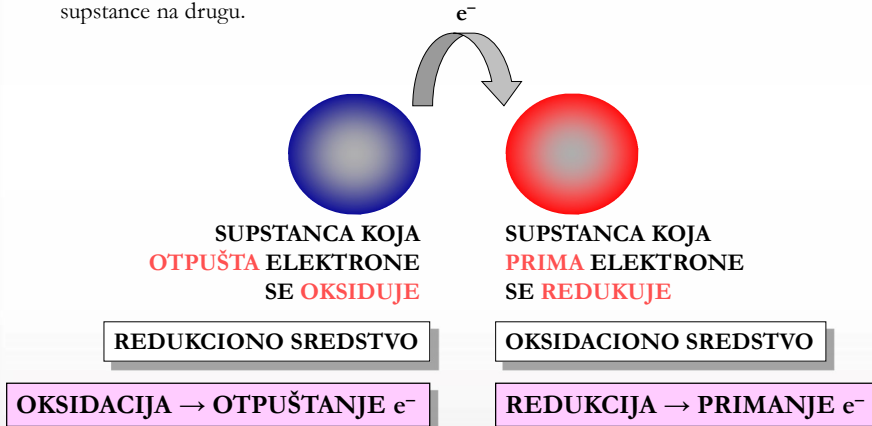


REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

OKSIDACIJA I REDUKCIJA

- Reakcije oksido-redukcije su reakcije u kojima dolazi do prelaska **elektrona** sa jedne supstance na drugu.



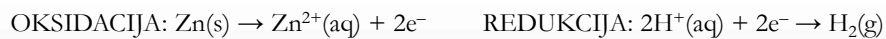
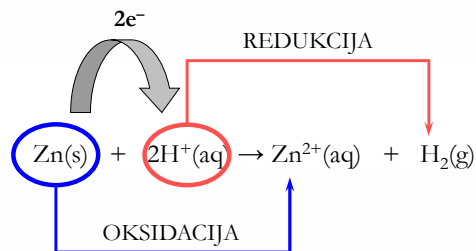
© TMF

1

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

OKSIDACIJA I REDUKCIJA

- Redoks reakcija se sastoji iz dve polureakcije (oksidacije i redukcije) koje se odigravaju istovremeno.



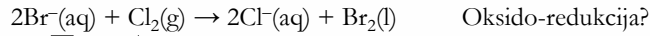
- Broj razmenjenih elektrona mora biti jednak.

© TMF

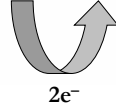
2

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

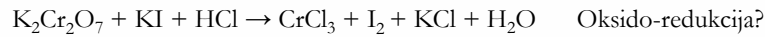
OKSIDACIJA I REDUKCIJA



- Na osnovu očiglednog prelaska e^- lako se može odrediti oksidaciono i redukciono sredstvo:



- $\text{Br}^- \rightarrow$ otpušta $e^- \rightarrow$ oksiduje se \rightarrow redukciono sredstvo
- $\text{Cl}_2 \rightarrow$ prima $e^- \rightarrow$ redukuje se \rightarrow oksidaciono sredstvo



- Potrebno je odrediti **oksidacione brojeve**.

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

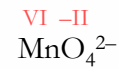
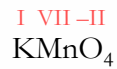
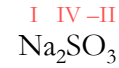
OKSIDACIONI BROJ

- Oksidacioni broj** (ili **oksidaciono stanje**) predstavlja hipotetičko naelektrisanje atoma kada bi sve veze tog atoma bile jonske.
- Pripisuje se atomima da bi se izjednačio broj razmenjenih elektrona, odnosno da bi se odredili koeficijenti u redoks reakciji.
- Označava se **rimskim brojem** iznad simbola elementa.
- Postoji nekoliko pravila za određivanje oksidacionih brojeva:
 - oksidacioni broj elementa u **elementarnoj supstanci** jednak je **0** (npr. za Cl_2 , P_4 , Zn);
 - oksidacioni broj elementa u **jednoatomskom jonu** jednak je **naelektrisanju tog jona** (npr. za Al^{3+} je III, za S^{2-} je -II);
 - neki elementi imaju **isti** oksidacioni broj u **SKORO svim svojim jedinjenjima**:
 - elementi 1. grupe PSE uvek imaju oksidacioni broj I,
 - elementi 2. grupe PSE uvek imaju oksidacioni broj II,
 - F uvek ima oksidacioni broj -I,
 - O obično ima oksidacioni broj -II (izuzev u peroksidima i peroksi-jedinjenjima gde je -I),
 - H obično ima oksidacioni broj I (izuzev u hidridima metala gde je -I);

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

OKSIDACIONI BROJ

- zbir oksidacionih brojeva:
 - u neutralnoj supstanci jednak je 0,
 - u višeatomskom jonu jednak je naelektrisanju tog jona.

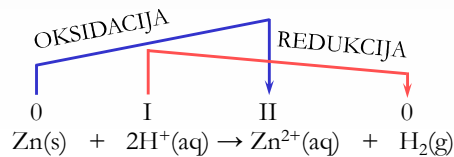


© TMF

5

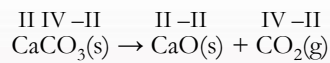
REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

OKSIDACIONI BROJ



- Zn se oksiduje \Rightarrow oksidacioni broj se povećava: $0 \rightarrow \text{II} \Rightarrow$ redukcionno sredstvo
- H se redukuje \Rightarrow oksidacioni broj se smanjuje: $\text{I} \rightarrow 0 \Rightarrow$ oksidaciono sredstvo

OKSIDACIJA \rightarrow POVEĆANJE OKSIDACIONOG BROJA
REDUKCIJA \rightarrow SMANJENJE OKSIDACIONOG BROJA



Oksido-redukcija?

- Nema promene oksidacionih brojeva \Rightarrow nije redoks reakcija.

© TMF

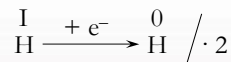
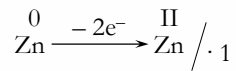
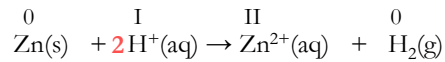
6

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ODREĐIVANJE KOEFICIJENATA

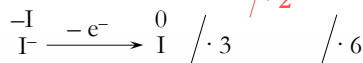
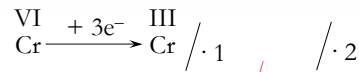
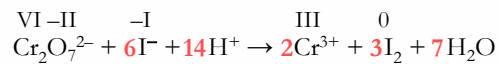
- Korišćenjem šeme razmene elektrona → univerzalan način.
- Korišćenjem polureakcija oksidacije i redukcije → samo za reakcije u vodenom rastvoru.

❖ šema razmene elektrona

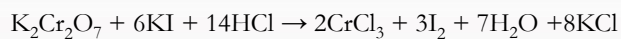


REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ODREĐIVANJE KOEFICIJENATA



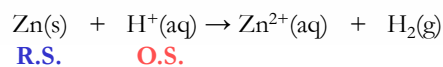
- U jonskom obliku jednačine hemijske reakcije zbir naelektrisanja sa leve i desne strane jednačine mora biti jednak.
- Molekulski oblik se može izvesti iz jonskog:



REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ODREĐIVANJE KOEFICIJENATA

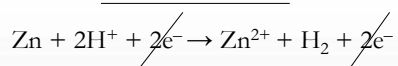
❖ polureakcije



- Tablica elektrohemijjskih reakcija (tablica 13 iz Priručnika):

R.S. Polureakcija oksidacije $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ „okreće se” jer su sve polureakcije date kao redukcije

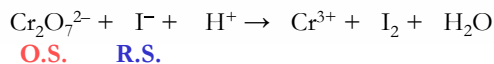
O.S. Polureakcija redukcije $(+)\text{2H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$



REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ODREĐIVANJE KOEFICIJENATA

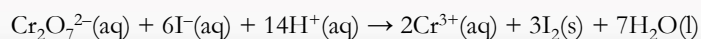
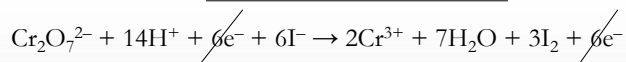
❖ polureakcije



- Tablica elektrohemijjskih reakcija (tablica 13 iz Priručnika):

O.S. Polureakcija redukcije $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

R.S. Polureakcija oksidacije $(+)\text{2I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ / · 3 „okreće se”

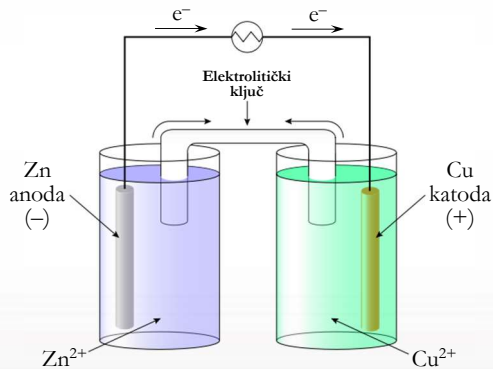


REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ELEKTROHEMIJSKA ĆELIJA

■ ili galvanski spreg, element, ćelija

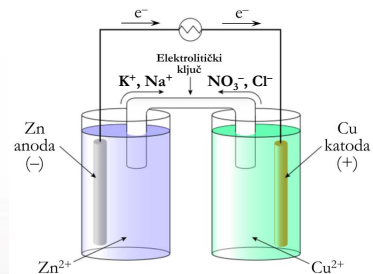
- Ćelija u kojoj se odigrava spontana redoks reakcija ($\Delta G^\circ < 0$) pri čemu se hemijska energija pretvara u električnu (proizvodi se električna struja).
- Sastoji se od dve polućelije (poluelementa) koje su sačinjene od elektroda uronjenih u rastvore odgovarajućih jona.
- Polućelije su povezane spoljašnjim električnim kolom (kojim se kreću **elektroni**) i elektrolitičkim ključem (kojim se kreću **joni**).
- Dve polureakcije se odvijaju na površinama dve različite elektrode:
 - na **anodi** → **oksidacija**,
 - na **katodi** → **redukcija**.



REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ELEKTROHEMIJSKA ĆELIJA

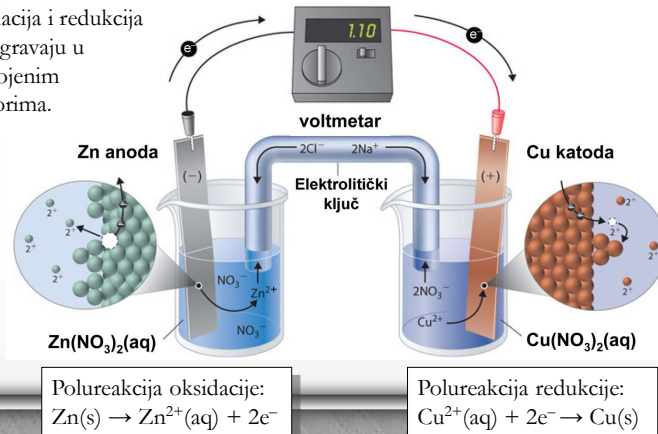
- Elektroni koji nastaju u polureakciji oksidacije na anodi moraju se preneti i utrošiti u polureakciji redukcije na katodi.
- Da bi se redoks reakcija koristila kao izvor električne energije potrebno je da se prenos elektrona sa anode na katodu odigrava **indirektno** kroz spoljašnje električno kolo.
- Da bi se u polućelijama održala električna neutralnost neophodan je elektrolitički ključ, cev U-oblika napunjena rastvorom neke soli koja ne učestvuje u reakcijama na elektrodama (KNO_3 , NaCl ...).
- Tokom redoks reakcije, pri trošenju proizvedene električne struje, katjoni iz elektrolitičkog ključa prelaze u katodnu polućeliju, a anjoni u anodnu polućeliju.



REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ELEKTROHEMIJSKA ČELIJA

- Spontana reakcija $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$ se koristi kao izvor električne energije u galvanskom spregu gde se prenos elektrona odigrava *indirektno* kroz spoljašnje električno kolo (metalnu žicu, provodnik, koja povezuje katodu i anodu).
- Oksidacija i redukcija se odigravaju u razdvojenim prostorima.

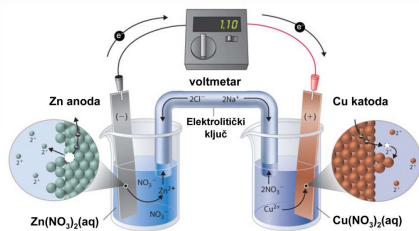


© TMF

13

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ELEKTROHEMIJSKA ČELIJA

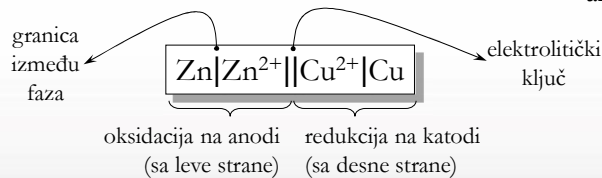


posle izvesnog vremena



Zn anoda Cu katoda

- Način prikazivanja elektrohemijske ćelije:



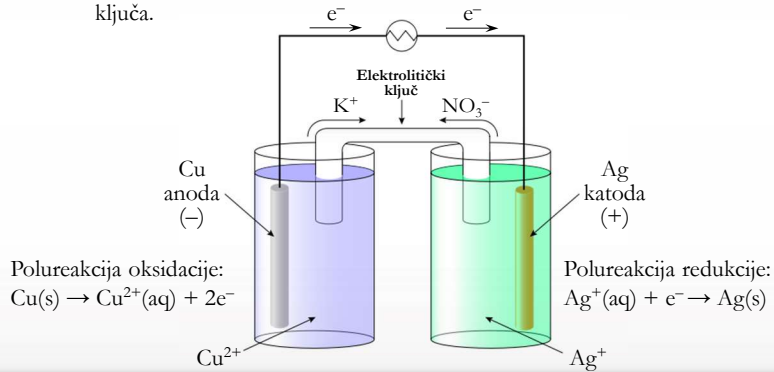
© TMF

14

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

ELEKTROHEMIJSKA ČELIJA

- Skicirati galvanski element $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$
 - označiti katodu i anodu; napisati reakcije koje se odigravaju na katodi i anodi; označiti smer kretanja elektrona; označiti smer kretanja jona iz elektrolitičkog ključa.



REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

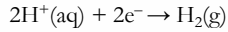
ELEKTROMOTORNA SILA

- Pogonska sila spontane redoks reakcije u elektrohemijskoj ćeliji se iskazuje preko električnog potencijala (napona) koji vlada u ćeliji → **elektromotorne sile**.
- Elektromotorna sila predstavlja razliku potencijala dve polućelije (tj. dve polureakcije).
- Ne postoji način da se izmeri vrednost pojedinačnog elektrodnog potencijala polureakcije, već se meri elektromotorna sila ukupne redoks reakcije.
- Prema dogovoru, svakoj elektrohemijškoj polureakciji dodeljen je **standardni elektrodni potencijal** definisan, radi uporedivosti, na standardnim uslovima:
 - $p^\theta = 101\,325\text{ Pa}$, $c = 1\text{ mol dm}^{-3}$ ($t = 25\text{ }^\circ\text{C}$).
- Prema dogovoru, standardnoj vodoničnoj elektrodi (SHE ili SVE) pripisana je vrednost:

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

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

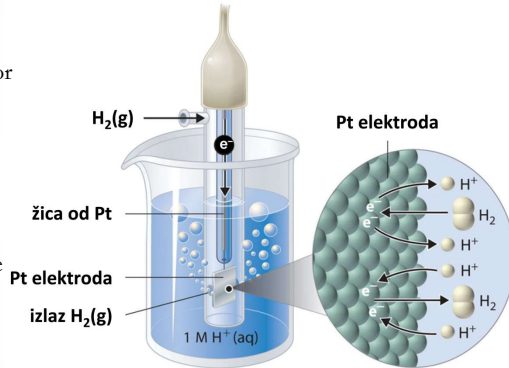
STANDARDNA VODONIČNA ELEKTRODA



- Inertna Pt elektroda uronjena u rastvor kiseline, oko koje se uvodi $\text{H}_2(\text{g})$.
- Pri standardnim uslovima:
 - $p(\text{H}_2) = p^\ominus$
 - $[\text{H}^+] = 1 \text{ mol dm}^{-3}$

prema dogovoru je $E^\ominus(\text{SHE}) = 0,0 \text{ V}$.

- Merenjem standardne elektromotorne sile (E^\ominus) elektrohemijske ćelije u kojoj je jedna od elektroda SHE dobija se standardni elektrodni potencijal druge polućelije tj. polureakcije.



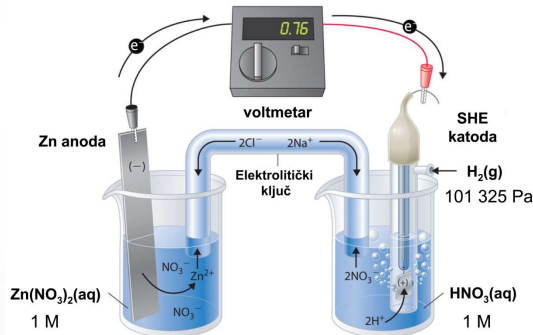
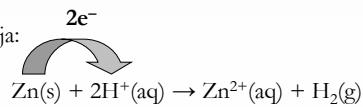
© TMF

17

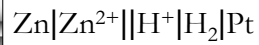
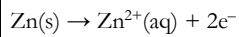
REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

STANDARDNI ELEKTRODNI POTENCIJAL

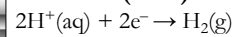
- Spontana redoks reakcija:



ANODA:



KATODA (SHE):

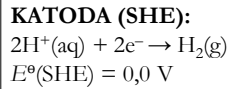
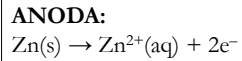
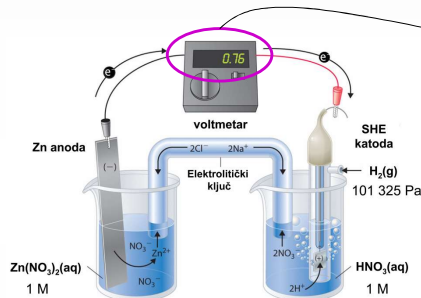


© TMF

18

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

STANDARDNI ELEKTRODNI POTENCIJAL



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

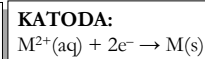
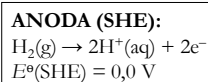
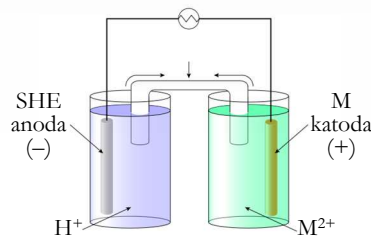
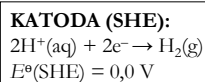
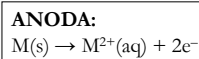
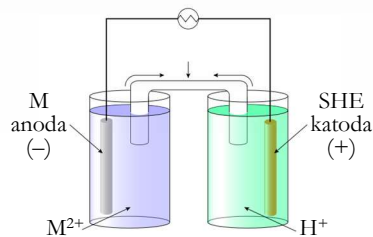
❖ Prema dogovoru, standardni elektrodni potencijal se prikazuje kao standardni **redukциони** potencijal:

$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Zn(s)$
 $E^{\circ}(\text{redukcije}) = -0,76 \text{ V}$
 $E^{\circ}(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ V}$

- Na ovaj način su određene vrednosti standardnih elektrodni potencijala svih elektrohemijskih reakcija.

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

STANDARDNI ELEKTRODNI POTENCIJAL



Jon metala/Metal	$E^{\circ}, \text{ V}$
Zn^{2+}/Zn	-0,76
Mg^{2+}/Mg	-2,37

Jon metala/Metal	$E^{\circ}, \text{ V}$
Cu^{2+}/Cu	+0,34
Ag^{+}/Ag	+0,80

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

STANDARDNI ELEKTRODNI POTENCIJAL



- Tablica standardnih elektrodnih potencijala elektrohemijskih reakcija (tablica 13. iz Priručnika):

Polureakcija	E° (V)
$\text{N}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	-3,04
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$	-2,36
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,68
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s}) + 4\text{OH}^-$	-1,28
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0,0000
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	0,34
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	0,80
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	2,87

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

OKSIDACIONA I REDUKCIONA SPOSOBNOST

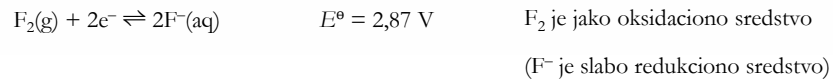
- Vrednosti standardnih elektrodnih potencijala predstavljaju meru oksidacione, odnosno redukcionne sposobnosti supstance pod standardnim uslovima; koriste se za poredenje jačine oksidacionih, odnosno redukcionih sredstava.

 <p>RASTE JAČINA OKSIDACIONOG SREDSTVA</p>	$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-(\text{aq})$	$E^{\circ} = 2,87 \text{ V}$	 <p>RASTE JAČINA REDUKCIONOG SREDSTVA</p>
	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	$E^{\circ} = 1,36 \text{ V}$	
	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	$E^{\circ} = 0,34 \text{ V}$	
	$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{s})$	$E^{\circ} = 0,00 \text{ V}$	
	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	$E^{\circ} = -0,76 \text{ V}$	
	$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{s})$	$E^{\circ} = -2,92 \text{ V}$	
	$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}(\text{s})$	$E^{\circ} = -2,92 \text{ V}$	
	$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	$E^{\circ} = -3,04 \text{ V}$	

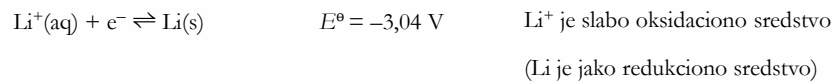
REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

OKSIDACIONA I REDUKCIONA SPOSOBNOST

- Što je vrednost E° pozitivnija, primanje elektrona je lakše → **jače oksidaciono sredstvo**.



- Što je vrednost E° negativnija, primanje elektrona je teže → **jače redukciono sredstvo**.

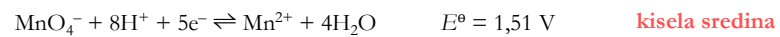


REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

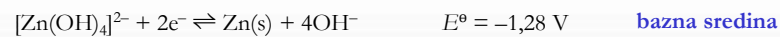
OKSIDACIONA I REDUKCIONA SPOSOBNOST

❖ uticaj pH

- U **kiseloj** sredini je izraženija **oksidaciona sposobnost**:



- U **baznoj** sredini je izraženija **redukcionna sposobnost**:



REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

NAPONSKI NIZ METALA

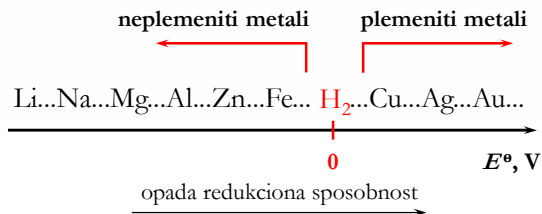
	E°, V	
$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li(s)$	-3,04	
$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na(s)$	-2,71	
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg(s)$	-2,36	
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al(s)$	-1,68	
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	-0,76	
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-0,44	
$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	0	
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	+0,34	
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	+0,80	
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au(s)$	+1,52	

© TMF

25

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

NAPONSKI NIZ METALA



▪ Neplemeniti metali:

- reaktivni
- dobra redukciona sredstva
- lako se oksiduju
- brzo korodiraju
- reaguju sa razblaženim kiselinama (tj. sa H^+ -jonom uz istiskivanje H_2)

▪ Plemeniti metali:

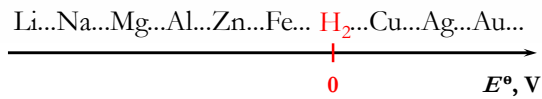
- slabo reaktivni
- **ne** reaguju sa razblaženim kiselinama (tj. sa H^+ -jonom uz istiskivanje H_2)

© TMF

26

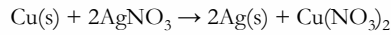
REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

NAPONSKI NIZ METALA



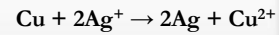
- Da li bakar može da redukuje Ag^+ -jon do srebra (istisne srebra)?

DA \Rightarrow Cu je jače redukciono sredstvo od srebra.



- Da li srebro može da istisne cink?

NE \Rightarrow Ag je slabije redukciono sredstvo od cinka.



© TMF

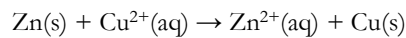
27

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

IZRAČUNAVANJE ELEKTROMOTORNE SILE REAKCIJE

- Elektromotorna sila predstavlja razliku potencijala dve polućelije (tj. dve polureakcije).
- Izračunava se kao razlika standardnih elektrodnih potencijala oksidacionog i redukcionog sredstva:

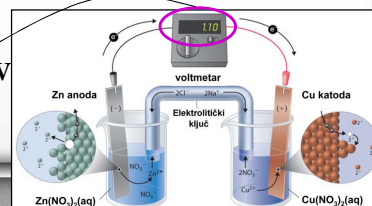
$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}}$$



R.S.
O.S.



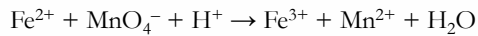
$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ V}$$



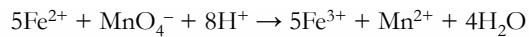
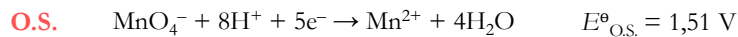
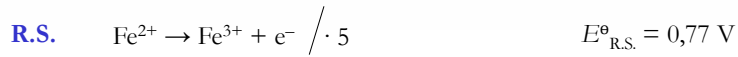
© TMF

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

IZRAČUNAVANJE ELEKTROMOTORNE SILE REAKCIJE



R.S. O.S.

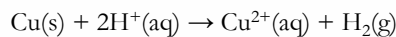


$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}} = 1,51 - 0,77 = 0,74 \text{ V}$$

- Vrednosti E^\ominus reakcije **ne zavise** od stehiometrijskih koeficijenata, niti od broja razmenjenih elektrona.

REAKCIJE OKSIDO-REDUKCIJE

IZRAČUNAVANJE ELEKTROMOTORNE SILE REAKCIJE



R.S. O.S.



$$E^\ominus = E^\ominus_{\text{O.S.}} - E^\ominus_{\text{R.S.}} = 0,00 - 0,34 = -0,34 \text{ V} < 0$$

- Bakar **ne reaguje** sa razblaženim kiselinama uz istiskivanje vodonika; **ne može** da istisne vodonik jer je slabije redukciono sredstvo od vodonika.

$E^\ominus < 0 \Rightarrow$ reakcija se **ne odigrava** pri standardnim uslovima (**nije spontana**)

