OKSIDO-REDUKCIJE
REDOKS REAKCIJE

- Osnovni pojmovi i definicije
- Oksidacioni broj
- Pravila za određivanje oksidacionih brojeva
- Određivanje koeficijenata u jednačinama redoks reakcija

20 decembar 2012

Cilj:

- Identifikovanje redoks reakcije, oksidacionog i redukcionog sredstva
- Određivanje koeficijenata u redoks jednačini (bez muke)

$Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow Zn\,SO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$

U jonskom obliku:

$Zn + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow Zn^{2+} + Cu + SO_4^{2-}$

Samo učesnici u reakciji:

$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

Reakcija se može podeliti u dve polureakcije (1) i (2):

(1) $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$

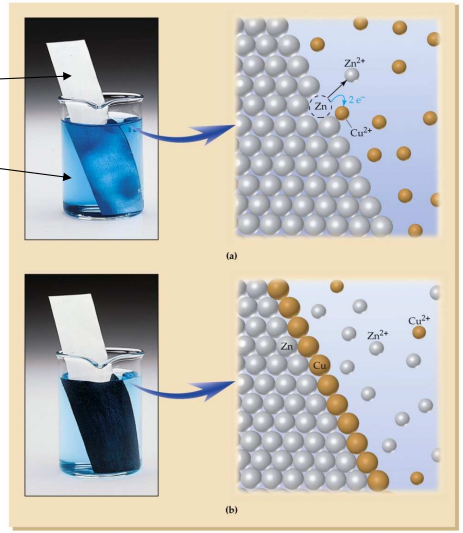
(2) $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$

uslovljene jedna drugom

Pločica cinka uronjena u vodeni rastvor $CuSO_4$

Zn

$CuSO_4$



na početku reakcije

nakon izvesnog vremena

$Cu^{2+}{}_{(aq)} + 2\,e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

plav

$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}{}_{(aq)} + 2\,e^-$

bezbojan

Redoks reakcije : reakcije u kojima istovremeno dolazi do oksidacije i redukcije

Oksidacija : proces otpuštanja (gubljenja, davanja) elektrona

Redukcija : proces primanja elektrona

Oksidaciona sredstva : supstance koje primaju elektrone
(oksidansi, Ox) (akceptori elektrona)

Redukciona sredstva : supstance koje daju elektrone
(reduktori, Red) (donori elektrona)

U reakciji

$$Zn + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow Zn^{2+} + Cu + SO_4^{2-}$$

Cu^{2+} : jon je primio elektrone, redukovao se,
Cu^{2+} jon ($CuSO_4$) je oksidaciono sredstvo

Zn : otpustio elektrone, oksidova se,
Zn je redukciono sredstvo

Konjugovani (korespodentni) redoks par

Par sastavljen od oksidansa i odgovarajućeg reduktora (Ox/Red)

U opštem obliku za supstance **1** i **2**:

$$Ox_1 + ne^- \rightleftharpoons Red_1$$

$$Red_2 \rightleftharpoons Ox_2 + ne^-$$

konjugovani par

$$\underset{\text{jači oksidans}}{Ox_1} + \underset{\text{jači reduktor}}{Red_2} \rightleftharpoons \underset{\text{slabiji reduktor}}{Red_1} + \underset{\text{slabiji oksidans}}{Ox_2}$$

konjugovani par

U reakciji

$$\overset{\text{Red}}{Zn} + \underset{\text{Ox}}{Cu^{2+}} + SO_4^{2-} \rightarrow \overset{\text{Ox}}{Zn^{2+}} + \underset{\text{Red}}{Cu} + SO_4^{2-}$$

Redoks parovi: Cu^{2+}/Cu i Zn^{2+}/Zn

Oksidacioni broj

Redoks reakcija, a nema prelaska elektrona :

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

↓

kovalentno jedinjenje

Neophodne izmene u definisanju redoks reakcija

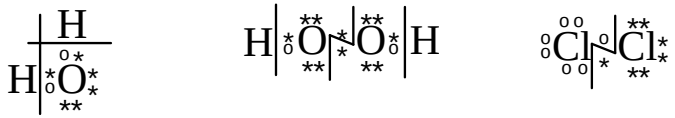
↓

uveden pojam oksidacionog broja

Oksidacioni broj atoma (u molekulu ili jonu) predstavlja naelektrisanje koje bi taj atom dobio kada bi oba elektrona svake veze koju ostvaruje pripala elektronegativnijem elementu

Vrednosti: pozitivne, negativne, nula

$\overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O}$ $\overset{+1}{H}_2\overset{-1}{O}_2$ $\overset{0}{Cl}_2$



oksidacioni broj

naelektrisanje jona

$\overset{+2}{Fe}Cl_2$ gvožđe(II)-hlorid Fe^{2+} jon

$\overset{+3}{Fe}Cl_3$ gvožđe(III)-hlorid Fe^{3+} jon

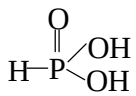
Redoks reakcije su reakcije u kojima dolazi do promene oksidacionog broja atoma u reaktantima:

- oksidacija je proces u kome se oksidacioni broj povećava
- redukcija je proces u kome se oksidacioni broj smanjuje

Oksidacija	***Redukcija***
otpuštanje elektrona	primanje elektrona
povećanje oksidacionog broja	smanjenje oksidacionog broja

Oksidacioni broj i valenca

$H_3\overset{+3}{P}O_3$



oksidacioni broj fosfora +3

valenca fosfora 5

Pravila za određivanje oksidacionih brojeva

- Oksidacioni broj atoma u elementarnom stanju je nula ($\overset{0}{Na}$, $\overset{0}{O}_2$, $\overset{0}{O}_3$)

- Oksidacioni broj vodonika u jedinjenjima je +1
  (izuzev u hidridima metala gde je -1)

- Oksidacioni broj kiseonika u jedinjenjima je -2
  (izuzev u peroksidima gde je -1 i fluoridu OF_2 gde je +2)

- Oksidacioni broj monoatomnih jona jednak je naelektrisanju jona (Na^+, Cu^{2+}, S^{2-})

- Zbir oksidacionih brojeva svih atoma u molekulu jednak je nuli
  $\overset{+1}{H}_2\,\overset{+6}{S}\,\overset{-2}{O}_4$

- Zbir oksidacionih brojeva svih atoma u poliatomskom jonu jednak je naelektrisanju jona $\overset{+6}{S}\,\overset{-2}{O}_4^{\,2-}$ $\overset{+7}{Mn}\,\overset{-2}{O}_4^{\,-}$

Pored toga, na osnovu hemijskih osobina nekih elemenata:

- Oksidacioni broj fluora u jedinjenjima je -1
- Oksidacioni broj alkalnih metala u jedinjenjima je +1
- Oksidacioni broj zemnoalkalnih metala u jedinjenjima je +2

Određivanje koeficijenata u redoks jednačinama

Metoda promene oksidacionog broja

Zasniva se na jednakom broju primljenih i otpuštenih elektrona

tj., jednakom ukupnom povećanju i ukupnom smanjenju oksidacionih brojeva

Broj elektrona koje otpušta supstanca koja se oksiduje mora biti jednak broju elektrona koje prima supstanca koja se redukuje

Primer 1:

$$3\underbrace{\overset{+3}{As}_2\overset{-2}{S}_3}_{\substack{-2ex2\ \ -8ex3 \\ \boxed{-28e}}} + 28\,\underbrace{\overset{+5}{HNO}_3}_{\boxed{+3e}} + 4\,H_2O \rightarrow 6\,H_3\overset{+5}{As}O_4 + 9\,H_2\overset{+6}{S}O_4 + 28\,\overset{+2}{NO}$$

Redukciono sredstvo **Oksidaciono sredstvo**

$$\left.\begin{array}{l} 2\overset{+3}{As} \xrightarrow{-2ex2} 2\overset{+5}{As} \\ 3\,\overset{-2}{S} \xrightarrow{-8ex3} 3\overset{+6}{S} \end{array}\right\} -28e \qquad \times 3$$

$$\left.\overset{+5}{N} \xrightarrow{+3e} \overset{+2}{N}\right\} +3e \qquad \times 28$$

Primer 2: Disproporcioniranje (auto-oksidoredukcija) - reakcija u kojoj jedna supstanca podleže i oksidaciji i redukciji

$$\overset{+4}{N}O_2 + H_2O \rightarrow H\overset{+5}{N}O_3 + \overset{+2}{N}O$$

$$\overbrace{2\,NO_2}^{3\,NO_2} + NO_2 + H_2O \rightarrow 2\,H\overset{+5}{N}O_3 + \overset{+2}{N}O$$

$\boxed{-1e}$ $\boxed{+2e}$

2 molekula NO_2 – redukciono sredstvo

1 molekul NO_2 – oksidaciono sredstvo

Primer 3:

$$4\overset{0}{Zn} + \overset{10}{\cancel{1}}H\overset{+5}{N}O_3 \rightarrow 4Zn(\overset{+2}{N}O_3)_2 + 1\overset{-3}{N}H_4\overset{+5}{N}O_3 + 3H_2O$$

$\boxed{-2e}$ $\boxed{+8e}$

Redukciono sredstvo **Oksidaciono sredstvo**

10 HNO_3:
u jednom molekulu HNO_3 azot menja oksidacioni broj (+5 → -3)
u devet molekula HNO_3 azot zadržava oksidacioni broj +5

Primer 4: Jonski oblik jednačine

Reakcija između $KCrO_2$ i H_2O_2 u baznoj sredini (KOH)

$$KCrO_2 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + H_2O$$

$$\cancel{K^+} + CrO_2^- + H_2O_2 + \cancel{K^+} + OH^- \rightarrow \cancel{K^+} + CrO_4^{2-} + H_2O$$

$$2\,\overset{+3}{Cr}O_2^- + 3\,H_2\overset{-1}{O}_2 + 2\,OH^- \rightarrow 2\,\overset{+6}{Cr}O_4^{2-} + 4\,H_2\overset{-2}{O}$$

$\boxed{-3e}$ +1ex2 $\boxed{+2e}$

Redukciono sredstvo **Oksidaciono sredstvo**

Polureakcije

Reakcija KI sa $KMnO_4$ u kiseloj sredini (H_2SO_4):

$$10KI + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 5I_2 + 2MnSO_4 + 6K_2SO_4 + 8H_2O$$

I^- **MnO_4^-** **I_2** **Mn^{2+}** ← učesnici u redoks reakciji

Redoks par: I_2/I^-

polureakcija: $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

Redoks par: MnO_4^-/Mn^{2+}

polureakcija: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

Primer 5:

Reakcija između $KMnO_4$ i H_2O_2 u baznoj sredini (KOH)

Odrediti koeficijente u jednačini i napisati redoks parove (Ox/Red):

$$H_2O_2 + MnO_4^- + OH^- \rightarrow O_2 + MnO_4^{2-} + H_2O$$

Za uvežbavanje

Odrediti koeficijente u jednačinama i napisati redoks parove (Ox/Red):

$$Fe^{2+} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+} + H_2O$$
$$Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow Fe^{3+} + Cr^{3+} + H_2O$$
$$H_2S + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow S + Cr^{3+} + H_2O$$
$$H_2O_2 + MnO_4^- + H^+ \rightarrow O_2 + Mn^{2+} + H_2O$$
$$H_2O_2 + MnO_4^- \rightarrow O_2 + MnO_2 + OH^-$$
$$Hg + NO_3^- + H^+ \rightarrow Hg^{2+} + NO + H_2O$$
$$Hg + NO_3^- + H^+ \rightarrow Hg_2^{2+} + NO + H_2O$$
$$Cu + HSO_4^- + H^+ \rightarrow Cu^{2+} + SO_2 + H_2O$$
$$Zn + NO_3^- + H^+ \rightarrow Zn^{2+} + NH_4^+ + H_2O$$
$$MnO_4^{2-} + H^+ \rightarrow MnO_4^- + MnO_2 + H_2O$$