

10- MA'RUZA. KISLOTA - ASOS VA TUZLARNING DISSOTSIYALANISH NAZARIYALARI

Reja: Elektrolitik dissostilanish. Elektrolitik dissostilanish jarayoni xuddi metallarning ta'sirlashuvi kabi ekanligi. Dissostilanish mexanizmi. O'z-o'zidan dissostilanish. Dissostilanish darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar. Kislotalar, asoslar, o'rta, nordon, asosli, qo'sh tuzlarning dissostilanishi. Suvning ionli ko'paytmasi. Dissostilanish konstantasi. Vodorod ko'rsatkich. Gidroliz. Tuzlar gidrolizi. Kation va anionlar bo'yicha va qaytmas gidroliz. Gidroliz darajasi.

Tayanch iboralar: Elektrolitlar, elektrolitmaslar, elektrolitik dissostilanish nazariyasi, dissostilanish mexanizmi. dissostilanishga modda tabiatining ta'siri, eritmada ionlarning gidratlanishi, elektrolitik dissostilanish nazariyasi asosida kislota va asoslar, o'rta, nordon va asos tuzlarining dissostilanishi, kuchli va kuchsiz elektrolitlar, elektrolitlarning dissostilanish darajasi. Dissostilanish konstantasi. Suvning ionli ko'paytmasi. Vodorod ko'rsatkich. Gidroliz. Qaytmas gidroliz.

Suvdagi eritmalar yoki suyuqlanmalari elektr o'tkazuvchanlik kobilyatiga qarab moddalar elektrolitlar va elektrolitmaslarga bo'linadi.

Eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadigan moddalarga elektrolitlar deyiladi.

Elektrolitlardan elektr tokining o'tishi ionlarning harakatlanishini yuzaga keltiradi (ion o'tkazuvchanlik) va tokning kirish va chiqish joylarida kimyoviy aylanishlar (elektrokimyoviy reaksiyalar) sodir bo'ladi. Elektrolitlarga kislota, ishqor va tuzlarning suvdagi va ayrim erituvchilardagi eritmalar yoki suyuqlangan tuzlar va ayrim qattiq tuzlar, oksidlar (AgCl , BaCl_2 , ZnO ...) kiradi.

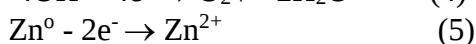
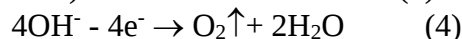
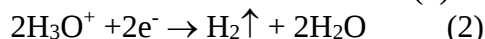
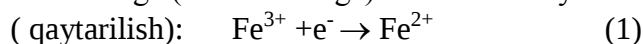
Bu moddalarning molekularida ion yoki kuchli qutbli kovalent bog'lanish bo'ladi.

Elektrolitlarda elektr tokini musbat zaryadli ionlar (kationlar) va manfiy zaryadli ionlar (anionlar) o'tkazadilar. Bunga bipolyar o'tkazuvchanlik deyiladi. Bu bilan birgalikda uni polyar o'tkazuvchanlik - ya'ni tokni tashuvchi kation (AgCl) yoki anion (VCl_2) bo'ladi. Aralash o'tkazuvchanlikka ega bo'lgan moddalar ham ma'lum (Ag_2S , ZnO , Cu_2O , ...). Ayrim tuzlarda (SuCl) qizdirilganda ion o'tkazuvchanlikdan aralash o'tkazuvchanlikka o'tish kuzatiladi. Elektrolitlar ikkinchi tur o'tkazuvchilardir. bular toza moddalar va eritmalar bo'lishi mumkin. Elektrolitlarning klasifikatsiyalari nuqtai - nazaridan ularni 4 - guruhga bo'lish mumkin:

- Elektrolitlarning suvli eritmalar;
- elektrolitlarning suvsiz eritmalar (nevodnye);
- suyuqlantirilgan elektrolitlar;
- qattiq elektrolitlar.

Elektrolitlar orqali elektr toki o'tganda tokning kirish va chiqish joylarida elektrokimyoviy reaksiyalarning sodir bo'lishi bilan kuzatiladi. Bu jarayon elektrod (1 tur o'tkazuvchanlik) bilan elektrolit (II-tur o'tkazuvchanlik) chegarasida boradi.

Bu reaksiyalar eritmada elektrodlar va ionlar (molekulalardan) elektrodga o'tadi, katodda esa elektronlar ionga (molekulalarga) o'tadi. Bunday reaksiyalarga misol qilib quyidagi katoddagi



reaksiyalarni ko'rsatish mumkin.

Bularda elektrod materiallari elektrokimyoviy reaksiyalarda qatnashishlari (5) yoki qatnashmasliklari inert (1-4) mumkin. Keyingi reaksiyalarda elektrod yuzasida metall ajralishi yoki gazlar chiqishi mumkin. Biri katodda boradigan, ikkinchisi anodda boradigan ikkita elektrokimyoviy reaksiyalarning majmuasiga elektrolizning kimyoviy reaksiyasi deyiladi.

Eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazmaydigan moddalarga *noelektrolitlar* (elektrolitmas) deyiladi.

Elektrolitmaslarga asosan organik moddalar va ayrim noorganik moddalar kiradi. Elektrolitmaslarning molekularida kovalent qutbsiz yoki kuchsiz qutbli bog' bo'ladi.

Elektrolitlarning eritmalarini va suyuqlanmalarini elektr o'tkazuvchanligini tushuntirish uchun 1887 yilda S.Arrenius elektrolitik dissostilanish nazariyasini yaratdi. S. Arreniusning elektrolitik nazariyasining asosiy hollari quyidagilardan iborat:

1. Elektrolitlarning molekulari eritmalarda yoki suyuqlanmalarda ionlarga ajraladi (dissostilanadi).
2. Dissostiastiya to'liq bo'lmaydi, bunda molekula va ionlar termodinamik muvozanatda bo'ladilar, ularga konstantriastiya bilan ifolalanadigan massalar ta'siri qonunini qo'llash mumkin.
3. Eritmadagi yoki suyuqlanmadagi ionlarning mavjudligi uning elektr o'tkazuvchanligini aniqlaydi. Ionlar neytral atom yoki molekularidan o'zlarining elektr zaryadiga ega bo'lganligi jihatidan farq qilishi bilan birga, ularning xossalari ham butunlay boshqachadir.

Elektrolit eritmasidan yoki suyuqlanmasidan elektr toki o'tkazilganda musbat zaryadlangan ionlar elektrodning manfiy qutbiga tortiladilar (katodga), shuning uchun ularga kationlar deyiladi. Manfiy zaryadlangan zarrachalar esa elektrodning musbat qutbiga (anodga) tortiladilar, shuning uchun ularga anionlar deyiladi. Demak, elektrolit molekularining eritmalarda erituvchi ta'sirida yoki suyuqlanmalarida issiqlik ta'sirida ionlarga ajralish (dissostilanish) jarayoniga elektrolitik dissostilanish deyiladi.

Ionlar: - oddiy (Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , S^{2-});
- murakkab (ON^- , NO_3^- , NH_4^+ , SO_4^{2-} , PO_4^{3-});
- kompleks ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ larga bo'linadi).

Eritmalarda yoki suyuqlanmalarda ionlar xaotik (tartibsiz) harakatda bo'ladilar.

Dissostiastiya - qaytar va muvozanatli jarayondir. Bu ya'ni bir vaqtning o'zida 2 ta qarama - qarshi jarayon: molekularlarning ionlarga ajralishi *dissostiastiya* va ionlarning birikib molekularlar xosil qilishi - *assostiastiya* demakdir.

Suvli eritmalarda dissostiastyasiya kutbli molekula erituvchi ta'sirida sodir bo'ladi. –rasm. Elektrolitik ta'sir kuchlari va erituvchi molekularlarning issiqlik harakati kuchlari kristaallardagi ionlarni eritmaga o'tkazishga imkoniyat yaratadi. Xuddi shunday modelda dissostiastyaning asosiy sharoiti bo'lib erituvchining qutbliligi hisoblanadi. Shu elektrolitning o'zi (NaCl) suvsiz erituvchida ionlarga dissostilanmaydi.

Masalan: benzolda ($\mu = 0$) erigan NaCl ionlarga dissostilanmaydi. Ionlar zaryadlangan zarrachalardir. Zaryadlarning mavjudligi dastlabki zarrachalarning (zaryadsiz) xossalari jiddiy o'zgartiradi.

Masalan: erkin xlor juda agressiv, sarg'ish yashil rangli kuchli zaharlovchi, bu bilan bir vaqtda manfiy zaryadlanagan xlor anioni - rangsiz, zaharsiz. Na - atomi aktiv va suvni tarkibiy qismlarga parchalaydi, o'yuvchi, bu bilan bir vaqtda natriy kationi - bunday xossalarga ega emas. ionlar neytral atomlarga nisbatan ancha barqaror holatda bo'ladilar, chunki ular tugallangan tashqi elektron qavatga egadirlar:

Masalan: $\text{Li}^0 - 1e^- \rightarrow \text{Li}^+$; $\text{Cl}^0 + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$
 $\text{1s}^2\text{2s}^1$ 1s^2 $\text{1s}^2\text{2s}^2\text{2p}^6\text{3s}^2\text{3p}^5$ $\text{1s}^2\text{2s}^2\text{2p}^6\text{3s}^2\text{3p}^6$

Gidratlangan va gidratlanmagan s va r elementlarning ionlari (Na^+ , H^+ , K^+ , Ba^{2+} , Al^{3+} , Cl^-) odatda rangsizdirlar.

Ayrim d - metallarning ionlari rangli, ya'ni xromofos (xromos- rangli). Shunday ionlar tutgan tuzlarning eritmaları rangli: MnO_4^- gunafsha, SrO_4^{2-} sariq, Su^{2+} rangsiz, $\text{Cu}^{2+} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ havo rang.

Elektrolit molekularlarning ionlarga ajralishi dissostiastiya tenglamasi bilan ifodalanadi. Tenglamaning chap qismiga elektrolit molekulasining formulasi yoziladi, o'ng qismiga esa elektrolitik dissostilanish jarayonida hosil bo'lgan ionlar yoziladi va (=) tenglik o'rniga, qarama - qarshilik belgisi ($\leftrightarrow$) yoziladi.

Masalan: $\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
 $\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
 $\text{NaNO}_3 \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$

Dissostialanish tenglamasida tenglamalarni yozilishini murakkablashtirmaslik uchun suvning ishtirokini hisobga olmasdan yoziladi.

Elektrolitlarning dissostialanish sabablari va mexanizmlari Mendeleevning eritmalar to'g'risidagi nazariyasi va kimyoviy bog'lanish tabiati bilan tushuntiriladi. S.Arrenius nazariyasi eritmalarda bo'ladigan hodisalarning juda murakkab ekanligini hisobga olmadi. Bu nazariya mexanistik nazariya bo'lib, ionlarni tamomila erkin, erituvchining molekularidan mustaqil bo'lgan zarrachalar deb qaradi.

Bu nazariya Mendeleevning eritmalar to'g'risidagi nazariyasiga zid edi. Ikkala nazariya orasidagi ziddiyatni. Kablukov yo'qotdi.

Elektrolitlarning dissostialanish mexanizmi.

Kablukov fikricha, elektrolitlar suvda eriganda oddiy ionlar hosil bo'lmasdan, gidratlangan, suv molekullari bilan bog'langan ionlar hosil qiladi. U ionlar gidratlanadi, ular suv molekullari bilan beqaror birikmalar hosil qiladi degan fikrga keladi. Masalan, kristallik panjara hosil qiladigan, eritiladigan modda osh tuzi (NaCl) suvga solinganda natriy va xlor ionlari atrofida suvning dipolli molekullari orientirlanadi. Bunda suvning manfiy qutbi tomoni bilan musbat zarracha (Na^+) atrofida, musbat qutbi tomoni bilan esa manfiy zarracha (Cl^-) atrofida orientirlanadi. Suv molekullari bilan elektrolit ionlari orasidagi o'zaro tortishuv hisobiga kristallik panjaradagi bog'lar zaiflashadi, kristallik panjara buziladi natijada ionlar eritmaga o'tadi. Eritmada elektrolit ionlari bog'langan suv molekullari bilan birgalikda tartibsiz haotik harakatda bo'ladilar. Suv molekullari bilan bog'langan ionlarga gidratlangan ionlar deyiladi.

- rasm

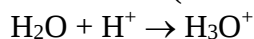
-

Ionli birikmalarning suvli eritmalaridagi dissostiastiyalari to'liq boradi.

Qutbli molekullarning dissostialanish mexanizmi ham yuqoridagiga o'xshash. Kovalent qutbli bog'lanishli molekula suvda eritilganda elektrolitning dipolli molekullari bilan suvning dipolli molekullari orasida o'zaro tortishuv sodir bo'ladi.

Masalan, HCl suvda eritilganda uning molekullari bilan suv molekullari o'zaro ta'sirlashadilar. Bu ta'sirlashuv ta'siridan HCl molekulasidagi bog'lanish xarakteri o'zgaradi: dastlab bog' kuchliroq qutbli bo'ladi, keyin ionliga o'tadi. Jarayon natijasi bo'lib, elektrolitning dissostilanishi va gidratlangan ionlarning hosil bo'lishi hisoblanadi. Quyidagi - rasmda qutbli bog'lanishli elektrolitni suvdagi eritmada dissostialanishi sxemasi berilgan. Shunday mexanizm bilan kislorodli va kislorodsiz kislotalar dissostialanadi. Qutbli bog'lanishli elektrolitlar yoki to'liq, yoki qisman dissostilanadi. Bu molekuladagi bog'ning qutblilik darajasiga bog'liq.

Elektrolitlarning eritmalarida hamma ionlar gidratlangan holatda bo'ladilar. Masalan vodorod ionlari suv bilan birikib (donor-akseptor mexanizmda) gidroksoniy ionini H_3O^+ - hosil qiladi:



Soddalashtirish maqsadida kimyoviy tenglamalarda ionlar suvsiz ifodalanadi: H^+ , Ag^+ , Mg^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^-

Dissostiastiya darajasi va konstantasi.

Arrenius nazariyasiga muvofiq elektrolitlar ionlarga to'liq dissostilanmaydi yoki suvli eritmalarda bir xil elektrolitlar to'liq dissostilanishi, boshqalari qisman, ya'ni elektrolit molekulasining bir qismi dissostilanmasdan qoladi. Dissostilanishning to'liqligini baholash uchun "dissostilanish darajasi" tushunchasi kiritildi. Eritgan modda molekullarining qanday qismi ionlarga ajralganligini ko'rsatuvchi songa elektrolitik dissostiastiya darajasi deyiladi- (α_g): $\alpha_g = n/N$ bu erda n- dissostilangan molekullar soni, N- eritilgan umumiy molekullar soni.

$$\alpha_g = \frac{\text{диссоцияланган.молекулар.сони}}{\text{эритилган.умумий.молекулар.сони}} ;$$

Ushbu formuladan α_g ning qiymatlari ($0 \leq \alpha_g \leq 1$) ga teng bo'ladi. Odatda α_g - foizlarda ifodalanadi shu sababli yuqoridagi tenglama quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$\alpha_g = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

Masalan: $\alpha_g = 5\%$, demak, 100 molekula elektrolitdan faqat 5 ta molekula ionlarga ajralgan. Dissostilanish darajasi quyidagilarga bog'liq bo'ladi.

- erituvchi tabiatiga;

- erigan modda tabiatiga (masalan NSOONni dissostilanish darajasi bir xil sharoitda CH_3COOH nikidan katta);

- temperatura ($T >$) bo'lsa α_g - katta bo'ladi).

- Eritma konstantasiyasiga (eritma suyultirilganda $\alpha_g >$ bo'ladi) masalan, HCl eritmasida 0,001 M - 99%, 0,1 M - da esa 92% bo'ladi.

- bir ismli ionlar qo'shilsa α_g - kamayadi.

Masalan: CH_3COOH eritmasiga CH_3COONa qo'shilsa CH_3COO^- hisobiga α_g kamayadi.

Dissostiastiya darajasiga bog'liq xolda elektrolitlar kuchsiz va kuchli elektrolitlarga bo'linadi. 0,1 M suvli eritmalarida $\alpha_g > 33\%$ bo'lgan elektrolitlarga shartli kuchli elektrolitlar deyiladi.

Kuchli elektrolitlarga: kuchli mineral kislotalar - HI , HBr , HSI , HSiO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HMnO_4 ,

.....

ishqorlar - LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ra}(\text{OH})_2$ va suvda yaxshi eriydigan hamma tuzlar kiradi.

Kuchsiz elektrolitlarga: amalda hamma organik moddalar, ayrim mineral kislotalar: N_2SO_3 , N_2S , HCN , H_2SiO_3 , H_3AsO_3 , H_3AsO_4 , HF ,;

- ko'pchilik suvda erimaydigan asoslar va NH_4OH ;

- suvda yomon eriydigan yoki amalda erimaydigan tuzlar,

- ko'pchilik binar birikmalar (N_2O , oksidlar va h.k.)

Dissostiastiya darajasi 3 - 33% oralig'ida bo'lgan elektrolitlarga o'rtacha kuchdagi elektrolitlar deyiladi.

Masalan: NSOON , $\text{N}_2\text{S}_2\text{O}_4$, N_3RO_4 , N_2SO_3 , ...

S.Arrenius nazariyasiga muvofiq eritilgan molekullarni ionlarga dissostilanishi to'liq bo'lmaganligi sababli, dissostiya jarayonining o'zi qaytar jarayon, unga massalar ta'siri qonunini tadbiiq qilish mumkin. Agar elektrolitning dissostilanish tenglamasini umumiy ko'rinishda yozsak:

$\text{AmBn} \leftrightarrow m\text{A}^{n+} + n\text{B}^{m-}$ va bu tenglamaga massalar ta'siri qonunini ko'llab, dissostiastiya konstantasi quyidagi nisbatda ifodalanadi:

$$K_g = \frac{Cm\text{A}^{n+} \cdot Cn\text{B}^{m-}}{C\text{AmBn}}$$

bu erda C - ionlarning va dissostilanmagan molekullarning konstantasiyalari.

K_g - kuchsiz elektrolitlarni xarakterlash uchun qabul qilingan dissostiastiya konstantasi deb ataladigan kattalikdir. K_g - ning qiymati qanchalik katta bo'lsa, elektrolit shunchalik ionlarga ko'p ajraladi, uning eritmasida ionlar ko'p bo'ladi va elektrolit shunchalik kuchli bo'ladi.

K_g - elektrolit tabiatiga, erituvchi tabiatiga va temperaturaga bog'liq bo'ladi. Ayni kuchsiz elektrolit uchun K_g -ayni temperaturada o'zgarmas kattalik. K_g - eritma konstantasiyasiga bog'liq emas, shuning uchun α_g - ga nisbatan yana aniq xarakteristika bo'ladi.

Dissostiastiya konstantasi bilan dissostiastiya darajasi orasidagi bog'lanishni boshqa bir kattalik bilan ifodalash mumkin. Dissostiastiya darajasi bilan konstantasiya orasidagi bog'lanishni topish uchun eritmaning suyultirilishini bilishimiz kerak. 1 mol elektrolit erigan eritma hajmiga suyultirish deyiladi.

Ikkita ionga ajraladigan elektrolitning molyar konstantasiyasi S bo'lsa, uning ayni eritmadagi dissostiastiya darajasi α bo'lsa, u vaqtda ionlardan har birining konstantasiyasi $S\alpha$, dissostilanmagan molekullar konstantasiyasi S (1- α) bo'lsin.

Xususi hol uchun binar AV tipidagi elektrolit uchun:

$$n = m = 1 \text{ bo'lganda: } \text{AV} \leftrightarrow \text{A}^+ + \text{V}^- \quad K_g = \frac{C_a \cdot C_a}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot C$$

Bu tenglama dissostiastiya konstantasi K_g ni, dissostiastiya darajasi α va elektrolitning dastlabki konstantasiyasi S bilan bog'laydi.

Dastlabki elektrolit uchun maxrajdagi α qiymatini hisobga olmaganda (1 ga nisbatan taqqoslaganda) yuqoridagi tenglama:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_g}{C}} \text{ ko'rinishga ega bo'ladi.}$$

Bu tenglamadan ko'rinish turibdiki, elektrolitning dastlabki konstantasiyasining ortishi bilan dissostiastiya darajasi kamayadi. Agar konstantasiyani suyultirish f orqali ifodalasak (suyultirish

konstentrastiyaga teskari proporsional $f = \frac{1}{C}$ dissostiastiya darajasi bilan dissostiastiya konstantasi orasidagi bog'liqlik quyidagi tenglama bilan ifodalanadi: $\alpha = K_S f$ bu erda f - suyultirish.

Keltirilgan tenglama Otsvaldning suyultirish qonunini ifodalaydi, bunga muvofik kuchsiz elektrolitning dissostiastiya darajasi suyultirishning kvadrat ildiziga proporsional ravishda ortib boradi.

Elektrolitik dissostiastiya nuqtai - nazaridan kislotalar, asoslar va tuzlar

Kislotalar - suvdagi eritmasida faqat bir turdagi kationlar N^+ - kationlarini hosil qilib dissostilanadigan elektrolitlardir.

Kislotalarning dissostilanish xarakteri va dissostilanish darajasi uning kuchiga va negiziga bog'liq bo'ladi.

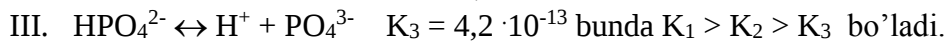
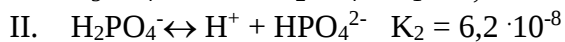
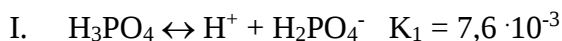
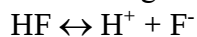
Kuchli bir asosli kislotalar qaytmas jarayon bilan dissostilanadilar:



Kuchli ko'p negizli kislotalar boskichli dissostilanadilar, bunda birinchi boskich qaytmas qolgan boskichlari qaytar dissostilanadilar:



Kuchsiz bir negizli va ko'p negizli kislotalar faqat qaytar jarayon bilan dissostilanadilar:



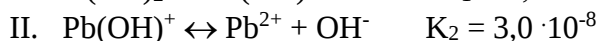
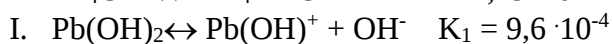
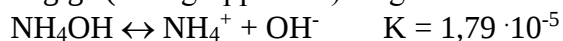
Dissostilanishdagi boskichlar soni kislotaning negizligiga teng bo'ladi. Dissostiastiya konstantasi bir bosqichdan boshqasiga o'tganda keskin kamayadi. Bu eritmada birinchi bosqichda bo'lgan ionlarga ko'p bo'lishini bildiradi.

2.Asoslar.- suvdagi eritmalarida faqat bir turdagi anionlar gidroksil gruppasi ON^- - ionlari hosil qilib dissostilanadigan elektrolitlardir.

Asoslarning dissostilanish xarakteri va dissostilanish darajasi uning kuchi va kislotaliligiga bog'liq bo'ladi. Kuchli bir kislotali va ikki kislotali asoslar (ishqorlarga) faqat bir bosqichda qaytmas dissostilanadi.

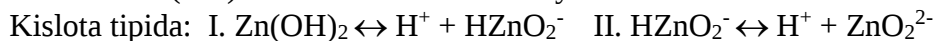


Kuchsiz bir va ko'p kislotali asoslar qaytar va bosqichli dissostilanadilar, bosqichlar soni asosning kislotaliligiga (ON^- gruppasi soni) teng bo'ladi:



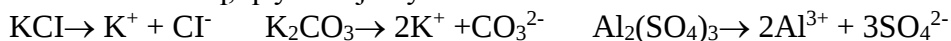
Amfoter gidroksidlar bir vaqtning o'zida ham N^+ - kation va ON^- - gidroksil anionini hosil qiladilar. Dissostilanish boskichli va qaytar bo'ladi, chunki amfoter gidroksidlar kuchsiz elektrolitlardir.

Masalan: $Zn(OH)_2$ - dissostilanishini ko'raylik



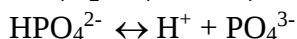
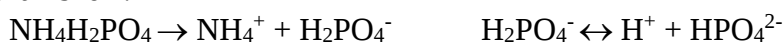
4. Normal (o'rta) tuzlar - suvdagi eritmasida faqat metall kationi va kislota qoldig'i anioniga dissostilanadigan elektrolitlardir.

Normal tuzlar to'liq, qaytmas jarayon bilan dissostilanadilar:



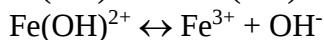
5. Nordon tuzlar - suvdagi eritmasida metall kationi va kislota qoldig'i anionidan tashqari N^+ - kationi hosil qilib dissostilanadigan elektrolitlardir.

Nordon tuzlar boskichli dissostilanadi, birinchi bosqich qaytmas, qolgan bosqichlar qaytar dissostilanishdir:



6.Asosli tuzlar - suvdagi eritmalarida metall kationi va kislota qoldig'i anionidan tashqari ON^- - gidroksil anioni ham hosil qilib dissostilanadigan elektrolitlardir.

Asosli tuzlar bosqichli dissostilanadilar, birinchi bosqich qaytmas qolganlari qaytar jarayondir:

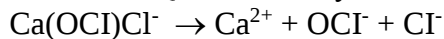


7. Qo'sh tuzlar - suvdagi eritmaları 2 ta har xil metall kationi va bitta kislota qoldig'i anioni hosil qilib dissostilanadigan elektrolitlardir:



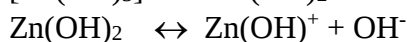
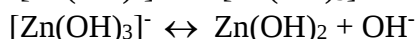
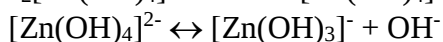
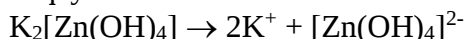
Qo'sh tuzlar to'liq va amalda qaytmas dissostilanadilar.

8. Aralash tuzlar bitta metall kationi va 2 ta har xil kislota qoldiqlari hosil qilib dissostilanadigan elektrolitlardir. Qo'sh tuzlar ayrim hollardan tashqari, to'liq va qaytmas dissostilanadilar:



9. Kompleks tuzlar - murakkab kompleks ionlari hosil qilib dissostilanadigan elektrolitlardir.

Kompleks tuzlar tashqi sfera buyicha qaytmas bir bosqichda, ichki sfera (kompleks ion) buyicha bosqichli qaytar dissostilanadilar:



Eritmadagi kompleks ionning barqarorligini harakterlash uchun, komplekslarning beqarorlik konstantasidan foydalaniladi:

Masalan: $[\text{Zn(OH)}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$ uchun

$$K_{\text{bek.}} = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^4 / [\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$$

Kompleks qanchalik beqaror bo'lsa, K_{bek} - shunchalik katta bo'ladi. Kompleks ionlarning dissostiastiyasi hamisha bosqichli bo'ladi va ko'p negizli kislotalar va ularning tuzlarining dissostiastiyasiga o'xshaydi. Barqarorlik konstantasi eritmadagi kompleks ionlarni barqarorligini real xarakterlaydi. Ko'pincha komplekslarni barqarorligini qiymatidan $rK = -\lg K_{\text{bek.}}$ foydalaniladi.

Eritmada kompleks qanchalik barqaror bo'lsa uning rK qiymati shunchalik yuqori bo'ladi. Eritmadagi komplekslarning barqarorligini baholashda barqarorlik konstantasidan ham foydalaniladi. (β)-barqarorlik konstantasi beqarorlik konstantasining ($K_{\text{beq.}}$) teskari qiymatidir ya'ni:

$$\beta = \frac{1}{K_{\text{bek}}} \quad \beta - \text{ning qiymati qanchalik katta bo'lsa eritmadagi kompleks ion shunchalik barqaror bo'ladi.}$$

Shunday qilib, bekarorlik konstantasi (K_{bek}) va barkarorlik konstantasi (β) qiymatlari komplekslarning termodinamik barqarorligini ta'minlaydi.