

O'zbekiston Respublikasi
Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligi
Buxoro Davlat Universiteti

Kimyo guruhi talabasi
Noorganik kimyo fanidan

R E F E R A T

Mavzu: Rux elementi haqida

Bajardi

Nurmurodova G

Tekshirdi:

Niyozov A

2016 yil

Rux elementi va davriy xossalari.-----	2
Ruxni qo'shimcha metall sifatida ishlatilishi.-----	18
Rux kimyoviy xossalari va uning birikmalari.-----	24
Rux sulfat eritmasi va musbat zaryadlangan Zn^{+2} -----	30

Elektrolitik dissotsiatsiya

Moddalarning suvdagi eritmalari elektr tokini o'tkazish va o'tkazmasligiga qarab, elektrolitlar va elektrolitmaslarga ajralatildi.

Elektrolitlar – suvdagi eritmalari va suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadigan moddalardir.

Elektrolitmaslar – eritilgan holatda ham, suyuqlantirilgan holatda ham elektr tokini o'tkazmaydigan moddalardir.

Kislotalar, asoslar va tuzlar sinflariga kiruvchi hamma moddalar elektrolitlar hisoblanadi. Elektrolitmaslarga juda ko'pchilik organik moddalar misol bo'la oladi (spirtlar, efirlar, ketonlar, qand va boshqalar).

Elektrolitlarning elektr o'tkazuvchanligi ulardagi molekularlar va kristallardan musbat va manfiy zaryadlangan ionlarning hosil bo'lishiga bog'liq.

Eritmalarda zaryadlangan zarrachalar mavjudligini 1818 yilda T.Grotgus aniqlagan. Suvli eritmalarning elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini 1887 yilda S. Arrenius kashf etdi. *Elektrolitlarning eritmalarda va suyuqlanmalarda ionlarga ajralish jarayoni elektrolitik dissotsiatsiya deb ataladi.*

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasining asosiy prinsiplari quyidagilardan iborat.

1. Elektrolit molekularlari suvda eriganda musbat va manfiy zaryadlangan ionlarga dissotsialanadi. Ionlar bitta atom hamda bir necha atomlardan hosil bo'lishi mumkin. Oddiy ionlarga Na^+ , Cu^{2+} , Cl^- ; murakkab ionlarga SO_4^{2-} , MnO_4^- , NH_4^+ misol bo'lishi mumkin.

2. Dissotsiatsiya jarayoni qaytar jarayondir. Dissotsiatsiya oxirigacha bormay sistemada dinamik muvozanat vujudga keladi. Bunda dissotsiatsiya tezligi teskari jarayon, ya'ni molekularlarning hosil bo'lish jarayon tezligiga tenglashib qoladi.

3. Suvli eritmalarda ionlar tartibsiz (xaotik) harakatda bo'ladi. Agar elektrolit eritmasiga tok manbaiga ulangan elektrodlar tushirilsa, ionlar ma'lum bir yo'nalishda harakatlanadi, ya'ni musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar esa anodga tomon yo'naladi. Shu sababli musbat ionlar *kationlar*, manfiy zaryadli ionlar *anionlar* deyiladi.

Arrenius nazariyasi eritmalardagi hodisalarning hamma murakkab tomonlarini hisobga olmadi. Uning fikricha ionlar bir-biriga o'zaro ta'sir etmaydi, elektrolit eritmalari ideal gazlarga o'xshaydi, ya'ni ularning hamma xossalari zarrachalarning soni bilan xarakterlanadi, zarrachalarning kimyoviy xossasiga bog'liq emas. Arrenius ionlarni erituvchi molekularlariga bog'liq bo'lmagan erkin zarrachalar deb hisobladi. Arrenius nazariyasi Mendeleyevning eritmalar gidratlari nazariyasi, ya'ni erituvchi moddalar molekularlari bilan erituvchi molekularlari o'rtasidagi o'zaro ta'sir to'g'risidagi tassavurlarga teskari edi. Ikkala nazariya o'rtasidagi qarama-qarshilikni hal etishda I.A.Kablukovning xizmatlari katta bo'lib, u birinchi marta ionlarning gidratatsiyasi to'g'risidagi

fikrni bildiradi. Bu g'oya elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini mukamallashtirishda muhim ahamiyatga ega bo'ldi. Arrenius va Mendeelev nazariyalarini birlashtirdi.

Dissotsiatsiyalanish jarayoni

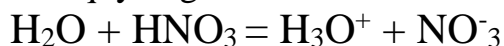
Moddalarning tuzilishiga qarab, ularning dissotsiatsiyasi ham turlicha bo'ladi. Suvli muhitda gidratlangan ionlarning hosil bo'lishi quyidagi ikki mexanizm bo'yicha boradi:

1. *Ion tuzilishdagi kristallarning eritmadagi dissotsiatsiyasi.* Natriy xlorid NaCl kristallari suvga tushirilganda kristallar yuzasidagi Cl⁻ ionlarga suvning qutbli molekulari o'zining musbat zaryadlangan tomoni, Na⁺ ionlarga esa manfiy tomoni bilan elektrostatik tortiladi (ion-dipol o'zaro ta'sir). Ionlarning suv dipollari bilan bunday o'zaro ta'siri natijasida kristallning ionlari o'rtasidagi o'zaro bog'lanish bo'shashadi va ular eritmaga gidratlangan ionlar holida o'tadi (1-rasm).

I.A.Kablukovning tekshirishlari natijasida tuzning ion kristall bog'lanishlarini uzish yoki molekularni parchalash uchun zarur bo'lgan energiya eruvchi modda molekularining erituvchi molekulari bilan o'zaro ta'sirlashishi natijasida hosil bo'ladi.

Suv molekularining elektrolit ionlari bilan birikishidan ajraladigan gidratlanish energiyasi tuz kristallaridagi elektrostatik bog'lanishni buzishga yetarli miqdorda bo'ladi. Demak, erishda ion bog'lanishdagi birikmalarning kristall panjarasi buziladi va asta sekin kristall eriy boshlaydi.

2. *Qutbli tuzilishdagi moddalarning erishidagi dissotsiatsiyasi.* Qutbli molekularning (masalan HCl) suv bilan o'zaro ta'siri natijasida (dipol-dipol o'zaro ta'sir) dipollararo bog'lanish vujudga kelib, eruvchi modda molekulari qutblanadi. Natijada eruvchi modda ionli holatga o'tadi va ionlarga parchalanadi. Qutbli molekularidan hosil bo'lgan ionlar ham gidratlanadi (2-rasm). Bunda vodorod ionlari H⁺ (ya'ni proton) suv molekulari bilan mustahkam bog'lanib gidroksoniy ionlari H₃O⁺ ni hosil qiladi. Chunonchi nitrat kislotasi HNO₃ suvda eriganda boradigan jarayonni quyidagicha ifodalash mumkin:



Elektrolitlarning dissotsiatlanishi natijasida erkin ionlar hosil bo'lmay, balki bu ionlarning erituvchi molekulari bilan hosil qilgan birikmalari vujudga keladi. Bunday birikmalar umumiy qilib ionlarning solvatlari deyiladi. Dissotsilanish tenglamasi yozilganda, odatda ionlarning formulalari yozilib, ularning gidrat yoki solvatlari formulasi ko'rsatilmaydi, chunki ionlar bilan bog'langan erituvchi molekulari soni eritmaning konsentratsiyasi va boshqa sharoitlarga bog'liq holda o'zgaradi.

Ko'pchilik gidratlangan ionlar rangsiz bo'ladi, masalan, K⁺, Na⁺, NH₄⁺, Ca²⁺, NO₃⁻, SO₄²⁻, OH⁻, H⁺ va boshqalar. Lekin ba'zi ionlar gidratlangan holatda rangli bo'ladi, masalan Cu²⁺ (Cu²⁺·4H₂O) ko'k rangli, Cr³⁺·6N₂O yashil rangli, CrO₄²⁻ sariq rangli, MnO₄⁻ pushti rangli va hokazo.

Erituvchi molekularining qutbliligi ion va molekulyar tuzilishdagi

moddalarning dissotsialanishi uchun imkon beradi. Suvdan tashqari, qutbli molekulalardan tashkil topgan boshqa suyuqliklar ham (etil spirti, ammiak, chumoli kislota va boshqalar) ionlashtiruvchi erituvchilar hisoblanadi. Bu suyuqliklarda erigan tuzlar, kislotalar va asoslar ionlarga parchalanadi.

Erituvchilar ichida suv o'zining yuqori ionlashtirish xususiyati bilan ajralib turadi. Suvning yuqori dielektrik doimiyligi (20 °C da 80,4) har-xil zaryadli ionlar o'rtasidagi elektrostatik o'zaro ta'sirni keskin kamaytiradi va molekulalarning ionlarga parchalanishiga olib keladi. Suvda dissotsilanuvchi moddalar qutbsiz molekulardan iborat erituvchilar (benzol, toluol) da ionlarga parchalanmaydi, masalan, HCl molekulasi suvda yaxshi dissotsilanadi, benzolda ionlarga parchalanmaydi.

Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar

Elektrolitlarning eritmada dissotsialanishi qaytar jarayondir. Dissotsiatsiyaga teskari jarayon *molekulyarizatsiya* deyiladi. Elektrolit eritmalarida harakatchan muvozanat holat paydo bo'ladi, ya'ni ionlanish tezligi molekulyarizatsiya tezligiga tenglashadi. Bunda dissotsilanmagan molekulalar kontsenratsiyasi bilan eritmadagi gidratlangan ionlar konsentratsiyalari o'rtasida ma'lum miqdoriy nisbat vujudga keladi (har bir holat uchun o'ziga xos). Bu nisbat *ionlanish darajasi yoki elektrolitik dissotsiatsiya darajasi* (grekcha α - harfi bilan belgilanadi) deyiladi.

Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi eritilgan elektrolit molekulalarining qancha qismi ayni eritmada dissotsilangan holatda bo'lishini ko'rsatadi.

Dissotsiatsiya darajasi quyidagicha ifodalanadi:

$$\alpha = \frac{x}{n} \quad \text{yoki} \quad \frac{x}{n} \cdot 100\%$$

x – elektrolitning eritmadagi erkin gidratlangan ionlari mollar soni, n – eritish uchun olingan elektrolitning umumiy mollar soni.

Dissotsiatsiya darajasi qiymati 1 ning ulushlari yoki protsentlarda ifodalanadi.

Elektrolit to'liq dissotsialansa, $\alpha = 1$ yoki 100 % bo'ladi.

Dissotsiatsiya darajasiga bir qancha faktorlar ta'sir qiladi. Yuqorida ko'rsatilgandek, erituvchining dielektrik doimiyligi yuqori qiymatga ega bo'lsa, dissotsiatsiya jarayoni yaxshi boradi, demak dissotsiatsiya darajasining qiymati ortadi. Eritmadagi moddalarning dissotsiatsiya darajasi elektrolit konsentratsiyasi va haroratga bog'liq. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga ko'ra elektrolitning konsentratsiyasi qancha kam bo'lsa, dissotsiatsiya darajasi shuncha yuqori bo'ladi.

Harorat ko'tarilishi bilan ionlanish darajasi oshadi. Dissotsiatsiya jarayonida yuz beradigan kimyoviy bog'larning uzilishi energiya sarf bo'lishi bilan boradi, ya'ni dissotsiatsiya jarayoni endotermik xarakterga ega. Shu sababli Le-Shatelye prinsipiga muvofiq eritma haroratining oshishi elektrolit ionlanish darajasini oshishiga olib keladi.

Dissotsiatsiya darajasiga bog'liq holda elektrolitlar kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bo'linadi.

Kuchli elektrolitlar ionlarga to'liq dissotsilanadi. Kuchli elektrolitlarga deyarli hamma tuzlar kiradi, kislotalardan HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HBr, HCl, HI, HMnO₄, H₂SeO₄ va asoslardan KOH, NaOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂ kiradi.

Kuchsiz elektrolitlar ionlarga qisman parchalanadi. Kuchsiz elektrolitlarga H_2O , H_2O_2 , ko'pchilik organik kislotalar, ba'zi bir anorganik kislotalar, masalan, H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2SO_3 , HCN , HNO_2 , H_3BO_3 va asoslardan NH_4OH misol bo'ladi.

Kuchli elektrolitlar nazariyasi

Kuchli elektrolitlar nazariyasiga muvofiq kuchli elektrolitlar eritmada amalda to'liq dissotsilangan bo'ladi. Kuchli elektrolitlarning dissotsiatsiya darajasi $\alpha = 1$ (yoki 100%) ga teng bo'ladi.

Tuz kristallari ionlardan tuzilgan bo'lib, tuz eriganda uning "taylor" ionlari bir-biridan ajraladi. Ammo hosil bo'lgan zarrachalarning erkin harakat qilishiga ionlar o'rtasidagi tasir qiluvchi elektrostatik kuchlar to'sqinlik qiladi. Eritmada bo'lgan har bir ion qarama-qarshi zaryadga ega bo'lgan ionlar bilan qurshalgan bo'lib, "ion atmosferasi" yoki ion buluti vujudga keladi. Bunda ionlardan har biri o'z navbatida boshqa ion atmosferasining markazi bo'lib qoladi. Masalan, $NaCl$ ionlaridan ion atmosferasi vujudga keladi, shuningdek har bir Na^+ ioni atrofida Cl^- ionlari guruhlanadi.

Agar eritma orqali o'zgarimas tok o'tkazilsa, markaziy ion va ion buluti o'zaro qarama-qarshi yo'nalishda harakat qiladi. Bu markaziy ionning harakatlanishining sekinlashuviga olib keladi, demak vaqt birligi ichida eritmadan o'tadigan ionlar soni kamayadi, ya'ni eritmaning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi.

Eritmaning konsentratsiyasi qanchalik yuqori bo'lsa, eritmaning elektr o'tkazuvchanligi shunchalik kam bo'ladi, demak, elektrolitning dissotsiatsiya darajasi ham shunchalik kamayadi:

H_2SO_4 ning konsentratsiyasi, C (mol/l) 0,005; 0,05; 0,5; 5.

Dissotsiatsiya darajasi, α (%) 79; 58; 51; 18.

Dissotsiatsiya darajasining kamayishi molekularning hosil bo'lishi bilan emas balki ion atmosferasining tormozlovchi ta'sirining kuchayishi bilan tushuntiriladi.

Kuchli elektrolitlarning elektr o'tkazuvchanligini o'lchash orqali aniqlanadigan dissotsiatsiya darajasi *effektiv dissotsiatsiya darajasi* deb yuritiladi.

Eritmadagi ionlar holatini belgilash uchun aktivlik deb ataluvchi kattalikdan foydalaniladi.

Ionlarning aktivligi deganda, shu ionning kimyoviy reaksiyalarga effektiv kirishadigan konsentratsiyasi tushiniladi.

Ionning aktivligi a uning konsentratsiyasi C ning aktivlik koeffitsiyenti f ga ko'paytirilganiga teng:

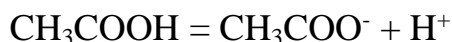
$$A = f \cdot C$$

Aktivlik koeffitsiyenti f elektrolit eritmasidagi har xil o'zaro ta'sirlar yig'indisidan kelib chiqadigan kattalikdir. Aktivlik koeffitsiyenti dissotsiatsiya darajasiga o'xshash, eritma suyultirilishi bilan oshib, uning qiymati 1 ga yaqinlashadi. Elektrolit eritmasi cheksiz suyultirilganda ionlar aktivligi a ionlarning eritmadagi umumiy miqdori C ga teng ($a = C$) bo'lib qoladi.

Dissotsiatsiyalanishm doimiysi

Kuchsiz elektrolitlar eritmasidagi ionlar o'rtasida vujudga keladigan muvozanatga massalar ta'siri qonunini qo'llab, muvozanat konstantasini chiqarish

mumkin. Masalan, sirka kislota eritmasidagi ion muvozanati quyidagi tenglama bilan yoziladi:



Bu sistema uchun muvozanat konstantasi:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Elektrolitlar eritmasidagi ion muvozanatiga muvofiq keladigan konstanta *ionlanish konstantasi* yoki *elektrolitik dissotsiatsiya konstantasi* deyiladi. Bu konstanta kuchsiz elektrolitlarda eritmaning konsentratsiyasiga bog'liq bo'lmay, haroratga, elektrolit va erituvchining tabiatiga bog'liqdir. Dissotsiatsiya konstantasi qiymati asosida kislota va asos kuchi haqida xulosa chiqarish mumkin. Bu konstanta qiymati qanchalik kichik bo'lsa, ayni elektrolit shunchalik kuchsiz (ya'ni kimyoviy aktivligi shunchalik past) bo'ladi. Masalan, sirka kislota ($K = 1,74 \cdot 10^{-5}$) taxminan chumoli kislota ($K = 1,8 \cdot 10^{-4}$) dan 10 marta kuchsiz, lekin sianid kislotadan ($K = 5,0 \cdot 10^{-10}$) bir necha marta kuchlidir (1-jadval).

l

Ba'zi kislota va asoslarning dissotsiatsiya konstantalari ($t^0 - 25 \text{ }^\circ\text{C}$)

Elektrolit nomi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya tenglamasi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya konstantasi
Ortoborat kislota	$\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$K = 7,1 \cdot 10^{-10}$
Nitrit kislota	$\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$K = 6,9 \cdot 10^{-4}$
Silikat kislota	$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-10}$
Chumoli kislota	$\text{HCOOH} = \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Sianid islota	$\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Karbonat kislota	$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$
Sirka kislota	$\text{CH}_2\text{COOH} =$	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Ftorid kislota	$\text{H}^+ \text{CH}_3\text{COO}^-$	$K = 6,8 \cdot 10^{-4}$
Ammoniy gidroksid	$\text{HF} = \text{H}^+ + \text{F}^-$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Bariy gidroksid	$\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$
Kalsiy gidroksid	$\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$
Qo'rgoshin(II)-gidroksid	$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$
	$\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$	

Ikkita ionga dissotsilanuvchi kuchsiz elektrolit konsentratsiyasi C (mol/l) va dissotsiatsiya darajasi α bilan ifodalansa, har bir ionning konsentratsiyasi $C \cdot \alpha$ ga, dissotsilanmagan molekullarning konsentratsiyasi $1 - \alpha$ ga teng bo'ladi. Shularni hisobga olib kuchsiz kislota HA ning dissotsiatsiya konstantasini quyidagicha yozish mumkin:

$$\text{HA} = \text{H}^+ + \text{A}^-$$

$$K_{\text{ion}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{Ca \cdot Ca}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot C$$

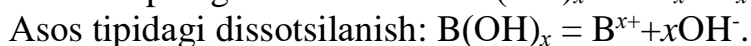
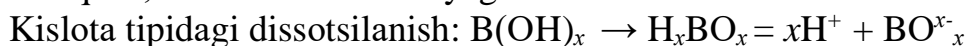
Bu tenglama *Ostvaldning suyultirish qonuni* tenglamasidir. Dissotsiatsiya darajasi eritma suyultirilishi bilan oshib boradi. Kuchsiz elektrolitning dissotsilanish tezligi bilan muvozanat qaror topadi. Eritmaning suyultirilishi dissotsiatsiyaga to'sqinlik qilmaydi, lekin ionlarning to'qnashib molekullarni hosil qilishi kamayib boradi. Juda kam dissotsilanadigan elektrolit eritmalari uchun Ostvaldning suyultirish qonuni tenglamasi soddalashadi, α ning qiymati juda kichik bo'lganligi uchun maxrajdagi α nolga tenglashtirilsa, tenglama quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = \alpha^2 \cdot C, \quad \text{bu formuladan} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

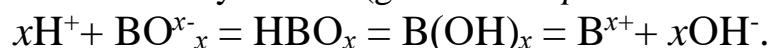
Bu tenglama ionlanish konstantasi K , eritmaning konsentratsiyasi C (mol/l) va elektrolitik dissotsiatsiya darajasi α o'rtasidagi miqdoriy bog'lanishni ko'rsatadi.

Gidroksidlar va ularning dissotsilanishi

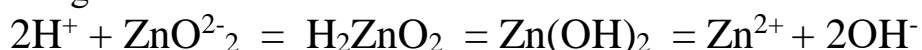
Gidroksidlarning kimyoviy tarkibini $B(OH)_x$ umumiy formula bilan ko'rsatish mumkin. (B – element, x – uning valentligi). Hidroksid eritmada H^+ kationlarni hosil qilsa, asos sifatida reaksiyaga kirishadi.



Qiyin eriydigan ko'pchilik gidroksidlarning erigan qismi bir vaqtda H^+ kationlari va OH^- anionlarini hosil qiladi. Bunday gidroksidlar amfoter gidroksidlar yoki amfoter elektrolitlar deb yuritiladi (grekcha “*amphoterous*” – ikkiyoqlama):

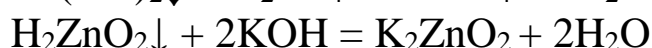
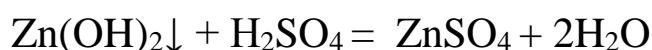


Amfoter gidroksidlar ham kislotalar, ham asoslar bilan neytrallanish reaksiyasiga kirisha oladi. Amfoter gidroksidga misol sifatida rux gidroksid $Zn(OH)_2$ ni ko'rsatish mumkin. Bu modda suvda qiyin eriydi, lekin oz qismi bo'lsada eritmaga o'tadi va dissotsilanadi:



kislota tipda dissotsilanish asos tipda dissotsilanish

Rux gidroksid $Zn(OH)_2$ kislota va asoslar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suvni hosil qiladi. Masalan:



Ikkala holda ham reaksiya cho'kmani to'liq erishi bilan boradi. Hidroksidlarining suvli muhitda qaysi tipda dissotsialanishi asosan gidroksid molekulasini hosil qiluvchi zarrachalar orasidagi bog'lanishning mustahkamligiga bog'liqdir. Hidroksid $B(OH)_x$ molekulasining B va O orasidagi bog'lanish O va H o'rtasidagi bog'lanishga nisbatan mustahkamroq bo'lsa, H^+ ioni ajraladi (kislota tipidagi ionlanish) H va kislorod orasidagi bog'lanishga nisbatan mustahkamroq bo'lsa, ionlanishda gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi (asos tipda dissotsilanish) va

nihoyat B va O orasidagi bog'lanish mustahkamligi taxminan teng bo'lsa, eritmada H^+ hamda OH^- ionlari hosil bo'ladi (amfoter tipda dissotsilanish).

Gidroksidning dissotsialanishi B^{x+} ionning zaryad miqdori va uning radiusiga bog'liq. Gidroksid molekularidagi B^{x+} ionning zaryad miqdori oshishi va uning radiusining kamayishi bilan B va O orasidagi bog'lanish mustahkamlana boradi; shuningdek markaziy ion B^{x+} ning H^+ ionni itarish kuchi kuchaya boradi. Bu qonuniyatni Si, P, S va Cl elementlarining gidroksidlarida kuzatish mumkin. Bunday gidroksidlar kislota tipida dissotsilanadi. Markaziy ionning zaryadi: Si^{4+} P^{5+} S^{6+} Cl^{7+} (Ionning radiusi, nm: 0,039; 0,034; 0,029; 0,025).

Kislota, asos va tuzlarning xossalari

Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlari hosil bo'ladi, bu ionlar kislotalarga quyidagi muhim xossalarni beradi:

- a) nordon tam;
- b) ular asoslar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- v) indikatorlar rangini o'zgartiradi.

Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlar (aniqrogi gidroksoniy H_3O^+ ionlar) dan boshqa kationlar hosil bo'lmaydi. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan kislotalar suvli eritmalarda dissotsilanganda gidratlangan vodorod ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlar hisoblanadi.

Asoslar dissotsilanganda gidroksid OH^- ionlari hosil bo'lib, ular quyidagi asosiy asos xossalarini hosil qiladi:

- a) bu ionlar kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- b) indikatorlar rangini o'zgartiradi;
- v) o'ziga xos «sovun» mazasiga ega.

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan asoslar eritmalarda gidroksid ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlardir. Asoslarning kuchi kislotalarning kuchi kabi dissotsiatsiya konstantasi miqdori bilan belgilanadi. Asosning dissotsiatsiya konstantasi qiymati qancha yuqori bo'lsa, asos shunchalik kuchli bo'ladi.

Tuzlar dissotsilanganda H^+ ionlardan farq qiluvchi musbat ionlar va gidroksid ionlardan farq qiluvchi manfiy ionlarni hosil qiluvchi elektrolitlardir. Barcha tuzlarning suvdagi eritmaları uchun umumiy bo'lgan ionlar bo'lmaganligi uchun tuzlar umumiy xossaga ega emas.

O'rta tuzlar dissotsilanganda metall kationlari (yoki ammoniy kationi) va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:

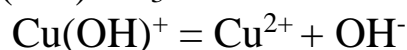
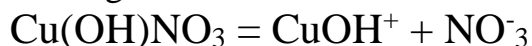


Nordon tuzlar dissotsilanganda eritma metall kationlari, H^+ ionlari va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:



Asosli tuzlar dissotsilanganda kislota qoldig'i anionlari, metall ioni va gidroksidli murakkab kationlar hosil bo'ladi. Bu kationlar ham o'z navbatida

dissotsilanishi mumkin. Shuning uchun asosli tuz eritmasida OH^- ionlari bo'ladi:



Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi kislotalarning umumiy xossalarini ularning eritmalaridagi H^+ ionlarga, asoslarning umumiy xossalari esa ularning eritmalaridagi gidroksid ionlarga bog'liq deb tushuntiradi. Lekin bu mulohaza doimo to'g'ri hisoblanmaydi, chunki kislota va asoslar ishtirokida boradigan shunday kimyoviy reaksiyalar ma'lumki, ular uchun elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini qo'llash mumkin emas. Masalan, tarkibida gidroksid guruh bo'lmagan, lekin asos xossalarini namoyon qiluvchi moddalar ma'lum, jumladan, ammiak kislotalar bilan reaksiyaga kirishib gazlarni hosil qiladi:



Suvsiz muhitda boradigan reaksiyalarni o'rganish kislota va asoslar to'g'risidagi umumiyroq tasavvurlarni yaratilishiga olib keldi. Kislota va asoslar haqidagi hozirgi zamon nazariyalaridan biri 1923 yilda Daniya olimi Brensted va ingliz olimi T.Louri tomonidan yaratilgan protolitik nazariya hisoblanadi. Bu nazariyaga muvofiq kislota proton donori, ya'ni protonni beruvchi zarracha hisoblanib, asos esa proton aktseptoti, ya'ni protonni biriktirib oluvchi zarrachadir.

Suvning elektrolitik dissotsilanishi

Toza suv o'lchash mumkin bo'lgan elektr o'tkazuvchanlikka ega bo'lib, juda kuchsiz elektrolit hisoblanadi. Suv kam darajada bo'lsa ham ionlarga parchalanadi:



Suvning dissotsiatsiya darajasi uy haroratida juda kichik qiymatga ega: $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$, ya'ni suvning 5556000000 molekulasidan faqat bittasi ionlashgan holda bo'ladi. Suvning dissotsiatsiya darajasi juda kichik bo'lishiga qaramay, 1 litr suvdagi H^+ ionlarining soni $6 \cdot 10^{16}$ ga tengdir. Suv kuchsiz elektrolit, uning dissotsiatsiya konstantasi quyidagicha yoziladi:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (t = 22^\circ \text{C})$$

Dissotsilanmagan suv molekularining konsentratsiyasini suvning 1 litridagi umumiy konsentratsiyasiga teng deb olish mumkin, ya'ni:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ (mol/l)}$$

Bunda suvning dissotsiatsiya konstantasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad \text{bundan}$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,8 \cdot 10^{-16}) \cdot (55,56) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$$

Vodorod va gidroksid ionlarning konsentratsiyalarini ko'paytmasi faqat suv uchun emas, balki kislota, asos va tuzlarning suvli eritmalar uchun ham konstanta hisoblanadi. Bu kattalik suvning *ion ko'paytmasi* deb ataladi va K_{H_2O} bilan belgilanadi.

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l } (t^0 = 22 \text{ } ^\circ\text{C}).$$

Vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari bir xil bo'lgan eritmalar neytral eritmalar deb ataladi. Neytral muhit uchun $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$. Kislotali muhitda $[H^+] > [OH^-]$, ishqoriy muhitda esa $[H^+] < [OH^-]$. Suvning ion ko'paytmasidan foydalanib, muhitning har qanday reaksiyasini miqdoriy jihatdan H^+ ionlarning konsentratsiyasi bilan o'lchash mumkin. Bunda quyidagi nisbatni hisobga olish kerak:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \text{ mol/l} \quad \text{va} \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \text{ mol/l}$$

Muhit reaksiyasini miqdoriy jihatdan ifodalash uchun, odatda, H^+ ionlari konsentratsiyasi o'rniga uning manfiy ishora bilan olingan o'nli log'arifmidan foydalaniladi. Bu qiymat *vodorod ko'rsatkich* deb ataladi va pH bilan ifodalanadi:

$$pH = -1g[H^+]$$

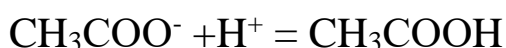
Masalan, agar $[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/l}$ bo'lsa, $pH = 4$ bo'ladi. Neytral eritmalarda ($[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$) $pH = 7$, kislotali eritmalarda $pH < 7$, ishqoriy eritmalarda $pH > 7$ bo'ladi. Eritma muhiti qandayligini (kislotalimi, ishqoriymi yoki neytralmi) aniqlash uchun indikatorlardan foydalaniladi. Indikatorlar o'z rangini H^+ ionlar konsentratsiyasiga bog'liq ravishda o'zgartiruvchi maxsus reaktivlardir. Ko'p ishlatiladigan indikatorlar jumlasiga metiloranj, lakmus, fenolftalein kiradi. Vodorod ionlari konsentratsiyasini indikatorlar yordamida (kolorimetrik usul) o'lchash aniqligi yuqori bo'lmagan usul bo'lsa ham, amalda qulay bo'lib, ko'pgina hollarda qo'llaniladi. Bu usul muhitning pH ga bog'liq holda ba'zi bir organik moddalar eritmalarining rangini o'zgarishiga asoslangan. pH ni o'lchashda ko'pincha bir necha indikatorlar aralashmasi (universal indikator) ishlatiladi. Tekshirilayotgan eritmaga (5-6 ml eritmaga 1-2 tomchi) universal indikator tomiziladi va hosil bo'lgan rang etalon eritmalariga solishtiriladi. Aniq pH ga ega rangli indikator eritmalarini solingan og'zi kavsharlangan probirkalar etalonlar vazafasini o'taydi. Tekshirilayotgan eritma bilan bir xil rangga ega bo'lgan etallonni tanlab, unda ko'rsatilgan pH qiymati yozib olinadi. Eritmaning pHini aniq o'lchash uchun maxsus asboblardan foydalaniladi. Ko'pchilik reaksiyalar uchun pH ning qiymati muhim ahamiyatga ega. Masalan, qishloq xo'jaligi, shuningdek, bir qator sanoat tarmoqlari (ozuq-ovqat, gidroliz, vino, pivo tayyorlash, pishloq tayyorlash kabi tarmoqlar)da boradigan fermentativ reaksiyalarda pH ning ahamiyati katta. Ko'pchilik biologik jarayonlar kuchsiz kislota, neytral va kuchsiz ishqoriy muhitda borib, ularning pH qiymatlari 4-8 oralig'ida bo'ladi. Qishloq

xo'jaligi ekinlarining normal rivojlanishi va ulardan doimo yuqori hosil olish uchun tuproq eritmasining muhiti ma'lum pH ga ega bo'lishi kerak. $\text{pH} < 4$ kichik bo'lganda tuproq eritmasida H^+ , alyuminiy, temir, marganes va boshqa ionlar o'simliklar uchun zararli konsentratsiyada to'planadi, $\text{pH} > 8$ dan oshganda o'simliklar uchun zararli gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi.

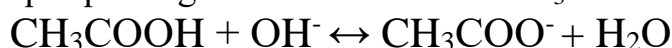
Bufar sistemalar

Bufar eritmalar tabiatda, texnikada katta ahamiyatga ega. Kam miqdorda kuchli kislota va kuchli ishqor qo'shilganda vodorod ko'rsatkichi o'zgarmay qoladigan eritmalar *bufar eritmalar* deb ataladi.

Bufar aralashma, masalan, atsetatli bufer aralashma (CH_3COOH va CH_3COONa aralashmasi) ga ozroq miqdorda kuchli kislota qo'shilsa H^+ (aniqrog'i H_3O^+) ionlar natriy atsetatning dissotsilanishidan hosil bo'ladigan CH_3COO^- ionlarini bog'laydi:

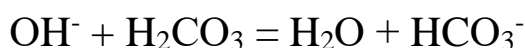


Ozroq miqdorda ishqor qo'shilganda esa OH^- ionlar CH_3COOH bilan ta'sirlashadi:

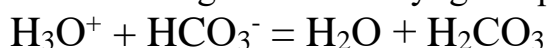


Ikkala holda ham eritma pH i o'zgarmaydi.

Bufar sistemalar hujayra shirasining kislotaligini avtomatik ravishda bir xil ushlab turadi, ya'ni ferment va gormonlarning faoliyati uchun optimal sharoit yaratadi. Sut emizuvchi hayvonlarning qonida bufer sistemalar bo'lib, unda gidroksid ionlarni bog'lab oluvchi karbonat kislota bo'ladi:



Shuningdek qonda H_3O^+ ionlarni bog'lovchi natriy gidroqarbonat ionlari ham bo'ladi:



Eruvchanlik ko'paytmasi

Ma'lumki, qattiq moddalarning erish jarayonida to'yingan eritma hosil bo'lishida eruvchi modda bilan uning eritmadagi molekulari o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Elektrolitlar eriganda eritmaga molekularlar emas, balki ionlar o'tadi. Masalan, tuzning to'yingan eritmasida tuz kristallari bilan eritmaga o'tgan ionlar o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Kam eriydigan bariy sulfat BaSO_4 ning to'yingan eritmasida quyidagi muvozanat holati vujudga keladi:



Bu jarayonning muvozanat konstantasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K_{\text{muv}} = \frac{[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]} \quad \text{yoki} \quad K \cdot [\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

To'yingan eritmada $[\text{BaSO}_4]$ ayni haroratda doimiy qiymatga ega. Buni hisobga olgan holda $K \cdot [\text{BaSO}_4]$ ifodani boshqa konstanta EK bilan belgilash mumkin. Bu konstanta *eruvchanlik ko'paytmasi* deb ataladi. BaSO_4 ning to'yingan eritmasi uchun EK quyidagicha yoziladi:

$$EK_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10} \quad (t^0 = 25^0 \text{C})$$

Yomon eriydigan elektrolitning to'yingan eritmasidagi ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasi *eruvchanlik ko'paytmasi* deyiladi. Eruvchanlik ko'paytmasi yomon eriydigan elektrolitning umumiy eruvchanligi bilan uzviy bog'langan. Eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan foydalanib, ayni elektrolitning umumiy eruvchanligini hisoblab topish mumkin:

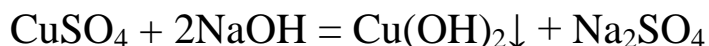
$$C = \sqrt{EK}$$

Kimyoviy reaksiyada ishtirok etuvchi ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasi eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan katta bo'lsa, yomon eruvchi modda cho'kmasi hosil bo'ladi. Agar to'yingan eritmada ayni elektrolit ionlari konsentratsiyalarining ko'paytmasi shu elektrolitning eruvchanlik ko'paytmasidan kichik bo'lsa, bunda cho'kma eriy boshlaydi.

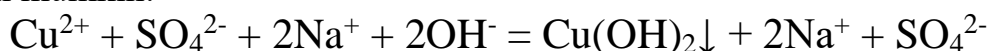
Elektrolit eritmalaridagi almashinish reaksiyalari

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga binoan kislota, asos va tuzlar eritmaları orasidagi reaksiya dissotsilanishdan hosil bo'lgan ionlar ishtirokida boradi. Elektrolit eritmalaridagi almashinish reaksiyalari kuchsiz elektrolitlar, yomon eruvchi va gaz mahsulotlar hosil bo'lgandagina oxirigacha boradi. Bunday reaksiyalar qatoriga cho'kma, gaz moddalar hosil qilish bilan boradigan va neytrallanish reaksiyalari kiradi:

a) Mis (II)- sulfat eritmasiga natriy gidroksid eritmasi qo'shilsa, mis (II) – gidroksid cho'kmasi hosil bo'ladi:



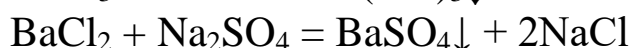
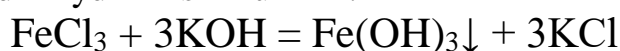
Bu tenglama molekulyar formadagi tenglama deb yuritiladi. Uni ionli shaklda ham ifodalash mumkin:



Bu reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, reaksiya faqat mis va gidroksid ionlari o'rtasida borib, boshqa ionlarda o'zgarish bo'lmaydi. Bu tenglamaning ikki tomonidagi bir xil ionlarni tashlab yozsak, qisqartirilgan ion-molekulyar shakldagi tenglama kelib chiqadi:



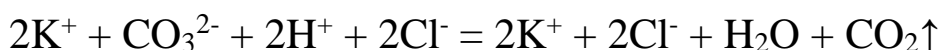
Cho'kma hosil qilish bilan boradigan reaksiyalardan suvda erimaydigan asos hamda tuzlarni olishda foydalanish mumkin:



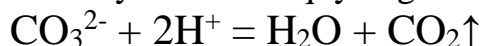
b) Gaz moddalar hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalarga karbonatlarni, masalan kaliy karbonatni kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashuvidan karbonat angidrid ajralib chiqishini ko'rsatish mumkin:



Bu tenglama ionli shaklda quyidagicha bo'ladi:

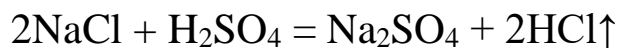


Qisqartirilgan ion-molekulyar shaklda quyidagicha bo'ladi:



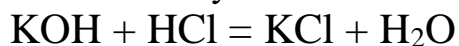
Gaz hosil qilish bilan boradigan reaksiyalar asosida ba'zi kislotalarni olishda

foydalanish mumkin:

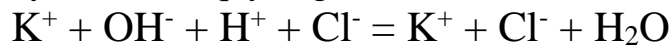


Hosil bo'lgan vodorod xloridni suvda eritib, xlorid kislotani olish mumkin.

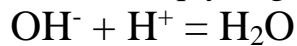
v) Neytrallanish reaksiyasiga kislota va asoslarning o'zaro ta'sirlashuvi natijasida boradigan neytrallanish reaksiyasini ko'rsatish mumkin:



U ion-molekulyar shaklda quyidagicha:



qisqartirilgan ion-molekulyar formada esa quyidagicha yoziladi:



Binobarin neytrallanish reaksiyasida gidroksid ionlari vodorod ionlari bilan birikib, suv molekulasini hosil qiladi. Neytrallanish reaksiyalari natijasida tuzlar olinadi.