



Lenda KIMI

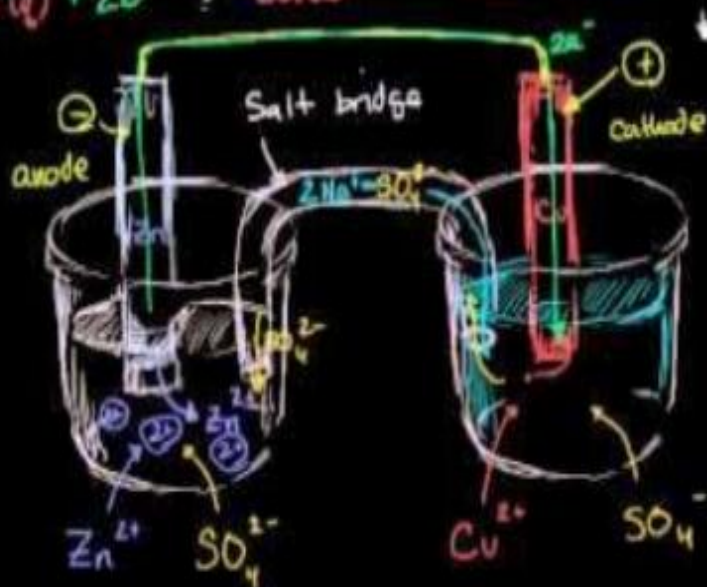
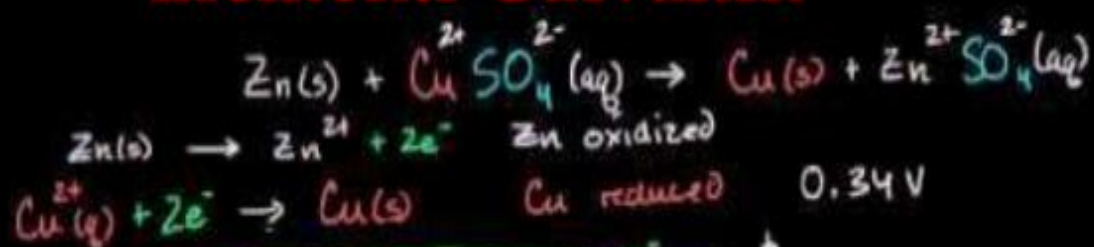
Njesija mesimore

Elementet Galvanike

Per vitin e II

Pergaditi. Prof .Hafsa Selimi

Elementi Galvanik



Elementi Galvanik



☞ Ç'është elementi galvanik?.

- ☞ Elementi galvanik paraqet një sistem tek i cili energjia kimike e reaksioneve të oksido-reduktimit transformohet në energji elektrike.

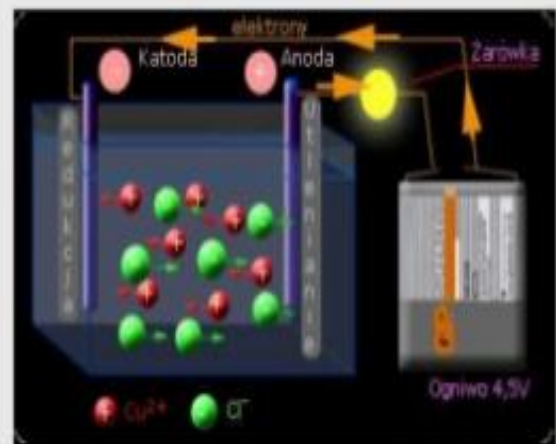
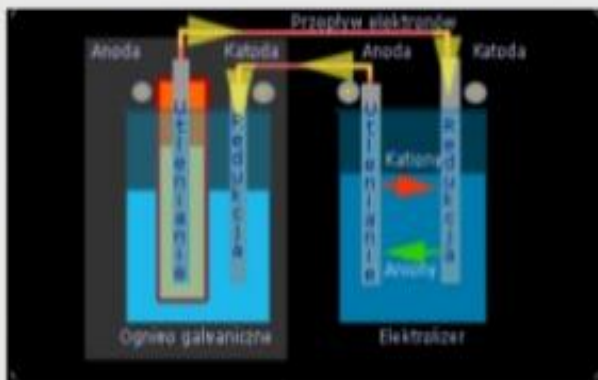
☞ Si erdhi deri te formimi i elementit galvanik?.

- ☞ Shkencëtari italian Luigi Galvani kah fundi i shekullit 18 zbuloi rrymën elektrike gjatë një prove me këmbët e bretkosës. Rrastësisht me një grremç prej bakri i kapi këmbët e lagura të bretkosës të përforcuara në një rrethojë prej hekuri dhe vërejti se këmbët dridhen (mblidhen). Galvani ishte i sigurt se shtazët krijojnë elektricitet dhe se ai elektricitet ka shkaktuar tkurrjen e këmbëve. Formimin e "rrymës së Galvanit" në mënyrë të dretë e spjegoi Alessandro Volta. Ai e sqaroi se rryma është paraqitur për arsye dy metalet bakri dhe hekuri kanë ardhur në kontakt nëpërmjet elektrolitit-lagështisë në këmbët e bretkosës.

Prej çka përbëhet elementi galvanik ?



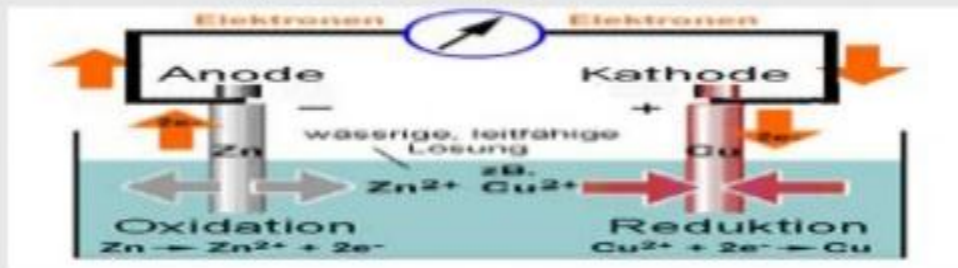
- ☞ Një element galvanik përbëhet nga: -
- ☞ Dy gota - Dy elektroda - Voltmetër - Urë elektrolitike



Çfarë procesesh ndodhin në elementin galvanik?



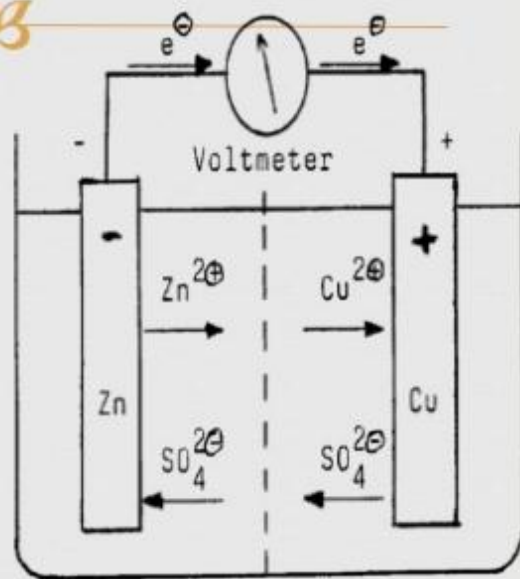
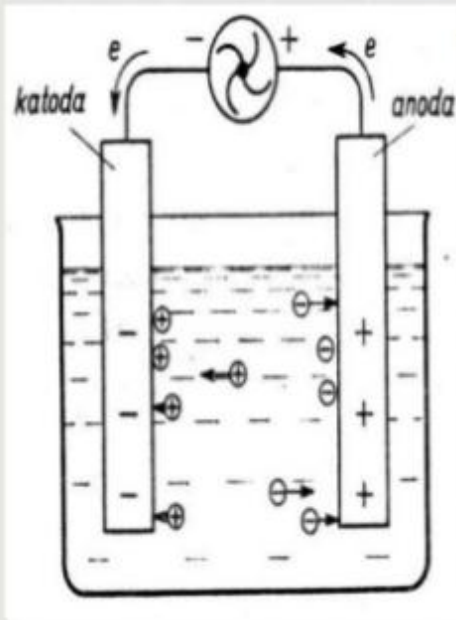
- ☞ Elektroda prej së cilës elektronet lirohen (nga pllaka e zinkut lirohen dy elektrone), pra ajo në të cilën zhvillohet procesi i oksidimit sipas reaksionit : $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$. -quhet ANODË dhe në elementin galvanik është pol negativ. Elektroda e cila pranon elektrone (pllaka e bakrit pranon dy elektrone) dhe në të cilën zhvillohet procesi i reduktimit sipas reaksionit: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$. -quhet KATODË dhe në elementin galvanik është pol pozitiv.



Reaksionet e oksido-reduktimit

- ✎ Në këto procese elektrokimike ndodhin pra reaksione të oksido-reduktimit, në të cilat qëndron edhe thelbi i funksionimit të elementit galvanik. Zinku, pra oksidohet, jonet e tij kalojnë në tretësirë dhe pllaka e zinkut tretet. Ndërkaq bakri reduktohet, jonet e tij kalojnë prej tretësire në pllakën e bakrit dhe si pasojë e kësaj rritet masa e pllakës së bakrit (pllaka e bakrit trshet).
- ✎ Reaksionet redokse që i shënuam më parë quhen reaksione elektrodike, sepse këto ndodhin në elektroda të elementit galvanik. Këto reaksione ndodhin në gota të ndryshme dhe bashkërisht mund ti shënojmë me barazimin: $Zn^{\circ} + Cu^{2+} \rightleftharpoons Zn^{2+} + Cu^{\circ}$
Barazimi i fundit tregon reaksionin e oksido-reduktimit që zhvillohet në elementin galvanik, që paraqet shumën e dy gjysmëreaksioneve elektrokimike.

Reaksionet e oksido-reduktimit



Si arrihet që tretësira të mbetet elektroasnjënese në një proces elektrokimik?



- ☞ Rryma e cila rrjedh në elementin galvanik kur elektodat lidhen mes vete, është pasojë e tendencës së njërës substancë që të oksidohet, ndërsa tjetrës që të reduktohet. Pikërisht kjo tendencë është masë për potencialin elektrodik. Ky potencial nuk mund të matet në mënyrë të drejtpërdrejtë por mund të matet vetëm ndryshimi i potencialit në mes të dy elektrodave të elementit. Kjo do të thotë se potencialet e elektrodave kanë vlera relative, të matura pranë ndonjë elektrode standarde të zgjedhur. Si elektrodë standarde përdoret e a.q. elektroda standarde e hidrogjenit. Potenciali i elektrodës standarde të hidrogjenit me marrëveshje është marrë zero në të gjitha temperaturat. Potenciali elektrodik standart E° i një metali është i barabartë me ndryshimin e potencialit që çarqitet në elementin galvanik në të cilin elektroda tjetër është elektroda standarde e hidrogjenit.

2 elektrodën: ndryshim potenciali

∞ Ndryshimi i potencialit mes dy elektrodave shpeshherë quhet si forcë elektromotore e elementit (FEM). Potenciali i elementit caktohet për gjendje standarde, që do të thotë se përqëndrimi sasi i të gjithë pjesëmarrësve në reaksion është 1 mol/dm^3 , ndërsa shtypja 100 kPa . Nëse elektroda (potenciali elektrodik standart i së cilës përcaktohet) liron elektrone (është elektrodë negative), ndërsa elektroda e hidrogjenit pranon elektrone, potenciali elektrodik standart i përcaktuar shënohet me parashenjë negative. Dhe e kundërta, nëse elektroda (potenciali elektrodik standart i së cilës përcaktohet) pranon elektrone (është elektrodë pozitive) kurse elektroda e hidrogjenit liron elektrone, atëherë potenciali elektrodik standart shënohet me parashenjë pozitive. Në këtë mënyrë duke i krahasuar me elektrodën e hidrogjenit janë përcaktuar potencialet elektrodike standarde për të gjitha metalet.

Anoda-Katoda

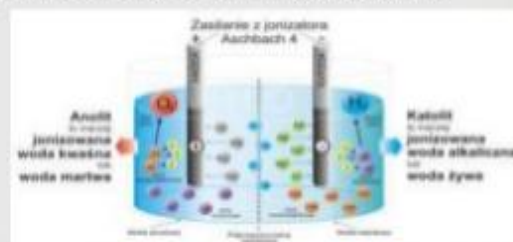


☞ Ndryshimi i potencialeve elektrodike të anodës dhe katodës jep ndryshimin e potencialit të elementit galvanik (EEL) Sa më e madhe të jetë vlera e dryshimit të potencialit të elementit galvanik, aq më e madhe do të jetë mundësia e zhvillimit të reaksionit kimik në element. Nga rendi potencial i metaleve shihet se prej hidrogjenit me $E=0.00\text{ V}$, duke shkuar lart rritet vlera negative e potencialit elektrodik standard të metaleve, ndërsa nën hidrogjenin rritet vlera pozitive e potencialit. Sa më e lartë që është vlera negative e potencialit elektrodik standard të metalit (Li, K, Ba, Ca, Na,...) aq më e theksuar është aftësia për lirim të elektroneve (aftësia reduktuese) dhe formimi i joneve (Li^+ , K^+ , Ba^{2+} ...). këto janë metalet kimikisht më aktive dhe mjete reduktuese shumë të forta. Duke shkuar prej lart posht në rendin elektrokimik atomet e metaleve kanë aftësi më të vogël për të liruar elektrone, kimikisht janë më pak aktiv, përkatësisht janë mjete reduktuese më të dobëta.

LLOJET E ELEMENTEVE GALVANIKE



☞ Zbulimi i elementeve galvanike si sistemet në të cilën energjia e reaksionet kimik shndërrohet në energji kimike i ka nxituar hulumtuesit që të tentojnë të konstruktijnë elemente të cilat do të shërbejnë si burim i rrymës elektrike për një kohë më të gjatë. Elementet e tilla duhet që të jenë të arsyeshëm nga aspekti ekonomik, ndërsa të përshtatshëm për nga konstrukti. Këto kërkesa sot i plotësojnë dy tipa të elementeve galvanike: bateritë ose elementet galvanike primare dhe akulumatorët ose elementet galvanike sekondare.



BATERITË-ELEMENTET GALVANIKE TË PAKTHYESHME ELEMENTI I LEKLANSHE-UT

- ☞ Elementi i Leklansheut (Georges Leclanche) ndryshe quhet edhe bateria (elementi i thatë). Prej të gjitha elementeve galvanike të cilët në gjysmën e parë të shekullit XIX kanë qenë si burim i vetëm i rrymës elektrike, sot në një formë pak më të ndryshuar përdoret vetëm elementi i Leklansheut. Poli negativ i kësaj baterie është gota prej legurës së zinkut e cila lëshon elektrone dhe tretet. $Zn(s) + 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ (oksidimi) Ndërkaq nëpër qarkun e jashtëm rryma rrjedh prej thuprës së grafitit e cila është poli pozitiv. Thupra e grafitit është elektorodë inerte, ndërsa është e rrethuar me përzierjen e oksidit të manganit (IV) dhe blozës (pluhur hekuri). Elektroliti është tretësira e klorurit të zinkut dhe klorurit të amonit me pak shtesë amidoni. Amidoni ka për qëllim që ta bëjë elektrolitin të parrjedhshëm (gel-pastë e dendur) e cila nuk rrjedh nga elementi galvanik. Prandaj elementi i Leklanshe-ut quhet bateri e thatë. Tensioni i elementit të pashkruar është 1.50 V(volt).

AKUMULATORËT- ELEMENTET GALVANIKE TË KTHYESHME

- Ekzistojnë edhe elemente galvanike të cilat pasi të "shprazen", mund përsëri të "mbushen" nëse lidhen me burim të rrymës njëkahëshe. Elementet e këtilla quhen akumulatorë. Vet emri tregon edhe përdorimin-akumulim të energjisë elektrike. Akumulator është vetëm ai element galvanik i kthyeshëm i cili mund të jep rrymë të mjaftueshme një kohë më të gjatë, e kjo do të thotë ai që ka kapacitet të mjaftueshëm. Kapaciteti është karakteristikë e çdo akumulatori, ndërsa zakonisht shprehet me amper porë, që në të vërtetë tregon sasinë e elektricitetit të cilin mund ta jep akumulatori.
- Akumulatori i plumbit. Elektroda negative (katoda) është e ndërtuar prej plumbi shpuzor i cili është i shtypur në korniza të plumbit. Elektroda pozitive është rrjeta prej legurës së plumbit dhe antimonit, që është e mbushur me oksid plumbi (IV). Pllakat e akumulatorit të plumbit dallohen edhe për nga ngjyra e tyre, kështu pllaka negative ka ngjyrë të murrme, ndërsa ajo pozitive ka ngjyrë të kaltër. Elektrolit është acidi sulfurik me pjesëmarrje mase 33-39%.

Shprazja e akumulatorit

Mbushja e akumulatorit



☞ Gjatë shprazjes së akumulatorit nëpër elektroda zhvillohen këto procese: (-) katoda: (+) anoda: Proceset që zhvillohen në katodë janë: elektronet që çlirohen në katodën e akumulatorit shkojnë kah anoda. Në polin negativ kryhet oksidimi i Pb deri në Pb^{2+} , kurse në polin pozitiv kryhet reduktimi i PbO_2 deri në jone Pb^{2+} . Barazimet tregojnë se gjatë zbrazjes së akumulatorit harxhohet H_2SO_4 . kjo vërehet nga zvogëlimi i dendësisë së elektrolitit. Gjatë mbushjes së akumulatorit, përqëndrimi i H_2SO_4 rritet, që mund të vërehet nga rritja e dendësisë së elektrolitit. Nga që u tha më lartë përmes matjes së dendësisë së elektrolitit mund të konstatojmë se a është elektroliti i mbushur apo i zbratur. Gjatë mbushjes së akumulatorit reaksionet zhvillohen në drejtim të kundërt. Kujdesi për akumulatorin Gjatë punës akumulatori mund t'i harxhojë tretësirat. Atëherë duhet shtuar vetëm ujë të distiluar, sepse acidi sulfurik është substancë që avullohet vështirë, prandaj nuk mund të humbet. Shtimi i ujit të rëndomtë, për shkak të papastërtive të ndryshme, mund t'i dëmtojë elektodat dhe të shkaktojë vetëshprazjen e akumulatorit.

Shprazja e akumulatorit

Mbushja e akumulatorit

- ☞ Nëse një akumulator nuk duam ta përdorim një kohë të gjatë është e nevojshme që atë së pari ta mbushim, e pastaj ta vëmë në ndonjë vend të sigurtë. Po qese akumulatori i zbrazët do të qëndronte një kohë më të gjatë, do të ndodhte procesi që quhet sulfatizimi i pllakave, me ç'rast kristale të imëta të $PbSO_4$, do të rrikristalizohen në kristale më të mëdha, dhe këto tani nuk mund të reduktohen në Pb në pllakën negative, gjegjësisht nuk mund të oksidohen deri në PbO_2 në pllakën pozitive. Megjithatë edhe akumulatorin që nuk e përdorim duhet ta mbushim në çdo 2-3 muaj, sepse zbrazet vetvetiu duke qëndruar. Që akumulatori të mos dëmtohet dhe nëse dëshirojmë ta përdorim sa më gjatë, duhet kujdesur për të, d.m.th. ai duhet gjithmonë të jetë mbushur. Por, është me rëndësi që akumulatori të mos mbusht tepër. Gjatë mbushjes së tepërt të akumulatorit bëhet elektroliza e ujit. Në fakt kjo nuk është shumë e rrezikshme. Mirëpo, meqë poli pozitiv i akumulatorit përbëhet prej rrrjetës që përmban PbO_2 , mbushja e tepërt shkakton oksidimin e Pb në PbO_2 dhe kështu rrrjeta e humb fortësinë (ngurtësinë) dhe poli pozitiv shpërbëhet. Kjo paraqet një shkaktar më të shpeshtë të shkatërrimit dhe prishjes së akumulatorit.

Lloje tjera të akumulatorëve



- ☞ Përveç akumulatorit të plumbit, ekzistojnë edhe lloje tjera të akumulatorëve, për shembull, akumulatorët alkaline (nikel-kadmium) në të cilët anoda është prej kadmiumi, ndërsa katoda prej oksidit të nikelit (IV). Elektrolit është tretësira e hidroksidit të kaliumit. Akumulatorët e kështillë mund të prodhohen në dimensione të vogla, prandaj përdoren në bateritë e elektrokimia është shkencë e kimisë që merret me studimin e degeve të kimisë me shndërrimin e energjisë kimike në elektrike.

