

Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi

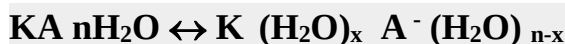
Bu nazariyani 1887 yilda shved olimi S.Arrenius yaratgan. Uning mohiyati quyidagilardan iborat:

1. Elektrolitlar suvdagi eriganda musbat va manfiy zaryadli ionlarga ajraladi. Bu jarayonni elektrolitik dissotsiatsiya deb ataladi.
2. Elektr toki ta'sirida musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar anodga tortiladi. Shu sababli ularni mos ravishda kationlar va anionlar deb ataladi.
3. Dissotsiatsiya qaytar jarayondir.

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

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

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



Masalan, vodorod ioni eritmada gidroksoniy ioni 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:

$$e_1 \cdot e_2$$

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

$$E \cdot r^2$$

E - erituvchining dielektrik o'tkazuvchanligi.

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

6.5. Dissotsialanish [darajasi](#)

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

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

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

$$N$$

α - dissotsiyanish darajasi; n - ionlarga [ajralgan molekulalar soni](#); N - umumiy molekulalar soni.

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

- kuchli kislotalar HCl , HBr , HJ , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$, $HMnO_4$, H_2CrO_4 , $HClO_3$, $H_2Cr_2O_7$ lar kiradi;

- kuchli asoslarga I va II guruh metallarining asoslari olinishi mumkin $Be(OH)_2$ va $Mg(OH)_2$ [dan tashqari](#);

- barcha suvda eruvchan tuzlar ham kuchli elektrolitlarga kiradi. Ba'zi elektrolitlarning 0,1 n eritmalari uchun dissotsiyanish darajasi quyidagi 12- jadvalda keltirilgan.

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

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

- barcha organik kislotalar($R\text{-COOH}$) va asoslar ($R\text{-NH}_2$; $R_2\text{NH}$; $R_3\text{N}$);
- kuchsiz asoslar (1 va 11 guruh asosiy guruhi metallaridan boshqa barcha metallar gidroksidlari; NH_4OH)
- ba'zi anorganik kislotalarni : **H_2S , HNO_2 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , HClO , HCN , H_2SO_3** olish mumkin.

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

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

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

Kislotalar	k	Asoslar	k
HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$	NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$

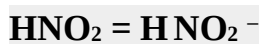
HNO ₂	4*10 ⁻⁴	Ca(OH) ₂	4*10 ⁻²
H ₂ S	k ₁ =1*10 ⁻⁷	Zn(OH) ₂	k ₁ =4,4*10 ⁻⁵
H ₂ CO ₃		Pb(OH) ₂	
H ₃ PO ₄	k ₂ =2,5*10 ⁻³	NH ₂ OH	k ₂ =1,5*10 ⁻⁹
HCOOH	k ₁ =4,5*10 ⁻⁷	N ₂ H ₄	k ₁ =9,6*10 ⁻⁴
	k ₂ =4,8*10 ⁻¹¹	CH ₃ NH ₂	k ₂ =3*10 ⁻⁸
CH ₃ COOH	k ₁ =7,1*10 ⁻³	C ₆ H ₅ NH ₂	1*10 ⁻³
	k ₂ =6,2*10 ⁻⁸	C ₅ H ₅ N	3*10 ⁻⁶
	k ₃ =5*10 ⁻¹⁰		4,4*10 ⁻⁴
	1,4*10 ⁻⁴		3,8*10 ⁻¹⁰
	1,74*10 ⁻⁵		1,70*10 ⁻⁹

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

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

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

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



$K = \text{-----}$

$[HNO_2]$

$[H]$ va $[NO_2^-]$ - ionlarning molyar konsentratsiyasi;

$[HNO_2]$ dissotsiyanmagan ionlarning konsentratsiyasi.

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

Harorat (Temperatura) (lot. temperatura - [kerakli aralashma](#), o'rtacha holat) - moddaning holatini issiq-sovuqligini tavsiflaydigan fizik kattalik.

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

Dissotsiyanish darajasi bilan dissotsiyanish konstantasi orasida quyidagi bog'lanish bor:

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

$a \cdot C \cdot a \cdot C \cdot a^2 \cdot C$

$K = \text{-----} = \text{-----}; K = \text{-----}.$

$(1 - a) \cdot C \cdot 1 - a \cdot 1 - a$

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

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

$\alpha = \sqrt{K/C}$; Agar konsentratsiya 100 [marta kamaysa](#), dissotsiyanish darajasi 10 marta ortadi.

6.6. Eruvchanlik ko'paytmasi

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



$$K = \text{-----}$$



Kasrning maxrajidagi $K * [\text{CaSO}_4] = K^1$ o'zgarmas qiymat bo'lib uni eruvchanlik ko'paytmasi (EK) deyiladi.

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

EK- haroratga bog'liq bo'lgan kattalik.

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

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

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

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

Birikmalar	Eruvchanlik ko'paytmasi	Birikmalar	Eruvchanlik ko'paytmasi
CaSO ₄	2,25*10 ⁻⁴	Zn(OH) ₂	1*10 ⁻¹⁷

CaCO ₃	5*10 ⁻⁹	FeS	5*10 ⁻¹⁸
BaSO ₄	1,1*10 ⁻¹⁰		2,2*10 ⁻²⁰
AgCl	1,8*10 ⁻¹⁰	Cu(OH) ₂	1*10 ⁻²³
	2,5*10 ⁻¹⁰	ZnS	6*10 ⁻³⁶
MnS	6*10 ⁻¹³	CuS	1*10 ⁻⁴⁸
AgBr	1*10 ⁻¹⁶	Cu ₂ S	1*10 ⁻⁵²
AgI		HgS	

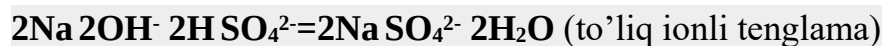
Moddalarning suvdagi eruvchanligi va uning toksik ta'siri orasida bog'liqlik bor. [Agar organizmga Al³](#) kiritilsa erimaydigan fosfatlar hosil bo'lishi hisobiga raxit paydo bo'ladi.

Ionli reaksiyalar va ionlar muvozanatining siljishi

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

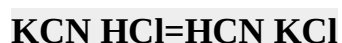
1.

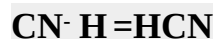
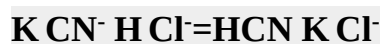
Neytrallanish reaksiyalari. Kislota va asoslarning o'zaro ta'siri tufayli tuz va suv hosil bo'lish reaksiyasidir:



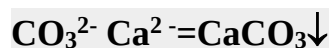
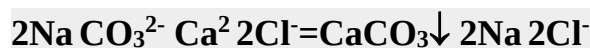
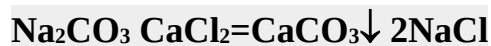
2.

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

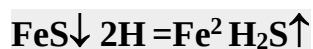
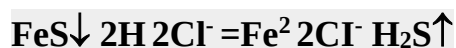
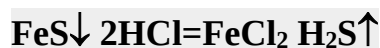
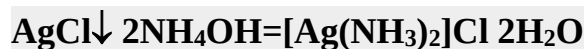
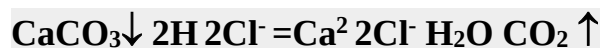
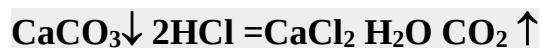




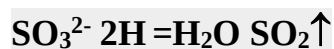
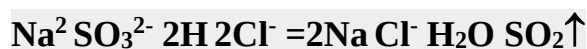
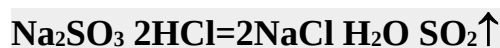
3. Reaksiya davomida yomon eriydigan moddalar hosil bo'lishi yuz bersa:



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

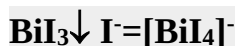
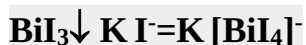
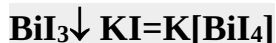
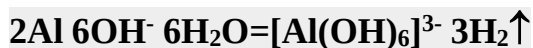
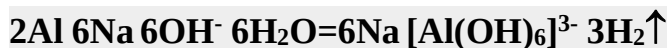
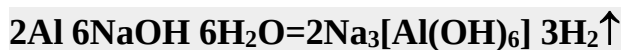


5. Reaksiya paytida gaz moddalarning hosil bo'lishi orqali ham ion almashinish reaksiyalari yuzaga keladi:



6. Reaksiya davomida kompleks birikmalar hosil bo'lsa:





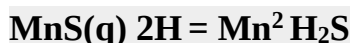
Ionlar orasidagi reaksiyalar doimo muvozanatda bo'ladi. Agar sirka kislota eritmasiga nariy asetat qoshilsa muvozanat chapga, ya'ni molekulalar hosil bo'lishi tarafiga qarab siljiydi:



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

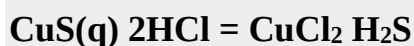
Ionlar konsentratsiyasi ortishi uchun bu eritmaga ishqor qo'shish kerak bo'ladi.

Kam eriydigan tuz MnS(q) xlorid kislota eritilgan erish jarayoni oson sodir bo'ladi: $\text{MnS}(\text{q}) + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$



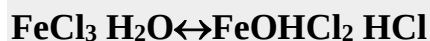
Eruvchanlik ko'paytmasiga ko'ra $EK_{\text{MnS}} = 2,5 \cdot 10^{-10}$ ga teng. $K_{\text{H}_2\text{S}} = 6 \cdot 10^{-22}$. Shuning uchun muvozanat o'nga surilgan.

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



$EK_{\text{CuS}} = 6 \cdot 10^{-36}$; bu qiymat H₂S ning dissotsiyanlash konstantasidan ancha kichik shuning uchun muvozanat bu jarayonda chapga siljigan. Mis sulfidi xlorid kislotasida erimaydi.

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

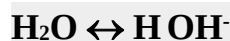


Muvozanatni o'ngga siljitish uchun suyultirish yoki H ionlarini bog'lash, yani ishqor qo'shish kerak. Muvozanatni chapga surulishi [uchun esa eritmadagi H](#) ionlarini ko'paytirish talab etiladi.

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

Suvning ion ko'paytmasi

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



Suv uchun dissotsiylanish konstantasining qiymati yozilsa:



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



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

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

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

Agar eritmada vodorod va gidroksil ionlari konsentratsiyasi teng

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ bo'lsa muhit neytral hisoblanadi. Bunda $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$ 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.

$$pH = - \lg [H]$$

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

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 sonlarni 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.