

Oksido-redukzione reakcije, elektrohemija

Procesi u kojima dolazi do prenosa elektrona sa jednog molekula (atoma, jona) na drugi

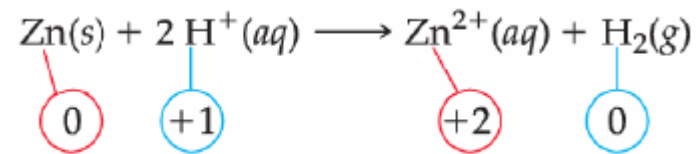
Posmatramo oksidaciono stanje svakog atoma i ukoliko tokom reakcije dolazi do promene oksidacionog stanja tada imamo oksido-redukcionu reakciju

Npr. rastvaranje elementarnog cinka u kiselini je klasičan primer oksido-redukzione reakcije.



Oksido-redukzione reakcije

Ako odredimo oksidaciona stanja:



Oksido-redukcione reakcije

Da bi jedna oksido-redukciona reakcija bila moguća moraju u njoj da učestvuju i oksidaciono i redukciono sredstvo.

Oksidaciono sredstvo je ona supstanca koja uzima elektrone (H^+ u gornjoj reakciji) i tokom reakcije oksidaciono sredstvo se redukuje.

Redukciono sredstvo je ona supstanca koja gubi elektrone (Zn) i tokom reakcije redukciono sredstvo se oksiduje.

Oksido-redukzione reakcije

Oksido-redukzione reakcije moraju biti sređene po broju elektrona koji se izmene tokom reakcije; broj elektrona koje primi oksidaciono sredstvo mora biti jednak broju elektrona koje otpusti redukciono sredstvo.

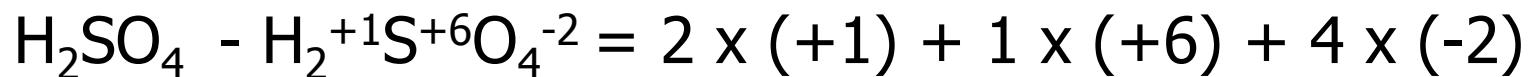
Sređivanje oksido-redukcionih reakcija:

- Prvo se mora odrediti oksidacioni broj svakog atoma reaktanata i proizvoda

Oksido-redukcione reakcije

Pravila za određivanje oksidacionih stanja

- Ako se atom nalazi u svom elementarnom stanju tada mu je oksidacioni broj uvek nula (Ca(s), Cl₂(g), O₂(g)...
- Za svaki monoatomski jon oksidacioni broj je uvek jednak naelektrisanju jona (H⁺ - (+1), Cl⁻ - (-1), Mg²⁺ - (+2)...))
- Zbir oksidacionih brojeva svih atoma neutralnih molekula uvek mora biti nula (a jona naelektrisanju jona)



- Metali vezani za nemetale imaju pozitivne oksidacione brojeve
- Nemetali vezani za metale imaju negativne oksidacione brojeve

Oksido-redukcijske reakcije

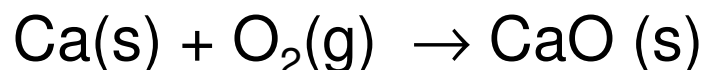
Pravila za određivanje oksidacionih stanja

- Kisik uvek ima oksidacioni broj (-2) osim kao elementarni kisik (0) ili u peroksidima (-1) ili u superoksidima (-1/2). Takođe kisik može imati i pozitivan oksidacioni broj ali samo u jedinjenjima sa fluorom
- Vodonik ima oksidacioni broj (+1) kada je vezan za nemetal i (-1) kada je vezan za metal
- Fluor je uvek (-1). Svi ostali halogeni elementi su takođe po pravilu (-1) u binarnim jedinjenjima osim sa kisikom ili sa elektronegativnijim halogenim elementom (tada su pozitivni)

Oksido-redukcijske reakcije

Sređivanje red-ox reakcija:

- Prvo se mora odrediti oksidacioni broj svakog atoma reaktanata i proizvoda
- Onda napšemo samo atome koji menjaju svoj oksidacioni broj tokom reakcije. Za našu reakciju:

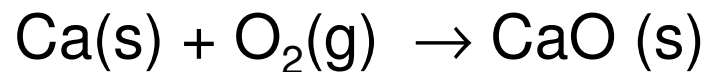


To su i kalcijum i kiseonik

$\text{Ca}^0 \rightarrow \text{Ca}^{+2}$ atom kalcijuma je otpustio dva elektrona
(oksidovao se – redukciono sredstvo)

$\text{O}^0 \rightarrow \text{O}^{-2}$ atom kiseonika je primio dva elektrona (redukovao se – oksidaciono sredstvo)

Oksido-redukzione reakcije



$\text{Ca}^0 \rightarrow \text{Ca}^{+2}$ atom kalcijuma je otpustio dva elektrona
(oksidovao se – redukcionno sredstvo)

$\text{O}^0 \rightarrow \text{O}^{-2}$ atom kiseonika je primio dva elektrona (redukovao
se – oksidaciono sredstvo)

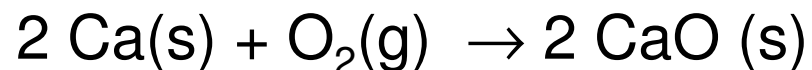
Ali sa leve strane imamo O_2 – dva atoma kiseonika pa bi onda
bilo pametnije napisati

$2 \text{O}^0 \rightarrow 2 \text{O}^{-2}$ tj. dva atoma kiseonika su primila četiri elektrona

**Broj otpuštenih i primljenih elektrona mora biti jednak u
hemijskoj reakciji** pa prema tome u reakciji moraju
učestvovati dva atoma kalcijuma

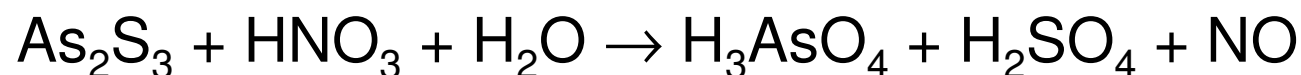
Oksido-redukzione reakcije

Tako da sređena jednačina hemijske reakcije izgleda:



Sredite koeficijente u sledećoj oksido-redukcionoj jednačini hemijske reakcije

Ko zna ovo da sredi taj će znati da sredi sve red-ox reakcije



Galvanska ćelija

Ćelija ili spreg u kome se prenos elektrona dešava preko spoljašnjeg provodnika a ne direktnim kontaktom između reaktanata.

To je baterija koju svakodnevno koristimo – pretvaranje hemijske energije u električnu

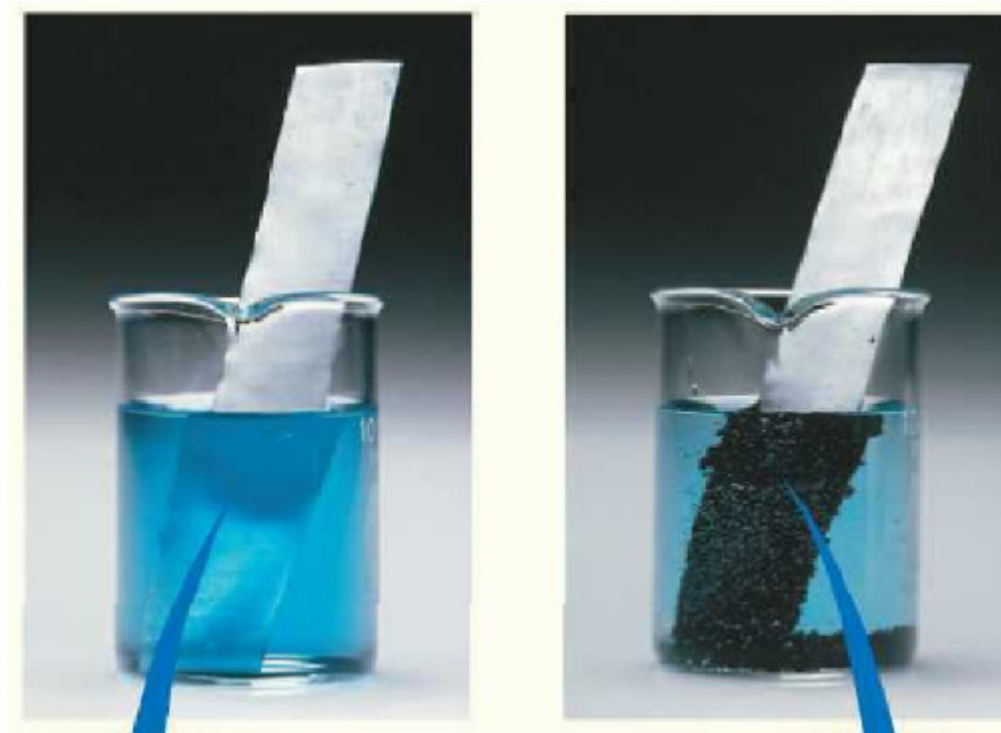
Posmatramo reakciju:



Zn je redukciono sredstvo a Cu^{2+} oksidaciono.

Galvanska ćelija

Ako pločicu napravljenu od čistog cinka uronimo u rastvor neke bakar (II) soli doći će do rastvaranja cinka sa pločice kao i do taloženja bakra na pločici.

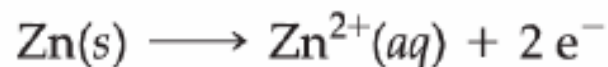


Galvanska ćelija

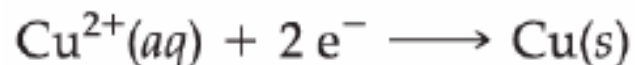
Jedino bitno što se dešava u ovom procesu je prenos elektrona sa cinka na bakar. Ali elektroni se ne moraju prenositi direktnim kontaktom već mogu i preko metalnih žica (običajeni način prenošenja struje).

Kada bi u jednu čašu sipali rastvor neke cink(II) soli i uronili pločicu od čistog cinka a u drugu čašu sipali rastvor neke bakar(II)soli i uronili pločicu od čistog bakra i potom te pločice spojili nekom žicom – da li bi došlo do pojave struje elektrona kroz žicu?

Reakcija u čaši sa cinkom:



Reakcija u čaši sa bakrom:



Galvanska ćelija

Odgovor – ne bi došlo do pojave struje elektrona jer bi rastvor u čaši sa cinkom postao pozitivno naelektrisan a rastvor u čaši sa bakrom negativno naelektrisan.

Da bi galvanska ćelija radila rastvori u obe čaše moraju ostati elektroneutralni.

Znači mora se dozvoliti migracija jona iz jedne čaše u drugu ali to ne smeju biti joni cinka ili bakra jer bi se onda reakcija odigravala direktno na elektrodama a ne posredstvom metalnog provodnika.

Jedno od rešenja kako dozvoliti prenos jona između dve čaše je pomoću polupropustljive membrane

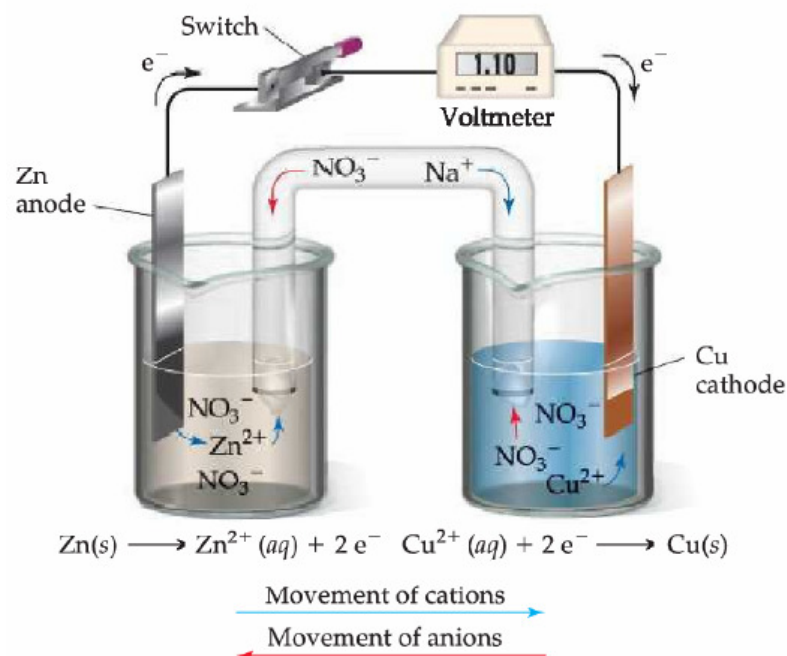
Galvanska ćelija

Jedno od rešenja kako dozvoliti prenos jona između dve čaše je pomoću polupropustljive membrane koja će dozvoliti prenos samo negativnih jona uz čaše sa bakrom u čašu sa cinkom i time održavati oba rastvora elektroneutralnim

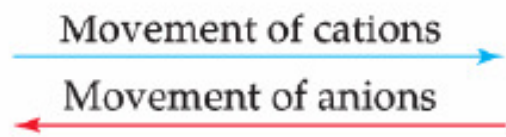
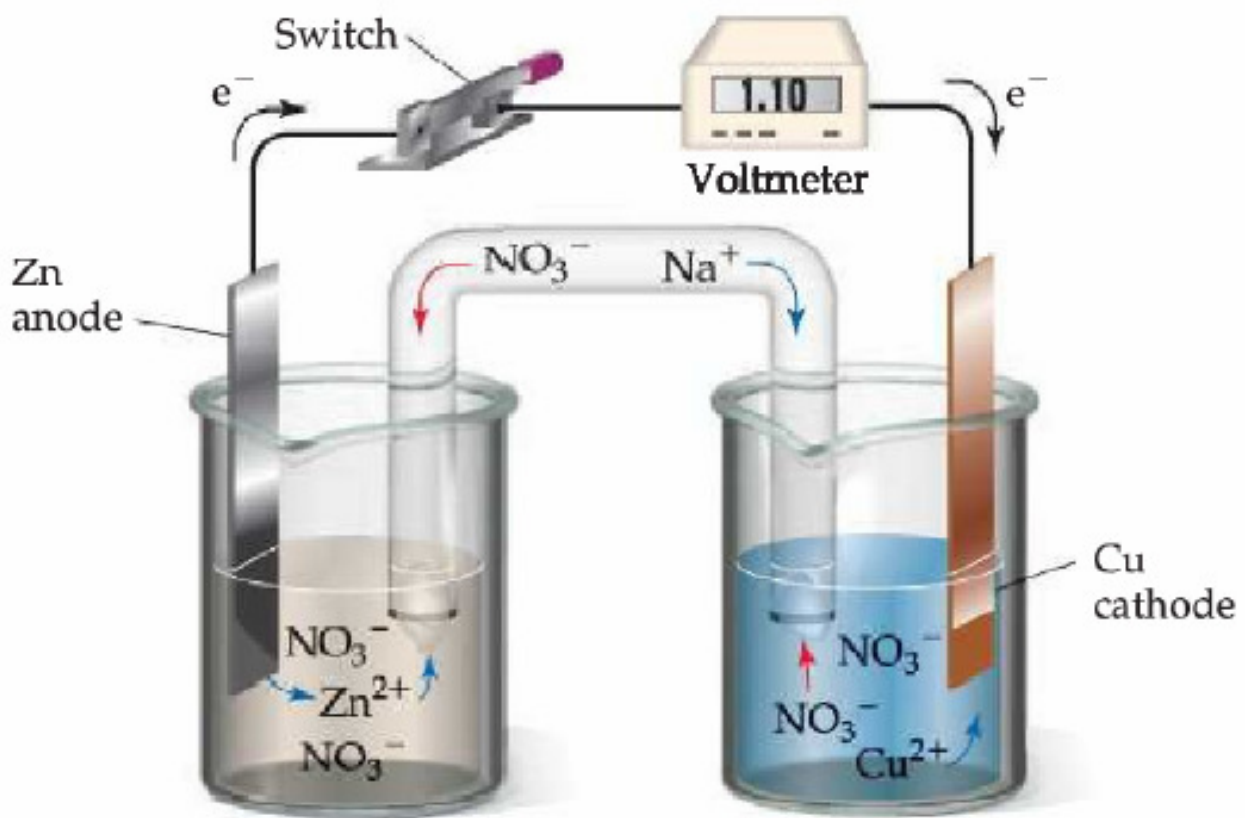


Galvanska ćelija

Drugo znatno jednostavnije rešenje je pomoću sonog mosta. To je U cev napunjena rastvorom elektrolita (kao što su KCl ili NaNO_3) i zapušena vatom na oba kraja kako elektrolit ne bi iscreo. Prilikom rada galvanske ćelije negativni joni (NO_3^-) prelaze iz sonog mosta u čašu sa cinkom a pozitivni joni (Na^+) prelaze iz sonog mosta u čašu sa bakrom. Time je omogućeno da oba rastvora ostanu elektroneutralna tokom rada galvanske ćelije.

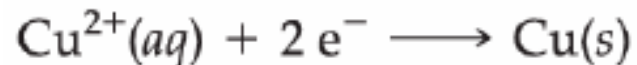
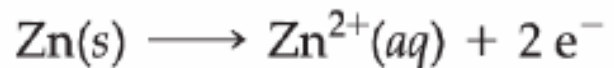


Galvanska ćelija



Galvanska ćelija

Kada u ovako pripremljenoj ćeliji spojimo dve pločice metalnom žicom doći će do protoka elektrona kroz tu žicu i u ćaćama (polu-ćelijama) će početi da se odigravaju reakcije (koje se zovu polureakcije):



Dve metalne pločice na kojima se odigravaju reakcije i koje su povezane spoljašnjim kolom se zovu elektrode.

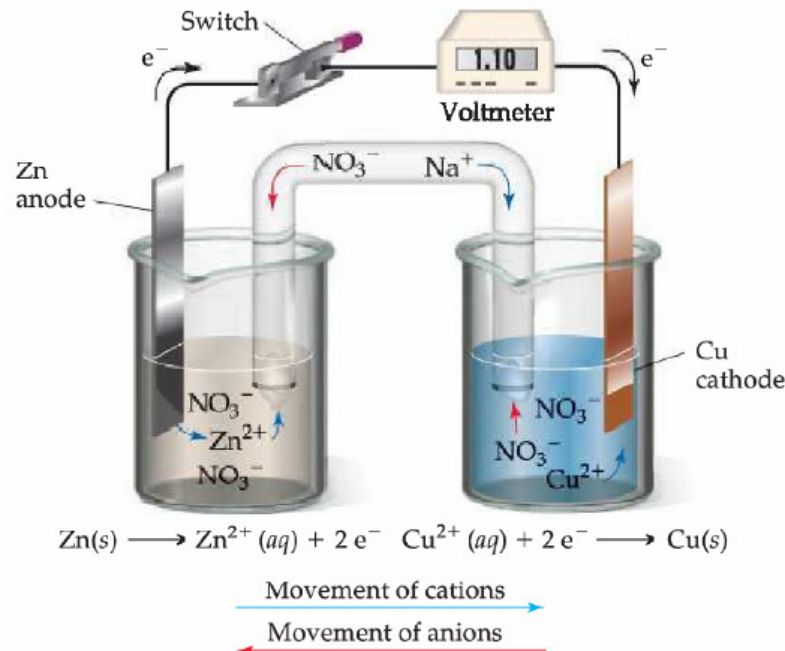
Elektroda na kojoj se dešava reakcija oksidacije (gubitak elektrona) se zove anoda i obeležava se – znakom. To je pločica od cinka

Elektroda na kojoj je dešava reakcija redukcija (dobitak elektrona) se zove katoda i obeležava se + znakom. To je pločica od bakra.

Galvanska ćelija

Po konvenciji se uzima da se elektroni kreću od anode ka katodi.

Ukoliko u kolo povežemo i voltmetar (ako se u čašama nalaze rastvori Zn^{2+} i Cu^{2+} jona koncentracije 1 mol/dm^3) tada će voltmetar pokazivati da je razlika potencijal (napon) između dve elektrode u ovom sistemu $1,1 \text{ V}$.

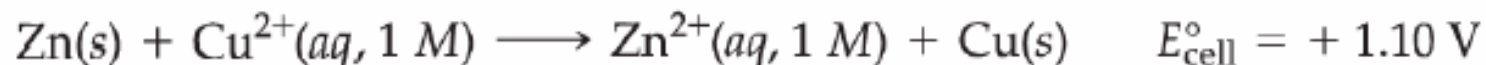


Elektromotorna sila galvanske ćelije

Razlika potencijala između dve elektrode galvanske ćelije obezbeđuje pokretačku sila koja "gura" elektrone kroz provodnik. Zato se ova razlika potencijala naziva elektromotorna sila (EMS).

EMS ćelije zavisi od reakcija koje se odigravaju na katodi i anodi, od koncentracije reaktanata i proizvoda reakcije kao i od temperature.

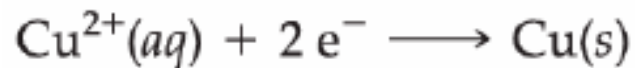
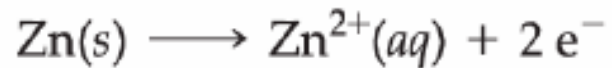
Ukoliko su koncentracije svih rastvorenih reaktanata i proizvoda reakcije 1 mol/dm^3 a pritisci svih gasovitih reaktanata i proizvoda reakcije 1 atm i ako je temperatura $25 \text{ }^\circ\text{C}$ tada se EMS ćelije naziva standardna EMS. Za ćeliju koja se sastoji od bakra i cinka standardna EMS iznosi $1,1 \text{ V}$.



Standardni redukcionni potencijali polureakcija

EMS ćelije zavisi i od reakcija koje se odigravaju na elektrodama

Reakcije koje se dešavaju na elektrodama se zovu polureakcije.



Svako od ovih polureakcija se može pripisati određeni standardni redukcionni potencijal i tada se EMS cele ćelije može izračunati kao razlika između redukcionih potencijala polureakcija:

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} (\text{cathode}) - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{anode})$$

Standardni redukcionni potencijali polureakcija

Kako se određuju standardni redukcionni potencijali polureakcija.

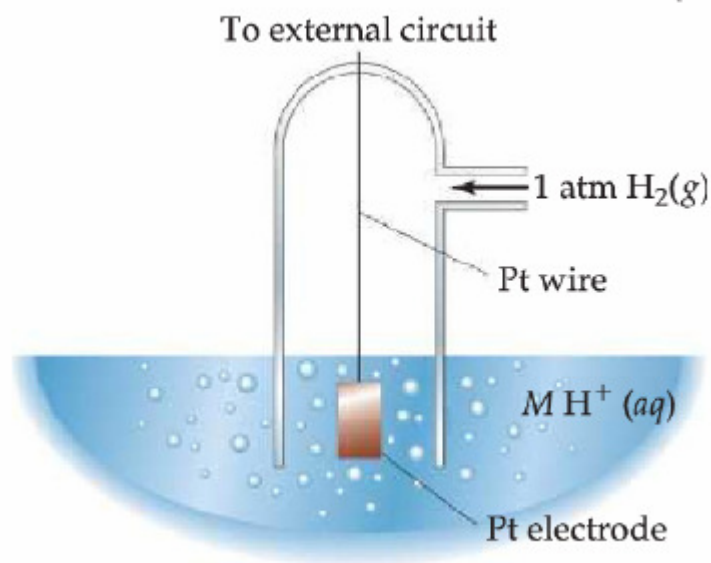
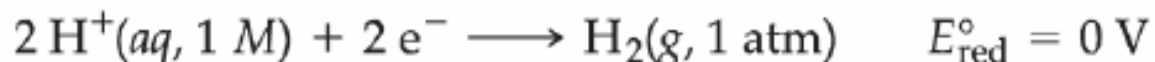
Svaka galvanska ćelija se mora sastojati od dve elektrode da bi mogli izmeriti EMS tako da ne možemo direktno meriti potencijal jedne polureakcije već razliku potencijala između dve polureakcije.

Takvi problemi se uvek prevazilaze konvencijom tj. tako što se odredi neki standard (kome se najčešće da vrednost 0) a zatim se vrednosti svih ostalih veličina odrede u odnosu na taj standard.

U elektrohemiji je za standard uzeta **standardna vodonična elektroda (SVE, SHE)** i uzeto je da je njen standardni redukcionni potencijal 0,0 V.

Standardna vodonična elektroda SVE ili SHE

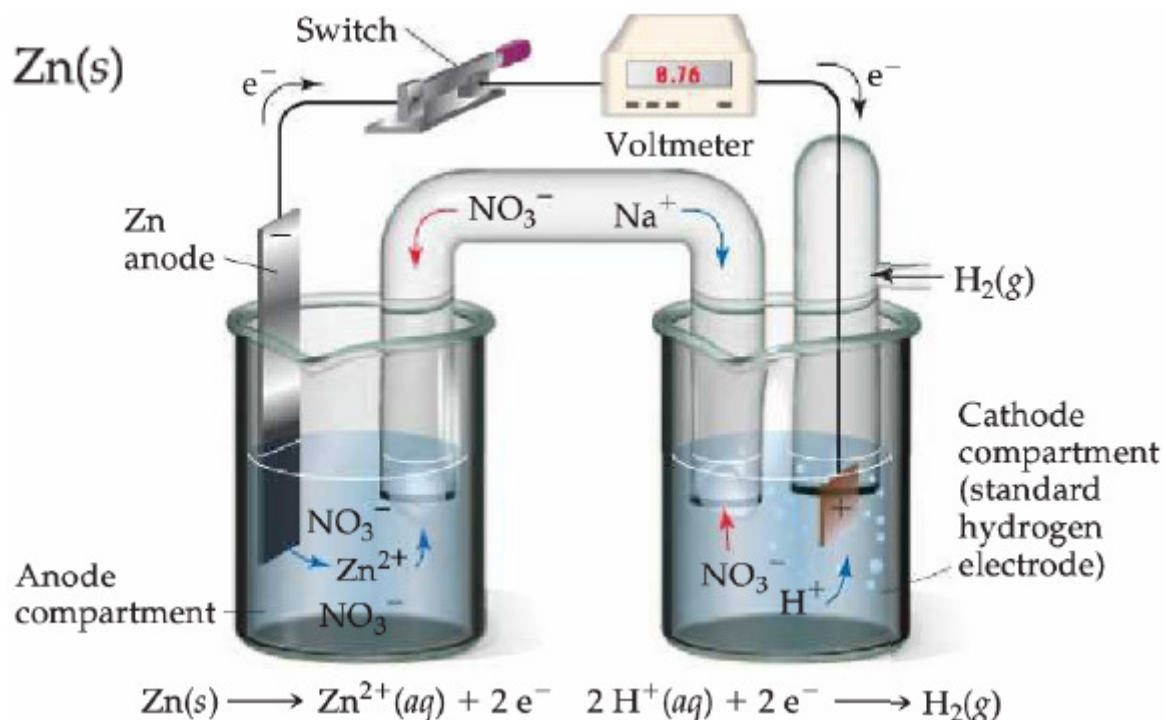
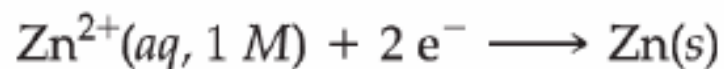
SVE se sastoji od platinske žice povezane sa parčetom platinske folije koja služi kao inertna površina za odigravanje reakcije. Elektroda se nalazi u stakenoj tubi tako da gasoviti vodonik pod pritiskom od 1 atm može da prelazi preko platine, a sve to je uronjeno u rastvor koji sadrži H^+ jone u koncentraciji od 1 mol/dm^3 (sve to na $25 \text{ }^\circ\text{C}$).



Standardni redukcionni potencijali polureakcija

Ako sad ovako napravljenu SVE spojimo u galvansku ćeliju sa cinkovom elektrodom uronjenom u rastvor neke cink(II) soli koncentracije 1 mol/dm^3 na voltmetru ćemo dobiti vrednost EMS ćelije od $0,76 \text{ V}$, pri čemu će SVE biti katoda a cinkova elektroda anoda.

Na osnovu toga možemo odrediti standardni redukcionni potencijal cinkove elektrode tj. polureakcije



Standardni redukcionni potencijali polureakcija

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} (\text{cathode}) - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{anode})$$

$$+0.76 \text{ V} = 0 \text{ V} - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{anode})$$

$$E_{\text{red}}^{\circ} (\text{anode}) = -0.76 \text{ V}$$



Konvencijom je uzeto da se potencijali polureakcija uvek pišu kao potencijali reakcija redukcije (elektroni su uvek sa leve strane polureakcije)

Standardni redukcionni potencijali polureakcija

Na ovaj način su određeni standardni redukcionni potencijali svih polureakcija.

Potential (V)	Reduction Half-Reaction
+2.87	$\text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{F}^-(\text{aq})$
+1.51	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+1.36	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$
+1.33	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+1.23	$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+1.06	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq})$
+0.96	$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+0.80	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$
+0.77	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
+0.68	$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$
+0.59	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{OH}^-(\text{aq})$
+0.54	$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$
+0.40	$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$
+0.34	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$
0 [defined]	$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$
-0.28	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$
-0.44	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$
-0.76	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$
-0.83	$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
-1.66	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$
-2.71	$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$
-3.05	$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$

Standardni redukcionni potencijali polureakcija

Negativna vrednost standardnog redukcionog potencijala polureakcije znači da će ta elektroda u spregu sa SVE biti anoda tj. da će H^+ jon moći da uzima elektrone od tog redukcionog sredstva.

Tako je nastao naponski niz metala

Metal	Oxidation Reaction
Lithium	$Li(s) \longrightarrow Li^+(aq) + e^-$
Potassium	$K(s) \longrightarrow K^+(aq) + e^-$
Barium	$Ba(s) \longrightarrow Ba^{2+}(aq) + 2e^-$
Calcium	$Ca(s) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2e^-$
Sodium	$Na(s) \longrightarrow Na^+(aq) + e^-$
Magnesium	$Mg(s) \longrightarrow Mg^{2+}(aq) + 2e^-$
Aluminum	$Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(aq) + 3e^-$
Manganese	$Mn(s) \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 2e^-$
Zinc	$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$
Chromium	$Cr(s) \longrightarrow Cr^{3+}(aq) + 3e^-$
Iron	$Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^-$
Cobalt	$Co(s) \longrightarrow Co^{2+}(aq) + 2e^-$
Nickel	$Ni(s) \longrightarrow Ni^{2+}(aq) + 2e^-$
Tin	$Sn(s) \longrightarrow Sn^{2+}(aq) + 2e^-$
Lead	$Pb(s) \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2e^-$
Hydrogen	$H_2(g) \longrightarrow 2H^+(aq) + 2e^-$
Copper	$Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + 2e^-$
Silver	$Ag(s) \longrightarrow Ag^+(aq) + e^-$
Mercury	$Hg(l) \longrightarrow Hg^{2+}(aq) + 2e^-$
Platinum	$Pt(s) \longrightarrow Pt^{2+}(aq) + 2e^-$
Gold	$Au(s) \longrightarrow Au^{3+}(aq) + 3e^-$



Svi metali koji imaju negativan standardni redukcionni potencijal će se rastvarati u kiselinama uz izdvojnje gasovitog vodonika. Oni koji imaju pozitivan SRP se neće rastvarati u kiselinama (plemeniti metali).

Nernstova jednačina

EMS galvanske ćelije zavisi i od koncentracije reaktanata i proizvoda reakcije. Ako kratko spojimo elektrode neke galvanske ćelije (ili ih povežemo na potrošač) vremenom EMS će opadati i jednog trenutka pasti na 0 V. To je zato što se u polućelijama odvija reakcija i menja koncentracija reaktanata i proizvoda a time se menja i EMS ćelije. Zavisnost EMS od koncentracije je data Nernstovom jednačinom:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

$$E = E^\circ - \frac{2.303 RT}{nF} \log Q$$

Na 298 K vrednost $2,303 RT/F$ iznosi 0,0592 V pa je:

$$E = E^\circ - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log Q \quad (T = 298 \text{ K})$$

Nernstova jednačina

E° je standardna EMS (jednaka razlici standardnih redukcionih potencijala katodne i anodne polureakcije)

Q je jednak izrazu za konstantu ravnoteže reakcije koja se odigrava u galvanskoj ćeliji.

F je Fardejeva konstanta i iznosi 96500 J/V-mol

n je broj elektrona koji se izmeni u reakciji

Primer: koliko će biti EMS galvanske ćelije u kojoj je katoda bakarna pločica uronjena u rastvor bakar(II) soli koncentracije 5 mol/dm³ a anoda cinkana pločica uronjena u rastvor cink(II) soli koncentracije 0,05 mol/dm³

Nernstova jednačina

Reakcija koja se odigrava u ovoj ćelji je:



E° ove reakcije je 1,1 V.

Q ove reakcije je $Q = \frac{[\text{Zn}]^{2+}}{[\text{Cu}]^{2+}}$

Možemo da napišemo Nernstovu jednačinu:

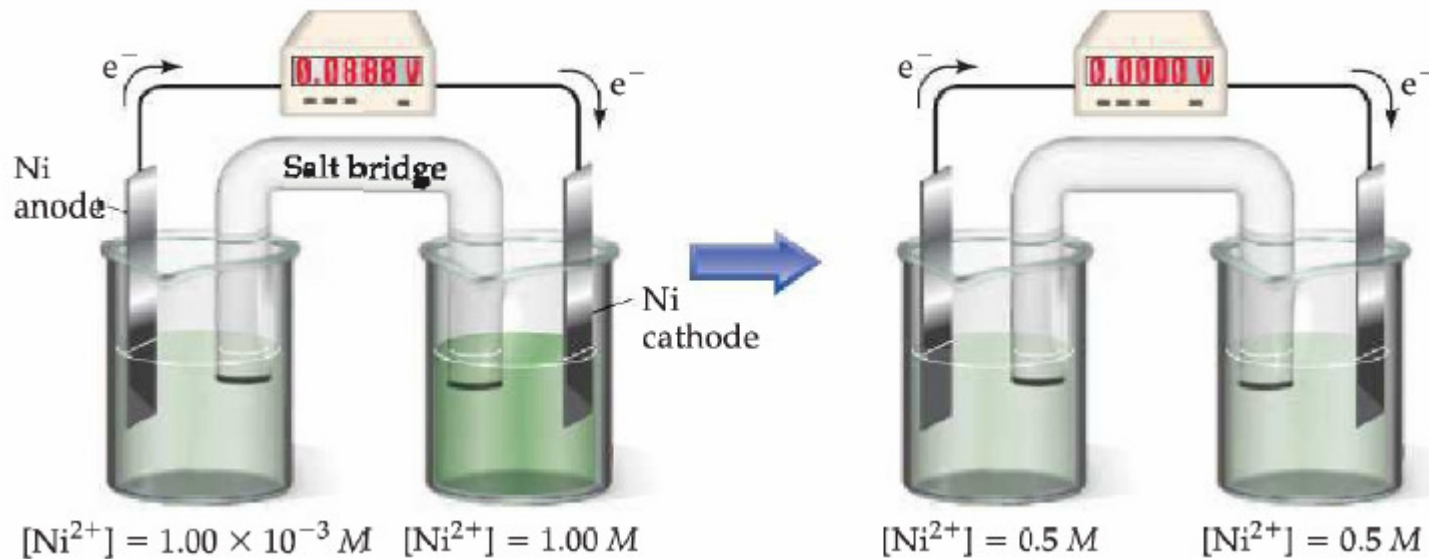
$$E = 1.10 \text{ V} - \frac{0.0592 \text{ V}}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

i kad zamenimo vrednosti za koncentracije dobijamo

$$\begin{aligned} E &= 1.10 \text{ V} - \frac{0.0592 \text{ V}}{2} \log \left(\frac{0.050}{5.0} \right) \\ &= 1.10 \text{ V} - \frac{0.0592 \text{ V}}{2} (-2.00) = 1.16 \text{ V} \end{aligned}$$

Koncentracijski spreg

Pošto redukcionni potencijal (potencijal elektrode) zavisi od koncentracije moguće je napraviti galvansku ćeliju u kojoj će obe elektrode biti od istog metala uronjene u rastvor iste soli različite koncentracije



Na anodi i katodi će se dešavati sledeće reakcije



Koncentracioni spreg



E° će u ovom slučaju biti jednaka 0.

EMS ovakve ćelije (sa koncentracijama datim na slici) će biti:

$$\begin{aligned} E &= E^{\circ} - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log Q \\ &= 0 - \frac{0.0592 \text{ V}}{2} \log \frac{[\text{Ni}^{2+}]_{\text{dilute}}}{[\text{Ni}^{2+}]_{\text{concentrated}}} = -\frac{0.0592 \text{ V}}{2} \log \frac{1.00 \times 10^{-3} \text{ M}}{1.00 \text{ M}} \\ &= +0.0888 \text{ V} \end{aligned}$$

Ovakvi koncentracioni spregovi su iskorišćeni u konstrukciji pH-metra. Takođe ćelije koje daju električni impuls potreban za kontrakciju srčanog mišića rade po principu koncentracionog sprega.

Baterije

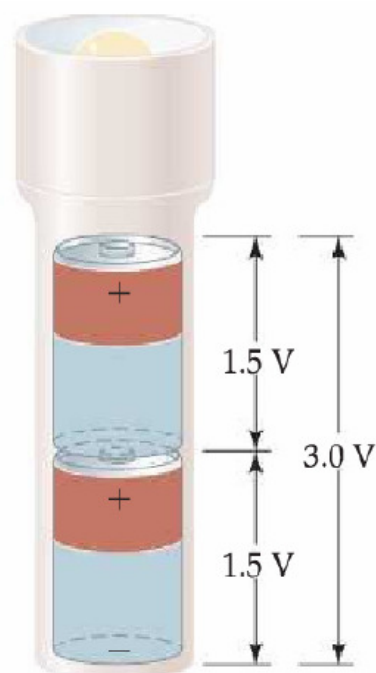


Baterije

Baterije su mali prenosni elektrohemijski izvori energije koje se sastoje od jedne ili više galvanskih ćelija.

Obična baterija od 1,5 V se sastoji od jedne galvanske ćelije

Ako se više galvanskih ćelija redno vežu tada se dobija napon koji je jednak zbiru napona svih ćelija (to je iskorišteno kod olovnih akumulatora)



Baterije

Teško je konstruisati dobru bateriju. EMS baterije zavisi od katodne i anodne polureakcije a vek trajanja baterije od količine tih supstanci u bateriji.

Treba osmisliti kako razdvojiti katodni i anodni prostor.

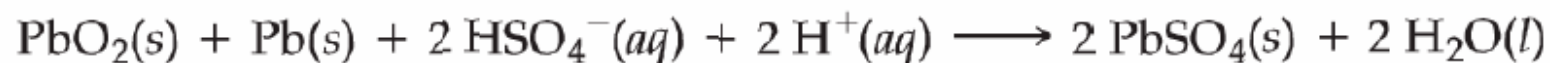
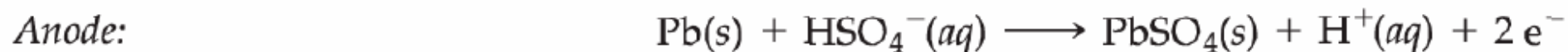
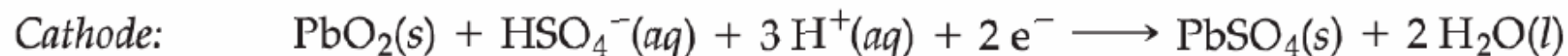
Konstrukcija baterije zavisi i od njene namene.

Akumulatori za automobile moraju da obezbede jaku struju u veoma kratko periodu (dok auto ne upali) i ne moraju biti mali i laki.

Baterije koje se ugradjuju u pejsmekere moraju da obezbede slabu struju duži vremenski period i moraju biti male i lake.

Baterije – olovni akumulator

Akumulator od 12 V se sastoji od šest galvanskih ćelija vezanih redno sa naponom od 2 V. Katoda se sastoji od olovo(IV)-oksida a anoda od čistog olova. Obe elektrode su uronjene u sumpornu kiselinu. Elektrodne reakcije tokom pražnjenja su:



Standardna EMS ove reakcije je:

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} (\text{cathode}) - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{anode}) = (+1.685 \text{ V}) - (-0.356 \text{ V}) = +2.041 \text{ V}$$

Baterije – olovni akumulator

Reaktanti (PbO_2 i Pb) služe kao elektrode. Pošto su čvrsti nema potrebe za odvajanjem katodnog i anodnog prostora. Jedini načini da reaktanti dođu u kontakt je da se elektrode dodirnu – kada se jedna ploča iskrivi, akumulator možete da bacite.

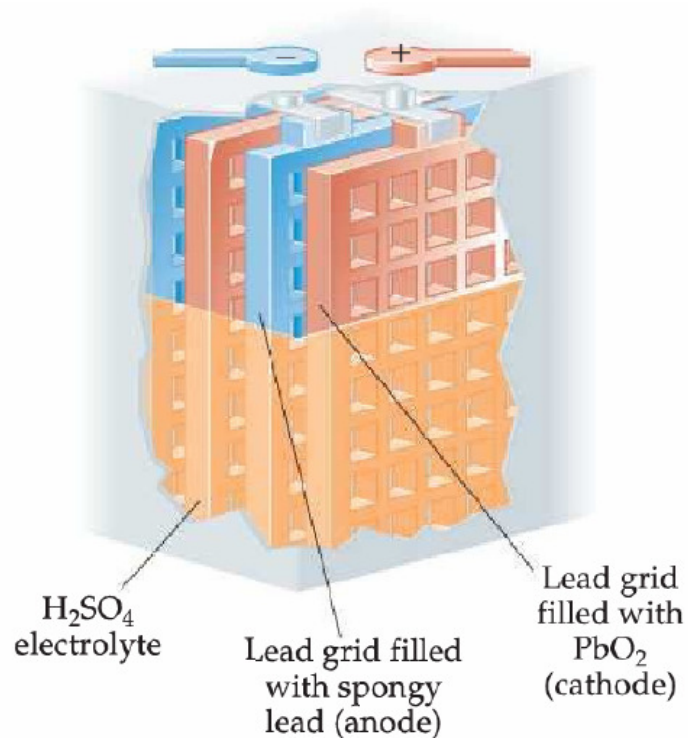
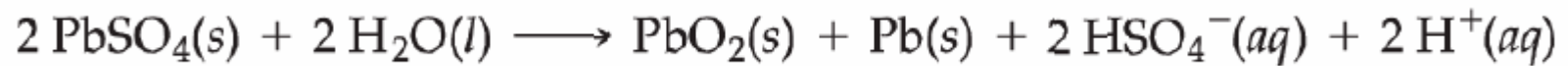
Tokom pražnjenja nastaje čvrsti PbSO_4 koji se taloži na elektrodama.

Dobra stvar je što su svi reaktanti (Pb , PbO_2 i PbSO_4) čvrsti tako da EMS ćelije ne zavisi od njihove koncentracije što omogućava da akumulator daje konstantnu EMS tokom duže vremena.

EMS zavisi jedino od koncentracije sumporne kiseline koja se smanjuje tokom pražnjenja.

Baterije – olovni akumulator

Olovni akumulatori se mogu puniti (iz generatora tj. motora kad automobili radi). Tada nastaju Pb, PbO₂ i H₂SO₄.

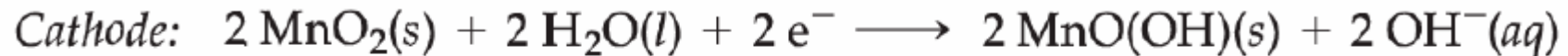


Baterije – alkalne baterije

Danas se najviše proizvode.

Anoda je od praškastog cinka a katoda od MnO_2 i grafita. Elektrolit je koncentrovani rastvor KOH (zato se zovu alkalne – veoma opasna supstanca ne otvarajte bateriju!). Katodni i anodni prostor odvojeni polupropustljivom membranom

Reakcija je:



EMS ove reakcije je 1,55 V. Ne mogu se puniti.

Korozija

Skoro svi metali se oksiduju vazdušnim kiseonikom pri sobnoj temperaturi dajući okside. Ovaj proces se naziva korozija.

Najviše štete prouzrokuje korozija gvožđa.

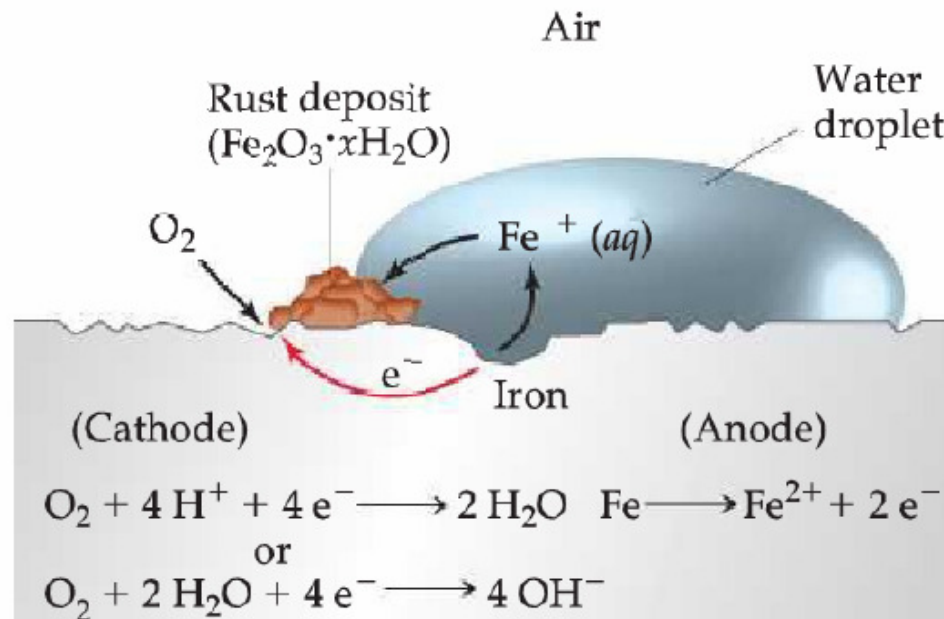
To je elektrohemijski proces.

Pošto je standardni redukcionni potencijal gvožđa manje pozitivan od kiseonika, gvožđe se može oksidovati vazdušnim kiseonikom.



Korozija

Jedan deo gvozdеноg predmeta služi kao anoda i tu Fe prelazi u Fe^{2+} . Elektroni putuju kroz metal do drugog dela predmeta koji služi kao katoda gde se dešava redukcija kiseonika. Prilikom redukcije troše se H^+ joni tako da se korozija može sprečiti povećanjem pH vrednosti rastvora (gvožđe u kontaktu sa rastvorom koji ima pH iznad 9 neće korodirati).



Korozija

Nastali Fe^{2+} joni se dalje oksiduju vazdušnim kiseonikom i daju hidratirani gvožđe(III)-oksid poznatiji kao rđa.

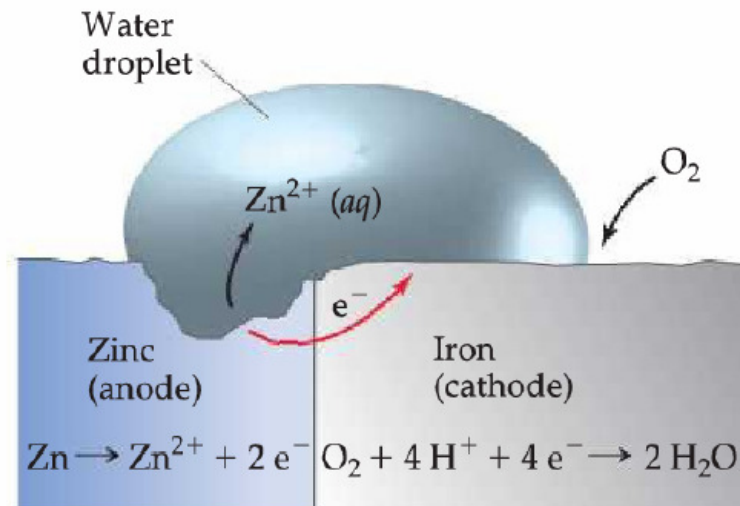


Pošto je katoda mesto koje je bogato kiseonikom rđa se veoma često nalazi tamo (a ne na mestu sa koga su potekli joni gvožđa)

Zaštita od korozije

Premazivanje bojom koja sprečava prodor kiseonika. Ako se boja izgrebe na izloženim mestima počinje korozija.

Galvanizacija – nanošenje sloja cinka na površinu gvožđa – čak i kad se sloj cinka izgrebe nema korozije gvožđa. Cink ima negativniji standardni redoks potencijal od gvožđa, tako da će se lakše oksidovati. Čak ako je gvožđe izloženo kiseoniku i vodi cink će imati ulogu anode i oksidovati se umesto gvožđa.



Zaštita od korozije

Sličan princip – katodna zaštita. Koristi se pri pravljenju cevovoda. Cilj je da nam gvožđe postane katoda a neki drugi metal (najčešće magnezijum) anoda. Duž cevovoda se postavljaju magnezijumske anode (žrtvene anode) koje su u kontaktu sa gvozdenim cevima koje preuzimaju ulogu katode.

