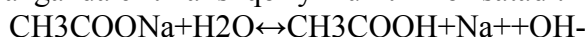


11-- MA'RUZA. Tuzlarning gidrolizi. pH.Suvning ion ko'paytmasi.

Kuchsiz kislota va kuchsiz asos, kuchli asos va kuchsiz kislota yoki kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarga gidrolizga uchraydi. 1. *Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuz* gidrolizlanganda eritma ishqoriy muhitni ko'rsatadi:



Ionli tenglamasi:

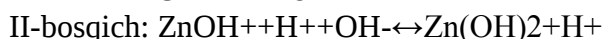
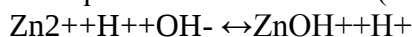
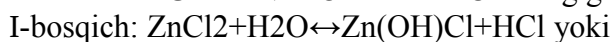


Qisqartirilgan holda: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ Na_2CO_3 kabi tuzlar (ikki negizli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar) ikki bosqich bilan gidrolizlanadi:

I- bosqich: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ II-bosqich: $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$

Asosan I nchi bosqichdagi gidroliz tez boradi, II nchi bosqichdagisi esa, juda kuchsiz sodir bo'ladi. Ikkala ko'rilgan misolda ham gidroliz natijasida eritmada ortiqcha OH^- - ionlar hosil bo'ladi, shuning uchun eritma ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

2. *Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar* gidrolizlanganda eritmada kislotali muhit bo'ladi:



Bu reaksiyada ham asosan I- ichi bosqich tez boradi, II bosqich esa juda kam sodir bo'ladi.

3. *Kuchsiz asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar* gidrolizga uchraydi va natijada kuchsiz asos va kuchsiz kislota hosil bo'lib, muhiti ishqoriy yoki kislotali bo'lishi hosil bo'lgan kislotalaning va asosning dissotsilanish darajasiga bog'liq: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$

CH_3COOH ning dissotsilanish konstantasi $K=1,8 \cdot 10^{-5}$ NH_4OH ning dissotsilanish konstantasi $K=1,8 \cdot 10^{-5}$



Demak, reaksiyaning muhiti neytral bo'ladi, ya'ni, $\text{pH}=7$ Agar bunday tuzlar ko'p negizli kislota va asosdan hosil bo'lgan bo'lsa, gidroliz to'liq ravishda oxirigacha boradi:



Gidroliz darajasi va gidroliz konstantasi. Gidroliz jarayoni kaytar jarayondir. Shuning uchun unga massalar tasiri konunini tadbiq qilish mumkin. Gidroliz jarayonini mikdoriy jixatdan xarakterlash uchun gidroliz darajasi va gidroliz doimiysi (konstantasi) degan tushuncha kiritilgan. Gidrolizlanish darajasi «h» bilan belgilanib,

$$h = \frac{\text{gidrolizlangan molekularlar soni}}{\text{eritilgan tuz molekularlar soni}}$$

bilan ifodalanadi. Gidrolizlanish darajasi va gidrolizlanish doimiysi orasidagi bog'lanish quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

$$K_{\text{gid}} = \frac{h^2}{(1-h)} \cdot C_0$$

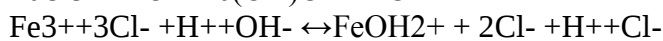
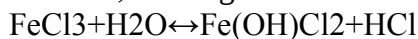
Bu erda C_0 - tuzning dastlabki konsentratsiyasi. Ko'pchilik xollarda gidrolizlanish darajasi juda kichik son bo'lgani uchun formulani quyidagicha yozish mumkin:

$$K_{\text{gid}} = h^2 \cdot C_0 \quad h = \sqrt{\frac{K_{\text{gid}}}{C_0}}$$

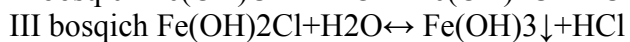
demak, gidrolizlanish darajasi gidrolizlanish doimiysini tuzning dastlabki konsentratsiyasiga bo'lgan nisbatini kvadrat ildiziga teng.

Tuzlarning gidroliz darajasi tuzning tabiatiga, eritma konsentratsiyasiga va temperaturaga bog'liq. Kuchsiz kislota va kuchsiz asosida hosil bo'lgan tuzlarning gidroliz darajasi ayniqsa yuqori bo'ladi. Temperatura ortishi bilan gidroliz darajasi ortadi chunki suvning dissotsilanishi, ya'ni $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ muvozanati o'nga siljiydi. Ba'zi tuzlarning odatdagi sharoitda bormaydigan gidroliz bosqichlari yuqori temperaturada sodir bo'ladi.

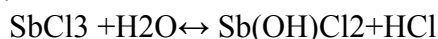
Masalan, odatdagi sharoitda FeCl_3 gidrolizlanishining faqat I-bosqich bo'ladi:



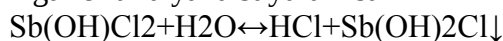
Eritma qaynatilsa, gidrolizning II va III bosqichi ham sodir bo'ladi:



Ba'zi bir tuzlar eritmasi suyultirilganda gidroliz darajasi ortadi. Buni SbSl_3 gidrolizida ko'rish mumkin:



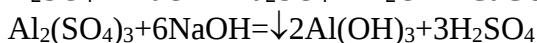
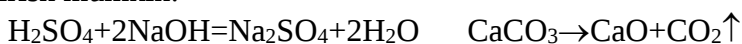
Agar eritma yana suyultirilsa



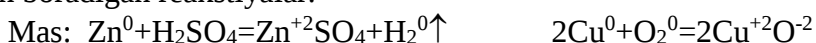
Yoki SbOSl - aktimonil xlorid cho'kmaga tushadi.

Atom tuzilishi nuqtai nazaridan barcha kimyoviy reaksiyalarni ikki tipga bo'lish mumkin.

1. Reaksiya natijasida elektronlar bir atomdan boshqasiga o'tmaganligi yoki elektronlar jufti siljimagani uchun, reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajalari o'zgarishidan boradigan reaksiyalar. Misol uchun bunday reaksiyalarga quyidagi reaksiyalarni keltirish mumkin:



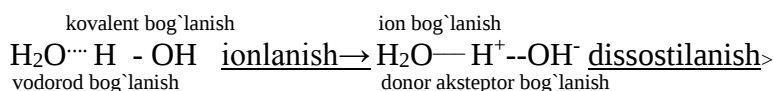
2. Reaksiya jarayonida elektronlar bir atomdan boshqasiga o'tishi yoki elektron juftlarning siljishi natijasida reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajalari o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar.



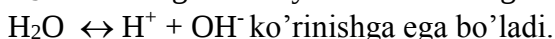
Reaksiyaga kirishayotgan molekular tarkibiga kiradigan atomlarning oksidlanish darajalarini o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalarga oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deyiladi. Kimyoviy reaksiyalar ichida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari eng ko'p tarqalgan reaksiyalar hisobiga kiradi. Nafas olish, fotosintez, modda almashinish va qator biologik hamda kimyoviy jarayonlar asosida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari yotadi. Sanoatda oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining ahamiyati juda katta. Hamma metallurgiya sanoati oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga asoslangan bo'lib, ularning borishiga asoslanib tabiiy birikmalardan metallar ajratiladi.

Suvning ionli ko'paytmasi. Vodorod ko'rsatkich

Suvning dissostilanish jarayoni quyidagi sxema bo'yicha boradi: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ bu jarayonning borishini quyidagicha tasavvur qilish mumkin:



$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ gidratastilanishni hisobga olmaganda tenglama:



Suvning 25°S dagi dissostilanish konstantasi:

$$K_d = [\text{H}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}]; \quad K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_c \quad K_c = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Bu tenglamaga, ya'ni N^+ va ON^- ionlari konstantastiyalarining ko'paytmasi yoki a_{H^+} va a_{OH^-} - ionlari aktivliklarining kupaytmasi o'zgarish t°S da suv uchun va suv qo'shib suyultirilgan eritmalar uchun o'zgarish kattalik bo'lib, bunga suvning ionli kupaytmasi deyiladi.

Suvning elektr o'tkazuvchanligiga qarab, suvdagi N^+ va ON^- ionlarining konstantastiyalari yoki aktivliklari (a_{N^+} , a_{ON^-}) hisoblangan va ularning har biri 10^{-7} g-ion/l ga teng ekanligi aniqlangan, ya'ni:

$$K_s = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ g-ion/l.}$$

Suvning dissostiastiya konstantasi juda kichik; toza suv amalda elektr tokini o'tkazmaydi. Shuning uchun:

$$K_c = \frac{a_{H^+} \cdot a_{OH^-}}{a_{H_2O}} = \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ hisoblash mumkin.}$$

Suvning dissostiastiya darajasi juda kichikligi uchun toza suvning konstantasi o'zgarish kattalik va:

$$\frac{1000}{18} = 55,5 \text{ mol/l ni hisoblab topamiz.}$$

$K_s = C_{H^+} \cdot C_{OH^-}$ yoki $K_s = a_{H^+} \cdot a_{OH^-}$ tenglamalariga suvning ionli ko'paytmasi deyiladi.

K_s - ning qiymati temperatura bilan sezilarli darajada o'zgaradi:

t°C	0	15	25	50	100
K_c	$1,139 \cdot 10^{-15}$	$5,702 \cdot 10^{-15}$	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$5,474 \cdot 10^{-14}$	$5,90 \cdot 10^{-13}$

Ayni temperaturada K_s doimiyligi, gidroksoniy N_3O^+ va gidroksil ON^- ionlarining aktivligini ham doimiyligini bildirmaydi. Faqat neytral atomlar uchun: $a_{H_3O^+} = a_{OH^-} = \sqrt{K_c}$ bo'ladi, ya'ni H^+ va OH^- ionlarining konstantasi bir - biriga teng bo'lgan va ularning har qaysisi 10^{-7} g-ion/l ga baravar bo'lgan eritmalar neytral eritmalar deyiladi. Kislotali eritmalar $a_{N_3O^+}$ yoki a_{ON^-} yoki S_{ON^-} ga nisbatan ancha yuqori va aksincha ishqoriy eritmalar a_{ON^-} yoki S_{ON^-} yuqori bo'ladi.

Demak eritmada: $C_{H^+} = 10^{-7}$ g-ion/l bo'lgan eritmalar neytral, $C_{H^+} > 10^{-7}$ g-ion/l bo'lsa kislotali, $C_{H^+} < 10^{-7}$ g-ion/l bo'lsa ishqoriy bo'ladi.

Amalda qulay bo'lishi uchun, eritmalarining kislotaligi yoki ishqoriyligini ifodalashda bu usul yanada oddiyroq usul: N^+ - ionlarining haqiqiy konstantasi o'rniga shu konstantasiyaning teskari ishora bilan ifodalangan logarifmi ko'rsatiladi.

Bu kattalikka *vodorod ko'rsatkich* deyiladi va pH bilan belgilanadi. $pH = \lg C_{H^+}$ yoki $pH = -\lg a_{H^+}$

Neytral eritmalar uchun $rN = 7$, kislotali eritmalar uchun esa $pH < 7$ va ishqoriy eritmalar uchun $pH > 7$ bo'ladi.

kislotalilik shkalasi, rN

0...0,25... 0,5 4,5....5.. 6..7..8..9..10..11...12...13,5... 14

<muhitning kislotaliligini ortishi

muhitning ishqoriyligini ortishi>

$a_{N_3O^+}$ va a_{ON^-} kationlari nolga teng bo'lmaydi, bu suvning ionli ko'paytmasiga ziddir. pH - eritmaning muhim xarakteristikasidir. Eritma pH - ni solishtirish yo'li bilan bir moddaning erishiga va boshqa moddaning cho'kishiga erishishi mumkin.

Masalan, Mg^{2+} ionlari bo'lgan eritmada uni $Mg(OH)_2$ holida quyidagi tenglama bo'yicha cho'ktirish mumkin:

$Mg^{2+} + 2OH^- = \downarrow Mg(OH)_2$ agar $pH \geq 10$ bo'lsa, $pH \leq 9$ bo'lganda $Mg(OH)_2$ cho'kmaydi. Vodorod ionlarining aktivligini aniqlashni turli usullari mavjud. Eng oddiy usullardan biri indikator deb nomlanadigan moddlardan foydalanishdir, ular eritma muhitiga qarab o'z rangini o'zgartiradi. Ko'pchilik hollarda kislota - asos indikatorlari qo'shiladi. Eng ko'p ishlatiladigan indikatorlarga lakmus, fenolftalein, metiloranj, metilrat va h.kiradi.

Eritma muhitini juda aniq o'lchashda, ko'pincha indikatorlar eritmalaridan emas, balki maxsus pH - metr yoki ionomer deb nomlanadigan elektrokimyoviy asboblardan foydalaniladi.

Neytral, nordon va asosli tuzlarning nomlari ularning eritmalaridagi holatlariga hamma vaqt to'g'ri kelavermaydi. Ko'pincha neytral tuzlarning suvdagi eritmaları kislotali yoki ishqoriy reaksiyalar namoyon qiladi. Buning sababi tuzlarning gidrolizga uchrashidir.

Eritmadagi tuz ionlarning suvning H^+ va OH^- ionlari bilan o'zaro ta'siri natijasida muhitning pH ning o'zgartirishi tuzlarning gidrolizi deyiladi. Gidroliz tuzni hosil qilgan kislota va asoslarning kuchiga qarab turlicha borishi mumkin. Agar tuz kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan bo'lsa, bunday tuz gidrolizlanmaydi masalan, kuchli asos va kuchli kislota dan hosil bo'lgan NaCl gidrolizga uchramaydi: $Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^- \leftrightarrow Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^-$ Demak, NaCl ionlari suv ionlari bilan ta'sirlanib kuchli asos NaOH va kuchli kislota HCl ni hosil qiladi. Gidroliz reaksiya tenglamasining chap tomonidagi ionlar tenglamaning o'ng tomonidagi ionlar soniga teng.