.

Katalizator – ta pospešuje reakcijo med kisikom in vodikom. Navadno je to karbonska krpa, prevlečena s finim slojem platinastega prahu. Je grob ter porozen, s tem pa je kisiku ter vodikom izpostavljena maksimalna površina katalizatorja.

Poznamo več vrst gorivnih celic (metanolova, fosforjevo kislinska, alkalne, kisikove), ki se delijo glede na elektrolit, ki ga uporabljajo. Nekatere so bolj uporabne za izdelavo elektrarn, druge za mobilne telefone, prenosne računalnike ali pa za avtomobilski pogon.

Metanolova gorivna celica

Ta gorivna celica potrebuje za gorivo metanol (poznamo ga tudi pod imenom metilni alkohol), pomešan z vodo. Metanol je cenovno ugoden, lahko se ga pridobiva iz premoga ali zemeljskega plina in je varen za shranjevanje. Deluje pod vreliščem vode, kar je v primerjavi z drugimi vrstami gorivnih celic, ki delujejo le pri izredno visokih temperaturah (pri katerih se topijo marsikateri kovine), zelo ugodno. Ne proizvaja strupenih snovi, le ogljikov dioksid in vodo. Sistem gorivnih celic je narejen iz takih kovin, ki se jih na koncu njihove življenjske dobe lahko reciklira. Metanolova gorivna celica je več kot dvakrat bolj učinkovita kot današnji bencinske motorji. Raziskovalci so prepričani, da jim bo z nadaljnjimi poskusi uspelo njihovo učinkovitost povečati še za 15 %.



Slika: Poskusna energijska postaja

Vir: <http://www.ove.si>

Gorivna celica, ki deluje s fosforjevo kislino

Gorivno celico, ki deluje s fosforjevo kislino, že uspešno preizkušajo v raznih javnih ustanovah v ZDA; bolnišnicah, šolah, poslovnih prostorih, letališčih. Električno pridobivajo s 40-odstotno učinkovitostjo. Verjetno bodo v prihodnosti te celice tudi poganjale avtobuse ter lokomotive.



Slika: Country Hospital Wakefield, ZDA

Bolnica z energijsko celico. Ta alternativni vir energije kljub pomanjkljivostim, že preizkušajo v posameznih javnih ustanovah

Vir: [http:// www.wdbg.org](http://www.wdbg.org)

Alkalne gorivne celice uporabljajo v ameriškem vesoljskem programu. Reakcija v njih poteka na osnovi čistega vodika ter čistega kisika.

Gorivne celice na čistim kisikom so najbolj uporabne za velike elektrarne, delujejo na zelo visoki temperaturi, ki se jo da pozneje speljati v turbine, da se generira še več električne energije.

Gorivne celice niso nova ideja. Postopek, da lahko iz reakcije med vodikom in kisikom dobimo električno in topel zrak, je že leta 1839 odkril valižanski sir William Grove, sodnik in znanstvenik. Toda njegov izum za proizvodnjo elektrike in toplote se je umaknil toplotnemu spreminjanju energije Francoza Sadija Carnota. Večjega zanimanja za njegovo odkritje ni bilo, dokler niso v šestdesetih letih v ZDA začeli z vesoljskim programom. Izbrali so gorivne celice namesto tvegane jedrske in dražje sončne energije. S svojo energijo so oskrbovale vesoljske rakete Gemini in Apollo

in še vedno oskrbujejo vesoljske ladje z elektriko in vodo. Razen pri vesoljskih poletih gorivne celice doslej niso imele nobene večje vloge.



Slika: Space Shuttle pri vzletu

Vir: <http://www.ove.si>

Daimler Benz je že leta 1994 poslal na cesto prvi avto brez škodljivih emisij. Bil je majhen dostavni avto, poln aparatov in merilcev. Motorji na notranje izogorevanje izkoriščajo pritisk, ki nastane z izogorevanjem goriva, da opravlja mehansko delo.



Slika: Moderni NECAR iz leta 1994

Vir: <http://cdn-www.greencar.com>

Ko bo ta industrija resnično zaživela, bo treba postaviti nekakšne vodikove postaje ali preoblikovati že obstoječe, kjer bi imeli dostop za dovod vodika v vozilo oz. v rezervoar vozila. Avtomobilska industrija se vedno bolj približuje točki, ko bo lahko avtomobile na vodik serijsko proizvajala.

Naslednje mesto, kjer bi bile gorivne celice zelo uporabne in koristne, so domači energijski sistemi. Sčasoma naj bi ti sistemi postali strah in trepet današnjih proizvajalk energije, saj bi vso potrebno energijo za oskrbo doma lahko proizvajale gorivne celice same, tako rekoč v naši kleti. Razvoj te tehnologije pa je počasnejši od avtomobilske, ker v projekte ne vlagajo toliko finančnih sredstev.

Energijska celica bo tekmovala z mnogo drugimi napravami, kot so: termoelektrarne, motorji z notranjim izogorevanjem, baterije ...

3 PROBLEMATIKA GORIVNIH CELIC

Kisik, ki je potreben za reakcijo, pride iz zraka. Navadno črpamo v katodo kar zrak. Težje pa je priti do vodika. V zraku ga je premalo, da bi ga lahko izločevali. Vodik je tudi težje shranjevati, saj je močno eksploziven. Bilo bi bolje, če bi lahko gorivna celica uporabljala goriva, ki so že na voljo. To težavo rešuje naprava, ki lahko iz alkoholnih goriv izlušči vodik. Tako bi lahko uporabljali metanol, propan ... Takšno gorivo bi bilo bolj dostopno, saj ima mnogo gospodinjstev v hišah plinsko napeljavo za naravni plin, kot je propan-butan. Naravni plin je tudi lažje shranjevati ter transportirati.

4 EKONOMIKA IN OKOLJE

Najbolj se je te tehnologije oprijela avtomobilska industrija, a ne samo zaradi naraščajočih cen goriv, ampak tudi zaradi vedno ostrejših zakonov o izpušnih plinih. Za zdaj je ta tehnologija veliko predraga za splošno uporabo.