

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

**ZAHRIDDIN MUHAMMAD BOBUR NOMIDAGI**

**ANDIJON DAVLAT UNIVERSITETI**

**TABIIY FANALAR FAKULTETI**

**KIMYO YO'NALISHI**

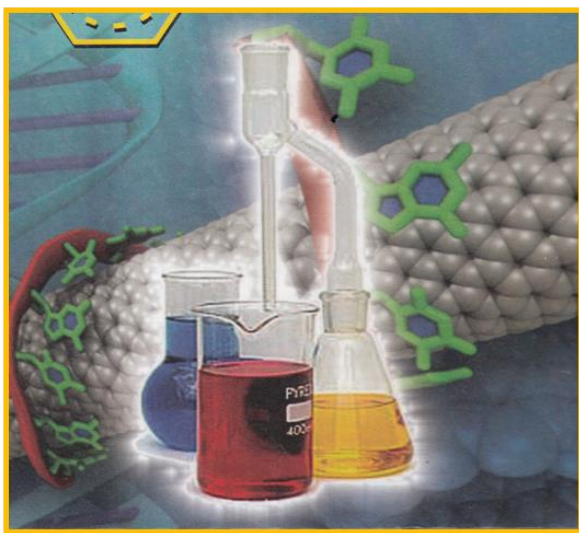
**II BOSQICH "B" GURUH TALABASI**

**MAMADALIYEV ASILBEKNING**

**FIZIK KIMYO FANIDAN TAYYORLAGAN**

# **KURS ISHI**

**Mavzu: Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi.**



**Bajardi:**

**Mamadaliyev.A**

**Ilmiy rahbar:**

**Ro'zimamatova. G**

**Andijon 2016**

## **MUNDARIJA**

|                                              |           |
|----------------------------------------------|-----------|
| <b>KIRISH</b>                                | <b>3</b>  |
| <b>I.ASOSIY QISM.</b>                        | <b>4</b>  |
| I.1. Elektrolitik dissotsillanish nazariyasi | 4         |
| I.2. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar         | 5         |
| I.3. Kislota va asoslarning dissotsilanishi  | 6         |
| I.4. Dissotsilanish darajasi                 | 10        |
| I.5. Eruvchanlik ko'paytmasi                 | 13        |
| I.6. Indikatorlar haqida tushuncha           | 18        |
| I.7. Eritmalarning tibbiyotdagi ahamiyati    | 25        |
| <b>II. XULOSA</b>                            | <b>26</b> |
| <b>III. FOYDALANILGAN ADABIYOTLAR</b>        | <b>27</b> |

## **Kirish**

O'zbekiston Respublikasi Prezidenti I.Karimov O'zbekiston Respublikasi Konstitutsiyasi qabul qilingan kunning 19 yillikka bag'ishlangan tantanali yig'ilishida "Mamlakatimizni modernizatsiya qilish yo'lini izchil davom ettirish taraqqiyotimizning muhim omilidir" mavzusidagi ma'ruzasida 2011 yil "Kichik biznes va xususiy tadbirkorlik yili" deb e'lon qilindi.

Ma'ruzada yoshlarimiz o'zlari egallayotgan eng zamonaviy bilim va ko'nikmalarni amalda joriy etishi uchun kasb hunar kollejlari va oliy o'quv yurtlari bitiruvchilarini kichik biznes va hususiy tadbirkorlik sohalariga keng jalb qilish haqida bordi.

Bu borada O'zbekiston Respublikasi Prezidentining "Ta'lim muassasalarining bitiruvchilarini tadbirkorlik faoliyatiga jalb etish borasidagi" qo'shimcha chora tadbirlar to'g'risidagi parmoni muhim qadam bo'ladi.

Hozirgi keskin raqobat sharoitida innovatsion texnologiyalar va ilm fanni yanada rivojlantirish, iqtidorli yoshlarni ilmiy faoliyatga keng jalb etish o'z ijodiy va intellektual salohiyatini ro'yobga chiqarishlari uchun ularga zarur shart sharoitlar yaratish muhim ahamiyatga ega.

Bu masalaga ustivor ahamiyat bermasdan turib taraqqiyot haqida so'z yuritib bo'lmasligini barchamiz yaxshi tushunamiz. Bugun zamonning o'zi ushbu

masalani siyosatimizning eng muhim yo'nalishlaridan biri sifatida belgilashni taqozo etmoqda.

Alohida katta e'tiborni talab etadigan yana bir masala shuki, hozirgi vaqtda yurtimizda kichik biznes va xususiy tadbirkorlik, asosan, savdo sotiq, xizmat va aloqa sohasida qishloq xo'jalik mahsulotlarini qayta ishlash bo'yicha ko'proq rivoj topmoqda. Lekin, shu bilan birga, sanoat sohasida, yuqori texnologiyalarini talab etadigan zamonaviy ishlab chiqarish tarmoqlarini tashkil etishda, innovatsion va nanotexnologiyalar, farmokologiya va farmaseftika, axborot -kommunikatsiya tizimi, biotexnologiya, muqobil energetika turlaridan foydalanish sohasida, muxtasar aytganda, ilg'or ilm fan yutuqlariga asoslangan kichik biznes va xususiy tadbirkorlikni rivojlantirishga keng yo'l ochib berishimiz zarur.

Kichik biznes va xususiy tadbirkorlik –jamiyatimizning bugungi va kelajak taraqqiyotimiz, farovon hayotimizning mustahkam tayanchi bo'lishi shart.

Hayotni kimyo fanisiz tasavvur qilib bo'lmasligi tufayli, atrofimizda sodir bo'layotgan o'zgarishlarning mohiyatini tushunish uchun moddalarni va ularning kimyoviy o'zgarishlari qonuniyatlarini bilish talab etiladi.

Tabiiy va sintetik kimyoviy moddalardan dori-darmonlar, oziq-ovqat mahsulotlari, kiyim-kechaklar, turmush uchun zarur bo'lgan turli-tuman anjomlar, qurilish materiallari va boshqalar tayyorlashda keng foydalanilmoqda. Bularning barchasi moddalarning fizikaviy va kimyoviy xossalarini o'rganish orqali amalga oshiriladi.

Tirik organizmlar hujayrasining asosiy komponenti suvli eritmalar bo'lib, ular tiriklikni ta'minlovchi hayotiy jarayonlar borishi uchun muhit yoki bevosita ishtirokchi sifatida ahamiyatga ega.

Moddalarning suvli eritmalaridan inson hayotini turli qulayliklar bilan ta'minlashda keng foydalaniladi, masalan, kislota va asoslar eritmaları oddiy energetik akkumlyatorlarda qo'llanilib, harakat vositalarini elektr energiyasi bilan ta'minlash imkonini beradi.

## I. Asosiy qism

### I.1. Elektrolitik dissotsillanish nazariyasi.

1887 yilda ilmiy jurnallardan birida Arreniusning “Suvda erigan moddalar dissotsiatsiyasi” degan maqolasi bosilib chiqdi. Arrenius bu maqolasida eritmalarning elektr o'tkazuvchanligi ustida qilgan o'z tekshirishlarining natijalarini ko'rsatib, eritmalarning elektr o'tkazish xususiyati bilan o'sha eritmalarning Raul hamda Vant-Goff qonunlariga bo'ysunmasligi o'rtasida yaqin bog'lanish borligiga e'tibor berdi.

Arrenius eritma elektr o'tkazuvchanligini o'lchab, uning osmotic bosimi qiymatini, demak, ayni eritma uchun tuzatish koeffitsiyentini hisobladi.

Eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazuvchi moddalar **elektrolitlar** deyiladi.

Eritmasi yoki suyuqlanmasi elektr tokini o'tkazmaydigan moddalar **noelektrolitlar** deyiladi.

Asos, kislota va tuzlarni elektrolitlarga misol bo'ladi. Elektrolitlarning elektr o'tkazuvchanligi ularning molekulalarini musbat va manfiy zaryadlangan ionlarga ajralishiga bog'liq.

Shved olimi S. Arrenius elektrolitlarning xossalarini o'rganib (1887 yil) quyidagi xulosalarga keldi:

Elektrolitlar suvdagi eritmalarida yoki suyuqlanmalarida musbat va manfiy ionlarga dissotsillanadi.

Bu jarayon suvda erigan moddaning kristall panjara tugunlaridagi ionlar yoki kuchli qutblangan kovalent bog'lanishli molekulalarning suvning qutbli molekulalari (dipollari) ta'sirida parchalanishi bilan tushuntiriladi. Qattiq moddalar suyuqlantirilganda esa bu jarayon fizik ta'sir – issiqlik energiya vositasida sodir bo'ladi. Musbat zaryadlangan ionlar kationlar, manfiy zaryadlangan ionlar anionlar deyiladi. Ionlarning uzluksiz harakati elektr tokini o'tkazishga sabab bo'ladi. Elektrolit ionlarga ajralganda bitta molekuladan ikki va undan ortiq ion hosil bo'lishi natijasida eritmadagi zarrachalarning umumiy soni ortadi.

Arrenius o'z nazariyasiga asoslanib kislota va asoslarni ta'riflaydi. Arrenius nazariyasiga muvofiq suvda eriganda vodorod ionlarini ajratadigan elektrolitlar kislotalar deb ataladi. Eritmada vodorod ionlarining konsentratsiyasi qanchalik yuqori bo'lsa, kislota shunchalik kuchli bo'ladi. Suvda eriganda gidroksil ionlarini ajratadigan elektrilitlar asoslar deb ataladi.

1891 yilda I.A. Kablukov dissotsilanish jarayoniga D.I.Mendeleevning gidratlar nazariyasi asosida qarab, erigan modda ionlari erituvchi molekulalari bilan kimyoviy birikib, ionlarning gidratlarini hosil qiladi degan xulosaga keldi. Shu bilan birga I.A.Kablukov Arrenius nazariyasining suvdagi eritmalar bilangina cheklanishini kuzatdi. Agar modda uchun muvofiq erituvchi tanlansa, suvda noelektrolit bo'lgan modda bunday erituvchida elektr tokini o'tkazuvchan bo'lishi mumkin.

Elektrolitlarning eritmalaridagi ionlar suv molekulalari bilan kimyoviy qo'shilishi, ya'ni gidratlanishi sababli ko'pchilik elektrolitlar suvdagi eritmalaridan kristallogidratlar holida ajralib chiqadi: gidratlanish tufayli ionlar o'zaro birikib, molekulalar hosil qilishi qiyinlashadi, ionni qurshab olgan suv molekulalari musbat va manfiy ionlarning bir-biri bilan birikishiga halal beradi, chunki suv elektrostatik tortishuv kuchini vakuumga nisbatan deyarli 80 marta zaiflashtiradi. Agar molekuladagi bog'lanish salmog'i ortsa, dissotsilanish jarayoni ancha sust bo'lib o'ng tomonga chuqur bormaydi, ya'ni teskari tomon boradigan assotsilanish jarayonlari dissotsillanishga nisbatan chuqurroq bo'ladi. Gidratlanish hodisasi eritmalarining elektr o'tkazuvchanligiga ham ta'sir etadi. Masalan, litiy ioni ( $\text{Li}^+$ ) kichik radiusli bo'lgani uchun u ko'proq suv molekulalari bilan gidratlanadi: gidratlangan ionning eritmadagi harakat tezligi susayib (massasi kattalashgani tufayli) ketadi. Shu sababli LiCl eritmasining elektr o'tkazuvchanligiga nisbatan kam bo'ladi. Gidratlanish jarayoni eritmalar rangiga ham ta'sir ko'rsatadi.

## I.2. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar

***Kuchli va kuchsiz elektrolitlar.*** Molekulalari hatto suyultirilgan eritmalarda ham oz darajada dissotsillanadigan elektrolitlar kuchsiz elektrolitlar deb ataladi. Ularga ba'zi kislotalar (masalan, sirka, sianid, karbonat kislotalar va hokazo), ba'zi asoslar (masalan ammoniy gidroksid, organik asoslar va hokazo) va ba'zi tuzlar (masalan,  $\text{Hg}(\text{CN})_2$ ,  $\text{HgCl}$ ,  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$   $\text{FeF}_3$  va hokazo) kiradi.

Kuchsiz elektrolit eritmalarining solishtirma elektr o'tkazuvchanligi eritmada ionlar soniga bog'liq; kuchsiz elektrolitlarning dissotsilanish jarayoni uchun massalar ta'siri qonunini qo'llash mumkin. Arrenius nazariyasi ham kuchsiz elektrolitlarning eritmalarigagina tatbiq etiladi.

Har xil konsentratsiyadagi eritmalarda ham sezilarli darajada yaxshi dissotsillanadigan birikmalar kuchli elektrolitlar deb ataladi. Ularning dissotsillanish darajalari 100 foizga yaqinlashishi mumkin. Kuchli elektrolitlarga deyarli barcha tuzlar, kuchli kislota va kuchli asoslar kiradi. Kuchli elektrolitlarning eritmalaridagi ionlar miqdori ko'p bo'lganligi sababli ular orasidagi ionlararo tortishuv kuchlari ham sezilarli bo'ladi.

Arrenius nazariyasi kuchli elektrolitlarga tatbiq etilmaydi. Atom tuzilishi va kristall panjaralarining (turlari) aniqlangandan keyin 1920 yilda Arrenius nazariyasiga bir necha qo'shimcha kiritishga yo'g'ri keldi. So'ngra kuchli elektrolitlar nazariyasi yaratildi. Bu nazariyaga muvofiq moddalar suvda eriganda ionlarga to'liq ajraladi. Masalan, osh tuzi eritmasida, faqat  $\text{Na}^+$  va  $\text{Cl}^-$  ionlari bo'lib,  $\text{NaCl}$  molekulalari bo'lmaydi. Binobarin osh tuzi eritmada 100 foiz dissotsilangan bo'lishi kerak. Kuchli elektrolitlar uchun dissotsilanish darjasi degan tushuncha o'z ma'nosini yo'qotadi, chunki kuchli elektrolitlarning eritmalarida dissotsillanmagan molekullar bo'lmaydi. Lekin tajribada  $\text{NaCl}$  ning 0,1 n eritmasi uchun  $\alpha = 86\%$  ekanligi aniqlangan. Agar eritmaning konsentratsiyasi oshirilsa  $\alpha$  ning qiymati kamayadi.

Demak, kuchli elektrolitlarning tajribada topilgan dissotsilanish darajasi Arrenius nazariyasi asosida ham va to'la dissotsilanish nazariyasi asosida ham



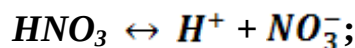
hisoblab topilgan qiymatdan farq qiladi. Kuchli elektrolitlarning dissotsillanish darajasi deganda, tajribada topiladigan qiymat, boshqacha aytganda, effektiv dissotsilanish darajasini tushunishimiz kerak.

### 1.3. Kislota va asoslarning dissotsilanishi

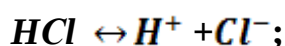
#### ***Kislota, asos va tuzlarning dissotsilanishi.***

Eritmada vodorod kationi ( $H^+$ ) va kislota qoldig'i anioniga dissotsillanuvchi birikmalar kislotalar deyiladi.

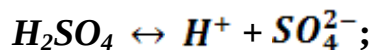
Masalan, nitrat kislotaaning dissotsilanishi:



Xlorid kislotaaning dissotsilanishi:



Sulfat kislotaaning dissotsilanishi:

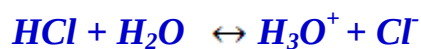


Dissotsilanish jarayoni qaytar, ya'ni ham to'g'ri va ham teskari yo'nalishda sodir bo'ladi. Shuning uchun dissotsilanish jarayoni tenglamasida tenglik belgisi  $\leftrightarrow$  qo'llaniladi. Dissotsiatsiyaga teskari jarayon bu assotsillanish deyiladi.

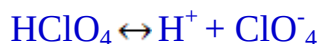
Eritmada  $H^+$  ionining mavjudligi eritmalarining kislotali xususiyatiga sabab bo'ladi. Ta'kidlash joizki, suvli eritmada kislotaaning dissotsilanishidan hosil bo'lgan vodorod ioni  $H^+$  erkin holatda bo'lmay donor-akseptor mexanizmi bo'yicha suv molekulasiga birikib olib gidroksoniy ioni hosil qiladi:



Demak misol uchun, xlorid kislotaning dissotsilanishi tenglamasini quyidagicha yozish lozim:

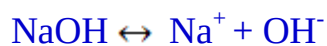


Erituvchi molekularining vodorod ioni (proton) ni o'ziga biriktirib olish qobiliyati (ya'ni protonakseptorligi) qancha kuchli bo'lsa kislotaning dissotsilanishi shuncha osonlashadi. Masalan, sirka kislotaning  $CH_3COOH$  ning suvga nisbatan suyuq ammiakda dissotsilanishi kuchliroq sodir bo'ladi. Demak, sirka kislota  $CH_3COOH$  suvli eritmada oz dissotsillangani uchun kuchsiz kislota hisoblansa, ammiakli eritmada esa u kuchli kislotaadir. SHunday qilib, dissotsilanish tenglamasining yuqoridagi oxirgi ko'rinishdagi yozuvi moddaning dissotsilanishiga erituvchi tabiatining ta'sirini yaqqolroq ifodalaydi. Biroq, dissotsilanish tenglamalarini soddalashtirish maqsadida, odatda tenglamada erituvchi molekulasini formulasi ko'rsatilmaydi.  $H_3O^+$  o'rniga esa  $H^+$  yoziladi. Misol uchun, perxlorat kislotaning dissotsilanishi:

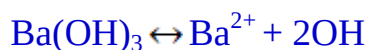


Asoslar eritmalarida metall ioni bilan birgalikda gidroksid ionlariga dissotsillanadi.

Masalan, natriy gidroksidining dissotsilanishi:



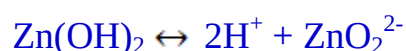
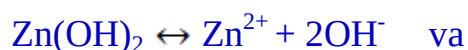
Bariy gidroksidining dissotsilanishi:



Asoslarning eritmalarida  $\text{OH}^-$  ionlarining mavjudligi ishqoriy muhit hosil qiladi.

Ba'zi metallarning gidroksidlari ham kislota, ham asos xossalarini namoyon qiladi. Bunday gidroksidlar amfoter gidroksidlar deyiladi.

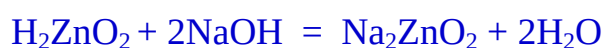
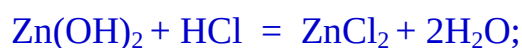
Masalan, ruh gidroksidining dissotsilanishini ikki ko'rinishda yoziladi:



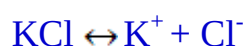
Umumiy holatda;



Demak ruh gidroksidining molekulyar formulasini ikki xil ko'rinishda yozish mumkin:  $\text{Zn(OH)}_2$  yoki  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$ . Shuning uchun ruh gidroksid bilan ham reaksiyaga kirishadi:



Tuzlar eritmalarida metall ionlari bilan kislota qodig'i ionlarga dissotsillanadi. Masalan:



Suvdagi eritmalarida ionlarga to'liq ajraladigan elektrolitlar kuchli elektrolitlar deyiladi.

Ular jumlasiga  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HCl}$ , va boshqa kuchli kislotalar,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ , kabi kuchli asoslar va suvda yaxshi eriydigan tuzlar kiradi.

Suvdagi eritmalarida qisman dissotsillanib juda oz miqdorda ionlar hosil qiluvchi elektrolitlar kuchsiz elektrolitlar deyiladi.

Kuchsiz elektrolitlarga kuchsiz kislotalar ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ) qiyin eruvchi asoslar, shuningdek  $\text{NH}_4\text{OH}$  va qiyin eriydigan tuzlar kiradi.

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

### ***Ion tuzilishidagi kristallarining eritmada dissotsiatsiyasi.***

Natriy xlorid  $\text{NaCl}$  kristallari suvga tushirilganda kristallar yuzasidagi  $\text{Cl}^-$  ionlariga suvning dipollari o'zining musbat zaryadlangan tomoni bilan,  $\text{Na}^+$  ionlariga esa manfiy tomoni bilan elektrostatik tortiladi (ion dipol ta'sir). Ionlarining suv dipollari bilan bunday o'zaro ta'siri natijasida kristallarining ionlari o'rtasidagi bog'lanish bo'shashadi va ular eritmaga gidratlangan ionlar holida o'tadi.

Qutbli kovalent bog'lanishli moddalarning erishidagi dissotsiatsiyasi.

Qutbli molekulalarning (masalan  $\text{HCl}$ ) suv bilan o'zaro ta'siri natijasida (dipol-dipol ta'siri) dipollararo bog'lanish vujudga kelib, eruvchi modda molekulasi qutblanadi. Natijada eruvchi modda ionli holatga o'tadi va ionlarga parchalanadi. Qutbli molekuladan hosil bo'lgan ionlar ham gidratlanadi.

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.

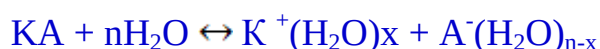
2. Elektr toki ta'sirida musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar anodga tortiladi. Shu sababli ularni mos ravishda kationlar va anionlar deb ataladi.

### 3. Dissotsiatsiya qaytar jarayondir.

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

Eritmasi elektr tokini o'tkazmaydigan moddalarni noelektrolitlar deyiladi. Noelektrolitlarga kislorod, shakar, glukoza, 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 ioni eritmada gidroksoniy ion holida bo'lishi aniqlangan:



Qutbli kovalent bog'lanishli moddalar molekularidagi atomlar orasidagi bog' qutbli suv molekulari 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:

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

bunda:  $E$  — erituvchining dielektrik o'tkazuvchanligi.

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

Biologik suyuqliklarda va to'qimalarda turli ionlar juda ko'p:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$  va boshqalar. Inson organizmidan doimo suv chiqib ketadi: asosan peshob orqali, qisman terlash va nafas olish sistemasi orqali yo'qotiladi. Ayniqsa peshob tarkibida anorganik ionlar ko'p bo'ladi. Organizmda suv almashinuvi tuzlarning kirib kelishi va chiqib ketishiga bog'liq.

#### I.4. Dissotsilanish darajasi

**Dissotsilanish darajasi.** Ionlarga ajralgan molekulalar sonining umumiy molekulalar soniga nisbati dissotsilanish darajasi deyiladi:

$$a = \frac{n}{N},$$

bunda:  $a$  — dissotsilanish darajasi;  $n$  — ionlarga ajralgan molekulalar soni;  $N$  — umumiy molekulalar soni.

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

— kuchli kislotalar  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  lar kiradi;

— kuchli asoslarga I va II guruh metallarining asoslari olinishi mumkin ( $\text{Be}(\text{OH})_2$  va  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  dan tashqari);

— barcha suvda eruvchan tuzlar ham kuchli elektrolitlarga kiradi. Ba'zi elektrolitlarning 0,1 n eritmaları uchun dissotsilanish darajasi 1-jadvalda keltirilgan. Bu qiymatlarga qarab elektrolitlar kuchi to'g'risida xulosa chiqarish mumkin.

**18° C da elektrolitlarning 0,1 n eritmaları uchun dissotsialanish darajasining  
qiymatlari**

| <b>Elektrolit</b>                  | <b><math>\alpha</math>, %</b> | <b>Elektrolit</b>         | <b><math>\alpha</math>, %</b> |
|------------------------------------|-------------------------------|---------------------------|-------------------------------|
| <b>H<sub>2</sub></b>               | <b>0,07</b>                   | <b>HNO<sub>3</sub></b>    | <b>92</b>                     |
| <b>HgCJ<sub>2</sub></b>            | <b>1,0</b>                    | <b>HI</b>                 | <b>92</b>                     |
| <b>NH<sub>4</sub>OH</b>            | <b>1,34</b>                   | <b>HCl</b>                | <b>91</b>                     |
| <b>CH<sub>3</sub>COOH</b>          | <b>1,34</b>                   | <b>KOH</b>                | <b>91</b>                     |
| <b>HF</b>                          | <b>8,5</b>                    | <b>NaOH</b>               | <b>91</b>                     |
| <b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b> | <b>27</b>                     | <b>KCl</b>                | <b>86</b>                     |
| <b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b> | <b>34</b>                     | <b>NaCl</b>               | <b>86</b>                     |
| <b>CuSO<sub>4</sub></b>            | <b>38</b>                     | <b>NaNO<sub>3</sub></b>   | <b>83</b>                     |
| <b>MgSO<sub>4</sub></b>            | <b>42</b>                     | <b>Ba(OH)<sub>2</sub></b> | <b>77</b>                     |
| <b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> | <b>58</b>                     | <b>CaCl<sub>2</sub></b>   | <b>75</b>                     |
|                                    | <b>72</b>                     | <b>Ca(OH)<sub>2</sub></b> | <b>75</b>                     |

Kuchsiz elektrolitlar uchun dissotsialanish 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 ( $d$  – elementlar gidoksidlari va  $NH_4OH$ ).
- ba'zi anorganik kislotalarni:  $H_2S$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $HClO$ ,  $HCN$ ,  $H_2SO_3$  olish mumkin.

Ba'zi organik va anorganik kislotalar esa o'rtacha kuchli elektrolitlar qatoriga kiritiladi:  $H_2C_2O_4$ ,  $HCOOH$ ,  $H_3PO_4$ .

Dissotsialanish jarayoni eritma konsentratsiyasiga, elektrolit tabiatiga va haroratga bog'liq. Harorat ortishi dissotsialanish darajasining qiymati yuqori

bo'lishiga olib keladi. Kuchsiz elektrolitlar uchun dissotsialanish darajasi konsentratsiya kamaysa ortadi.

2-jadval

**25°C da sirka kislota eritmasi uchun dissotsilanish darajasining eritma konsentratsiyasiga bo'g'liqligi**

|      |      |      |      |      |       |       |
|------|------|------|------|------|-------|-------|
| C,M  | 0,2  | 0,1  | 0,05 | 0,01 | 0,005 | 0,001 |
| a, % | 0,95 | 1,40 | 1,90 | 4,20 | 6,00  | 12,40 |

Dissotsialanish jarayonini dissotsialanish konstantasi bilan tavsiflash mumkin:

$K$  — elektrolitning dissotsilanish konstantasi;  $[H^+]$  va  $[NO_2^-]$  — ionlarning molar konsentratsiyasi;

$[HNO_2]$  — dissotsiyanmagan kislotaning 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.

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

Agar  $[H^+] = a \cdot C$ ;  $[NO_2^-] = a \cdot C$ ;  $[HNO_2] = (1 - a) \cdot C$ ,

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

Bu tenglama Ostvaldning suyultirish qonunini ifodalovchi tenglama deyiladi.  $a$  ning qiymati qanchalik katta bo'lsa,  $K$  ning qiymati ham shuncha katta bo'ladi. Juda kuchsiz elektrolitlar uchun  $1 - a \approx 1$  bo'lsa,  $K \approx a^2 \cdot C$  qiymatga teng bo'ladi:

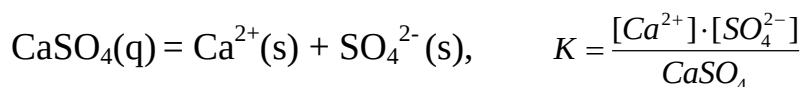
$$a = \sqrt{K/C}.$$



Agar konsentratsiya 100 marta kamaysa, dissotsialanish darajasi 10 marta ortadi.

### I.5. Eruvchanlik ko'paytmasi

**Eruvchanlik ko'paytmasi.** Qiyin eriydigan moddalarning ( $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{BaSO}_4$  va boshqalar) to'yingan eritmasida cho'kma bilan erigan modda ionlari o'rtasida muvozanat qaror topadi. Masalan,  $25^\circ\text{C}$  da  $\text{CaSO}_4$  eritmasida:



Kasrning maxrajidagi  $K[\text{CaSO}_4] = K_1$  o'zgarmas qiymatga uning 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:

$$EK = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 2,25 \cdot 10^{-4}.$$

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

**25°C da ba'zi qiyin eruvchan tuzlarning eruvchanlik ko'paytmasi**

| Birikmalar        | Eruvchanlik ko'paytmasi | Birikmalar          | Eruvchanlik ko'paytmasi |
|-------------------|-------------------------|---------------------|-------------------------|
| CaSO <sub>4</sub> | $2,25 \cdot 10^{-4}$    | Zn(OH) <sub>2</sub> | $1 \cdot 10^{-17}$      |
| CaCO <sub>3</sub> | $5 \cdot 10^{-9}$       | FeS                 | $5 \cdot 10^{-18}$      |
| BaSO <sub>4</sub> | $1,1 \cdot 10^{-10}$    | Cu(OH) <sub>2</sub> | $2,2 \cdot 10^{-20}$    |
| 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 <sub>2</sub> S   | $1 \cdot 10^{-48}$      |
| AgI               | $1 \cdot 10^{-16}$      | HgS                 | $1 \cdot 10^{-52}$      |

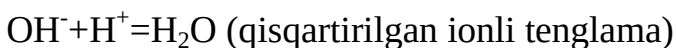
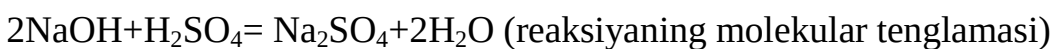
Qator farmatsevtik preparatlar tahlilida cho'ktirish usuli keng qo'llaniladi, bu usul yomon eriydigan moddalarning eruvchanligiga asoslangan. Klinik tahlilda ham peshob tarkibini aniqlashda, oshqozon shirasi tekshirilganda, qon tarkibi va sanitariyan - gigiyena tekshiruvlarida cho'ktirish usuli keng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

Moddalarning suvdagi eruvchanligi va uning toksik ta'siri orasida bog'liqlik bor. Agar organizmga ko'p miqdorda Al<sup>3+</sup> kiritilsa, erimaydigan fosfatlar hosil bo'lishi hisobiga raxit paydo bo'ladi.

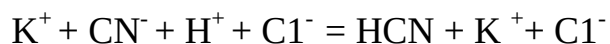
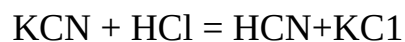
**Ionli reaksiyalar va ionlar muvozanatining siljishi.** Barcha elektrolitlar ishtirokida amalga oshadigan reaksiyalar ionlar orasida sodir bo'ladi. Bunday reaksiyalar ionli reaksiyalardir. Ion almashinish reaksiyalariga quyidagilar kiradi:

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

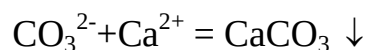
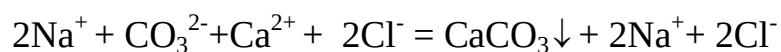
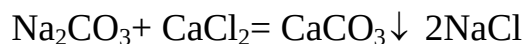
- 2.



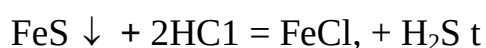
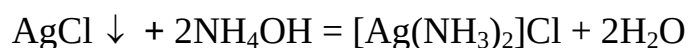
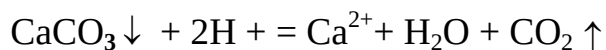
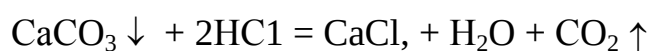
2. Reaksiya paytida kuchsiz elektrolitlarning hosil bo'lishi ham ion almashinuv reaksiyalari tufayli sodir boladi:

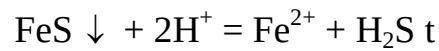
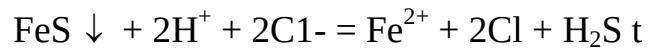


3. Reaksiya davomida yomon eriydigan moddalar hosil bo'lishi yuz bersa:

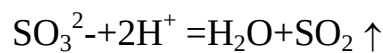
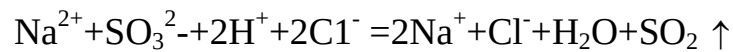
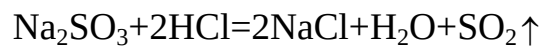


4. Ba'zi reaksiyalarda reaksiya boshida olingan cho'kma reaksiya davomida eritmaga o'tishi mumkin. Bu paytda eruvchanlik yaxshilanadi yoki reaksiya davomida gaz modda hosil bo'lishi kuzatiladi.

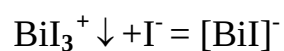
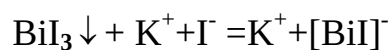
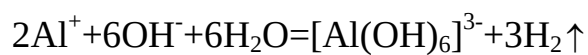
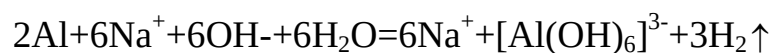
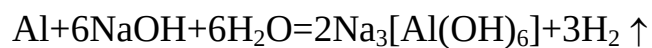




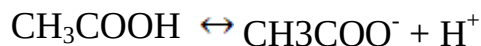
5. Reaksiya paytida gaz moddalarning hosil bo'lishi orqali ham ion almashinish reaksiyalari yuzaga keladi:



6. Reaksiya davomida kompleks birikmalar hosil bo'lsa:



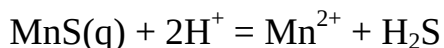
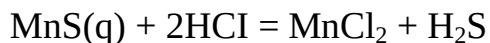
Ionlar orasidagi reaksiyalar doimo muvozanatda bo'ladi. Agar sirka kislota eritmasiga natriy atsetat qo'shilsa muvozanat chapga, ya'ni molekulalar hosil bo'lishi tarafiga qarab siljiydi:



Eritmaga kuchsiz elektroliti bilan bir xil ionga ega bo'lgan elektrolit qo'shilsa, muvozanat kuchsiz elektrolitning dissotsiylanish darajasi kamayish tarafiga qarab suriladi. Agar sirka kislota eritmasiga biror kuchli kislota, masalan, HCl qo'shilsa, muvozanat ionlar konsentratsiyasini kamayishi (chapga) tarafiga qarab siljiydi.

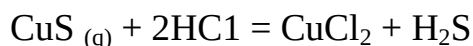
Ionlar konsentratsiyasi ortishi uchun bu eritmaga ishqor qo'shish kerak bo'ladi.

Kam eriydigan tuz MnS(q) xlorid kislota eritilsa, erish jarayoni oson sodir bo'ladi:



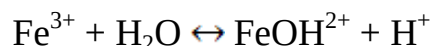
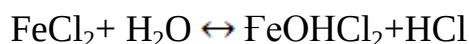
Eruvchanlik ko'paytmasiga ko'ra  $E_{\text{K}_{\text{MnS}}} = 2,5 \cdot 10^{-10}$  ga teng.  $K_{\text{H}_2\text{S}} = 6 \cdot 10^{-22}$ . Shuning uchun muvozanat o'ngga surilgan.

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



$E_{\text{K}_{\text{CuS}}} = 6 \cdot 10^{-36}$ ; bu qiymat H<sub>2</sub>S ning dissotsiylanish konstantasidan ancha kichik, shuning uchun muvozanat bu jarayonda chapga siljigan. Mis sulfidi xlorid kislotasida erimaydi.

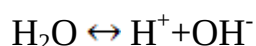
Ba'zan gidroliz reaksiyalaridagi muvozanatning siljishiga ham ionlarning qo'shilishi ta'sir etadi:



Muvozanatni o'ngga siljitish uchun suyultirish yoki FT ionlarini bog'lash, ya'ni ishqor qo'shish kerak. Muvozanatni chapga surilishi uchun esa eritmadagi  $\text{H}^+$  ionlarini ko'paytirish talab etiladi.

Neytrallanish reaksiyalari laboratoriyalarda oshqozon shirasi kislotaligini aniqlashda, xlorid, sulfat, borat kislota kabi anorganik kislotalarni, 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:

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

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

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = K_D [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \frac{1000}{18} = 1 \cdot 10^{-14}.$$

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

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

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

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

$$pH = -\lg[H^+],$$

Shunga o'xshash  $pOH = -\lg[OH^-]$ .

Toza suvning pH qiymati  $pH = -\lg[10^{-7}] = -(-7) \lg 10 = 7$  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 soni qabul qiladi.

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

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

## I.6. Indikatorlar haqida tushuncha

**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, uning rangi anchagina keng chegarada o'zgaradi. Rangli jadval bilan solishtirish orqali bu indikator pH ni 0 dan 14 gacha  $\pm 1$  aniqlikda topishga imkon beradi.

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

**pH ning tibbiyotdagi ahamiyati.** Biologik suyuqliklar, to'qimalar pH qiymati o'zgaras qiyamatga ega bo'ladi. 4 - jadvalda ba'zi biologik suyuqliklarning pH qiymati keltirilgan.

4-jadval

#### Ba'zi biologik suyuqliklarning pH qiymati

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

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 suyuqligining pH qiymati, ko'z yoshlari, oshqozon shirasi doimiy pH qiymatiga ega. Biologik suyuqliklarda pH ning doimiyligi bufer tizimlar tufayli ushlab turiladi.

Ba'zan to'qimalarda ketayotgan reaksiyalardagi fermentlarning biologik faolligi suyuqliklarning pH qiymatiga bog'liq. Oshqozon shirasi fermenti pepsinning faolligi  $\text{pH}=1$  eng faol hisoblanadi. Oqsillar va peptidlar girolizini kuchaytiradigan oshqozon osti bezlari — tripsin va ximiotripsinning faolligi kuchsiz ishqoriy muhitda yuqoridir.

Qondagi pH ning odatdagi holatdan ( $\text{pH}=7,4$ ) kislotali muhitga qarab o'zgarishi asidoz 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'g'risidagi zamonaviy tasavvurlar.*** Arrenius nazariyasiga ko'ra kislotalar dissotsilanganda  $\text{H}^+$  kationi hosil qiladigan moddalardir. Asoslar dissotsilanganda  $\text{OH}^-$  anioni hosil bo'ladi. Sharoitga qarab ham  $\text{H}^+$  va ham  $\text{OH}^-$  anioni hosil qiladigan moddalar amfoter elektrolitlar deyiladi. Lekin bunday qarashlar anchagina kamchiliklarga ega bo'lib, ulardan eng muhimlari:

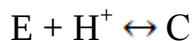
- dissotsilanish sababini va bunda erituvchining o'rni hisobga olinmagan;
- kislota va asoslarning ta'rifi ham juda to'g'ri emas. Shunday organik moddalar borki (sulfadimezin) ular vodorod ioni ajratmaydi, lekin kislota xossalariga ega;
- ayni paytda trimetilamin, geksametilentetramin, amidopirin kabi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

***Brensted-Louri ta'rifi.*** 1923-yil daniyalik olim Brensted va ingliz olimi Louri tomonidan ishlab chiqilgan. Agar sistema o'zidan proton ajratsa (protonlar donori) kislota, agar o'zi proton bilan biriksa asos hisoblanadi. Demak,

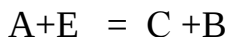
neytrallanish reaksiyasi protonning kislotadan asosga o'tishi bilan sodir bo'ladi. Protonni yo'qotib kislota asosga aylanadi, chunki hosil bo'lgan modda proton biriktirib kislota aylanadi:



kislota asos proton



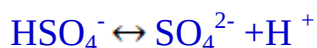
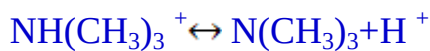
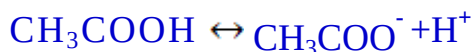
asos proton kislota



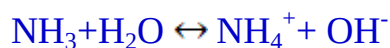
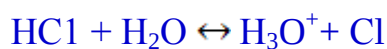
kislota+asos kislota+asos

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

Kislota Asos



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

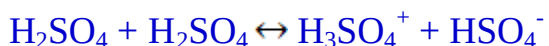
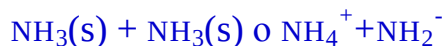
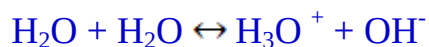


Barcha bu jarayonlar muvozanatda bo'lib, moddalarning proton berish qobiliyatiga bog'liq. HCl eritmasida muvozanat o'ngga surilgan, chunki HCl protonlarning donori hisoblanadi. Cl<sup>-</sup> ionlari HCl nisbatan kuchsiz asosdir. NH<sub>3</sub> ishtirokida kuchsiz kislota H<sub>2</sub>O ga kuchli asos OH<sup>-</sup> to'g'ri keladi.

Kislotalarning kuchi ularning dissotsilanish konstantasi bilan tavsiflanadi. Odatda, kislotaning dissotsilanish konstantasi (K<sub>a</sub>) emas, balki uning logarifmi olinadi (pK<sub>a</sub>). Indeksdagi «a» asidum - kislota so'zining bosh harfidan olingan. Masalan, CH<sub>3</sub>COOH uchun pK<sub>a</sub>=4,76. NH<sub>4</sub>OH uchun pK<sub>s</sub>= 4,75.

Shunga o'xshash asoslar uchun ham asoslik konstantasi mavjud, u ham deb belgilanadi, «b» indeksi base — asos so'zining bosh harfidan olingan. Asoslarda ham ko'pincha bu qiymat o'rniga uning logarifmi (pK<sub>(q)</sub>) olinadi. Masalan, rux gidroksidi uchun pK<sub>b</sub>= 4,36 va pK<sub>0</sub>= 8,83 ga teng.

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



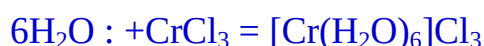
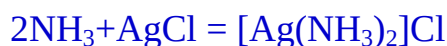
Eriganda o'z kationlarining konsentratsiyasini oshiradigan erituvchilar kislotalar, o'z anionlari konsentratsiyasini oshiradigan erituvchilar asoslar deyiladi. Ko'pgina reaksiyalar eritmada ketgani uchun bunda erituvchining xossalarini bilish juda muhimdir.

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<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 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 solvatatsiyaga uchraydigan suyuqliklar kiradi ( $\text{CCl}_4$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$  va boshqalar).

Dissotsiyalanmaydigan lekin kuchli solvatlanadigan qutbli erituvchilar (dimetilformamid, dimetilsulfoksid va boshqalar) hamda kuchli qutblangan autodissotsilanadigan erituvchilar kiradi ( $\text{POCl}_3$ ,  $\text{BrF}_3$  va boshqalar).

**Lyuis ta'rifi.** 1923-yil amerikalik kimyogar Lyuis taklifiga ko'ra kislota elektron juft akseptorlaydigan modda, asos bo'lsa elektron juft beradigan moddadir. Kislota va asosning o'zaro ta'siri donor-akseptor mexanizm bo'yicha boradi:



Ammiak bo'linmagan elektronlar juftiga ega bo'lgani uchun asos bo'ladi, koordinatsion to'yinmagan modda  $\text{AgCl}$  kislota hisoblanadi.

Lyuis fikricha barcha odatdagi ligandlar ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  va boshqalar) asoslar hisoblanib, barcha metallarning ionlari kislotalardir. Metall ionining ligandga munosabati lyuis kislotaligi deyiladi. Ayni holatda ligandning metall ion 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 origan sari kamayadi ( $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NR}_3$ ,  $\text{R}_3\text{P}$ ,  $\text{R}_3\text{As}$ ,  $\text{R}_3\text{Sb}$ ).

I guruhga ishqoriy va ishqoriy yer metallarining ionlari kiradi, shuningdek  $\text{Ti}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ . Bu guruh metall ionlari (kislotalar) kam qutblanadi va yengil hamda kam qutblanadigan ligand (asos)lar bilan ta'sirlashadi. Bunday kislota va asoslar qattiq hisoblanadi.

II guruhga og'ir metallar ionlari kiradi. Masalan,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$ ,  $\text{Pt}^{2+}$ ,  $\text{Pt}^{4+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cu}^+$  ionlari kiradi. Bu guruh metall ionlari va ligandlari katta hajmga ega, oson qutblanadi. Ana shunday kislota va asoslar yumshoq hisoblanadi.

***Aktivlik, aktivlik koeffitsiyenti. 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 ishlalab chiqilgan bo'lib, ionlar orasidagi elektrostatik ta'sirning eritma xossalariga 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 markaziy ionda eng yuqori bo'lib undan uzoqlashgan sari kamayadi. Ion atmosferasining zichligi va o'lchami elektrolit eritmasining termodinamik xossalariga bog'liq.

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

Konsentratsiya va ion kuchi o'zgarishi bilan dissotsilanish konstantasidagi o'zgarishlarni tavsiflaydigan kattalik aktivlik deyiladi.

1907-yil amerikalik olim Lyuis konsentratsiyani to'laroq ifodalash uchun aktivlik tushunchasini kiritdi. Aktivlik shunday kattalik bo'lib, uni massalar ta'sir qonuni ifodasiga qo'yilsa bu tenglama har qanday konsentratsiyada o'rinli bo'lib qoladi. Demak, aktivlik haqiqiy konsentratsiyadir. Aktivlik quyidagi formula orqali aniqlanadi:

$$a = \gamma \cdot C.$$

Bunda:  $a$  — erigan moddaning aktivligi,  $\text{mol/l}$ ,  $C$  — erigan moddaning konsentratsiyasi,  $\gamma$  — aktivlikning molar koeffitsiyenti (u o'lchamsiz kattalik).

Agar molal konsentratsiya olinsa, aktivlik koeffitsiyenti molal aktivlik koeffitsiyenti 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'lash mumkin:

$$K_a \frac{a_{H^+} \cdot a_{A^-}}{a_{HA}} = \frac{[H^+] \cdot [A^-] \cdot \gamma_-}{[HA] \cdot \gamma_{HA}},$$

$K_a$  — termodinamik dissotsilanish konstantasi deyiladi. Bu qiymat eritmadagi ion kuchiga bog'liq emas.

Suyultirilgan eitmalarida aktivlik koeffitsiyenti birga teng, aktivlik va molarlik o'zaro teng bo'ladi. Demak, aktivlik ideal eritmalarining real eritmalaridan farqini baholashda qo'llanilishi mumkin. Aktivlik koeffitsiyenti eritmaning ion kuchiga bog'liq bo'lib, elektrolit tabiatiga bog'liq emas. Turli zaryadli ionlarning kuchi 5 -jadvalda keltirilgan.

*5-jadval*

**Eritmalardagi turlicha zaryadlangan ionlarning aktivlik koeffitsiyentlarining qiymati**

| Eritmaning ion kuchi | Ionlarning aktivlik koeffitsiyenti |               |              |
|----------------------|------------------------------------|---------------|--------------|
|                      | Bir zaryadli                       | Ikki zaryadli | Uch zaryadli |
| <b>0</b>             | <b>1,0</b>                         | <b>1,00</b>   | <b>1,00</b>  |
| <b>0,001</b>         | <b>0,97</b>                        | <b>0,87</b>   | <b>0,73</b>  |
| <b>0,002</b>         | <b>0,95</b>                        | <b>0,82</b>   | <b>0,64</b>  |
| <b>0,005</b>         | <b>0,93</b>                        | <b>0,74</b>   | <b>0,51</b>  |
| <b>0,01</b>          | <b>0,90</b>                        | <b>0,66</b>   | <b>0,39</b>  |
| <b>0,05</b>          | <b>0,81</b>                        | <b>0,44</b>   | <b>0,15</b>  |
| <b>0,10</b>          | <b>0,76</b>                        | <b>0,33</b>   | <b>0,08</b>  |

Erimaning ion kuchi — elektrolit eritmasidagi ionlarning elektrostatik ta'sirini tavsiflab beradigan kattalikdir. Ion kuchi qiymati barcha ionlar konsentratsiyasi va zaryadi ko'paytmasining yig'indisini yarmiga teng:

$$I = \frac{(C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + C_3 Z_3^2 + \dots)}{2}$$

Bunda  $C_1, C_2, C_3$  eritmada har xil ionlarning molar 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.

## I.7. Eritmalarning tibbiyotdagi ahamiyati

***Eritmalarning tibbiyotdagi ahamiyati.*** Biologik suyuqliklar va to'qimalar tarkibida  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$  va boshqa qator ionlar bor. Ko'p biokimyoviy jarayonlar va yuqori molekular 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 yetishmagandagi 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  $\text{K}^+$  ionlarining almashinuvi nerv va muskul to'qimalarining faoliyati uchun kerak. Ovqatlanish orqali  $\text{K}^+$  ionlarining 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.



## II. Xulosa

Elektrolitik dissotsilanishning ahamiyati shundaki, u elektrolitlarning suvdagi eritmalarida sodir bo'ladigan juda ko'p hodisa va jarayonlarni tushuntirib berdi. Lekin u suvdan boshqa erituvchilardagi eritmalarda boradigan jarayonlarni tushuntirib bera olmaydi. Masalan, agar ammoniy xlorid suvdagi eritmada tuzlarga o'xshasa, suyuq ammiak kislota zossasini namoyon qiladi. Natijada vodorod ajralib chiqadi.

“Dissotsilanish” termining o'zi molekulalarning bir necha oddiy zarrachalarga bo'linishini ifodalaydi.

Elektrolitlar fan va texnikada muhim ahamiyatga ega. Ular elektroliz o'tkazishda va ko'p kimyoviy sintezlarda muhit vazifasini bajaradi. Tirik organizmlarning hamma suyuq sistemalarida elektrolit bo'ladi.

### **III. Foydalanilgan adabiyotlar**

1. I. Asqarov, K. G'opirov, Kimyo asoslari, Toshkent: "O'zbekiston milliy ensiklopediyasi" 2011 yil. 229-233 betlar.
2. I.R. Asqarov, Sh.H. Abdullayev, O.Sh. Abdullayev, Kimyo, Toshkent: "Tafakkur" 2013 yil. 102-109 betlar.
3. N.A. Parpiyev, H.R. Rahimov, A.G. Muftahov, Anorganik kimyo, Toshkent: "O'zbekiston" 2000 yil. 296 – 307 betlar.
4. 6. З.С.Саидносирова. «Анорганик химия», Т., «Укитувчи», 1983. 179-183 бетлар.
5. X. To'xtayev, R.Aristonbekov, K.Cho'lponov, Anorganik kimyo, Toshkent: "Noshir" 2011 yil. 106-110 betlar.
6. Yosh ximik ensiklopedik lug'ati, Toshkent: "Pedagogika" 1990 yil 451-454 betlar.
7. [www.ZiyoNet.uz](http://www.ZiyoNet.uz)
8. [www.Google.ru](http://www.Google.ru)
9. [www.Kutubxona.uz](http://www.Kutubxona.uz)