

SADRŽAJ PREDMETA

PREDAVANJA

~ PRINCIPI HEMIJSKE RAVNOTEŽE

~ KISELINE, BAZE I SOLI

RAVNOTEŽA U VODENIM RASTVORIMA

~ RAVNOTEŽA U HETEROGENIM SISTEMIMA

SLABO RASTVORLJIVA JEDINJENJA – PROIZVOD RASTVORLJIVOSTI

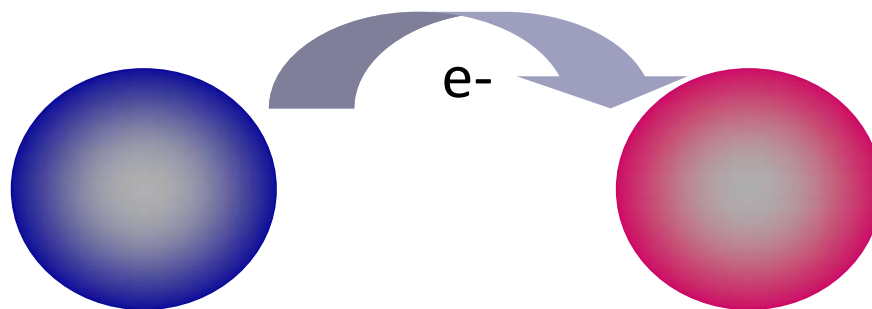
~ KOORDINACIONA JEDINJENJA

~ REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

~ HEMIJA ELEMENATA

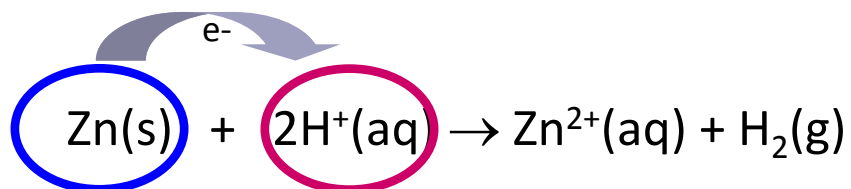
REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

REAKCIJE U KOJIMA DOLAZI DO PRELASKA **ELEKTRONA** SA
JEDNE SUPSTANCE NA DRUGU



GUBI ELEKTRONE
OKSIDIŠE SE
REDUKCIONO SREDSTVO

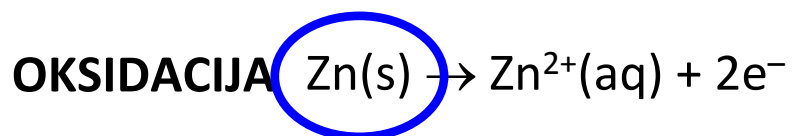
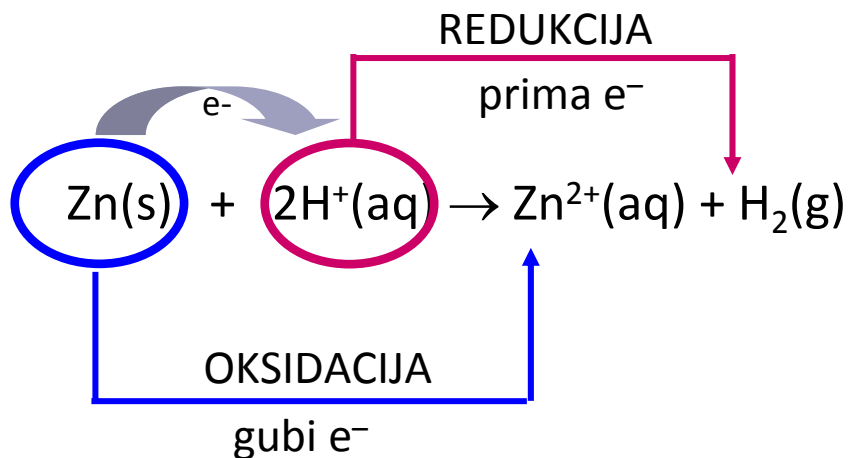
PRIMA ELEKTRONE
REDUKUJE SE
OKSIDACIONO SREDSTVO



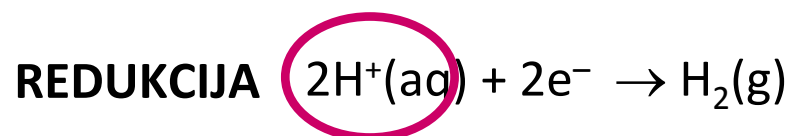
REAKCIJA OKSIDO-REDUKCIJE

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

REAKCIJA OKSIDO-REDUKCIJE SE MOŽE RAZLOŽITI NA DVE **POLUREAKCIJE**



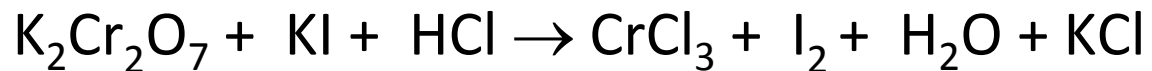
REDUKCIONO SREDSTVO



OKSIDACIONO SREDSTVO

ODIGRAVAJU SE ISTOVREMENO
BROJ RAZMENJENIH ELEKTRONA JE JEDNAK

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

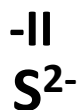


REAKCIJE U KOJIMA DOLAZI DO
PRELASKA **ELEKTRONA** SA JEDNE
SUPSTANCE NA DRUGU

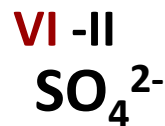
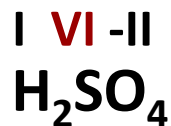


OKSIDACIONI BROJ – pripisuje se atomima da bi se izjednačio broj razmenjenih elektrona

KOD **JEDNOATOMSKIH JONA** OKSIDACIONI BROJ ELEMENTA
JEDNAK JE **NAELEKTRISANJU** JONA



KOD **MOLEKULA I VIŠEATOMSKIH JONA** OKSIDACIONI BROJ ELEMENTA JEDNAK JE
„**PRIVIDNOM NAELEKTRISANJU**”



REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

Četiri pravila za određivanje/dodeljivanje oksidacionih brojeva

1. Oksidacioni broj elementa **u elementarnoj supstanci** jednak je **0** (npr. za Cl_2 , O_2 , P_4)
 2. Oksidacioni broj elementa **u jednoatomskom jonu** jednak je **naelektrisanju tog jona** (npr. za Al^{3+} je III, za O^{2-} je –II)
 3. Neki elementi imaju **isti** oksidacioni broj u **skoro svim svojim jedinjenjima**:
 - elementi 1. grupe Periodnog sistema imaju oksidacioni broj I;
 - elementi 2. grupe Periodnog sistema imaju oksidacioni broj II;
 - F uvek ima oksidacioni broj –I;
 - O obično ima oksidacioni broj –II (izuzetak u perokso-jedinjenjima ima oksidacioni broj –I)
 - H obično ima oksidacioni broj I (izuzetak u hidridima metala ima oksidacioni broj –I)
 4. Zbir oksidacionih brojeva u **neutralnoj supstanci** jednak je **0**;
Zbir oksidacionih brojeva u **višeatomskom jonu** jednak je **naelektrisanju tog jona**;
-

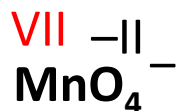
REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

4. Zbir oksidacionih brojeva u **neutralnoj supstanci** jednak je **0**;
Zbir oksidacionih brojeva u **višeatomskom jonu** jednak je **naelektrisanju tog jona**;

PRIMERI

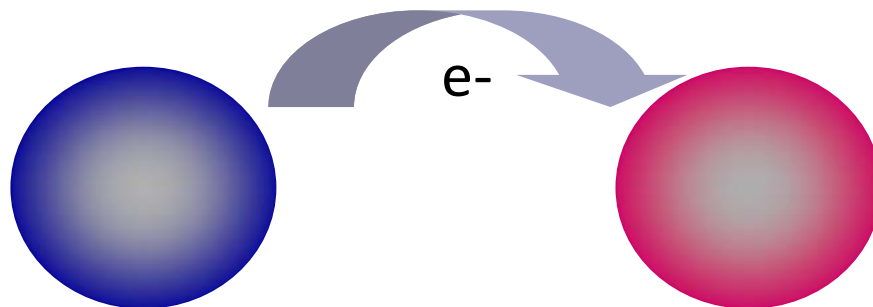


za Na je I, za O je –II,
zbog elektroneutralnosti molekula
oksidacioni broj S je VI



za O je –II,
zbog naelektrisanja jona (– 1)
oksidacioni broj Mn je VII

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE



GUBI ELEKTRONE

OKSIDIŠE SE

REDUKCIONO SREDSTVO

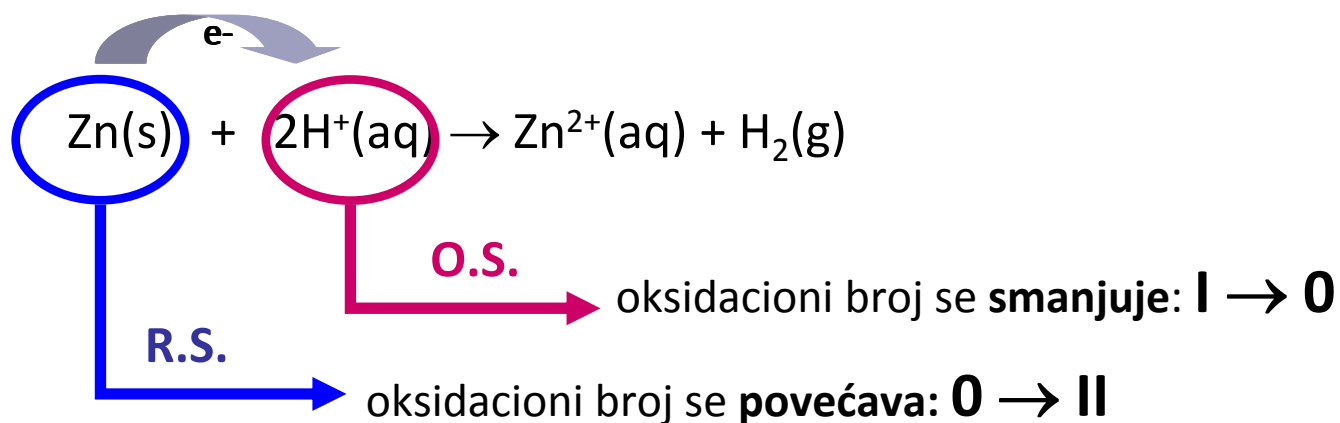
OKSIDACIONI BROJ SE POVEĆAVA

PRIMA ELEKTRONE

REDUKUJE SE

OKSIDACIONO SREDSTVO

OKSIDACIONI BROJ SE SMANJUJE

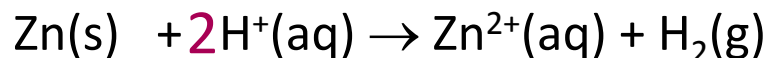
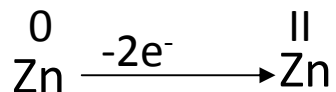
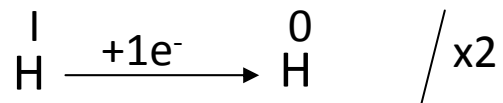
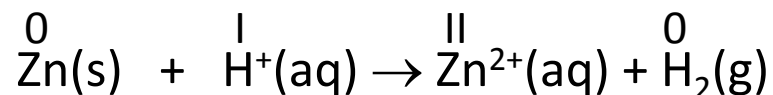


REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ODREĐIVANJE STEHIOMETRIJSKIH KOEFICIJENATA U JEDNAČINAMA REAKCIJA OKSIDO-REDUKCIJE

1. Korišćenjem šeme razmene elektrona
2. Korišćenjem polureakcija oksidacije i redukcije

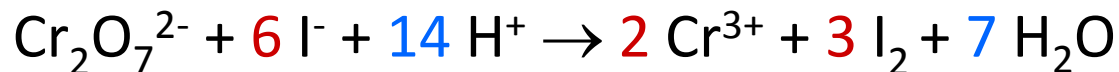
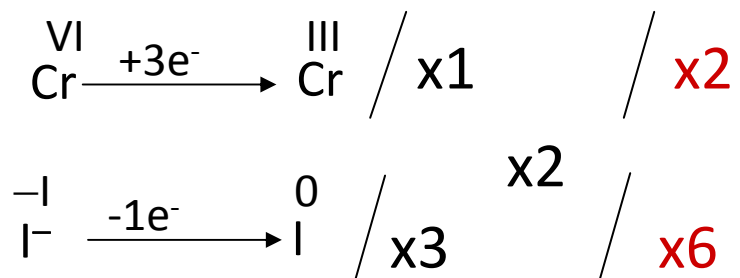
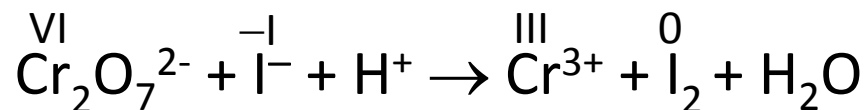
1. Korišćenjem šeme razmene elektrona



REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ODREĐIVANJE STHIOMETRIJSKIH KOEFICIJENATA U JEDNAČINAMA REAKCIJA OKSIDO-REDUKCIJE

1. Korišćenjem šeme razmene elektrona



Nakon množenja izjednačiti naelektrisanja za jonski oblik ili broj atoma elemenata za molekulski oblik

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

2. Korišćenjem polureakcija oksidacije i redukcije

Tablice elektrohemijskih polureakcija **DATE KAO POLUREAKCIJE REDUKCIJE**

Tablica 13. iz Priručnika

Priručnik

25

Tablica 13. Standardni elektrodni potencijali elektrohemijskih polureakcija
(na 25 °C).

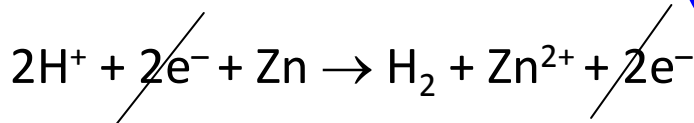
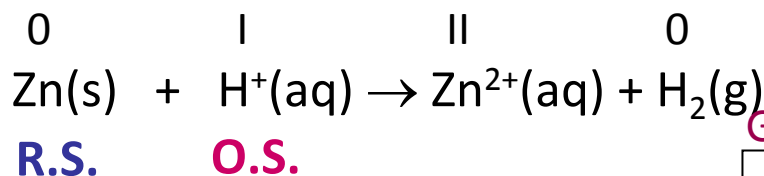
POLUREAKCIJA	$E^\ominus$ (V)
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)}$	0,7991
$\text{Ag}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Ag(s)} + 2\text{OH}^-$	0,342
$\text{AgCl(s)} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)} + \text{Cl}^-$	0,222
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)} + 2\text{CN}^-$	-0,31
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)} + 2\text{NH}_3$	0,373
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al(s)}$	-1,676
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al(s)} + 4\text{OH}^-$	-2,31
$\text{H}_3\text{AsO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{As(s)} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,240
$\text{AsO}_3^{3-} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{As(s)} + 6\text{OH}^-$	-0,68
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,560
$\text{AsO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{AsO}_3^{3-} + 2\text{OH}^-$	-0,67

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

2. Korišćenjem polureakcija oksidacije i redukcije

Tablice elektrohemijskih reakcija

Tablica 13. iz Priručnika



Gleda se leva strana jednačine

Tablica 13. (nastavak)	
POLUREAKCIJA	E° (V)
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0,0000

Gleda se desna strana jednačine

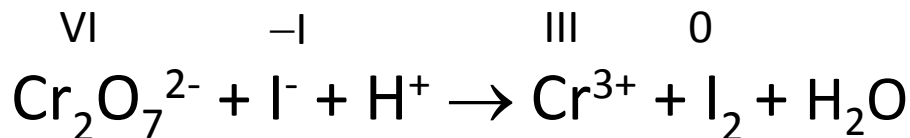
Tablica 13. (nastavak)	
POLUREAKCIJA	E° (V)
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn(s)}$	-0,7926

R.S.

Piše se u obrnutom smeru - oksidacija

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

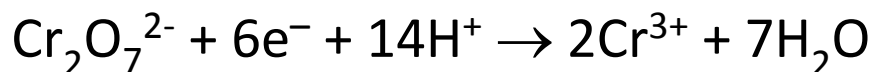
2. Korišćenjem polureakcija oksidacije i redukcije



O.S.

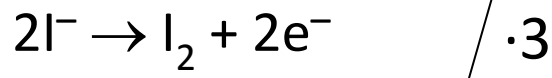
R.S.

O.S. Polureakcija redukcije



+

R.S. Polureakcija oksidacije

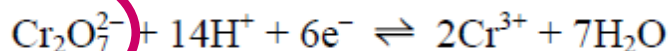


Gleda se leva strana jednačine

Tablica 13. (nastavak)

POLUREAKCIJA

E° (V)



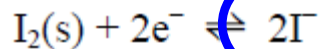
1,38

Gleda se desna strana jednačine

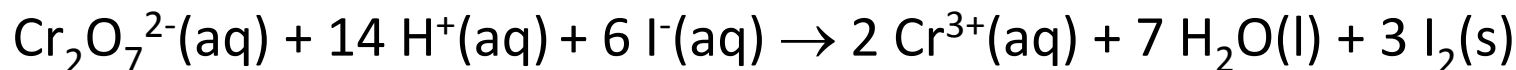
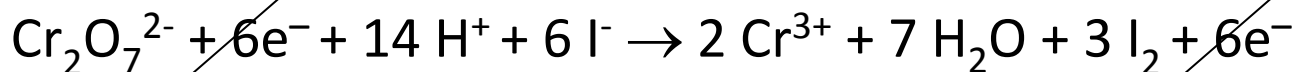
Tablica 13. (nastavak)

POLUREAKCIJA

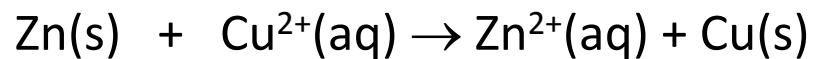
E° (V)



0,535

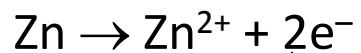


ELEKTROHEMIJSKA ĆELIJA (GALVANSKI SPREG)



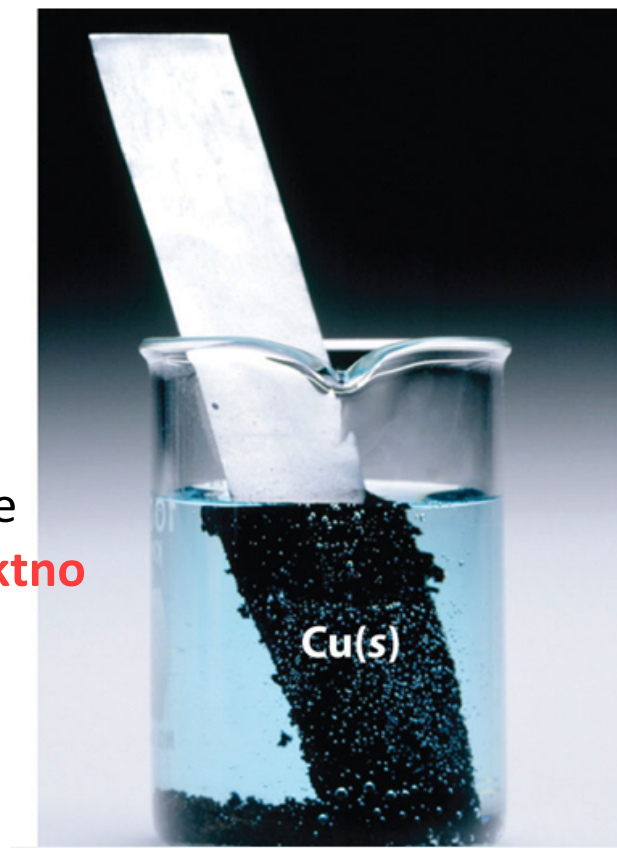
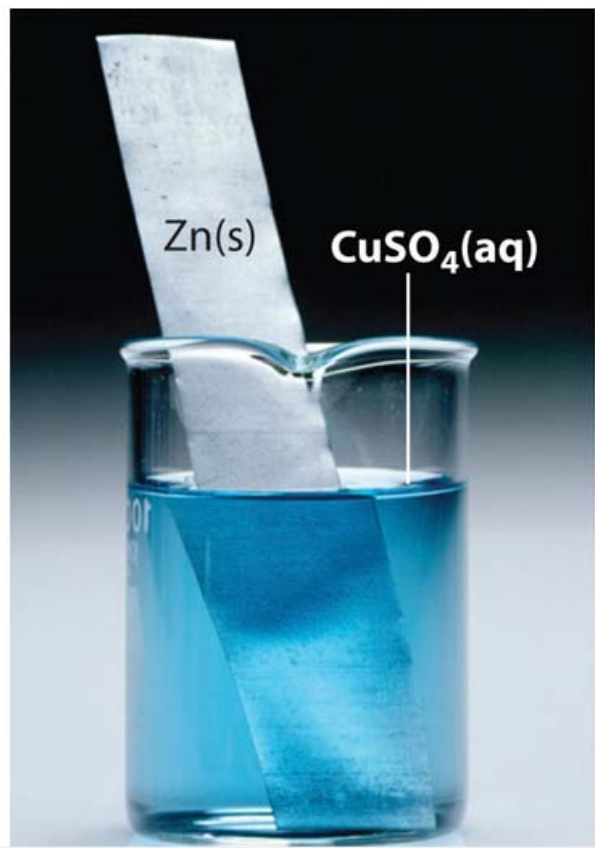
posle izvesnog vremena

Polureakcija oksidacije

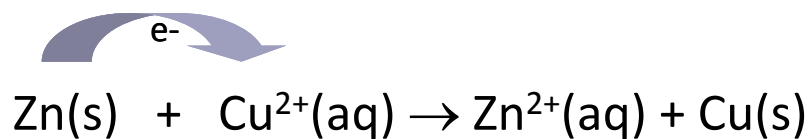


Transfer e^{-} se
dešava **direktno**

Polureakcija redukcije

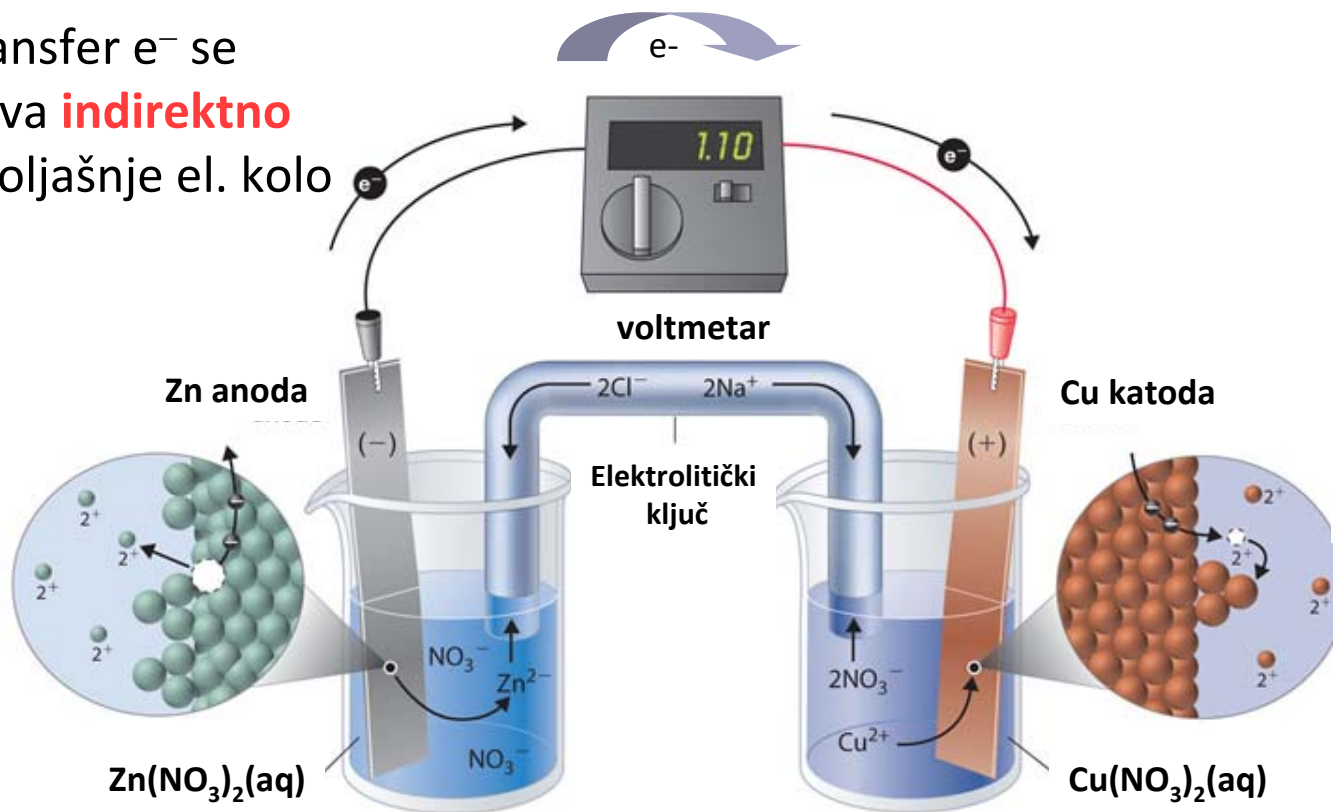


ELEKTROHEMIJSKA ČELIJA (GALVANSKI SPREG)



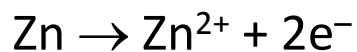
posle izvesnog vremena

Transfer e^- se
dešava **indirektno**
kroz spoljašnje el. kolo



Zn anoda Cu katoda

Razdvojiti → Polureakcija oksidacije



Polureakcija redukcije



Prikazivanje elektrohemijske ćelije



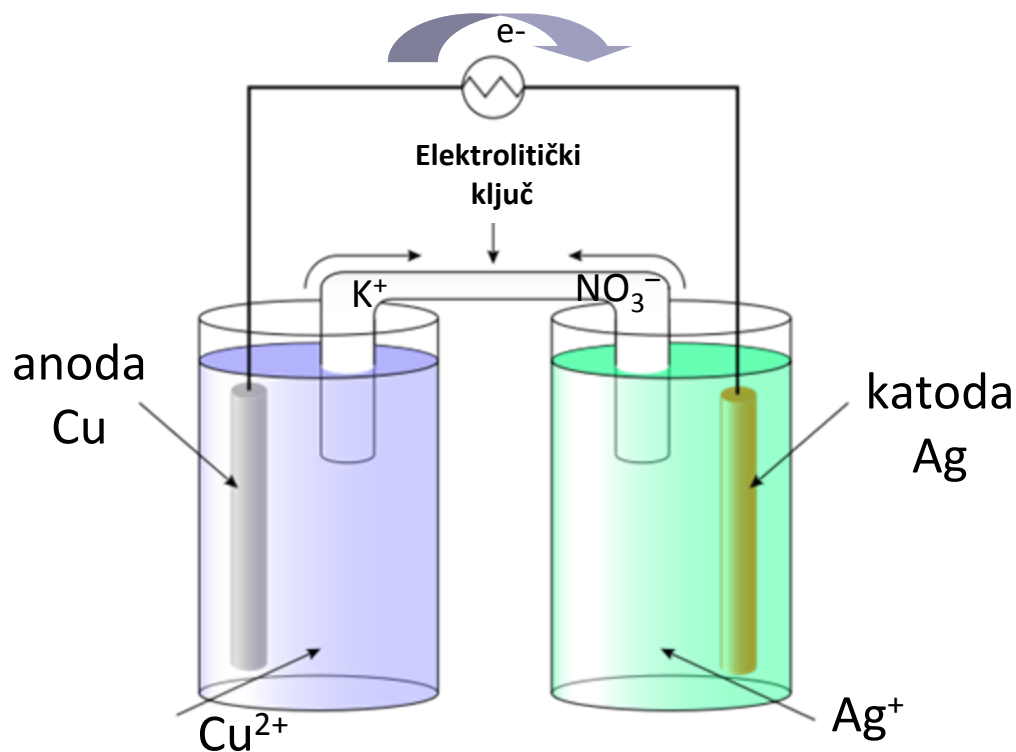
ELEKTROHEMIJSKA ĆELIJA (GALVANSKI SPREG)

Skicirati galvanski element $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$

Obeležiti katodu i anodu. Napisati reakcije koje se odigravaju na katodi i anodi.

Označiti pravac kretanja elektrona.

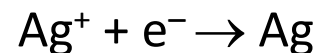
Označiti pravac kretanja jona iz elektrolitičkog ključa.



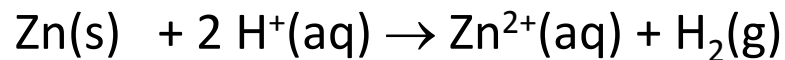
Polureakcija oksidacije



Polureakcija redukcije

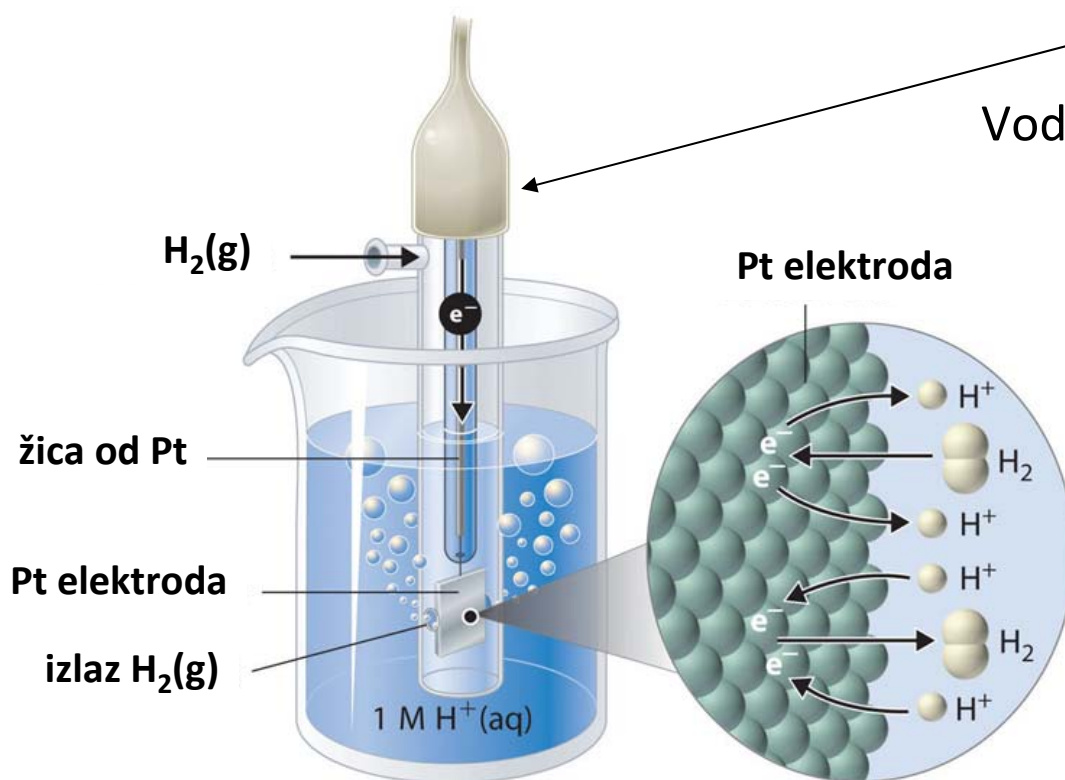


ELEKTROHEMIJSKA ĆELIJA (GALVANSKI SPREG)

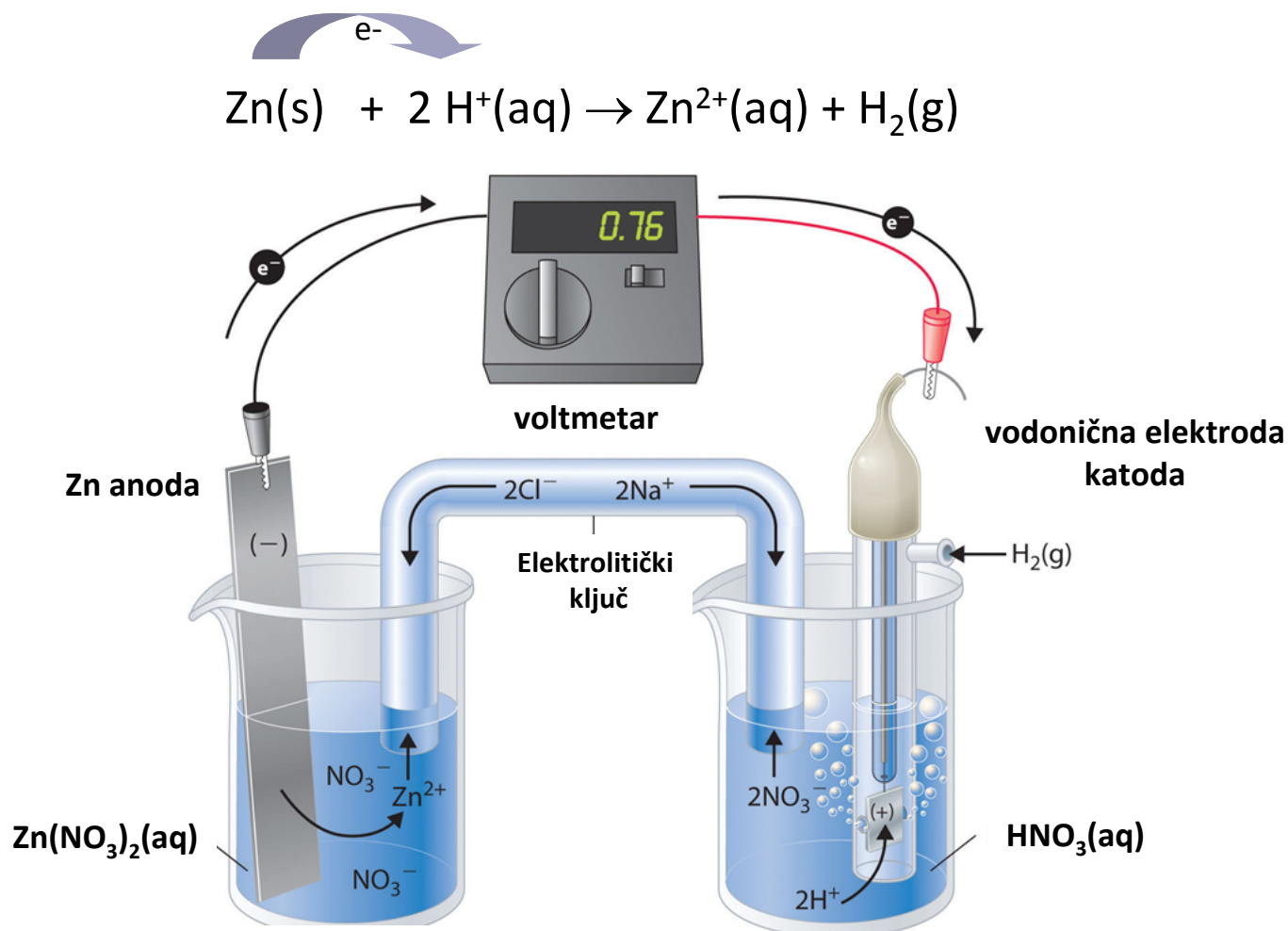


Polureakcija oksidacije $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

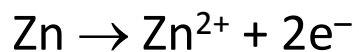
Polureakcija redukcije $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$



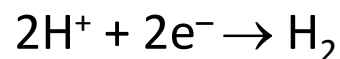
ELEKTROHEMIJSKA ĆELIJA (GALVANSKI SPREG)



Polureakcija oksidacije

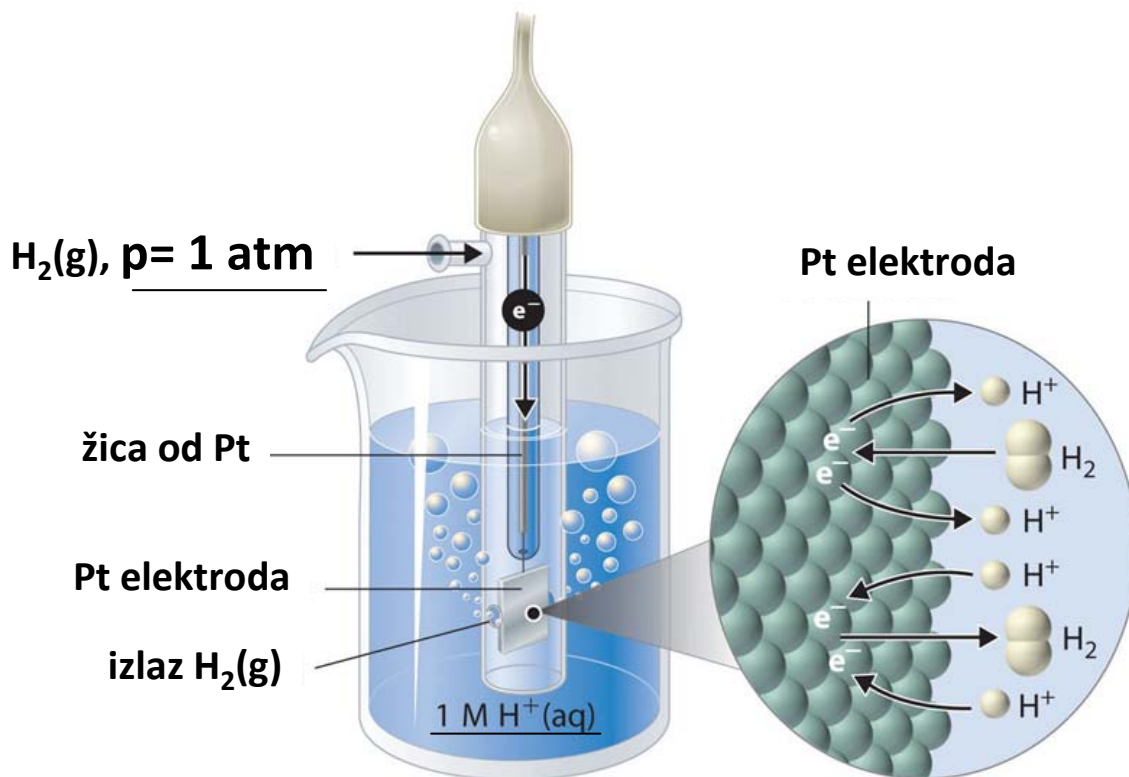
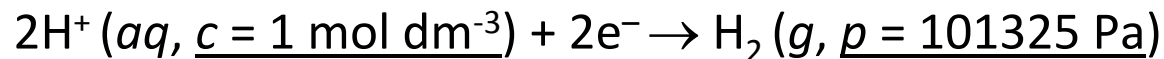


Polureakcija redukcije



ELEKTROHEMIJSKA ČELIJA (GALVANSKI SPREG)

STANDARDNA VODONIKOVA ELEKTRODA – SHE



Standardni uslovi

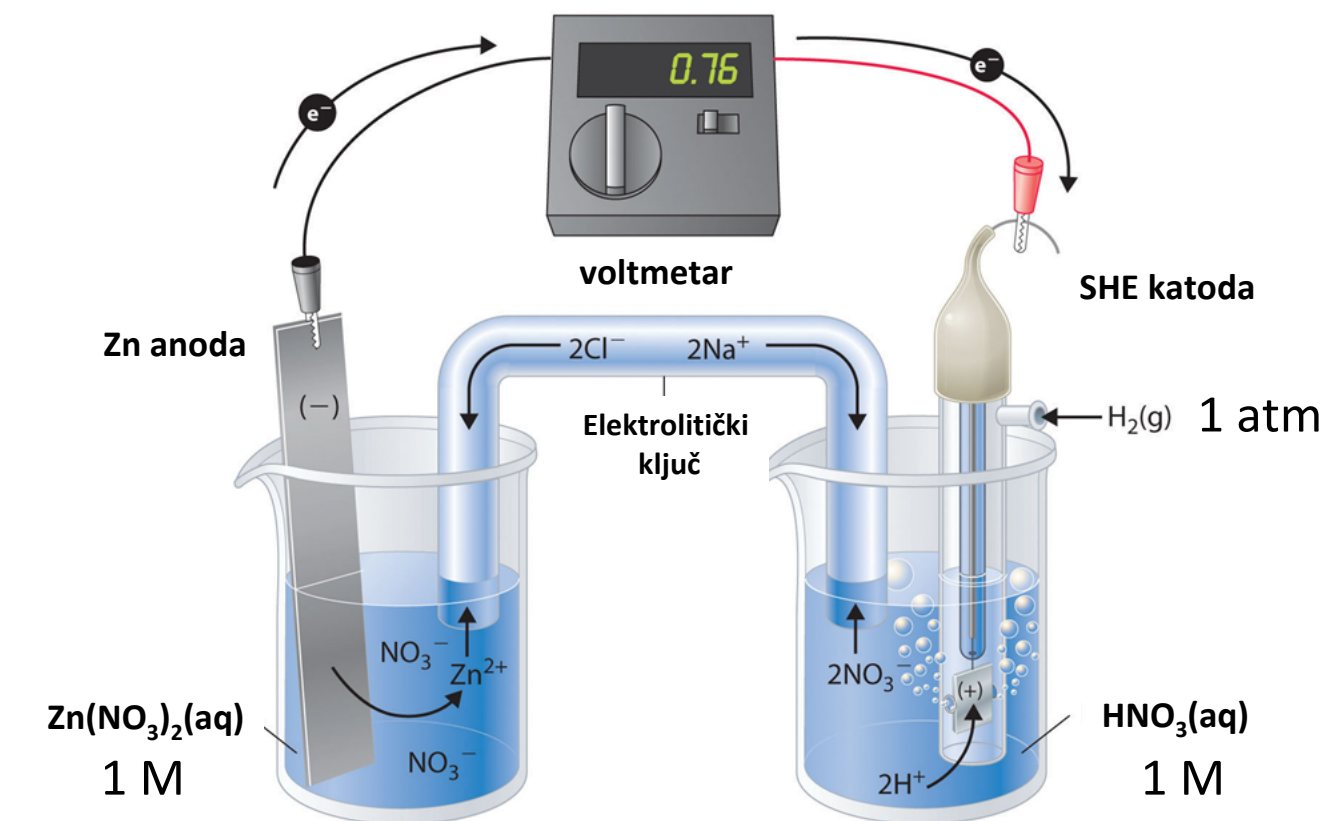
- pritisak gasova – standardni
- koncentracije 1M

ELEKTROMOTORNA SILA ELEKTROHEMIJSKE ČELIJE

Električni napon koji vlada u ćeliji- ELEKTROMOTORNA SILA ELEKTROHEMIJSKE ČELIJE

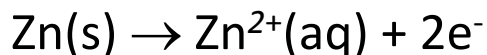
Na standardnim uslovima

STANDARDNA ELEKTROMOTORNA SILA ELEKTROHEMIJSKE ČELIJE (SPREGA)

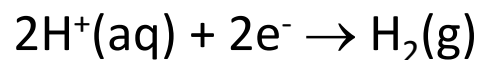


$E^\ominus (\text{V})$

ANODA:

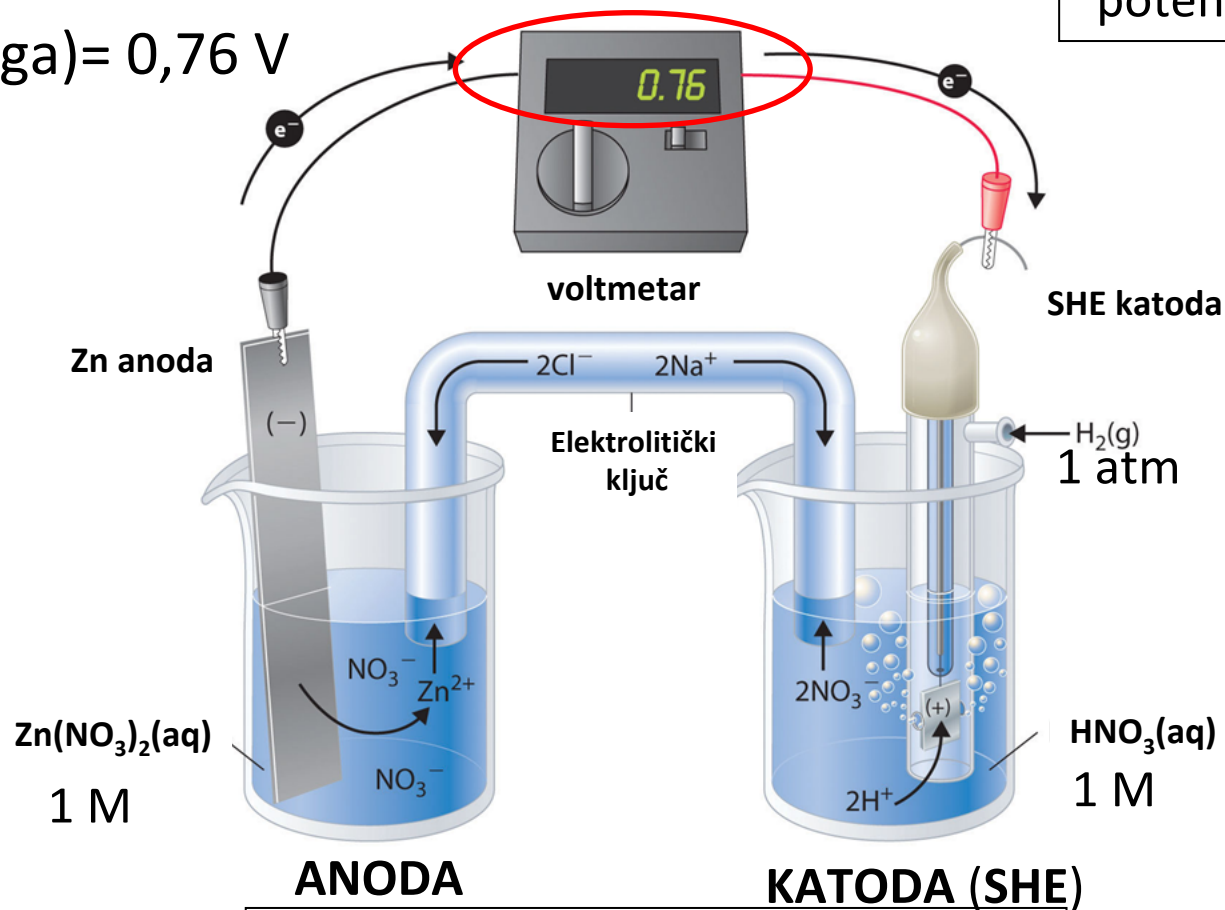


KATODA (SHE):



ELEKTROMOTORNA SILA ELEKTROHEMIJSKE ČELIJE

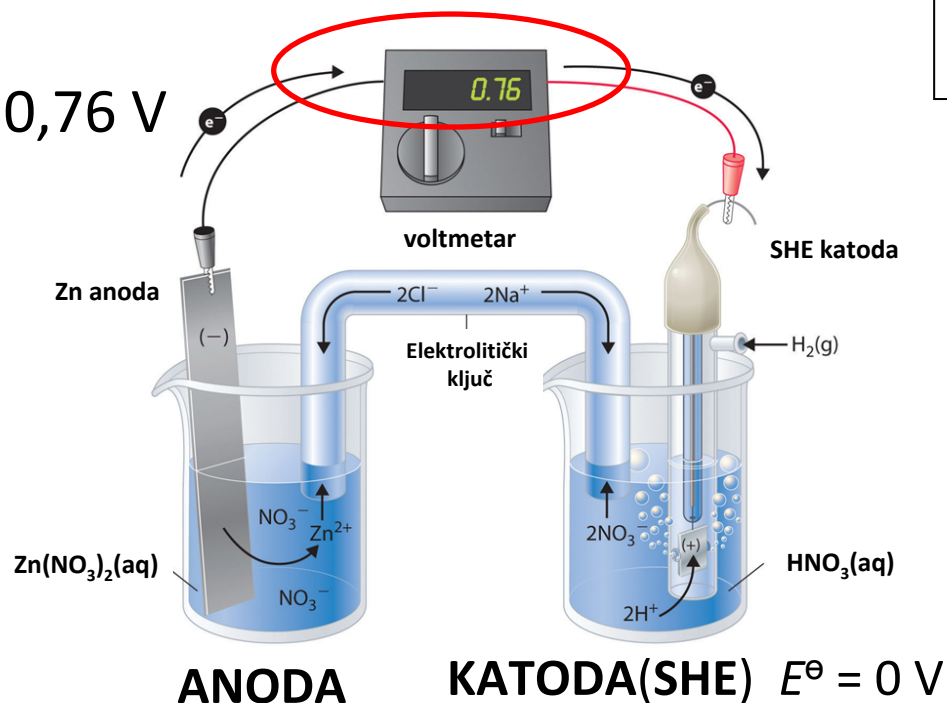
$$E^{\circ}(\text{sprega}) = 0,76 \text{ V}$$



Prema dogovoru
standardnoj vodoničnoj elektrodi (SHE)
je pripisana vrednost:
 $E^{\circ}(\text{SHE}) = 0 \text{ V}$

ELEKTROMOTORNA SILA ELEKTROHEMIJSKE ČELIJE

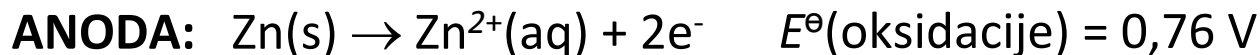
$$E^\ominus(\text{sprega}) = 0,76 \text{ V}$$



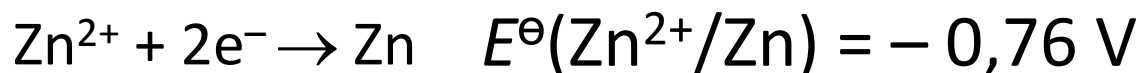
standardni elektrodni
potencijali elektroda

???

$$E^\ominus(\text{anoda}) = E^\ominus(\text{sprega}) = 0,76 \text{ V}$$

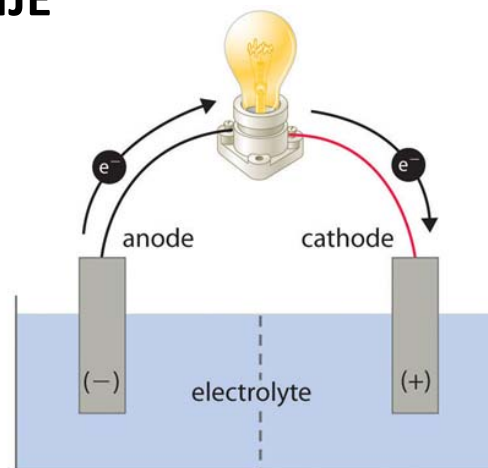


Standardni elektrodni potencijal redukcije

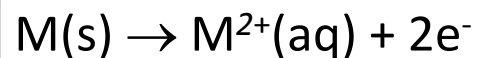


ELEKTROMOTORNA SILA ELEKTROHEMIJSKE ČELIJE

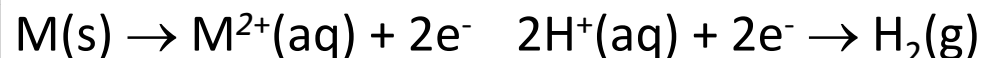
Jon metala / Metal	$E^\ominus, \text{V}$
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	-0,76
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	-2,37
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	+0,34
Ag^+ / Ag	+0,80



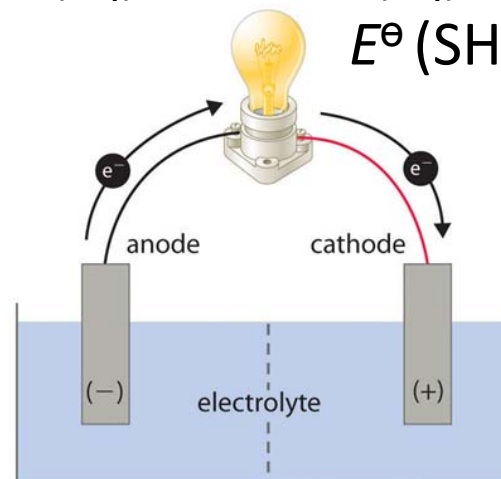
ANODA:



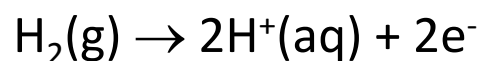
KATODA (SHE):



$$E^\ominus (\text{SHE}) = 0 \text{ V}$$

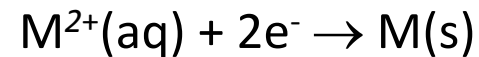


ANODA (SHE):



$$E^\ominus (\text{SHE}) = 0 \text{ V}$$

KATODA:



ELEKTROMOTORNA SILA ELEKTROHEMIJSKE ČELIJE

Tablice elektrohemijfskih polureakcija **DATE KAO POLUREAKCIJE REDUKCIJE**

Tablica 13. iz Priručnika

Priručnik

25

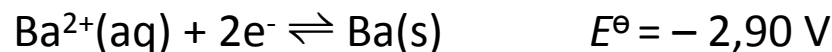
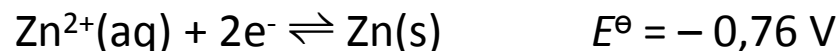
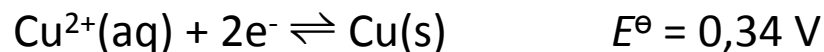
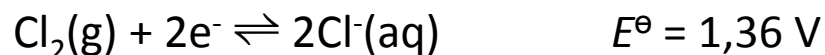
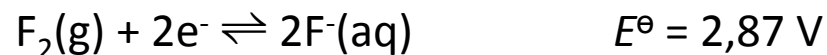
Tablica 13. Standardni elektrodni potencijali elektrohemijfskih polureakcija
(na 25 °C).

POLUREAKCIJA	$E^\ominus$ (V)
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)}$	0,7991
$\text{Ag}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Ag(s)} + 2\text{OH}^-$	0,342
$\text{AgCl(s)} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)} + \text{Cl}^-$	0,222
$[\text{Ag(CN)}_2]^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)} + 2\text{CN}^-$	-0,31
$[\text{Ag(NH}_3)_2]^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)} + 2\text{NH}_3$	0,373
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al(s)}$	-1,676
$[\text{Al(OH)}_4]^- + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al(s)} + 4\text{OH}^-$	-2,31
$\text{H}_3\text{AsO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{As(s)} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,240
$\text{AsO}_3^{3-} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{As(s)} + 6\text{OH}^-$	-0,68
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,560
$\text{AsO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{AsO}_3^{3-} + 2\text{OH}^-$	-0,67

JAČINA OKSIDACIONIH I REDUKCIONIH SREDSTAVA

Standardni elektrodni potencijali služe za poređenje jačine O.S. i R.S.

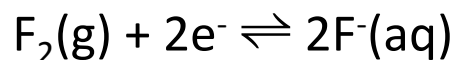
RASTE JAČINA OKSIDACIONOG SREDSTVA



RASTE JAČINA REDUKCIONOG SREDSTVA

JACINA OKSIDACIONIH I REDUKCIONIH SREDSTAVA

Što je vrednost $E^\ominus$ pozitivnija,
primanje elektrona
je lakše – jače OKSIDACIONO
SREDSTVO



$$E^\ominus = 2,87 \text{ V}$$

F_2 je jako oksidaciono sredstvo
 F^- je slabo redukciono sredstvo

Što je vrednost $E^\ominus$ negativnija,
primanje elektrona je teže, tj.
davanje elektrona
je lakše – jače REDUKCIONO
SREDSTVO



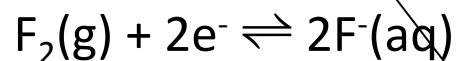
$$E^\ominus = -3,05 \text{ V}$$

Li^+ je slabo oksidaciono sredstvo
 Li je jako redukciono sredstvo

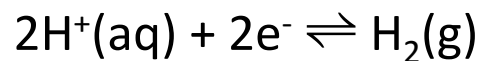
JACINA OKSIDACIONIH I REDUKCIONIH SREDSTAVA

O.S.

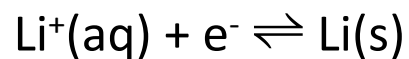
R.S.



$$E^\ominus = 2,87 \text{ V}$$

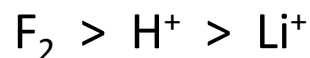


$$E^\ominus = 0 \text{ V}$$

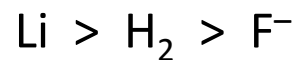


$$E^\ominus = -3,05 \text{ V}$$

Poređenje jačine O.S.



Poređenje jačine R.S.



JAČINA OKSIDACIONIH I REDUKCIONIH SREDSTAVA

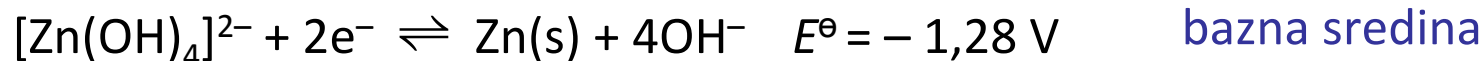
Uticaj pH na oksidacionu sposobnost

O.S.



U kiseloj sredini je izraženija oksidaciona sposobnost

R.S.



U baznoj sredini je izraženija redukciona sposobnost

ELEKTROMOTORNA SILA ELEKTROHEMIJSKE ČELIJE

NAPONSKI NIZ METALA

	E°, V
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	-3,03
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}(\text{s})$	-2,92
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$	-2,37
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}(\text{s})$	+1,50



Neplemeniti metali

- reaguju sa razblaženim kiselinama
- lakše obrazuju jone
- bolja redukciona sredstva



Plemeniti metali

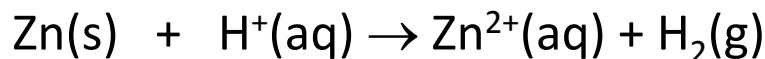
- ne reaguju sa razblaženim kiselinama
- teže obrazuju jone
- raste oksidaciona sposobnost katjona

IZRAČUNAVANJE $E^\ominus$ REAKCIJE

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}}$$

Potencijal (**redukcije**)
oksidacionog sredstva

Potencijal (**redukcije**)
redukcionog sredstva



R.S. **O.S.**

O.S. $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ *Gleda se leva strana jednačine*

Tablica 13. (nastavak)	
POLUREAKCIJA	$E^\ominus$ (V)
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0,0000

potencijal redukcije

$$E^\ominus_{\text{O.S.}} = 0 \text{ V}$$

R.S. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ *Gleda se desna strana jednačine*

Tablica 13. (nastavak)	
POLUREAKCIJA	$E^\ominus$ (V)
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn(s)}$	-0,7926

potencijal redukcije

$$E^\ominus_{\text{R.S.}} = -0,7926 \text{ V}$$

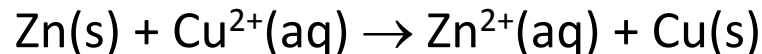
$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,000 - (-0,7926) = 0,7926 \text{ V}$$

IZRAČUNAVANJE $E^\ominus$ REAKCIJE

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}}$$

Potencijal (**redukcije**)
oksidacionog sredstva

Potencijal (**redukcije**)
redukcionog sredstva



R.S. **O.S.**

O.S. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$ potencijal redukcije $E^\ominus_{\text{O.S.}} = 0,34 \text{ V}$

R.S. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ potencijal redukcije $E^\ominus_{\text{R.S.}} = -0,76 \text{ V}$

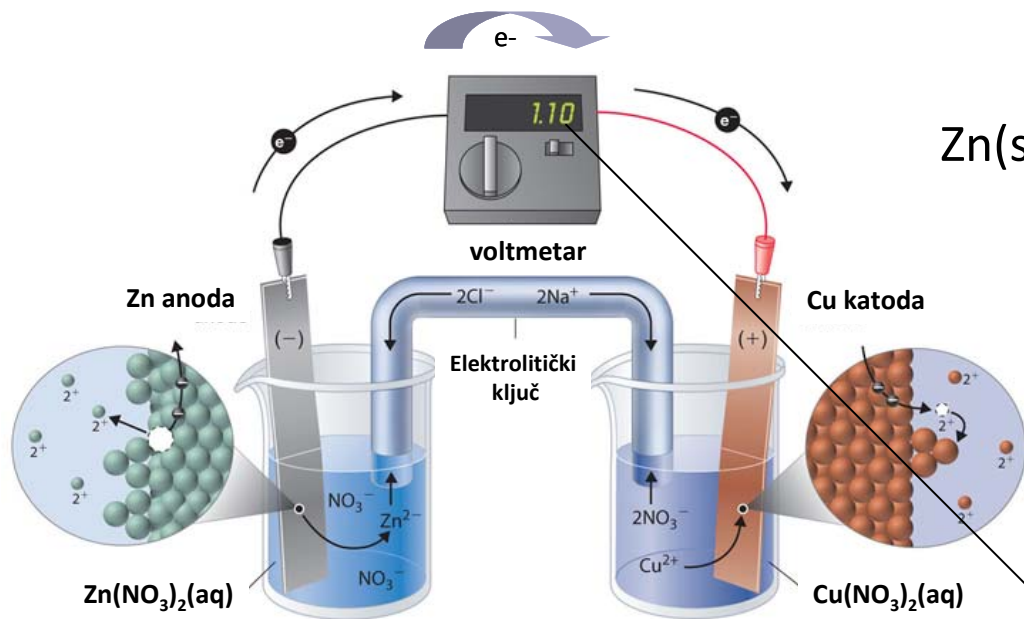
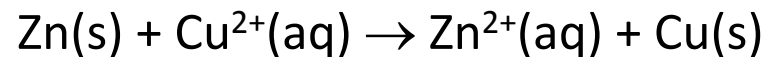
$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ V}$$

IZRAČUNAVANJE $E^\ominus$ REAKCIJE

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}}$$

Potencijal (**redukcije**)
oksidacionog sredstva

Potencijal (**redukcije**)
redukcionog sredstva



$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ V}$$

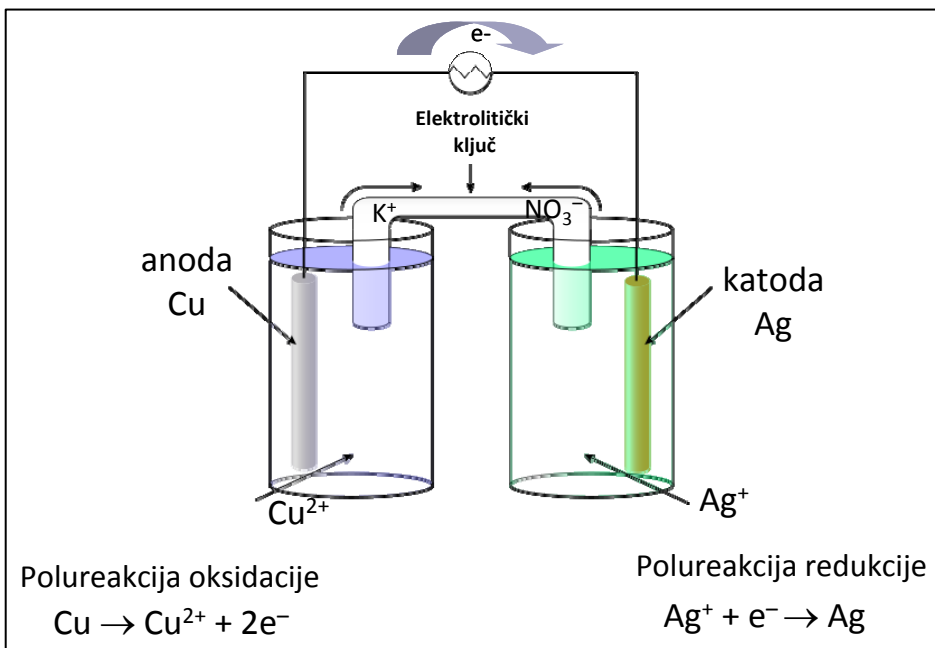
ELEKTROHEMIJSKA ĆELIJA (GALVANSKI SPREG)

Skicirati galvanski element $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$

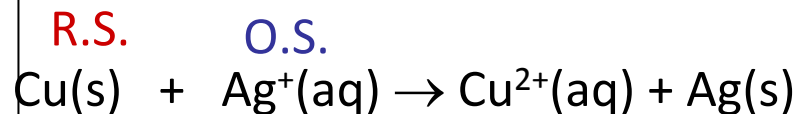
Obeležiti katodu i anodu. Napisati reakcije koje se odigravaju na katodi i anodi.

Označiti pravac kretanja elektrona.

Označiti pravac kretanja jona iz elektrolitičkog ključa.



Izračunati standardnu elektromotornu silu



potencijal redukcije

$$E^\ominus_{\text{O.S.}} = 0,799 \text{ V}$$

potencijal redukcije

$$E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,34 \text{ V}$$

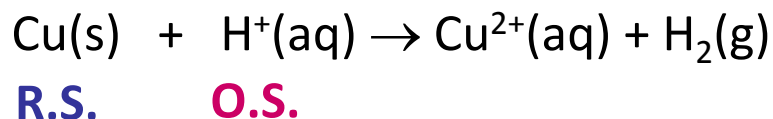
$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,799 - 0,34 = 0,45 \text{ V}$$

IZRAČUNAVANJE $E^\ominus$ REAKCIJE

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}}$$

Potencijal (**redukcije**)
oksidacionog sredstva

Potencijal (**redukcije**)
redukcionog sredstva



O.S. $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ potencijal redukcije $E^\ominus_{\text{O.S.}} = 0 \text{ V}$

R.S. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ potencijal redukcije $E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,34 \text{ V}$

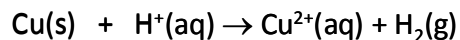
$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0 - 0,34 = -0,34 \text{ V} < 0$$

Ova reakcija se i ne odigrava – nije spontana

AKO JE $E^\ominus$ (REAKCIJE) POZITIVNO REAKCIJA JE SPONTANA

IZRAČUNAVANJE $E^\ominus$ REAKCIJE

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}}$$



R.S. **O.S.**

O.S. $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ potencijal redukcije $E_{\text{O.S.}} = 0 \text{ V}$

R.S. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ potencijal redukcije $E_{\text{R.S.}} = 0,34 \text{ V}$

$$E^\ominus = E_{\text{O.S.}} - E_{\text{R.S.}} = 0,000 - 0,34 = -0,34 \text{ V} < 0$$

Ova reakcija se i ne odigrava – nije spontana

Cu ne reaguje sa HCl.
Cu + HNO₃ – ???

R.S. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$

$$E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,34 \text{ V}$$

O.S. $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO(g)} + 2\text{H}_2\text{O}$

$$E^\ominus_{\text{O.S.}} = 0,96 \text{ V}$$

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,96 - 0,34 = 0,62 \text{ V}$$

IZRAČUNAVANJE $E^\ominus$ REAKCIJE

NAPONSKI NIZ METALA - podsećanje

	$E^\ominus, \text{V}$
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	-3,03
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}(\text{s})$	-2,92
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$	-2,37
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}(\text{s})$	+1,50



O.S.

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{H}^+/\text{H}_2} - E^\ominus_{\text{M}^{x+}/\text{M}} > 0$$

Neplemeniti metali

- reaguju sa razblaženim kiselinama
- lakše obrazuju jone
- bolja redukciona sredstva

O.S.

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{H}^+/\text{H}_2} - E^\ominus_{\text{M}^{x+}/\text{M}} < 0$$

Plemeniti metali

- ne reaguju sa razblaženim kiselinama
- teže obrazuju jone
- raste oksidaciona sposobnost katjona

IZRAČUNAVANJE $E^\ominus$ REAKCIJE

NAPONSKI NIZ METALA - podsećanje

	$E^\ominus, V$
$\text{Li}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	-3,03
$\text{K}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{K}(\text{s})$	-2,92
$\text{Na}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$	-2,37
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$	-0,137
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Au}(\text{s})$	+1,50

Koristeći Tablicu SEP odrediti:

- metal koji je najjače R.S.
- metalni jon koji je najjače O.S.

- da li će $\text{Mg}(\text{s})$ redukovati Cu^{2+} do Cu

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^\ominus_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} > 0$$

- da li će $\text{Ag}(\text{s})$ redukovati Al^{3+} do Al

$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} - E^\ominus_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} < 0$$

$$E^\ominus_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} < E^\ominus_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}$$

- koji metalni joni se mogu redukovati kalajem $\text{Sn}(\text{s})$

$$E^\ominus_{\text{M}^{x+}/\text{M}} > E^\ominus_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}$$

- koji metali se mogu oksidisati Ag^+ -jonom

$$E^\ominus_{\text{M}^{x+}/\text{M}} < E^\ominus_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}$$

SPONTANOST REDOKS-REAKCIJE; VEZA IZMEĐU $E^\ominus$, $\Delta G^\ominus$ I K

$E^\ominus$ REAKCIJE JE MERILO SPONTANOSTI REAKCIJE

$$\Delta G^\ominus = -nFE^\ominus$$

n – količina razmenjenih e^- u redoks reakciji

F – Faradejeva konstanta, $9,648 \cdot 10^4 \text{ J mol}^{-1} \text{ V}^{-1}$

$E^\ominus$ – elektromotorna sila

$\Delta G^\ominus$ – standardna promena slobodne energije

za $E^\ominus > 0 \rightarrow \Delta G^\ominus < 0$ - spontana reakcija

za $E^\ominus < 0 \rightarrow \Delta G^\ominus > 0$ - reakcija nije spontana

SPONTANOST REDOKS-REAKCIJE; VEZA IZMEĐU $E^\ominus$, $\Delta G^\ominus$ I K

$E^\ominus$ REAKCIJE JE MERILO SPONTANOSTI REAKCIJE

$$\Delta G^\ominus = -nFE^\ominus \qquad \Delta G^\ominus = -RT \ln K$$

$$-RT \ln K = -nFE^\ominus$$

$$E^\ominus = \frac{RT}{nF} \ln K$$

na 25 °C

$$E^\ominus = \frac{0,0257}{n} \ln K$$

$$\text{za } E^\ominus > 0 \rightarrow K > 1$$

$$\text{za } E^\ominus < 0 \rightarrow K < 1$$

SPONTANOST REDOKS-REAKCIJE; VEZA IZMEĐU $E^\ominus$, $\Delta G^\ominus$ I K

$E^\ominus$, V	K	$\Delta G^\ominus$, kJ/mol
+2,00	$4 \cdot 10^{67}$	– 400
+1,00	$6 \cdot 10^{33}$	– 200
+0,25	$3 \cdot 10^8$	– 50
+0,10	$2 \cdot 10^3$	– 20
0,00	1	0
– 0,10	$4 \cdot 10^{-4}$	+20
– 0,25	$4 \cdot 10^{-9}$	+50
– 1,00	$2 \cdot 10^{-34}$	+ 200
– 2,00	$3 \cdot 10^{-68}$	+400

$E^\ominus > + 0,1 \rightarrow K$ ima veliku vrednost $\rightarrow$ reakcija spontana ide do kraja

$E^\ominus < - 0,1 \rightarrow K$ ima malu vrednost $\rightarrow$ reakcija se ne odigrava

NERNSTOVA JEDNAČINA

U realnim uslovima vrednost E se menja ($E \neq E^\ominus$)
i zavisi od koncentracije i temperature

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

$$E = E^\ominus - \frac{2,303RT}{nF} \log Q$$

Polureakcija redukcije permanganat jona do Mn^{2+} -jona u kiseloj sredini



$$E = E^\ominus - \frac{2,303RT}{nF} \log \frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}$$

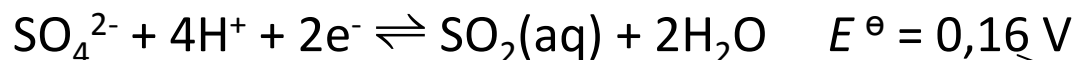
E raste kada

- raste $[\text{MnO}_4^-]$
- raste $[\text{H}^+]$
- opada $[\text{Mn}^{2+}]$

NERNSTOVA JEDNAČINA

$$E = E^{\ominus} - \frac{2,303RT}{nF} \log Q$$

Sumporna kiselina kao oksidaciono sredstvo



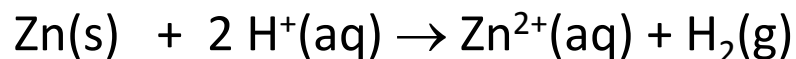
Razblažena (standardni uslovi)
slabo
oksidaciono sredstvo

$$E = E^{\ominus} - \frac{2,303RT}{nF} \log \frac{[\text{SO}_2(\text{aq})]}{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}^+]^4}$$

Porast koncentracije (konc. H_2SO_4)
jako oksidaciono sredstvo

NERNSTOVA JEDNAČINA

$$E = E^{\ominus} - \frac{2,303RT}{nF} \log Q$$



$$E = E^{\ominus} - \frac{2,303RT}{nF} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]p(\text{H}_2)}{[\text{H}^+]^2}$$

Ako bi bili poznati $[\text{Zn}^{2+}]$ i $p(\text{H}_2)$ E zavisi samo od promene $[\text{H}^+]$

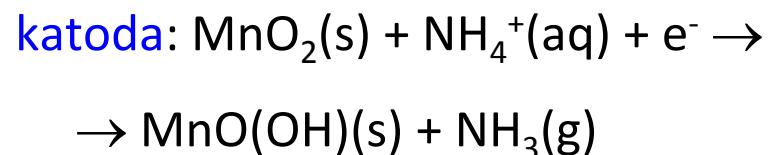
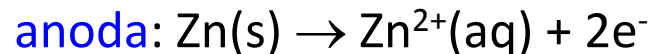
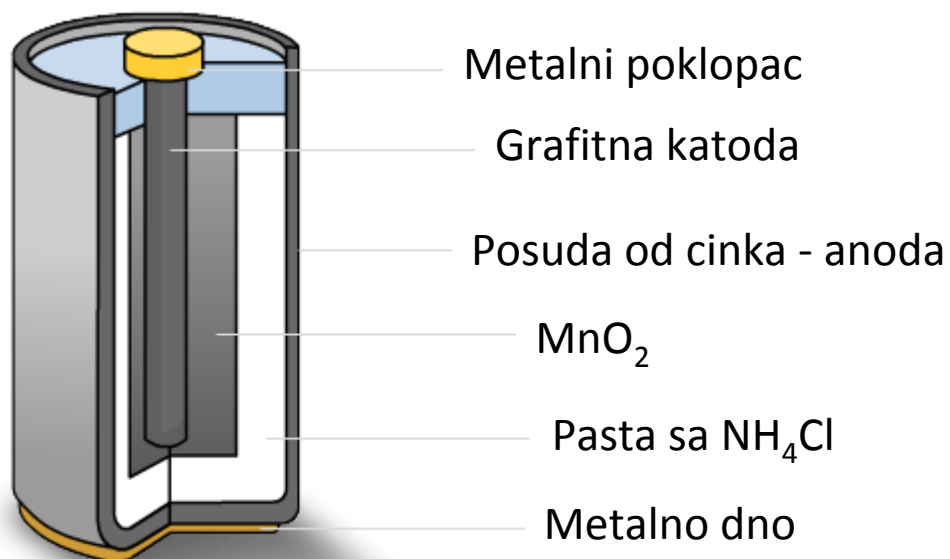


Elektrohemijska ćelija može služiti za merenje pH
ili koncentracije jona

BATERIJE

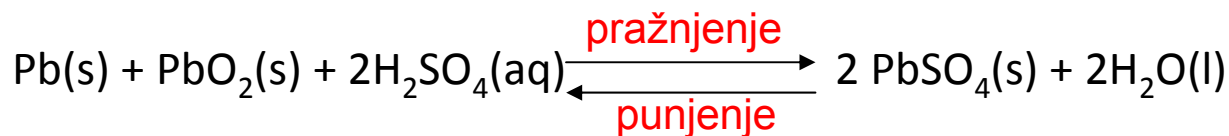
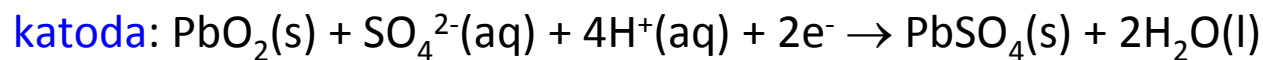
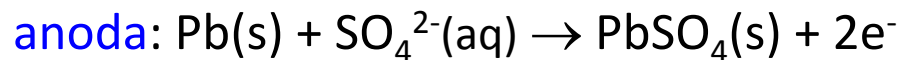
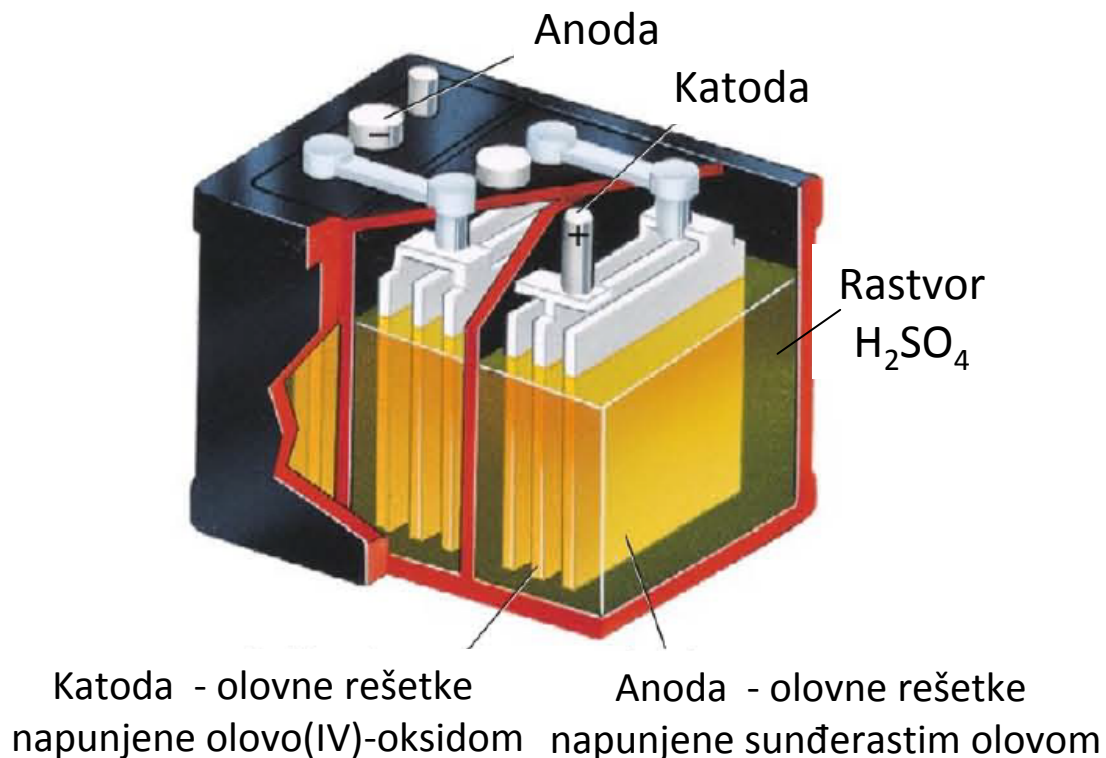
- PRIMARNE (jednokratne)
- SEKUNDARNE BATERIJE (“punive”)

LEKLANŠEOVA BATERIJA (SUVA BATERIJA) – PRIMARNA BATERIJA



BATERIJE

OLOVNI AKUMULATOR – SEKUNDARNA BATERIJA



KOROZIJA

Korozija – propadanje metala

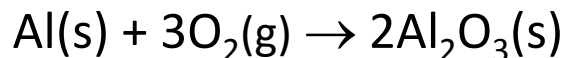
Do korozije dolazi usled reakcije metala sa O_2 , H_2O ili CO_2

- Platina i zlato – teško ih je oksidisati – velike pozitivne vrednosti $E^\ominus$

$$E^\ominus (Pt^{2+}/Pt) = 1,320 \text{ V}$$

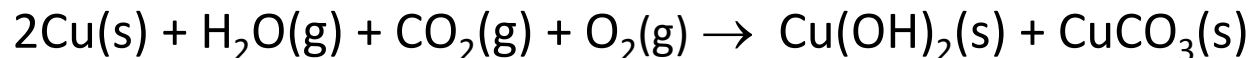
$$E^\ominus (Au^{3+}/Au) = 1,498 \text{ V}$$

- Pasiviranje aluminijuma $E^\ominus (Al^{3+}/Al) = -1,68 \text{ V}$



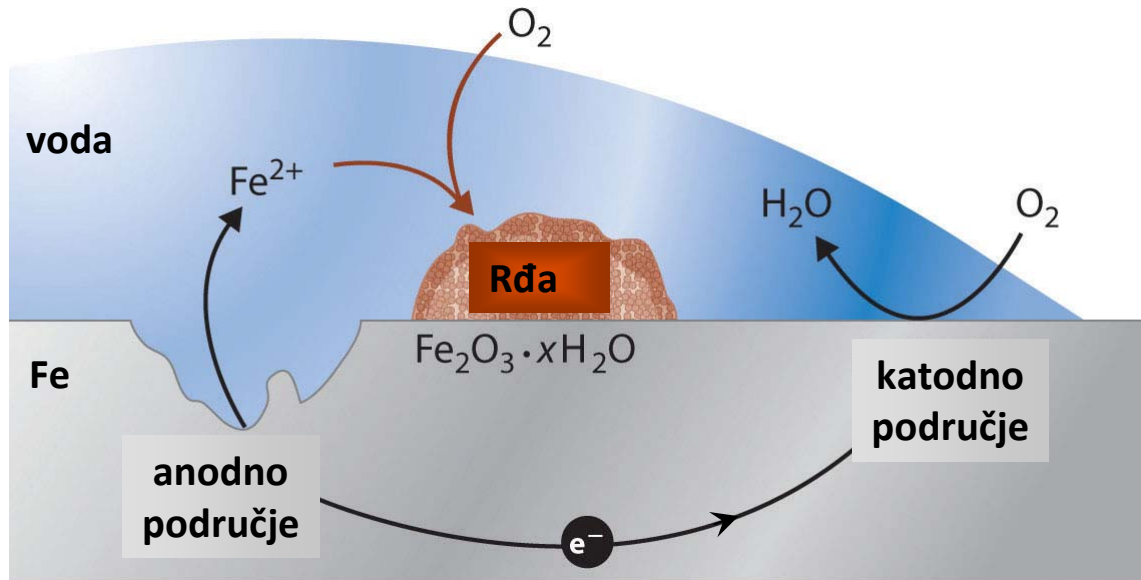
→ Sprečava dalju reakciju Al

- Bakar

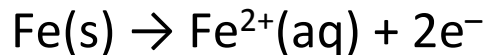


KOROZIJA

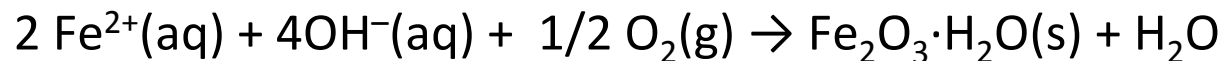
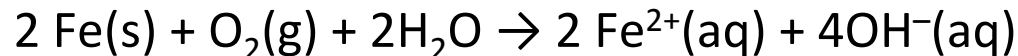
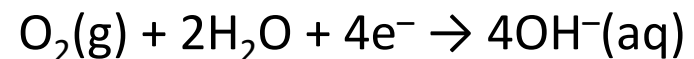
Korozija gvožđa



Oksidacija (anodno područje):



Redukcija (katodno područje):



Zaštita od korozije

- Presvlačenje metala nekom nemetalnom prevlakom
- Katodna zaštita – presvlačenje metalom koji se lakše oksidiše

$$E^{\ominus} (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,41 \text{ V}$$

$$E^{\ominus} (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,762 \text{ V}$$

↓
Zn – žrtvujuća anoda
