

**O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI
OLIY VA O'RTA MAXSUS TA'LIM VAZIRLIGI**

Farg'ona Davlat Universiteti

Tabiiyot-Geografiya fakulteti

Kimyo yo'nalishi

129-guruh talabasi

SALIMOVA DURDONANING

NOORGANIK KIMYO fanidan

ELEKTROLITIK DISSOTSIYALANISH NAZARIYASI.

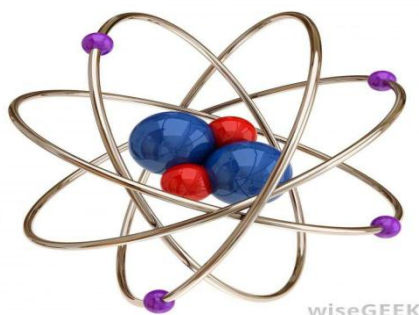
TUZLAR GIDROLIZI.

mavzusida

KURS ISHI

Topshirdi: Salimova D.

Qabul qildi: Ismoilov . M.



FARG'ONA-2013

ELEKTROLITIK DISSOTSIYALANISH NAZARIYASI. TUZLAR GIDROLIZI.

R E J A :

I.KIRISH.

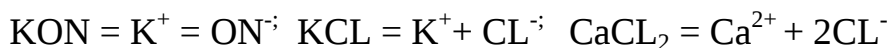
II.ASOSIY QISM.

- 1. Elektrolitik dissosilanish**
- 2. Dissosilanish darajasi**
- 3. Boskichli dissosilanish**
- 4. Kuchsiz elektrolitlarning dissosilanish konstantasi**
- 5. Kuchli elektrolitlarning eritmadagi xolati**
- 6. Ionli reaksiyalar**
- 7. Eruvchanlik kupaytmasi**
- 8. Tuzlarning gidrolizi**

III.XULOSA.

KIRISH.

Eritmalari yoki suyuklanmalari elektr tokini utkazadigan moddalarni elektrolitlar deyiladi. Elektrolitlarga kislota, asos va tuzlar misol bula oladi. Bu moddalar eritmalarda yoki suyuklanmalarda ionlarga parchalanadi. Masalan:



Musbat zaryadlangan ionlar kationlar, manfiy zaryadlangan ionlar esa anionlar deyiladi. Elektrolit molekulari parchalangani uchun eritmada zarrachalar soni ortadi. Shuning uchun suyultirilgan noelektrolit eritmalar uchun aniklangan Vant-Goff va Raul konunlarining matematik ifodasini elektrolitlarga kullashda tuzatma koefitsiyent (bu koefitsiyent Vant-Goffning izotonik koefitsiyenti deb ataladi) ni (i) kiritish kerak. Uvaktda Vant-Goff tenglamasi kuyidagi kurinishga ega buladi: $RqCRTi$. Raul konunining tenglamasi $\Delta t = KCi$ shaklida yoziladi. Izotonik koefitsiyent tajribada topilgan osmotik bosim, elektrolit eritmasining bug bosimini, eritmaning muzlash temperaturasi kamayishining va eritma kaynash temperaturasining kutarilishi xuddi shu parametrlarning nazariy xisoblab topilzilgan kiymatlaridan necha marta kattaligini kursatadi, ya'ni

$$i = \frac{P^1}{P} = \frac{\Delta P^1}{\Delta P} = \frac{\Delta t_{\text{muz}}^1}{\Delta t_{\text{muz}}} = \frac{\Delta t_{\text{kay}}^1}{\Delta t_{\text{kay}}}$$

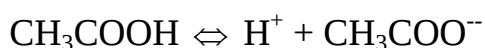
Bu yerda P^1 , ΔP^1 , Δt_{muz}^1 , Δt_{kay}^1 - tajribada topilgan, P , ΔP , Δt_{muz} , Δt_{kay} nazariy xisoblab topilgan kiymatlar.

Shunday kilib, noelektrolit eritmalar uchun izotonik koefitsiyent birga teng, elektrolit eritmaları uchun xamma vakt birdan katta.

Shved olimi S.Arrenius (1887 y) elektrolit eritmalarining elektr utkazuvchanligi bilan Vant-Goff va Raul konunlariga buysunmasligi orasida ichki boglanish bor degan xulosaga keladi. U elektrolit molekulari suvda eriganda ionlarga parchalanadi, deb taxmin kildi. Shunday kilib, elektrolitik

dissosilanish nazariyasi vujudga keldi. Lekin bu nazariya elektrolit molekulalarini ionlarga dissosilanish sababini tushuntirib berolmadi. Bu nazariya D.I.Mendeleyevning "gidratlar" nazariyasiga asoslangan. I.A.Kablukov va V.P.Kistyakovskiylarning ishlarida uz rivojini topdi. Elektrolit molekulalarini parchalanishiga erituvchining kutblangan molekulalari sabab buladi. Anorganik moddalarning oddiy erituvchisi bulgan suv juda katta solvatlash xususiyatiga ega. Erituvchining kutblangan molukulalari ularga tushgan elektrolit molekulalarini urab olib, unda ichki boglanishni bushashtiradi, bu esa dissosilanishga olib keladi. Natijada eritmada gidratlangan ionlar paydo buladi. Ionlarga parchalanish fakat suvda emas, balki boshka kutbli erituvchilarda, masalan, suyuk ammiakda xam bulishi mumkin, u vaktda dissosilanish maxsulotlari ionlarning solvatlari deyiladi.

Elektrolitlar tabiatiga karab kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bulinadi. Kuchli elektrolitlar tulik, kuchsiz elektrolitlar kisman eritmada ionlarga dissosilanadi. Kuchsiz elektrolitlarning dissosilanishi kaytar prosessdir: chunki eritmadagi gidratlangan ionlar tuknashishi natijasida yana dissosilanmagan molekulalarni xosil kilishi mumkin. Bunday kaytar prosessni molyarlanish deyiladi. Elektrolitik dissosilanish prosessi kinetik muvozanat karor topganda, ya'ni dissosilanish tezligi molyarlanish tezligiga teng bulganda sodir buladi. Masalan, sirka kislotaning suvli eritmasi uchun bu kuyidagicha yoziladi:



Elektrolitlar dissosilanish darajasi bilan xarakterlanadi.

Elektrolitning dissosilangan molekulalar sonining umumiy erigan molekulalar soniga nisbati dissosilanish darajasi deb ataladi. Dissosilanish darajasi kasr sonlar bilan yoki foiz xisobida ifodalanadi.

Kuchli elektrolitlarga dissosilanish darajasi 0.3 yoki 30% dan yukori, kuchsiz elektrolitlarga esa dissosilanish darajasi 0.3 yoki 30% dan past bulgan moddalar kiradi. Dissosilanish darajasi konsentrasiyaga boglik bulib, eritma suyultirilgan sari ortadi. Chunki eritmaning kichik konsentrasiyasida ionlarning

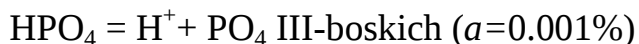
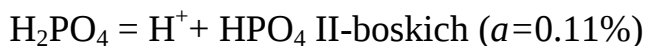
tuknashish extimolligi kamayadi. Dissosilanish darajasi temperaturaga bog'lik bulib, u kutarilishi bilan ortadi, chunki bu xolatda molekuladagi boglanishlar kuchsizlanadi. Kuchli elektrolitlarga kuchli asos, kuchli kislota va tuzlar; kuchsiz elektrolitlarga esa kuchsiz kislota, kuchsiz asoslar va barcha organik kislotalar misol bula oladi. Elektrolitlarning dissosilanish darajasi (a) ni izotonik koeffisiyenti (i) yordamida quyidagi tenglama asosida xisoblash mumkin:

$$a = \frac{i-1}{n-1}$$

bu yerda n - eritmada umumiy ionlar soni.

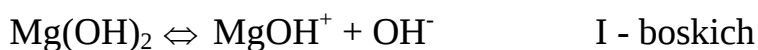
Masalan, CaCl_2 tuzi eritmada 1 ta Ca^{2+} ioniga va 2 ta Cl^- ioniga dissosilanadi, demak bu eritmada umumiy ionlar soni (n) 3 ga teng.

Kup negizli kislotalar, asoslar, tuzlar boskich bilan dissosilanadi. Masalan, H_3PO_4 uch boskichda quyidagicha (uch negizli bulgani uchun) ionlarga dissosilanadi:



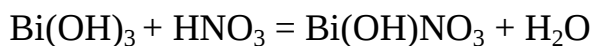
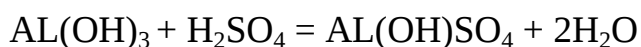
Dissosilanishning birinchi boskichi kuchli boradi, ikkinchisi kuchsizrok, uchinchi boskich esa juda kam kuchsiz buladi. Neytral H_3PO_4 molekuladan vodorod ionini ajratib olish manfiy zaryadlangan H_2PO_4 ioniga nisbatan oson, HPO_4 ionidan esa H ionini ajratib olish kiyinrokdir.

Kup negizli kislotalar kabi, ikki va undan ortik valentli metallarning asoslari xam boskichli dissosilanadi. Masalan, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ning dissosilanishi quyidagicha buladi:

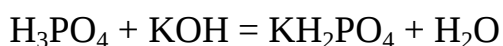


Kup negizli kislota va yukori valentli metall asoslarining boskichli dissosilanishi nordon va asosli tuzlar xosil bulishini kursatadi.

Asosni neytrallash uchun kam mikdorda kislota olingan bulsa, asosning bir kism gidroksidi kislota koldigiga almashadi, bunda xosil bulgan tuz tarkibida suv koldigi bulib, u asosli tuz xosil kiladi. Masalan,

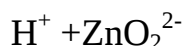
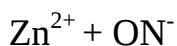
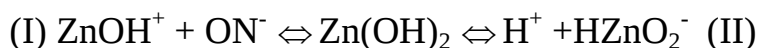


Agar asosdan kam mikdorda olingan bulsa, tarkibida metallga almashmagan kislota ning vodorodi bulgan nordon tuz xosil bulishi mumkin. Masalan:



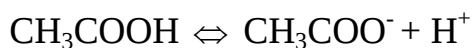
Amfoter elektrolitlar. Suvda kam eriydigan metallarning kup gidroksidlari kislotali muxitda asos kabi, asosli muxitda esa kislota kabi reaksiyaga kirishadi.

Bunday molekularlar ikki xil: xam kislota, xam asos kabi dissosilanishi mumkin. Masalan, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ molekulasini xam asos (I), xam kislota (II) kabi dissosilanadi:



Kislota ishtirokida, ya'ni H^+ ionlari ortikcha bulganda dissosilanish II tipda bormay I buyicha boradi, ishqor ishtirokida OH^- ionlar ortikcha bulganda I tip buyicha dissosilanish tuxtab, ionlarga parchalanish II tip buyicha boradi.

Kuchsiz elektrolit eritmalariga xuddi gomogen sistema muvozanatidagi kabi massalar ta'sir konunini kullash va muvozanat konstantasi uchun ifoda yozish mumkin. Masalan, sirka kislota ning eritmasida ionli muvozanat kuyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Muvozanat konstantasi kuyidagi kurinishga ega:

$$K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Bu yerda K- dissosilanish konstantasi deyiladi. U temperaturaga boglik bulib, eritmaning konsentrasiyasiga boglik emas. Bunday konuniyat kuchli elektrolit eritmalarida kuzatilmaydi. (ularda K konsentrasiya va temperatura uzgarishi bilan uzgaradi.)

Elektrolitik dissosilanish darajasi eritma konsentrasiyasi bilan uzgarganligi uchun kislota va asoslarning kuchini dissosilanish konstantasi bilan xarakterlash kabul kilingan. Bu konstanta kanchalik kichik bulsa, elektrolit shunchalik kuchsiz buladi. Masalan, sirka kislota ($K=1.76 \cdot 10^{-5}$) chumoli kislotadan ($K=1.8 \cdot 10^{-4}$) 10 marta kuchsizdir: sianid kislotadan ($K=4.79 \cdot 10^{-10}$) esa 2600 marta kuchlidir.

Eritma konsentrasiyasi (C), dissosilanish darajasi (α) va dissosilanish konstantasi (K) bir-biri bilan Ostvaldning suyultirish konuni orkali boglanganligiga asosanib, α ni xisoblash mumkin.

$$K = C \cdot \alpha \text{ bundan } \alpha = \sqrt{K/C}$$

Masalan, quyidagi tenglama buyicha dissosilanuvchi: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ bir negizli kislota HA eritmasining konsentrasiyasi -C mol/l ga, dissosiyalanish darajasi α ga teng bulsa, muvozanat konstantasi

$$[H^+] = C \cdot \alpha, [A^-] = C \cdot \alpha, [HA] = C(1-\alpha) \text{ ga teng buladi.}$$

$$K = [H^+][A^-] / [HA] = C \cdot \alpha \cdot C \alpha / C(1-\alpha) = \alpha^2 C / 1-\alpha \text{ kelib chikadi.}$$

Kuchsiz elektrolitlarda α ning qiymati 1 ga nisbatan juda kichik: shuning uchun (1- α) qiymatini 1 ga teng deb olish mumkin. U xolda yukoridagi ifoda $K = \alpha^2 C$ kurinishga ega buladi.

Eritmada ionlar konsentrasiyasi 1 l eritmadagi ionlarning mol sonlari (mol-ionG'l) bilan ifodalanadi. Uni avval g-ion/l shaklida ifodalab kelingan, uning qiymati 1 l eritmadagi ion massasiga teng. Masalan, 1g-ion/l SO_4^{2-} massasi 1 l eritmada 96 g SO_4^{2-} ionlari borligini kursatadi. Xoziri vaktida g-ion/l ni mol-ion/l(yoki mol/l) bilan ifodalanadi.

Ionning gramm ekvivalenti uglerod birligida grammda va son jixatidan bitta ionning ekvivalentiga teng bulgan ifodasidir. Masalan, 1 g-ekv SO_4^{2-} ion $96/2=48$ g teng (ion valentligi nq2 bulgani uchun) Tajriba natijalari kursatadiki, kuchli elektrolitlarning dissosilanishi massalar ta'sir konuniga buysunmaydi. Kuchli elektrolitlar eritmalarida ionlarga tulik dissosilanadi. ($\alpha=1$)

Kuchli elektrolit eritmalar spektrlarini urganish eritmada dissosilanmagan molekulalar yukligini tasdiklaydi. Kristallarni rentgenografik urganish (masalan KCL ni), ular ionli kristall panjaraga ega ekanligini kursatadi. Kristall modda eritilganda kristall panjara yemiriladi va ionlar eritmaga utadi. Lekin elektr utkazuvchanlikni ulchash kuchli elektrolit eritmalarida tulik dissosilanish mavjudligini tasdiklamadi, chunki eritmalarining elektr utkazuvchanligi fakat elektrolitning dissosilanish darajasiga boglik bulmay, ionlarning xarakat tezligiga xam boglikdir. Kuchli elektrolit eritmalarida ionlar soni juda kup va ular bir-biri bilan shunday yakin masofada joylashganki, ular orasida elektrostatik tortishish va itarilish kuchlari vujudga keladi.

Buning natijasida xar kaysi ion uz atrofida karama-karshi zaryadli ionlardan iborat "ion atmosferani" xosil kiladi va u eritmada ionlar xarakatiga tuskinlik kiladi. Bu esa elektr utkazuvchanlikni kamaytiradi. Shuning uchun elektrolitning elektr utkazuvchanligini ulchab topilgan dissosilanish darajasi birdan kichik bulib, uni effektiv yoki kurinma dissosilanish darajasi deyiladi.

Effektiv dissosilanish darajasining kiymati, ionlar orasida uzaro ta'sir kuchi bulgani uchun, guye elektrolit elektr tokini xuddi xamma ionlarga dissosilangandek utkazishini ("ion juftlari" xosil bulishini) kursatadi. Ionlar orasidagi kuchlar eritmaning osmatik bosimiga, muzlash va kaynash temperaturasiga, ionlarning kimyoviy reaksiyaga kirishish kobilyatiga va boshka xossalarga xam ta'sir kiladi.

Kuchsiz elektrolit xossasini xarakterlovchi konunlarning matematik ifodasini kuchli elektrolitlarga kullash uchun ionlar "aktivligini" yoki "aktiv konsentrasiyasini" aniklash kerak. Ionning aktivligi deb, eritmaning ma'lum

xossalariga javob beradigan ionning effektiv konsentrasiyasi tushuniladi. Ionning aktivligi a_{ion} ionning konsentrasiyasi C_{ion} ga tugri proporsional

$$a_{ion} = f C_{ion}$$

Bu yerda: f -proporsionallik koeffisiyenti (uni aktivlik koeffisiyenti xam deyiladi), a_{ion} C_{ion} lar mol/l bilan ifodalanadi. Odatda aktivlik koeffisiyenti birdan kichik va fakat juda xam suyultirilgan eritmada 1 ga teng buladi. Bu xolda $a_{ion} = C_{ion}$ Agar $f > 1$ bulsa, ionlar aktivligi ularning konsentrasiyasidan kichik buladi.

$$a_{ion} = f C_{ion}$$

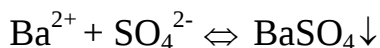
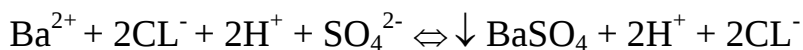
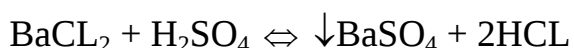
Elektrolit eritmalarida reaksiya molekular orasida bormay, erigan moddaning ionlari orasida boradi. Elektrolit eritmalarda boradigan reaksiyalarni molekulyar tenglama kurinishida emas, balki ion tenglama kurinishida uch katorda 1) molekulyar, 2) ion va 3) ionlar ishtirok etishini kursatadigan tenglama xolida ifodalanadi.

Elektrolit eritmalarda reaksiya borishi uchun:

- 1) Kiyin eriydigan moddalar
- 2) gazsimon moddalar
- 3) kam dissosilanuvchi moddalar xosil bulishi kerak.

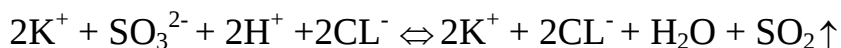
Agar shu moddalar xosil bulmasa reaksiya bormaydi

1. Kiyin eriydigan birikmaning xosil bulishi

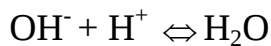
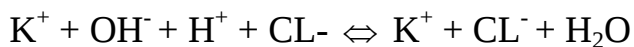
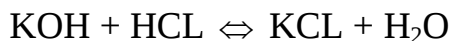


Agar reaksiyada bir necha kiyin eriydigan moddalar xosil bulsa, u xolda oldin juda kam eriydigan modda chukmaga tushadi.

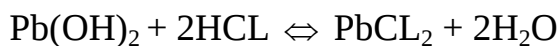
2. Gazsimon moddaning xosil bulishi.



3. Kam dissosilanuvchi moddalarning xosil bulishi.

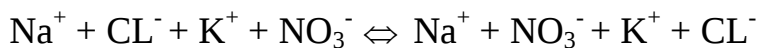
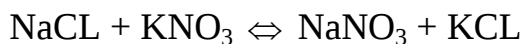


Eritmadagi chukma sirtida erigan moddaning ionlari buladi. Agar kiyin eriydigan birikmaning biror soni ion erituvchi bilan biriksa, u xolda modda eriydi.



Bu misolda PbCL_2 chukmaga tushadi va kam dissosilanuvchi suv xosil buladi, natijada Pb(OH)_2 eriydi.

Agar kuchli elektrolit eritmalarini aralashtirsak ularning ionlari orasida kaytar reaksiya boradi, ya'ni eritmada molekula xosil bulmay, bu elektrolitlarning ionlari uzgarmay koladi.



Eritmalar aralashtirmasdan va aralashtirilgandan keyin xam eritmada fakat Na^+ , K^+ , CL^- , NO_3^- ionlar erkin xolda buladi, Lekin eritma sovilib, kristallarga aylanganida 4 ta tuzning aralashmasi xosil buladi.

Kiyin eruvchan birikmaning chukmasi sirtida shu chukma bilan ionlar urtasida muvozanat sodir buladi. Kam eriydigan tuzga massalar ta'siri konunini kullasak.



$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{CaCO}_3]}$$

Muvozanat kattik modda (CaCO_3) va eritmadagi ionlarning tuknashish sirtida sodir bulgani uchun $[\text{CaCO}_3]$ konsentrasiyasi uzgarmaydi. Uzgarmas

temperaturada $K[\text{CaCO}_3]$ kupaytmasi uzgarmas kattalik bulgani uchun uni EK bilan ifodalanadi:

$$[\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = [\text{CaCO}_3]. K = \text{const} = \text{EK}$$

Kattik fazaning sirtidagi tuyingan eritmadagi kam eruvchan birikmaning ionlar konsentrasiyasini kupaytmasi biror temperaturada uzgarmas kiymat bulib, moddaning eruvchanlik kupaytmasi (EK) deyiladi.

$$\text{EK}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.73 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{EK}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1.43 \cdot 10^{-9}$$

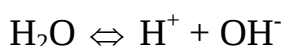
$$\text{EK}_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 4.52 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{EK}_{\text{CuS}} = [\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 6 \cdot 10^{-36}$$

$$\text{EK}_{\text{HgS}} = [\text{Hg}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 5 \cdot 10^{-52}$$

Eruvchanlik kupaytmasi kiyin eriydigan elektrolitning umumiy eruvchanligi bilan boglikdir. Yukoridagi mosollardan kurinib turibdiki, CuS va HgS larning eruvchanligi juda xam kichik.

Suv molekulasini ilmiy urganish suv juda kuchsiz elektrolit ekanligini kursatadi. U vodorod kationiga va gidroksid anioniga kuyidagicha dissosilanadi:



Suvning 15°S dagi dissosilanish darajasi $1.89 \cdot 10^{-16}$ ga teng. Demak, 55600000 suv molekulasining fakat bittasi ionlangan xolda buladi. Lekin dissosilanish piroessining tezligi juda yukori bulgani uchun ionlar orasida reaksiya juda tez boradi. Shuning uchun xam suvning dissosilanishi juda katta axamiyatga ega Suvning dissosilanish konstantasi

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1.8 \cdot 10^{-16} \text{ ga teng}$$

Agar bir litrda $1000/18 = 55.56$ mol suv molekulasini bulishini xisobga olsak, unda kuyidagini yozish mumkin:

$$[H^+][OH^-] = K_{H_2O} \cdot [H_2O] = 1.8 \cdot 10^{-16} \cdot 55.56 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Bu tenglama suvda va suv eritmalarida vodorod xamda gidroksid ion konsentrasiyasining kupaytmasi 22°S da doimiy kiymat bulib, K_{H_2O} bilan ishoralanishini kursatadi. $[H^+][OH^-] = K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14}$ neytral muxitda:

$[H] = [OH^-] = 10^{-7}$ H^+ va OH^- konsentrasiyasining kupaytmasi fakat suv uchun emas, balki tuz, kislota, ishkoriyning suvli eritmaları uchun xam uzgarmas sonidir. Bu son suvning ion kupaytmasi deyiladi. Suvning ion kupaytmasidan foydalanib xar kandy reaksiya muxitini (neytral, kislotali, ishkoriy) vodorod ionlari konsentrasiyasi bilan kursatish mumkin. Buning uchun quyidagi xisoblash bajariladi:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}; [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

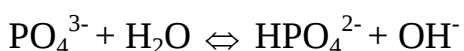
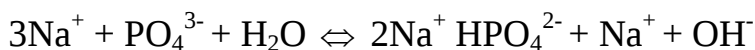
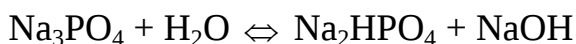
Xar kandy suvli muxitni xarakterlash uchun vodorod ioni konsentrasiyasi urniga bu konsentrasiyaning unli logarifm kiymatidan foydalanish ancha kulay. U rN bilan belgilanib vodorod kursatkich deyiladi: $pH = -\lg[H^+]$. Masalan, agar $[H^+] = 10^{-5}$ bulsa, $pH = -\lg 10^{-5} = 5$ buladi. Eritmaning $pH = 3$ ga teng bulsa, kuchli kislotali, $pH < 7$ bulsa, kuchsiz kislotali, $pH = 7$ bulsa, neytral, $pH > 7$ bulsa, ishkoriy xossani namoyon kiladi.

Agar suv ionlaridan biri tuz ionlari bilan boglanib, muvozanat buzilsa, bu boshka suv molekulasini dissosilanishga olib keladi, eritmada boshka ionning konsentrasiyasi ortadi va natijada eritma kislotali yoki ishkoriy muxitga ega buladi. Tuzlar gidrolizlanishining sababi shundaki, tuzning kation va anionlari suvdagi H^+ va OH^- ionlarini boglab kam dissosilanadigan moddalar xosil kilishi tufayli $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ muvozanati ung tomonga siljiydi. Gidroliz reaksiyasini yozishda xamma vakt kuchsiz elektrolit koldigi gidrolizga uchrashini unutmaslik kerak. Chunki, deyarli xamma tuzlar kuchli elektrolitlardir. Ion tenglamada kam dissosilanuvchi, gazsimon va chukmaga tushadigan moddalar molekula kurinishda yoziladi. Reaksiyaning molekulyar va ion tenglamasini

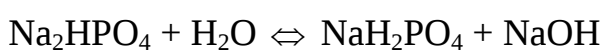
yoʻzish gidroliz prosessini tuzlik kursatadi. Quyidagi asos va kislotalardan xosil bulgan tuzlar gidrolizga uchraydi.

1. Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan xosil bulgan tuzlar.

Masalan,



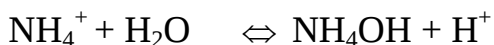
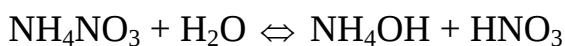
Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan xosil bulgan tuz gidrolizlanganda nordon tuz va ishkor xosil buladi:



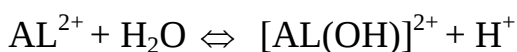
Eritmada erkin xolda ishkor yigilib kolgani uchun gidroliz kuchsiz kislota xosil bulguncha davom etmaydi.

2. Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan xosil bulgan tuzlar

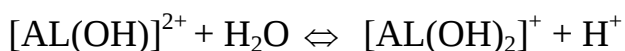
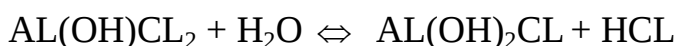
Agar kation va anion bir valentli bulsa, gidroliz natijasida asos va kislota xosil buladi:



Kation kup valentli anion bir valentli bulsa, gidroliz natijasida asosli tuz va kislota xosil buladi:

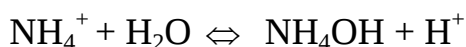
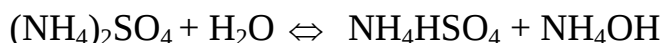


Agar suv juda xam kup bulsa gidroliz davom etadi:

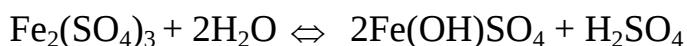


Eritmada H^+ ionlari yigilgani uchun gidroliz kuchsiz asos xosil bulguncha davom etmaydi.

Kation bir valentli, anion kup valentli bulgan xolda gidroliz natijasida NQ ioni va nordon tuz xosil buladi:



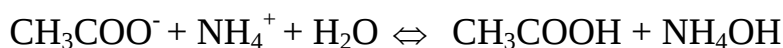
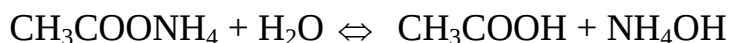
Kation va anion kup valentli bulganda gidroliz natijasida asosli tuz va kislota xosil buladi.



3. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotalardan xosil bulgan tuzlar.

Eritma reaksiyasi asos va kislotalarning nisbiy kuchiga boglik buladi.

Masalan, ammoniy asetatning gidroliz reaksiyasini kuraylik:



Bu reaksiyada muxit neytral ($\text{pH}=7$), chunki gidroliz natijasida xosil bulgan maxsulotlarning dissosilanish konstantalari bir-biriga deyarli teng:

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1.79 \cdot 10^{-5}; K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$

Gidrolizga uchragan tuz molekulalari sonining umumiy erigan tuz molekulalari soniga nisbati tuzning gidroliz darajasi (β) deyiladi.

U konsentrasiyaga boglik bulib suyultirilishi bilan ortadi. Masalan, Na_2SO_3 ni 0.1 n eritmasining $\beta=4.5$, 0.001 n eritmasiniki esa $\beta=34$ buladi.

Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi

Bu nazariyani 1887 yilda shved olimi S.Arrenius yaratgan. Uning mohiyati quyidagilardan iborat:

1. Elektrolitlar suvda eriganda musbat va manfiy zaryadli ionlarga ajraladi. Bu jarayonni elektrolitik dissotsiatsiya deb ataladi.

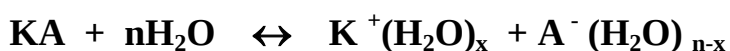
2. Elektr toki ta'sirida musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar anodga tortiladi. Shu sababli ularni mos ravishda kationlar va anionlar deb ataladi.

3. Dissotsiatsiya qaytar jarayondir.

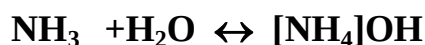
Eritmasi yoki suyuqlanmasi elektr tokini o'tkazadigan moddalarni elektrolitlar deyiladi. Elektrolitlarga tuzlar, kislotalar, asoslarning suvdagi eritmaları kiradi.

Eritmasi elektr tokini o'tkazmaydigan moddalarni noelektrolitlar deyiladi. Noelektrolitlarga kislorod, shakar, spirt, mochevina kabi moddalarning suvdagi eritmaları kiradi.

Arrenius nazariyasining kamchiligi shundaki, u erituvchi va erigan modda zarrachalarining o'zaro ta'sirlashuvini hisobga olmaydi. Vaholanki, eritmada ionlar erkin holda emas, balki gidratlangan holda bo'ladi.



Masalan, vodorod ionni eritmada gidroksoniy ionni holda bo'lishi aniqlangan.



Qutbli kovalent bog'lanishli moddalar molekulalaridagi atomlar orasidagi bog' qutbli suv molekulalari ta'sirida bo'shashadi va dissotsiatsiya ro'y beradi.



Erituvchining ionlar orasidagi tortishuv kuchini susaytirish xossasiga dielektrik o'tkazuvchanlik deyiladi. Dielektrik o'tkazuvchanlik shu muhitda zaryadlar orasidagi tortishuv kuchi vakuumdagiga nisbatan necha marta kuchsiz ekanligini ko'rsatadi. Kulon qonuniga binoan e_1 va e_2 zaryadlar orasidagi masofa r bo'lsa, ular orasidagi tortishuv kuchi Q quyidagicha aniqlanadi:

$$Q = \frac{e_1 * e_2}{E * r^2}$$

E - erituvchining dielektrik o'tkazuvchanligi.

Formuladan ko'rinib turibdiki, ayni erituvchi uchun E qancha katta bo'lsa, tortishuv kuchi shuncha kichik bo'ladi. Suvning dielektrik doimiyligi eng katta ($E = 81$).

6.5. Dissotsialanish darajasi

Ionlarga ajralgan molekulalar sonining umumiy molekulalar soniga nisbati dissotsiyanish darajasi deyiladi.

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

α - dissotsiyanish darajasi; n -ionlarga ajralgan molekulalar soni; N - umumiy molekulalar soni.

Kuchli elektrolitlar eritmasida molekulalar ionlarga to'la dissotsiyanagan. Ularda α ning qiymati 30 % dan yuqori bo'ladi. Kuchli elektrolitlarga:

- kuchli kislotalar HCl , HBr , HJ , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$, $HMnO_4$, H_2CrO_4 , $HClO_3$, $H_2Cr_2O_7$ lar kiradi;
- kuchli asoslarga I va II guruh metallarining asoslari olinishi mumkin $Be(OH)_2$ va $Mg(OH)_2$ dan tashqari;
- barcha suvda eruvchan tuzlar ham kuchli elektrolitlarga kiradi. Ba'zi elektrolitlarning 0,1 n eritmaları uchun dissotsiyanish darajasi quyidagi 12-jadvalda keltirilgan.

Bu qiymatlarga qarab elektrolitlar kuchi to'g'risida xulosa chiqarish mumkin.

Kuchsiz elektrolitlar uchun dissotsiyanish darajasi 3% dan kam qiymatga ega bo'ladi. Kuchsiz elektrolitlarga:

- barcha organik kislotalar ($R-COOH$) va asoslar ($R-NH_2$; R_2NH ; R_3N);
- kuchsiz asoslar (1 va 11 guruh asosiy guruhi metallaridan boshqa barcha metallar gidroksidlari; NH_4OH)

- ba'zi anorganik kislotalarni : H_2S , HNO_2 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , HClO , HCN , H_2SO_3 olish mumkin.

12 -jadval.18°S da elektrolitlarning 0,1 n eritmalari uchun dissotsialanish darajasi

Elektrolit	$\alpha, \%$	Elektrolit	$\alpha, \%$
H_2S	0,07	HNO_3	92
HgCl_2	1,0	HI	92
NH_4OH	1,34	HCl	91
CH_3COOH	1,34	KOH	91
HF	8,5	NaOH	91
H_3PO_4	27	KCl	86
H_2SO_3	34	NaCl	86
CuSO_4	38	NaNO_3	83
MgSO_4	42	Ba(OH)_2	77
H_2SO_4	58	CaCl_2	75
K_2SO_4	72	Ca(OH)_2	75

13- jadval. Ba'zi elektrolitlarning dissotsialanish konstantalari (25°S da)

Kislotalar	k	Asoslar	k
HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$	NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$
HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	Ca(OH)_2	$4 \cdot 10^{-2}$
H_2S	$k_1 = 1 \cdot 10^{-7}$	Zn(OH)_2	$k_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$
	$k_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$		$k_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$
H_2CO_3	$k_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$	Pb(OH)_2	$k_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$
	$k_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$		$k_2 = 3 \cdot 10^{-8}$
H_3PO_4	$k_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$	NH_2OH	$1 \cdot 10^{-3}$
	$k_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$	N_2H_4	$3 \cdot 10^{-6}$
	$k_3 = 5 \cdot 10^{-10}$	CH_3NH_2	$4,4 \cdot 10^{-4}$

HCOOH	$1,4 \cdot 10^{-4}$	$C_6H_5NH_2$	$3,8 \cdot 10^{-10}$
CH ₃ COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	C_5H_5N	$1,70 \cdot 10^{-9}$

Dissotsialanish jarayoni eritma konsentratsiyasiga, elektrolit tabiatiga va temperaturaga bog'liq. Temperatura ortishi dissotsialanish darajasini qiymati yuqori bo'lishiga olib keladi. Kuchsiz elektrolitlar uchun dissotsialanish darajasi konsentrtasiya kamaysa ortadi(14 jadval).

14- jadval. 25°S da sirka kislota eritmasi uchun dissotsialanish darajasining eritma konsentratsiyasiga bo'g'liqligi

C _M	0,2	0,1	0,05	0,01	0,005	0,001
α,%	0,95	1,40	1,90	4,20	6,00	12,40

Dissotsialanish jarayonini dissotsialanish konstantasi bilan tasniflash mumkin. Kislota va asoslarning dissotsialanish konstantalari 13- jadvalda keltirilgan:

$$HNO_2 = H^+ + NO_2^-$$

$$K = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

[H⁺] va [NO₂⁻]- ionlarning molyar konsentratsiyasi;

[HNO₂] dissotsiyalanmagan ionlarning konsentratsiyasi.

Dissotsialanish konstantasi o'zgarmas haroratda ionlar konsentratsiyasi ko'paytmasining muvozanatdagi ayni elektrolit konsentratsiyasiga nisbatidir.

K elektrolit tabiati va haroratga bog'liq. K qiymati qancha kichik bo'lsa elektrolit kuchsiz hisoblanadi. Ba'zi kuchsiz elektrolitlarning dissotsialanish konstantasi qiymati jadvalda keltirilgan.

Dissotsialanish darajasi bilan dissotsialanish konstantasi orasida quyidagi bog'lanish bor:

$$\text{Agar } [H^+] = \alpha \cdot C; [NO_2^-] = \alpha \cdot C; [HNO_2] = (1 - \alpha) \cdot C$$

$$K = \frac{\alpha \cdot C \alpha \cdot C}{(1 - \alpha) \cdot C} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}; K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}.$$

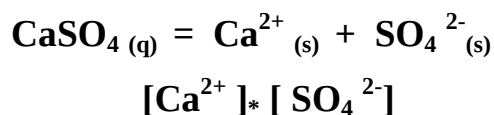
Bu tenglama Ostvaldning suyultirish qonunini ifodalovchi tenglama deyiladi. α qanchalik katta bo'lsa K ning qiymati ham shuncha yuqori bo'ladi.

Juda kuchsiz elektrolitlar uchun $1 - \alpha = 1$ bo'lsa, $K = \alpha^2 \cdot C$ qiymatga teng bo'ladi. —

$\alpha = \sqrt{K/C}$; Agar konsentratsiya 100 marta kamaysa, dissotsialanish darajasi 10 marta ortadi.

6.6. Eruvchanlik ko'paytmasi

Qiyin eriydigan moddalarning ($CaSO_4$, $AgCl$, $BaSO_4$ va boshqalar) to'yingan eritmasida cho'kma bilan erigan modda ionlari o'rtasida muvozanat qaror topadi. Masalan, 25°S da $CaSO_4$ eritmasida:



$$K = \frac{[Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]}{[CaSO_4]}$$

Kasrning maxrajidagi $K \cdot [CaSO_4] = K^1$ o'zgarmas qiymat bo'lib uni eruvchanlik ko'paytmasi (EK) deyiladi.

Ayni haroratda qiyin eriydigan moddalarning to'yingan eritmasida ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasi o'zgarmas son bo'lib shu moddaning eruvchanlik ko'paytmasi deyiladi.

EK- haroratga bog'liq bo'lgan kattalik.

$$EK = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 2,25 \cdot 10^{-4}$$

Juda ko'p moddalar uchun EK qiymati berilgan (15- jadval) va u moddalarning eruvchanligini hisoblashlarda ishlatiladi. Quyidagi jadvalga ko'ra eng yomon eriydigan birikma HgS deyish mumkin.

Qator farmatsevtik preparatlar tahlilida cho'ktirish usuli keng qo'llaniladi, bu usul yomon eriydigan moddalarning eruvchanligiga asoslangan. Klinik tahlilda ham peshob tarkibini aniqlashda, oshqozon shirasi tekshirilganda, qon tarkibi va sanitariya- gigiyana tekshiruvlarida cho'ktirish usuli keng ko'lamda ishlatiladi.

15- jadval. 25°S da ba'zi qiyin eruvchan tuzlarning eruvchanlik ko'paytmasi

Birikmalar	Eruvchanlik ko'paytmasi	Birikmalar	Eruvchanlik ko'paytmasi
CaSO ₄	$2,25 \cdot 10^{-4}$	Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-17}$
CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	ZnS	$1 \cdot 10^{-23}$
MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	Cu ₂ S	$1 \cdot 10^{-48}$
AgI	$1 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1 \cdot 10^{-52}$

Moddalarning suvdagi eruvchanligi va uning toksik ta'siri orasida bog'liqlik bor. Agar organizmga Al^{3+} kiritilsa erimaydigan fosfatlar hosil bo'lishi hisobiga raxit paydo bo'ladi.

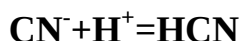
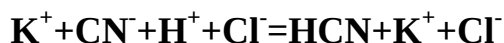
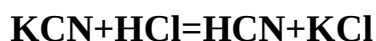
Ionli reaksiyalar va ionlar muvozanatining siljishi

Barcha elektrolitlar ishtirokida amalga oshadigan reaksiyalar ionlar orasida amalga oshadi. Bunday reaksiyalar ionli reaksiyalardir. Ion almashinish reaksiyalariga quyidagilar kiradi:

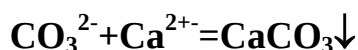
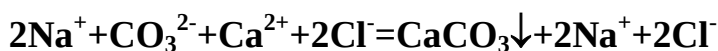
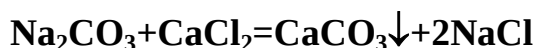
- 1. Neytrallanish reaksiyalari.** Kislota va asoslarning o'zaro ta'siri tufayli tuz va suv hosil bo'lish reaksiyasidir:



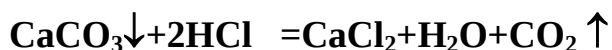
- 2. Reaksiya paytida kuchsiz elektrolitlarning hosil bo'lishi ham ion almashinuv reaksiyalari tufayli sodir boladi:**

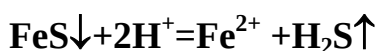
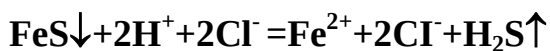
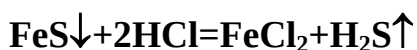
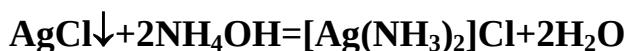
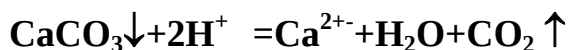
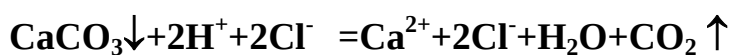


- 3. Reaksiya davomida yomon eriydigan moddalar hosil bo'lishi yuz bersa:**

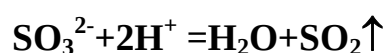
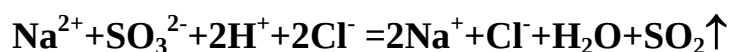


- 4. Ba'zi reaksiyalarda reaksiya boshida olingan cho'kma reaksiya davomida eritmaga o'tishi mumkin. Bu paytda eruvchanlik yaxshilanadi yoki reaksiya davomida gaz modda hosil bo'lishi kuzatiladi.**

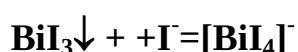
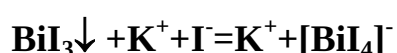
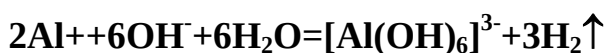
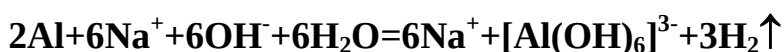
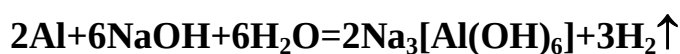
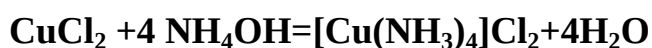




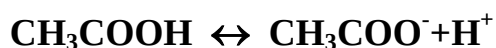
5.Reaksiya paytida gaz moddalarning hosil bo'lishi orqali ham ion almashinish reaksiyalari yuzaga keladi:



6.Reaksiya davomida kompleks birikmalar hosil bo'lsa:



Ionlar orasidagi reaksiyalar doimo muvozanatda bo'ladi. Agar sirka kislota eritmasiga nariy asetat qoshilsa muvozanat chapga, ya'ni molekularlar hosil bo'lishi tarafiga qarab siljiydi:

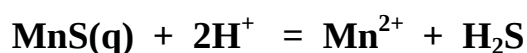


Eritmaga kuchsiz elektroliti bilan bir xil ionga ega bo'lgan elektrolit qo'shilsa muvozanat kuchsiz elektrolitning dissotsiyanlash darajasi kamayish tarafiga qarab suriladi. Agar, sirka kislota eritmasiga biror kuchli kislota,

masalan, HCl qo'shilsa muvozanat ionlar konsentratsiyasini kamayishi (chapga) tarafiga qarab siljiydi.

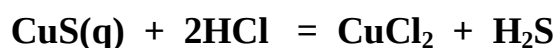
Ionlar konsentratsiyasi ortishi uchun bu eritmaga ishqor qo'shish kerak bo'ladi.

Kam eriydigan tuz $\text{MnS}(\text{q})$ xlorid kislotada eritilsa erish jarayoni oson sodir bo'ladi:



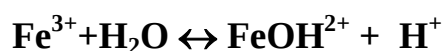
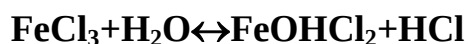
Eruvchanlik ko'paytmasiga ko'ra $EK_{\text{MnS}} = 2,5 \cdot 10^{-10}$ ga teng. $K_{\text{H}_2\text{S}} = 6 \cdot 10^{-22}$. Shuning uchun muvozanat o'nga surilgan.

Shunday muvozanat mis sulfidi va xlorid kislota eritmasi orasida sodir bo'lishi kuzatilsa:



$EK_{\text{CuS}} = 6 \cdot 10^{-36}$; bu qiymat H_2S ning dissotsiylanish konstantasidan ancha kichik shuning uchun muvozanat bu jarayonda chapga siljigan. Mis sulfidi xlorid kislotasida erimaydi.

Ba'zan gidroliz reaksiyalaridagi muvozanatni siljishiga ham ionlarning qoshilishi ta'sir etadi:

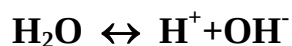


Muvozanatni o'ngga siljitish uchun suyultirish yoki H^+ ionlarini bog'lash, yani ishqor qo'shish kerak. Muvozanatni chapga surulishi uchun esa eritmadagi H^+ ionlarini ko'paytirish talab etiladi.

Neytrallanish reaksiyalari laboratoriyalarda oshqozon shirasi kislotaligini aniqlashda, xlorid, sulfat, borat kislota kabi anorganik kislotalarni aniqlashda, sirka, benzoy, limon, salitsilga o'xshash organik kislotalarining miqdoriy aniqlash uchun ishlatiladi.

Suvning ion ko'paytmasi

Suv ham kuchsiz elektrolitlarga kiradi. Suv molekulasida oz bo'lsada ionlarga dissotsilanadi:



Suv uchun dissotsiyanlash konstantasining qiymati yozilsa:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (20}^\circ\text{S da)}$$

Agar shu qiymat asosida $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ ko'paytma topilsa, u suvning ion ko'paytmasi deyiladi.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_d[\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 1000/18 = 1 \cdot 10^{-14}$$

K_w – suvning ion ko'paytmasi ; $K_d = 1,8 \cdot 10^{-16}$

Agar eritmada vodorod va gidroksil ionlari konsentratsiyasi teng $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ bo'lsa muhit neytral hisoblanadi. Bunda $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ mol/l ga teng bo'ladi.

Agar muhit kislotali bo'lsa vodorod ionlari konsentratsiyasi gidroksil ionlari konsentratsiyasidan katta bo'lib $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ bo'ladi.

Agar muhit ishqoriy bo'lsa vodorod ionlari konsentratsiyasi gidroksil ionlari konsentratsiyasidan kichik bo'lib, $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ bo'ladi.

Lekin vodorod ionlari konsentratsiyasi orqali hisoblashlarda juda kichik sonlar ishlatilgani uchun bunday hisoblar anchagina qiyinchiliklar yuzaga keltiradi. Hisoblashlarni osonlashtirish uchun vodorod ko'rsatkich yoki pH qabul qilingan.

Vodorod ko'rsatkich yoki **pH** deb , vodorod ionlari konsentratsiyasining teskari ishora bilan olingan o'nli logarifmi tushuniladi.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

$$\text{Shunga o'xshash } \text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

Toza suvning **pH** qiymati $\text{pH} = -\lg[10^{-7}] = -(-7) \lg 10 = 7$ ga teng.
Hisoblashlarga ko'ra kislotali muhit uchun **pH** qiymati 0 dan 7 gacha o'zgaradi.

Ishqoriy muhitda esa **pH** qiymati 7 dan 14 gacha bo'lgan sonlarni qabul qiladi.

$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ qiymat logarifmlansa, unda $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ga teng.

Oxirgi tenglama **pH** ma'lum bo'lsa **pOH** ni yoki teskarisini topishga imkon beradi.

Indikatorlar haqida tushuncha

Eritmadagi vodorod ionlari konsentratsiyasiga qarab o'z rangini o'zgartiradigan moddalar indikator deyiladi. Indikatorlar bir rangli yoki ikki rangli indikatorlarga bo'linadi. Masalan, lakmus ikki rangli indikatorga kiradi, chunki u o'z rangini kislotali muhitda ham va ishqoriy muhitda ham o'zgartiradi.

Fenolftalein indikator bir rangli indikatordir. Bu indikator o'z rangini faqat ishqoriy muhitda o'zgartiradi.

Universal indikator bir necha indikatorlar to'plamidan iborat bo'lib uni rangi anchagina keng chegarada o'zgaradi. Rangli jadval bilan solishtirish orqali bu indikator **pH** ni 0 dan 14 gacha ± 1 aniqlikda topishga imkon beradi.

Hozirgi paytda elektrometrik va kolorimetrik usulda **pH** ni aniqlash usullari ancha aniq usullardan hisoblanadi.

pH ning tibbiytdagi ahamiyati. Biologik suyuqliklar, to'qimalar **pH** qiymati o'zgarmas qiymatga ega bo'ladi. Quyidagi jadvalda b'zi biologik suyuqliklarning **pH** qiymati keltirilgan. Bu jadvalga ko'ra odam organizmidagi turli suyuqliklarning **pH** qiymati anchagina keng chegarada o'zgaradi. Oshqozon shirasining **pH** qiymati 1 ga yaqin bo'lgan holda qon zardobining **pH** qiymati 7,4 ekanligi ma'lum.

Qondagi, umurtqa pog'onasi-, miya suuyqligining **pH** qiymati, ko'z yoshlari, oshqozon shirasi doimiy **pH** qiymatiga ega. Biologik suyuqliklarda **pH** ning doimiyligi bufer tizimlar tufayli ushlab turiladi.

Ba'zan toqimalarda ketayotgan reaksiyalardagi fermentlarning biologik faolligi suyuqliklarning **pH**(16-jadval) qiymatiga bog'liq. Oshqozon shirasi fermenti pepsinning faolligi **pH=1** eng faol hisoblanadi. Oqsillar va peptidlar girolizini kuchaytiradigan oshqozon osti bezlari – tripsin va ximiotripsinning faolligi kuchsiz ishqoriy muhitda yuqoridir.

16- jadval. Ba'zi biologik suyuqliklarning **pH** qiymati

Biosuyuqliklar	Normdagi pH	Biosuyuqliklar	Normadagi pH
Teri(hujayralar	6,2-7,5	Ingichka ichak	7,0-8,0
ichi,har xil qatlamlar		O't pufagi	6,6-6,9
Siydik		Umurtqa-miya	7,40+0,05
Tufuk	6,35-6,85	suyuqligi	
Oshqozon shirasi	0,9-1,1	Ko'z yoshlari	
Oshqozon osti bezi	7,5-8,0	Sut	6,6-6,9
shirasi		Qon zardobi	7,4+0,05

Qondagi **pH** ning odatdagi holatdan (**pH=7,4**) kislotali muhitga qarab o'zgarishi atsidoz deyiladi. Agar o'zgarish ishqoriy muhitga qarab borsa alkaloz deb ataladi.

Oshqozon shirasining muhitini aniqlash klinik tekshiruvlarda katta ahamiyatga ega hisoblanadi.

Kislota va asoslar to'grisidagi zamonaviy tassavurlar

Arrenius nazariyasiga ko'ra kislotalar dissotsiyalanganda H^+ kationi hosil qiladigan moddalardir. Asoslar dissotsiyalanganda OH^- anioni hosil bo'ladi.

Sharoitga qarab ham H^+ va ham OH^- anioni hosil qiladigan moddalar amfoter elektrolitlar deyiladi.

Lekin bunday qarashlar anchagina kamchiliklarga ega bo'lib, ulardan eng muhimlari:

- dissotsilanish sababini va bunda erituvchining o'rni hisobga olinmagan;
- kislota va asoslarning ta'rifi ham juda to'g'ri emas. Shunday organik moddalar borki(sulfadimezin) ular vodorod ioni ajratmaydi, lekin kislota xossalariga ega;
- ayni paytda trimetilamin,geksametilentetramin, amidopirin kabi birikmalar gidroksil guruhiga ega emas, lekin asos xossalarini namoyon etadi;
- bu nazariyani suvsiz elektrolitlar hamda kuchli elektroltlarga qo'llab bo'lmaydi.

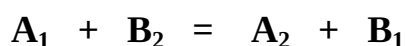
Brensted-Louri ta'rifi. Agar sistema o'zidan proton ajratsa (protonlar donori) kislota, agar o'zi proton bilan biriksa asos hisoblanadi. Demak, neytrallanish reaksiyasi protonning kislotadan asosga o'tishi bilan sodir bo'ladi. Protonni yo'qotib kislota asosga aylanadi, chunki hosil bo'lgan modda proton biriktirib kislotaga aylanadi.



Kislota Asos Proton



Asos Proton Kislota

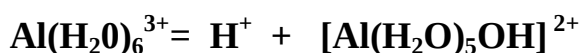
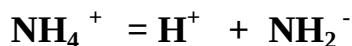


Kislota Asos Kislota Asos

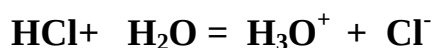
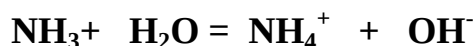
Neytrallanish reaksiyasi protonga ega bo'lish uchun ketadigan konkurent reaksiyadir. A_1 va B_2 tutash sistema deyiladi. Kislota va asoslar neytral molekulalar, musbat yoki manfiy ionlar bo'lishi mumkin.

Kislota

Asos

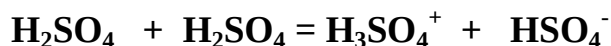
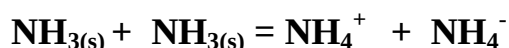
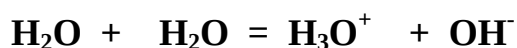


Brensted –Louri ta'rifiga ko'ra suv amfoter elektrolit hisoblanadi. Chunki u kuchli asoslar ishtirokida o'zini asos, kuchli kislotalar ishtirokida asos xossasini namoyon etadi.



Barcha bu jarayonlar muvozanatda bo'lib moddalarning proton berish qobiliyatiga bog'liq. HCl eritmasida muvozanat o'nga surilgan, chunki HCl protonlarni donori hisoblanadi. Cl^- HCl nisbatan kuchsiz asosdir. NH_3 ishtirokida kuchsiz kislota H_2O ga kuchli asos OH^- to'g'ri keladi.

Erituvchilar sistemasi ta'rifi. Bu ta'rifga ko'ra kislota ayni erituvchida kation hosil qiladigan moddadir.



100% 100%

Eriganda o'z kationlarini konsentratsiyasini oshiradigan erituvchilar kislotalar, o'z anionlari konsentratsiyasini oshiradigan erituvchilar asoslar deyiladi. Ko'pgina reaksiyalar eritmada ketgani uchun bunda erituvchini xossalarini bilish juda muhimdir.

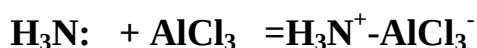
Tarkibida proton tutgan va ozmi yoki ko'pmi kislota xossasiga ega bo'lgan erituvchilar proton erituvchilar deyiladi. Proton erituvchilar o'z-o'zidan

ionlasha oladi (H_2O , H_2SO_4 va boshqalar) . Proton erituvchilarda erigan modda zarrachalari nafaqat erituvchi zarrachalari balki autodissotsilanish jarayonida yuzaga kelgan kation va anionlar bilan o'ralgan.

Aproton erituvchilar sifatida qutbliligi kam yoki kuchsiz qutblangan dissotsilanmaydigan lekin kuchsiz solvatsiyga uchraydigan suyuqliklar kiradi(CCl_4 , C_6H_6 va boshqalar).

Dissotsiylanmaydigan lekin kuchli solvatlanadigan qutbli erituvchilar (dimetilformamid, dimetilsulfoksid va boshqalar) hamda kuchli qutblangan autodissotsilanadiga erituvchilar kiradi(POCl_3 , BrF_3 va boshqalar).

Lyuis ta'rif. Luis taklifiga ko'ra kislota elektron juft akseptorlaydigan modda , asos bo'lsa elektron juft beradigan moddadir. Kislota va asosning o'zaro ta'siri donor aktseptor mexanizm bo'yicha boradi:



Ammiak bo'linmagan elektronlar juftiga ega bo'lgani uchun asos bo'ladi, koordinatsion to'yinmagan molekula AlCl_3 kislota hisoblanadi.

Lyuis fikricha barcha odatdagi ligandlar (NH_3 , CN^- , F^- , Cl^- , SO_4^{2-} , H_2O va boshqalar) asoslar hisoblanib, barcha metallarning ionlari kislotalardir. Metall ionining ligandga munosabati lyuis kislotaligi deyiladi. Ayni holatda ligandning metall ioni bilan bog' hosil qilish qobiliyati lyuischa asoslik deyiladi. Lyuisning kislotaligi va asosligi juftining tabiatiga qarab o'zgarishi mumkin.

Metall ionlarining ligandga munosabatiga qarab ikkiga bo'lish mumkin. Birinchi guruh metallar yengil ligandlar bilan donor akseptor mexanizm bo'yicha eng barqaror bog' hosil qilishi mumkin. Bu bog'ning mustahkamligi ligandning massasi ortgan sari kamayadi (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , NR_2 , R_3P , R_3As , R_3Sb).

I guruhga ishqoriy va ishqoriy yer metallarining ionlari kiradi, shuningdek Ti^{3+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Al^{3+} . Bu guruh metall ionlari(kislotalar) kam

qutblanadi va yengil hamda kam qutblanadigan ligandlar (asoslar) bilan ta'sirlashadi. Bunday kislota va asoslar qattiq hisoblanadi.

II guruhga og'ir metallar ionlari kiradi. Masalan, Hg^{2+} , Hg_2^{2+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} , Ag^+ , Cu^+ ionlari kiradi. Bu guruh metall ionlari va ligandlari katta hajmga ega, oson qutblanadi. Ana shunday kislota va asoslar yumshoq hisoblanadi.

Aktivlik, aktivlik koeffitsienti. Eritmaning ion kuchi.

Kuchli elektrolitlar. Kuchli elektrolitlar eritmalarida ionlar konsentratsiyasi yuqoriligi sababli eritmadagi elektrostatik ta'sir ancha kuchli hisoblanadi. Kuchli elektrolitlar nazariyasi P. Debay va E. Xyukkel tomonidan ishlab chiqilgan bo'lib, ionlar orasidagi elektrostatik ta'sirni eritma xossalriga ta'sirini tushuntiradi.

Bu nazariya asosida har bir ion atrofida qarama-qarshi zaryadli ion atmosferasi borligi asos qilib olingan. Ion atmosferasining hosil bo'lishi, bir xil zaryadlangan ionlarning bir-biridan qochishi va har xil zaryadli ionlarning o'zaro tortilishiga asoslangan. Ana shu hodisa tufayli har bir ion qarama-qarshi zaryadli ionlar bilan o'ralgan. Ion atmosferasining zichligi eng markaziy ionda eng yuqori bo'lib undan uzoqlashgan sari kamayadi. Ion atmosferasining zichligi va o'lchami elektrolit eritmasining termodinamik xossalriga bog'liq.

Odatda kuchsiz kislota va asoslarning dissotsilanish konstantasi o'zgarmas haroratda doimiy qiymatga ega. Lekin elektrolit konsentratsiyasi oshganda ($S > 0,2 \text{ mol/l}$) eritmadagi ionlar soni ortib, ularning o'zaro va erituvchi molekulalari bilan ta'siri kuchyadi, bu esa elektrolit dissotsilanish konstantasini o'zgarishiga olib keladi.

Konsentratsiya va ion kuchi o'zgarishi bilan dissotsilanish konstantasidagi o'zgarishlarni tasniflovchi kattalik aktivlik deyiladi. Aktivlik quyidagi formula orqali aniqlanadi:

$$\alpha = \gamma \cdot S$$

Bu erda α - erigan moddaning aktivligi, mol/l, S –erigan moddaning konsentratsiyasi, γ - aktivlikning molyar koeffisienti(u o'lchamsiz kattalik). Agar molyal konsentratsiya olinsa, aktivlik koeffisienti molyal aktivlik koeffisienti deyiladi.

Agar konsentratsiya o'rniga aktivlik qo'yilsa dissotsilanish konstantasi konsentratsiyaga bog'liq bo'lmay qoladi. Masalan, **HA** kislota uchun dissotsilanish konstantasini aktivlik bilan bog'lish mumkin:

$$K_{\alpha} = \frac{\alpha_{H^+} \cdot \alpha_{A^-} \cdot [H^+] \cdot \gamma_{H^+} \cdot [A^-] \cdot \gamma_{A^-}}{\alpha_{HA} \cdot [HA] \cdot \gamma_{HA}}$$

K_{α} -termodinamik dissotsilanish konstantasi deyiladi. Bu qiymat eritmadagi ion kuchiga bog'liq emas.

Suyultirilgan eitmalarda aktivlik koeffisienti birga teng, aktivlik va molyarlik o'zaro teng bo'ladi. Demak, aktivlik ideal eritmalarining real eritmalaridan farqini baholashda qo'llanilishi mumkin. Aktivlik koeffisienti eritmaning ion kuchiga bog'liq bo'lib, elektrolit tabiatiga bog'liq emas. Turli zaryadi ionlarning kuchi 17 -jadvalda keltirilgan. **Erimaning ion kuchi** - elektrolit eritmasidagi ionlarning elektrostatik ta'sirini tasniflab beradigan kattalikdir. Ion kuchi qiymati barcha ionlar konsentratsiyasi va zaryadi ko'paytmasi yig'indisining yarmi qiymatiga teng.

17 -jadval. Eritmalardagi turlicha zaryadlangan ionlarning aktivlik koeffisientlarining qiymati

Eritmaning ion kuchi I	Ionlarning aktivlik koeffisienti		
	Bir zaryadli	Ikki zaryadli	Uch zaryadli
O	1,0	1,00	1,00
0,001	0,97	0,87	0,73

0,002	0,95	0,82	0,64
0,005	0,93	0,74	0,51
0,01	0,90	0,66	0,39
0,05	0,81	0,44	0,15
0,10	0,76	0,33	0,08

$$I=1/2(C_1Z_1^2+C_2Z_2^2+C_3Z_3^2+....)$$

Bu erda C_1, C_2, C_3 eritmadagi har xil ionlarning molyar konsentratsiyalari; Z_1, Z_2, Z_3 - ionlarning zaryadlari.

Kuchsiz elektrolitlar ion kuchuni topish uchun uning konsentratsiyasi dissotsialanish darajasiga ko'paytiriladi. Dissotsialanmagan molekulalarning ion kuchi nolga teng.

Eritmalarning tibbiyotdagi ahamiyati. Biologok suyuqliklar va to'qimalar tarkibida $Na^+, Ca^{2+}, Cl^-, H_2PO_4^-, HCO_3^-$ va boshqa qator ionlar bor. Ko'p biokimyaviy jarayonlar va yuqori molekulyar moddalarning tirik organizmdagi barqarorligi ionlar tabiatiga, konsentratsiyasiga va eritmada boradigan jarayonlarga bog'liq.

Odam organizmi doim suv yo'qotadi. Bu suv terlash, nafas olish va peshob orqali chiqib ketadi. Ayniqsa peshob orqali tuzlarning ionlari organizmdan tashqariga chiqadi. Lekin shunga qaramay to'qimalarda ionlar konsentratsiyasi o'zgarmaydi(ionli gemostaz). Ionlarning organizmga kirishi va chiqib ketishi undagi suvning aylanib turishiga bog'liqdir.

Agar organizm uzoq vaqt chanqab yursa yoki suv etishmagandagi doimiy tashnalikda to'qimalardagi suv ham kamayadi. Endi to'qimalarda ionlar konsentratsiyasi ortib ketadi, bu esa ionlarning asosan peshob orqali chiqib ketishiga olib keladi.

Eritmada K^+ ionlarining almashinuvi nerv va muskul to'qimalarining faoliyati uchun kerak. Ovqatlanish orqali K^+ ionlarini kerakli miqdori

organizmga kirib turadi. Hujayra ichida K^+ ionlarining kamayib ketishi vaqtinchalik falaj yuzaga kelishiga sabab bo'ladi. Agar ionlar konsentratsiyasi odatdagi holatga kelsa kasallik o'tib ketadi.

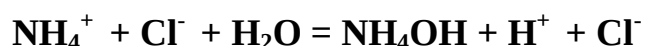
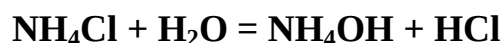
Tuzlar eritmalarining gidrolizi

Gidroliz turlari

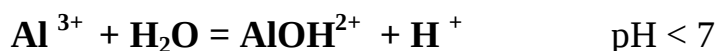
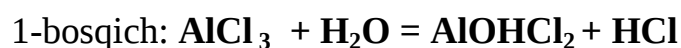
Tuz ionlarining suv bilan ta'sirlashib kuchsiz elektrolit hosil qilish jarayoni tuzlar gidrolizi deyiladi. Barcha tuzlarni ularni hosil qilgan asos va kislotaning kuchiga qarab to'rtga bo'lish mumkin.

1. Kuchli asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi, ya'ni ularning ionlari suv bilan ta'sirlashib kuchsiz elektrolitlar hosil qilmaydi.

2. Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar kation bo'yicha gidrolizlanadi, eritma muhiti kislotali bo'ladi. Agar kuchsiz asos bir kislotali bo'lsa, gidroliz reaksiyasi bir bosqichdan iborat bo'lib, bunda kuchsiz asos va kuchli kislota hosil bo'ladi.

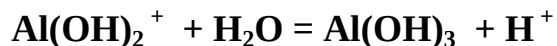
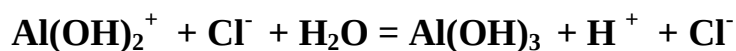
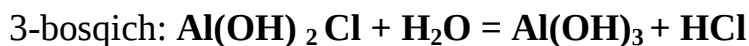
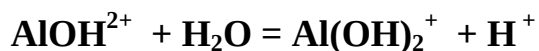


Agar kuchsiz asos ko'p kislotali bo'lsa, gidroliz bosqichli bo'ladi. 1-bosqichda asosli tuz va kuchli kislota hosil bo'ladi.



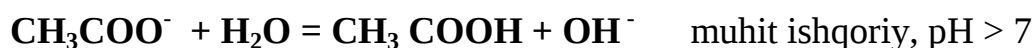
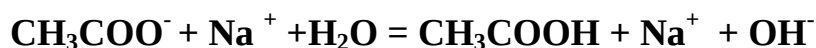
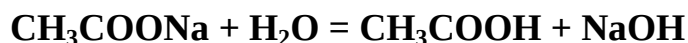
Gidroliz reaksiyasi qaytar bo'lib, qisman sodir bo'ladi. Gidrolizning 2- va 3-bosqichlari eritmani suyultirganda, hamda qizdirganda sodir bo'lishi mumkin.



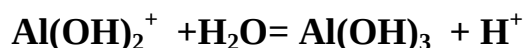
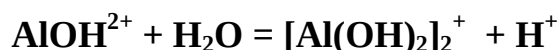
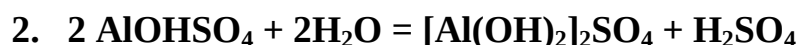
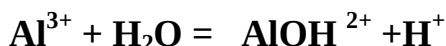
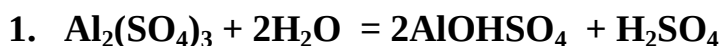


Eritmada vodorod ionlari konsentratsiyasining ortishi gidrolizning 2-va 3-bosqichlarining borishiga to'sqinlik qiladi.

3. Kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlar anion bo'yicha gidrolizlanadi, eritma muhiti ishqoriy bo'ladi. Agar kuchsiz kislota bir asosli bo'lsa, gidroliz reaksiyasi bir bosqichdan iborat bo'lib, bunda kuchli asos va kuchsiz kislota hosil bo'ladi.



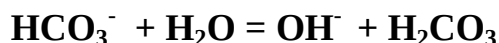
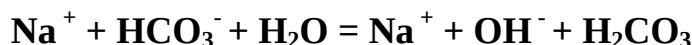
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ko'p kislotali asosdan hosil bo'lgan tuz bo'lgani uchun ham bosqichli gidrolizga uchraydi:



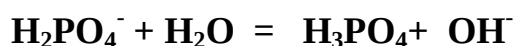
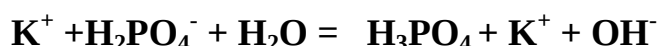
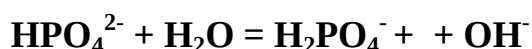
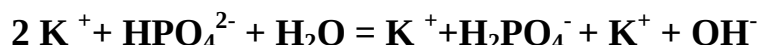
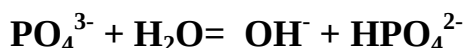
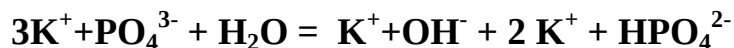
Agar kuchsiz kislota ko'p asosli bo'lsa, gidroliz bosqichli bo'ladi. 1-bosqichda kuchli asos va nordon tuz hosil bo'ladi.



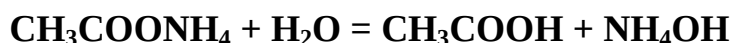
Reaksiyaning 2-bosqichi eritmani suyultirganda yoki qizdirganda sodir bo'ladi.



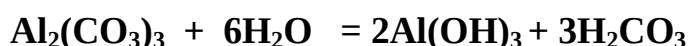
Uch asosli kislotalarning tuzlari uchta bosqichda gidrolizga uchraydi:



4. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlar ham kation, ham anion bo'yicha gidrolizlanadi. Eritma muhiti neytral yoki kislota va asosning nisbiy kuchiga qarab kuchsiz kislotali yoki ishqoriy bo'lishi mumkin.



Bunday tuzlar eritmalarida muhit deyarli neytral bo'ladi. Ko'pchilik gidrolizlanish reaksiyalari qaytardir. Agar gidroliz natijasida cho'kma yoki gaz modda hosil bo'lsa, bunday gidroliz to'la gidroliz deyiladi. Chunki bu holda reaksiya qaytmas bo'lib oxirigacha boradi.

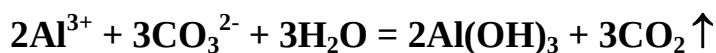
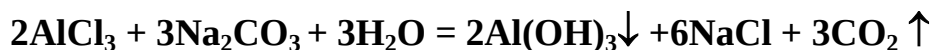


Shuning uchun ham Al_2S_3 va $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ larning eritmaları mavjud emas, ularni faqat quruq holda olish mumkin.

Birgalikdagi gidroliz. Kuchli asos hamda kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuz va kuchsiz asos hamda kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlar

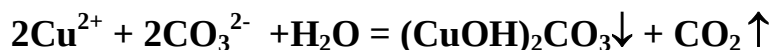
eritmalarini aralashtirganimizda ular bir-birining gidrolizlanishini kuchaytiradi. Chunki bunda hosil bo'layotgan H^+ va OH^- o'zaro birikib suv hosil bo'ladi va muvozanat o'ngga siljiydi. Bunday gidrolizni birgalikdagi gidroliz deyiladi.

Agar gidroliz jarayonida bir nechta tuz ishtirok etsa gidroliz oxirigacha boradi:



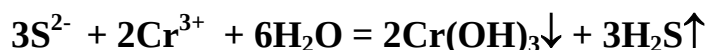
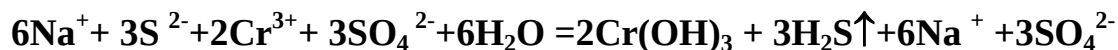
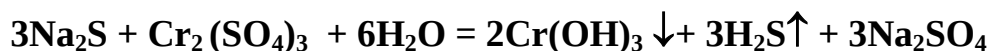
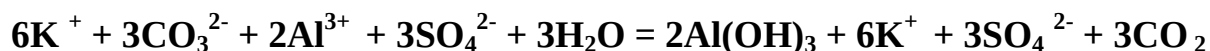
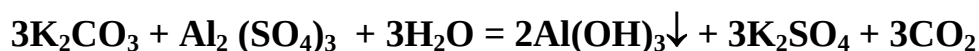
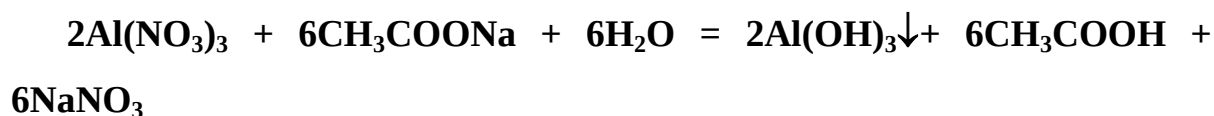
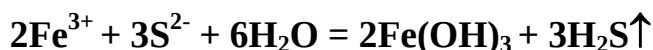
Bu jarayonda $AlCl_3$ o'rniga $Al_2(SO_4)_3$; $CrCl_3$; $Fe(NO_3)_3$; $BiCl_3$; $Fe_2(SO_4)_3$ larni olish mumkin. Na_2CO_3 o'rniga K_2CO_3 , Li_2CO_3 o'xshash karbonatlarni olsa bo'ladi.

Agar gidroliz jarayoni $CuSO_4$ ishtirokida olib borilsa:



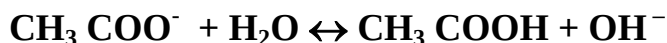
Bu gidroliz jarayonida $CuSO_4$ o'rniga $MgSO_4$, $BeSO_4$ olish mumkin.

Gidroliz jarayonida karbonatlar o'rniga ,sulfidlar, asetatlar ham olsa bo'ladi:



Gidroliz konstantasi

Gidroliz reaksiyasi qaytar bo'lganligi uchun unda muvozanat qaror topadi. Muvozanatga massalar ta'siri qonunini tatbiq etamiz. Masalan: kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuz:



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}; \quad K_g = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Shu tenglamani surat va maxrajini $[\text{H}^+]$ ga ko'paytirsak:

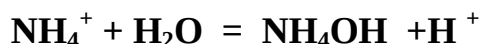
$$K_g = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{K_{\text{kis}}}$$

$[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = K_w$ qiymat suvning ion kopaytmasi ekanligi hisobga olinsa:

$$K_g = \frac{K_w}{K_{\text{kis}}}$$

Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzning gidrolizlanish konstantasi, suvning ion ko'paytmasini kuchsiz kislota dissotsiya konstantasiga nisbatiga teng. Gidroliz konstantasi tuzning tabiatiga va haroratiga bog'liq bo'lib, tuzning konsentratsiyasiga bog'liq emas.

Kuchsiz asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizi:



$$K_g = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

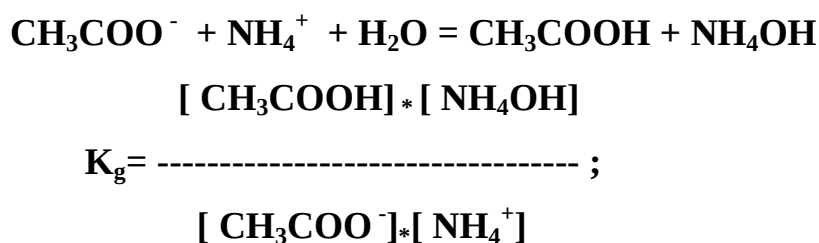
Bu tenglamani ham surat va maxraji $[\text{OH}^-]$ ga ko'paytirilsa, unda :

$$K_g = \frac{[NH_4OH] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{K_{asos}}$$

$$K_g = \frac{K_w}{K_{asos}};$$

Tuzning gidroliz konstantasi asos yoki kislotaning dissotsiyalanish konstantasi qancha kichik bo'lsa shuncha yuqori bo'ladi.

Agar tuz kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan tashkil topgan bo'lsa gidroliz konstantasi:



Agar bu tenglama $[H^+] \cdot [OH^-]$ ga ko'paytirilsa:

$$K_g = \frac{[CH_3COOH] \cdot [NH_4OH] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-] \cdot [NH_4^+] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{K_{kis} \cdot K_{asos}}$$

$$K_g = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{K_{kis} \cdot K_{asos}} = \frac{K_w}{K_{kis} \cdot K_{asos}}$$

$$K_g = \frac{K_w}{K_{kis} \cdot K_{asos}}$$

Bu tenglamaga ko'ra kislota va asosning dissotsilanish konstantasi qancha kichik bo'lsa uning gidrolizlanish konstantasi shuncha yuqori bo'ladi.

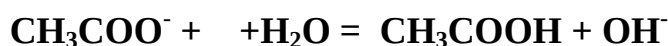
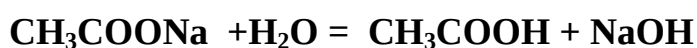
Gidrolizlanish darajasi

Gidrolizlangan tuz molekulalari sonining(n) umuman erigan tuz molekulalari soniga(N) nisbati gidroliz darajasi(β) deyiladi.

$$\beta = n/N \text{ yoki } \beta = n/N \cdot 100$$

Gidroliz darajasi tuzning tabiatiga, konsentratsiyasiga va eritmaning haroratiga bog'liq bo'ladi.

Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizini ko'raylik:



$$K_g = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{\beta C \cdot \beta C}{(1-\beta)C} = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)}$$

$$K_g = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)};$$

Agar gidrolizlanish darajasi juda kichik bo'lsa, $1 - \beta = 1$ bo'ladi va formula soddalashadi:

$$K_g = \beta^2 C ; \beta^2 = \frac{K_g}{C}$$

Demak, gidroliz darajasi kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning konsentratsiyasi qancha kichik bo'lsa gidroliz darajasi shuncha yuqori bo'ladi.

Agar kuchsiz asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizlanish tenglamasi qarab chiqilsa:

$$\begin{aligned}
 & \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \\
 & \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \\
 & \begin{array}{cccc}
 (1-\beta)C & & \beta C & \beta C \\
 [\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] & \beta C \cdot \beta C & \beta^2 C^2 & \beta^2 C
 \end{array} \\
 K_g = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{\beta C \cdot \beta C}{(1-\beta)C} = \frac{\beta^2 C^2}{(1-\beta)C} = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)} \\
 K_g = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)}; (1-\beta) = 1; \quad \beta^2 C = K_g; \quad \beta^2 = \frac{K_g}{C}
 \end{aligned}$$

Kuchsiz asos bilan kuchli kislotadan iborat bo'lgan tuzlar uchun gidroliz darajasi tuzning konsentratsiyasiga teskari bog'langan. Eritma qancha suyultirilgan bo'lsa gidroliz shuncha tez boradi.

Agar ammoniy asetatning ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) gidrolizlanishi hisobga olinsa,

bu modda ham anion va ham kation bo'yicha gidrolizga uchraydi:

$$\begin{aligned}
 & \text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH} \\
 & \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH} \\
 & \begin{array}{cccc}
 \beta C & \beta C & (1-\beta) \cdot C & (1-\beta) \cdot C \\
 K_w & (1-\beta) \cdot C \cdot (1-\beta) \cdot C & (1-\beta)^2 & \\
 K_g = \frac{K_w}{K_{as} \cdot K_{kis}} = \frac{(1-\beta) \cdot C \cdot (1-\beta) \cdot C}{\beta C \cdot \beta C} = \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2}
 \end{array}
 \end{aligned}$$

$$K_g = \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2}; \quad \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2} = \frac{K_w}{K_{as} \cdot K_{kis}}$$

Demak, kuchsiz asos va kuchsiz kislotaldan hosil bo'lgan tuzning gidroliz darajasi eritma konsentratsiyasiga bog'liq emas.

Gidroliz jarayoni farmatsiyada katta ahamiyatga ega. Ko'pgina dori moddalari eritmada tayyorlanadi. Ayniqsa tuzlar, oqsillar, va boshqa holatlarda gidroliz jarayoni hisobga olinishi kerak. Masalan, yiringli yaralarni tuzatish uchun **Pb(NO₃)₂** ishlatiladi. Bu tuz gidrolizlanishi tufayli **PbOHNO₃** hosil bo'lib asosiy ta'sir etuvchi modda ana shu ekan.

Qondagi va biologik suyuqliklarda kuchli va kuchsiz elektrolitlar borligi uchun ularda **pH** doimiy ushlab turiladi. Buning sababi biologik suyuqliklarda **Na₂HPO₄, NaH₂PO₄, H₂CO₃, NaHCO₃** va boshqalarning borligidir.

Tirik organizm yashashi uchun energiya kerak. Odam o'ziga kerak bo'ladigan energiyani oziq moddalarning bosqichli gidrolizlanish jarayonida oladi. Ayniqsa oqsillar, yog'lar, uglevodlar, murakkab efirlar, peptidlar, glukozidlar gidrolizida ancha miqdorda energiya ajraladi.

XULOSA:

Eritmaga utgan ionlar erituvchining kutbli molekulalari bilan boglangan buladi va ionlarning solvatlarini xosil kiladi. Eritmada solvatlangan ionlar uzluksiz betartib xarakatda buladi. (masalan, NaCL tuzining suvda erish prosessi). Krisstall panjarasi ionlardan iborat moddalardan tashkari kutbli molekulalar xam ionlarga dissosilanadi.

Oddiy erituvchi suvning dielektrik utkazuvchanligi juda yukori, bundan tashkari suv eng yaxshi ionlashtiruvchi erituvchidir. Suvning dielektrik utkazuvchanligi 80.1 ga teng. Bu shuni kursatadiki, kristallda bulgan musbat va manfiy ionlararo tortishish kuchlari suvdagi eritmalarda 80.1 marta kamayadi.

Dielektrik diomiylik efir, benzol, uglerod (IV)- sulfid kabi erituvchilarda, ya'ni dissosilanmaydigan moddalar uchun juda kichikdir. Kuchsiz darajada ionlatuvchi spirt, aseton va boshka erituvchilarda dielektrik utkazuvchanlik urtacha kiymatga ega buladi.

Tuzlarning gidrolizi deb, moddalarning suv bilan xar kandy uzaro ta'siriga aytiladi. Amalda kupincha tuzlarning gidrolizi bilan ish tutishga tugri keladi. Agar kislotadagi vodorod metallga tulik almasha, muxit neytral bulishi kerak. Lekin kuchli asos va kuchli kislotadan xosil bulgan tuzlarga neytral muxitga ega buladi. Boshka tuzlar gidrolizga uchrashi natijasida neytral muxit xosil kilmaydi. Gidroliz natijasida eritmada vodorod va gidroksil ionlar konsentrasiyasi uzgaradi. Shuning uchun xam kup tuzlarning eritmalari kislotali yoki ishkoriy muxitga ega buladi. Bu xodisani erigan tuz ionlarining suv ionlari bilan biriktirish natijasida eritmada H^+ va OH^- ortib kolishi bilan tushuntirish mumkin. Lekin suvda H^+ va OH^- konsentrasiyasi juda oz bulsa xam, bu ionlar dissosilanmagan suv molekulalari bilan muvozanatda buladi. Chunki, uzgarmas temperaturada suvning ion kupaytmasi uzgarmasdir.

Foydalanilgan adabiyotlar:

- 1.Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия» Высшая школа».М.,2002.
- 2.K.M.Ahmerov, A.Jalilov, R.S.Saefitdinov, Umumiy va anorganik kimyo, "Ozbekiston",2006.
- 3.N.A.Parpiev, H.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyoning nazariy asoslari. T., "Ozbekiston",2002.
- 4.N.A.Parpiev,A.G.Muftaxov,H.R.Rahimov, Anorganik kimyo."O'zbekiston", 2003.
- 5.Х.Р.Рахимов, Анорганик химия. Олий ўқув юрт. Химия ихтисослиги бўйича таълим олувчи студ. учун дарслик. Қайта ишланган тўлдирилган 2-нашри. Т. «Ўқитувчи», 1984.-424 бет.
- 6.А.И.Горбунов. Теоретические основы общей химии.М.,2001.
- 7.Д.А.Князев,Неорганическая химия:учеб.для ВУЗов/Д.А.Князев, С.Н.Смарыгин.-3-изд.испр.-М.:Дрофа,2005.-591.
- 8.Общая химия. Биофизическая химия.Химия биогенных элементов: Учебник для ВУЗов/ Ю.А.Ершов, В.А.Попков,А.С.Берлянд и др.; под ред. Ю.А.Ершова- 4 изд.,-М.: Высш.шк.,2003.-560 с. ил.
- 9.Э.Т.Оганесян. Неорганическая химия.-М.,Высшая школа,1984.-с.379.
10. Е.Я. Левитин,А.Н.Бризицкая,Р.И.Клюева Общая и неорганическая химия: Учебник для студентов фармац. ВУЗов и фармац. Фак. медВУЗов.Х.:Изд-во НФАУ: Золотые страницы,2002.-536 с.

Internet saytlari.

www.google.com

www.yandex.ru

www.ziynet.uz