

**O‘ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY VA O‘RTA
MAXSUS TA‘LIM VAZIRLIGI TOSHKENT FARMATSEVTIKA
INSTITUTI**

**HAZRATQULOVA S.M., RAXMATULLAEVA M.M., N.T. ZOKIROVA.,
SHARIPOV A.T.,**

**FIZIKA VA KOLLOID KIMYODAN LABORATORIYA
MASHGULOTLARI I QISM:TERMODINAMIKA. FAZAVIY
MUVOZANAT. ERITMALAR TERMODINAMIKASI.
O‘QUV QO‘LLANMA**

O‘zbekiston Respublikasi Oliy va o‘rta maxsus ta‘lim vazirligi bakalavriyatning 5510500-farmatsiya, 5111000-kasb ta‘limi, 5510600-sanoat farmatsiyasi, 5320500-biotexnologiya, 5310900-metrologiya, standartlashtirish va mahsulot sifati menejmenti yo‘nalishlari talabalari uchun o‘quv qo‘llanma sifatida tavsiya etgan

Toshkent 2021

BBK 24.5
P69
UDK 541.1+541.18 (075.8)

Mualliflar jamoasi: A.T. Sharipov, M.M. Raxmatullayeva, Hazratqulova S.M.,
N.T. Zokirova

Taqrizchilar: O`zbekiston Milliy Universiteti, Kimyo fakulteti, fizikaviy kimyo kafedrası dotsent, k.f.d. N.V. Eshmamatova

Toshkent farmatsevtika instituti Analitik kimyo kafedrası dotsenti, kimyo fanlari nomzodi, M. Fatxullaeva

Mazkur o`quv qo`llanmada termodinamika, fazaviy muvozanat, eritmalar termolinamikasiga doir laboratoriya mashg`ulotlari, masala va mashqlar, nazorat savollari keltirilgan. Kitobning oxirida mashg`ulotlar o`tkazish, masalalar yechish bo`yicha zarur ma`lumotnoma materiallari ilova holida berilgan. Qo`llanmada keltirilgan fizik o`lchovlar qiymati, glossariy va turli xil belgilar qabul qilingan tavsiyalarga moslashtirilgan.

Qo`llanma, asosan farmatsevtika va tibbiyot institutlarining talabalariga mo`ljallangan bo`lib, undan boshqa barcha oliy o`quv yurtlari talabalari va kollej hamda litseylarining o`qituvchilari va iqtidorli o`quvchilari ham foydalanishlari mumkin.

MUNDARIJA

I bo‘lim	5
Fizikaviy kimyo	5
I bob. Kimyoviy termodinamika elementlari	6
1.1 Kimyoviy termodinamika. Termodinamika birinchi qonuni.....	11
1.2. Termokimyo.....	12
1.3. Termodinamikaning ikkinchi qonuni.....	17
1.4. Entropiya va uning xossalari.....	19
1.5 Termodinamikaning uchinchiqonuni.....	22
1.6. Kimyoviy muvozanat.....	25
1.7. Fazalararo muvozanat.....	28
1.8. Ikki komponentli sistemalar.....	39
Laboratoriya mashg‘ulotlari	44
1-ish Kalorimetr doimiysini aniqlash.....	44
2-ish Tuzlarning erish issiqligini aniqlash.....	49
3-ish Kristallogidratning hosil bo`lish issiqligini aniqlash.....	51
4-ish Monobromkamfora-salol sistemasining termik tahlili.....	52
II bob Eritmalar	61
2.1 Eritmalar nazariyasi.....	61
2.2 Eritmalarning bug‘ bosimi. Raul qonuni	65
2.3 Eritmalarning muzlash va qaynash haroratlari.....	70
2.4 Diffuziya. Osmos va osmotik bosim.....	73
2.5 Eritmalarning biologik ahamiyati.....	75
2.6 Vodorod ko‘rsatkich.....	83
Laboratoriya mashg‘ulotlari	90
1-ish Saxaroza eritmasining konsentratsiyasini refraktometrik usul bilan aniqlash	90
2-ish Aralashmaydigan suyuqliklarda erigan moddaning taqsimlanish koeffitsientini aniqlash.....	94
3-ish Rast usuli bilan molekulyar massani topish	97

4-ish	Zichlik (solishtirma og`irlik)ni aniqlash	101
5-ish	Metilen ko`ki konsentrasiyasini spektrofotometrik usulda aniqlash	103
6-ish	Bufer eritmalarining pH ini aniqlash.	106

I bo'lim.

Fizikaviy kimyo

Kimyoda xilma-xil jarayon yuz beradi. Ammo bu umumiy qonuniyatlarga bo'ysunadi. Bu qonuniyatlarni fizik va kolloid kimyo fani o'rganadi.

Kimyoviy hodisalar fizikaviy jarayonlar bilan birga kuzatiladi. Masalan: issiqlik ajralib chiqishi yoki yutilishi bilan boradigan kimyoviy reaksiyalar, ionlarning xarakatlanishi tufayli elektr tokining hosil bo'lishi va boshqalar. Boshqa tarafdin qaralsa fizikaviy jarayonlar kimyoviy hodisalarga sabab bo'ladi. Masalan: haroratning oshirilishi kimyoviy reaksiyalarning tez ketishiga; eritmadan elektr tokini o'tishi elektrolizga, ya'ni oksidlanish- qaytarilish reaksiyalarining sodir bo'lishiga olib keladi. Ko'pgina reaksiyalar ultratovush yoki nur tasiridagina sodir bo'ladi. Fizik kimyo kimyoviy jarayonlar va fizikaviy hodisalar orasidagi bog'lanishni o'rganadi, moddalarning kimyoviy tarkibi va tuzilishi bilan ularning xossalari o'rtasidagi qonuniyatlarni o'rgatadi. Bu davrda kimyoviy hodisalarni tushuntirishda oddiy fizikaviy usullar qo'llana boshlandi. Massaning saqlanish qonuni, karrali nisbatlar qonunlari (Lomonosov, Lavuaze, Dalton) ta'riflandi. Gazlar adsorbsiyasi (Sheele), eritmada erigan modda adsorbsiyasi (Lovits), elektrokimyo sohasidagi birinchi izlanishlar (Volta, Faradey) olib borildi XIX asr o'rtalariga kelib , fizik kimyoning bir qancha yo'nalishlariga asos solindi. 1836 yil G.I. Gess issiqlikning doimiyligi tug'risidagi qonunini yaratdi. Termodinamika qonunlari ta'riflandi (Karno, Tomson va boshqalar), Gibbs tomonidan kimyoviy va fazalararo muvozanat qonuniyatlari o'rganildi. Vant-Goff, Arreniuslarning eritmalar to'g'risidagi nazariyalari yaratildi. Shu bilan bir qatorda kimyoviy kinetikaning klassik nazariyasiga asos solindi. Kolraush, Nernstlarning ishlari elektrokimyoning yadrosini tashkil qildi. Fizik kimyo fani qarayib 100 yil keyin fan sifatida alohida ajralib chiqdi. Xarkov universitetida 1864 yilda boshlab, N.N.Beketov - fizik kimyo bo'limini tashkil qildi, «Fizikaviy kimyo» dan ma'ruzalarni esa 1865 yildan boshlab o'qiy boshladi. 1876 yilda Rossiyada N.N.Lyubavin tomonidan birinchi haqiqiy darslik yozildi. 1887 yildan boshlab, Leypsig Universitetida V.Ostvald fizik kimyo kafedrasini tashkil etdi va birinchi

ilmiy “fizik kimyo” jurnalini chiqara boshladi. Bu vaqt fizik kimyoning xaqiqiy fan sifatida vujudga kelish davri bo‘ldi. Shu tariqa rivojlanib borib, hozirgi kunda fizik kimyo er yuzining barcha o‘quv maskanlarida fan sifatida alohida o‘qitilib kelinmoqda.

Fizik va kolloid kimyo sohasidagi O‘rta Osiyoda olib borilgan izlanishlar va yaratilgan qonuniyatlar. Fizik kimyo fani O‘zbekistonda Beruniy, Ibn-Sino, Amir Temur, Ulug‘bek davrlarida taraqqiy etgan bo‘lib, Xorazmlik Abu Rayhon Muhammad ibn Ahmad al-Beruniy (973-1048yy) «Qimmatbaho toshlarni bilib olish bo‘yicha ma‘lumotlar», «Mineralogiya» kitoblarida bir qancha metallar va qotishmalar xaqida ma‘lumotlar berdi. Abu Rayhon al-Beruniy toshlarning solishtirma og‘irliklarini dunyoda birinchi bo‘lib aniqladi, metallarni rudadan ajratish texnologiyasini ilmiy asoslab berdi. Birinchi bo‘lib distillangan suvni Buxorolik Abu Ali ibn Sino (980 – 1037yy) oldi; peshobni rangini, hidini, tiniqligini tahlil qildi; 1200 tadan ortiq mineral dorilar ustida ish olib bordi. Respublikamizda 1927 yil Turkiston Milliy universitetida (hozirda O‘zbekiston Milliy universiteti deb nomlanadi) birinchi bo‘lib fizik kimyo kafedrasini tashkil etildi. Bu kafedraga professor C.B. Alekseev rahbarlik qildi. Samarqand Davlat Universitetida 1932 yilda professor N.A. Kolosovskiy rahbarligida fizik kimyo kafedrasini tashkil etildi. Fizik kimyoning O‘zbekistonda rivojlanishida A.M.Murtazaev, E.I.Pozner, V.V. Udovenko, B.G.Zaprometov, X.R.Usmanov, N.A.Kolosovskiy, K.S.Axmedov, S.N.Aminov, M.A. Asqarov, R.S.Tillaev, E.A.Oripov, S.Z.Mo‘minov, S.Sh.Rashidova, S.S.Xamraev, A.A. Agzamxo‘jaev, A.Y.Yo‘lchiboev, G‘.U.Raxmatqoriev, X.I.Akbarov, T.M.Boboev, M.G.Muxamediev, B.Hakimjonov va boshqalar muhim hissa qo‘shdilar.

I bob. Kimyoviy termodinamika elementlari

Termodinamika XIX asrning birinchi yarmida teplotexnika fanining nazariy asosi sifatida yuzaga keldi. Dastlab termodinamikaning vazifasi issiqlik (Q)ning mexanik ish(A)ga aylanish qonuniyatlarini o‘rganish bo‘ldi. Termodinamika – issiqlik energiyasi bilan boshqa tur energiyalar orasidagi munosabatlarni o‘rganadi. Demak, termodinamika turli protsesslarda energiyaning bir turdan ikkinchi turga

va sistemaning bir qismidan ikkinchi qismiga o'tishini (masalan, issiqlikni issiq jismdan sovuq jisimga o'tishi), shuningdek, berilgan sharoitda protsesslarning o'z-o'zicha borish yo'nalishi va chegarasini o'rganadigan fandır. Termodinamika quyidagi bo'limlarni o'z ichiga oladi: Fizikaviy termodinamika-bunda energiyaning umumiy o'zgarish qonuniyatlari o'rganiladi. Texnik termodinamika-issiqlikning mexanik ishga aylanish qonuniyatlarini o'rganadi. Kimyoviy termodinamika - kimyoviy reaksiyalarda, sodir bo'ladigan energiya o'zgarishlarini o'rganadi. Termodinamikaning bir qancha qonunlari mavjud.

Termodinamikada o'rganiladigan ob'ekt sistema deyiladi.

Sistema – termodinamik jihatdan o'rganish uchun tashqi muhitdan ajratib olingan, doimo bir-biri bilan o'zaro munosabatda bo'lgan jism yoki jismlar guruhi. Tashqi muhit – sistema bilan to'g'ridan-to'g'ri yoki juz'iy aloqada bo'lgan hamma narsa. U shunday katta o'lchamga egaki, utomondan issiqlik berilishi yoki olinishi uning haroratiga ta'sir etmaydi. Sistemalar ochiq, yopiq, izolirlangan, adiabatik sistemalarga bo'linadi.

Ochiq sistemada – tashqi muhit bilan modda, energiya almashinadi. Masalan: har qanday usti ochiq idishdagi eritma.

Yopiq sistemada –tashqi muhit bilan energiya almashadi, modda almashmaydi. Masalan, usti yopiq idishdagi eritma.

Izolirlangan sistema – tashqi muhit bilan energiya modda ham almashmaydi. Masalan: termostatda olib boriladigan kimyoviy reaksiyalar.

Adiabatik sistemalar-tashqi muhit bilan energiya almashmaydigan sistemalaridir. Sistemalar geterogen (1.1-rasm) va gomogen (1.2-rasm) bo'ladi. Faza – geterogen sistemaning (1.1-rasm) bir-biridan chegara sirtlar bilan ajralgan qismlarining yig'indisi.Sistemaning holati deganda uning barcha fizik va kimyoviy xossalari va termodinamik parametrlari yig'indisi tushuniladi.



1.1-rasm. Geterogen sistema



1.2-rasm. Gomogen sistema

Sistemaning holatini xarakterlash uchun ko‘pincha R , t , V va modda konsentratsiyasidan foydalaniladi. Termodinamik parametrlar intensiv va ekstensiv parametrlarga bo‘linadi. Intensiv parametrlar – sistemaning massasiga bog‘liq bo‘lmasdan, sistemalar kontaktda bo‘lganda tenglashadigan parametrlar (t , R , d , C , μ) – ular sistemaning asosiy holat parametrlari hisoblanib, sistemaning sifat xarakteristikalarini birlashtiradi. Ekstensiv parametrlar – sistemaning massasiga bog‘liq bo‘lgan parametrlar (m , V , C sig‘im., U , H , S , ΔG , $\Delta G'$) – sistemaning holat funksiyalari hisoblanadi. Sistemaning ekstensiv xossalari, sistema qismlarining ekstensiv xossalari yig‘indisiga teng (additivlik xossaga ega). Intensiv xossalari faqat sistemaning tabiatiga bog‘liq bo‘lib, additivlik xususiyatiga ega emas. Termodinamik parametrlar tashqi va ichki parametrlarga bo‘linadi. Odatda, R (bosim) va T (harorat) sistemaga nisbatan tashqi parametrlar hisoblanadi.

Termodinamik jarayonlar

Sistemaning bir holatdan boshqa holatga o‘tishi – jarayon deyiladi. Sistemaning barcha termodinamik funksiyalari o‘zgaradi.

$T = \text{const}$ – izotermik jarayon (doimiy haroratdagi jarayon)

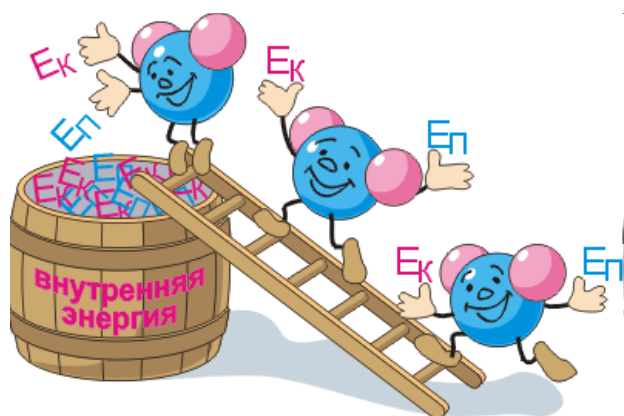
$R = \text{const}$ – izobarik jarayon (ochiq kolbada boradigan jarayon)

$V = \text{const}$ – izoxorik jarayon (avtoklavlarda boradigan jarayon)

$Q = \text{const}$ – adiabatik jarayon (bunday jarayon vaqtida sistema tashqi muhitga issiqlik bermaydi va olmaydi ham. U o‘zining ichki energiyasi hisobiga ish bajaradi. O‘z-o‘zidan sodir bo‘ladigan jarayonlar – tashqaridan energiya sarflamasdan sodir bo‘ladigan jarayonlardir (m : issiqlikning issiq jismdan sovuq jismga o‘tishi, gazlarning aralashib ketishi, suvning yuqoridan pastga oqishi va b).

O‘z-o‘zidan sodir bo‘lmaydigan jarayonlar – tashqaridan energiya sarflanganda sodir bo‘ladigan jarayonlardir (m: gazlar aralashmasini ajratish, nasos orqali suvni pastdan tepaga tortib olish). O‘z-o‘zidan sodir bo‘ladigan jarayonlarda muvozanat yuzaga keladi. Sistemaning muvozanat holati deganda, vaqt o‘tishi bilan o‘zgarmaydigan holati tushuniladi. O‘zining dastlabki holatiga hech qanday energiya o‘zgarishlarisiz qaytadigan muvozanat holatidagi - qaytar jarayonlar deyiladi. Qaytar jarayonda sistema tomonidan bajariladigan ish qiymati maksimal bo‘ladi. Sistemaga tashqaridan ta’sir etilganda sodir bo‘ladigan va oxirigacha boradigan jarayon - qaytmas jarayonlar deyiladi. Qaytmas jarayonda bajarilgan ish qiymati minimal bo‘ladi va sistemada muvozanat qaror topmaydi. Termodinamik jarayon sistemada energetik o‘zgarishlar sodir bo‘lishiga olib keladi. Bu o‘zgarishlar sistemaning holat funksiyalari (U, H, S) ning o‘zgarishida ifodalanadi

Ichki energiya (U) – sistemaning (1.3-rasm)

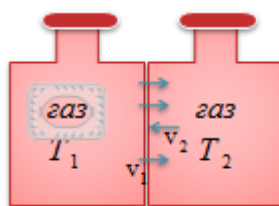


1.3-rasm. Ichki energiya

umumiy energiya zahirasini xarakterlaydi. Unga energiyaning barcha turlari –zarrachalarning ilgarilanma va aylanma xarakat energiyalari o‘zaro tortilish va itarilish energiyalari, ilgarilanma va aylanma xarakat, atomlarning tebranish

energiyasi, ichki molyar, elektronlarning qo‘zg‘alish energiyalari, yadro ichidagi energiyalar, nurlanish energiyalari kiradi. Ichki energiyaning qiymati modda tabiatiga, uning massasiga, holat parametrlariga bog‘liq. Odatda 1 mol modda uchun hisoblanadi va molyar ichki energiya deyiladi, J/mol larda o‘lchanadi. U holat funksiyasi bo‘lib, uning mutloq qiymatini o‘lchab bo‘lmaydi, faqat sistema bir holatdan ikkinchi holatga o‘tgandagi o‘zgarishi $U_2 - U_1 = \Delta U$ o‘lchanadi. Ichki energiya bu harorat funksiyasidir. Harorat qancha yuqori bo‘lsa, ichki energiya ham shuncha ortadi $\Delta U > 0$, agar ichki energiya kamaysa $\Delta U < 0$ bo‘ladi. Ichki energiyani xattoki absolyut «0»da ham nulgga teng deb bo‘lmaydi. Ya’ni molekulalarning xarakati to‘xtamaydi. Anashuning uchun ichki energiyaning

mutloq qiymatini aniqlab bo‘lmaydi. Sistemani barcha energiyalaridan xoli qilib uning to‘liq energiyasini aniqlash mumkin. Bu esa mumkin emas. Entalpiya (H) – bu ham energiyaning bir turi, aniqrog‘i sistema energiyasidir; u tashqi muhit bilan ham modda almashinuvida, ham energiya almashinuvida bo‘ladi. Sistema energiyasini birinchi bo‘lib 1872 yilda Gibbs issiqlik funksiyasi, keyinchalik Kamerling-Onnes(1909) entalpiya deb atadi. Grekcha enthalpo-isitaman degan ma‘noni anglatadi. Entalpiya – termodinamik sistema energiyasini to‘liq xarakterlaydi, uni ochiq hamda yopiq sistemalar uchun ham qo‘llash mumkin. U ichki energiyaning barcha xossalarini o‘zida namoyon qiladi va sistemaning ichki energiyasi va xajmga bog‘liq bo‘lgan tashqi energiyaning (potensial energiya) yig‘indisiga tengdir. Issiqlik va ish (Q , A) (1.4-rasm)– energiyaning sistemadan tashqi muhitga berilishi va aksincha, energiyaning tashqi muhitdan sistemaga uzatilishi issiqlik va ish ko‘rinishida sodir bo‘ladi.



1.4-rasm. Issiqlik va ish

Termodinamikaning nolinch qonuni

Agar ikkita yopiq sistemani bir-biriga tegizilsa, har ikkala sistemaning holati o‘zgaradi. Ma‘lum vaqtdan so‘ng shunday holat yuz beradiki, bunda sistemalarda o‘zgarish ro‘y bermaydi (muvozanat qaror topadi). Masalan: haroratlari bir-biridan farq qiladigan ikki jism - sovuq suv va qizdirilgan metall bir-biriga tegizilsa, suv isib, metall soviy boshlaydi. Birozdan so‘ng ularning ikkalasi bir xil haroratga ega bo‘ladi va issiqlik muvozanati yuzaga keladi. Issiqlik muvozanati bir nechta jismlar orasida ham yuzaga keladi. Uchta - A , V va D sistemani ko‘rilganda tajriba shuni ko‘rsatdiki, A va V sistemalar D sistema bilan muvozanatda bo‘lishsa, ular o‘zaro ham issiqlik muvozanatida bo‘ladi. Bu emperik fakt termodinamikaning nulinchi qonuni deb yuritiladi. Buni 1931 yilda R.Fauler ta‘riflagan. «0» qonun termodinamikaning to‘rtinchi postulati bo‘lib, u XVIII asr o‘rtalarida Shotlandiya

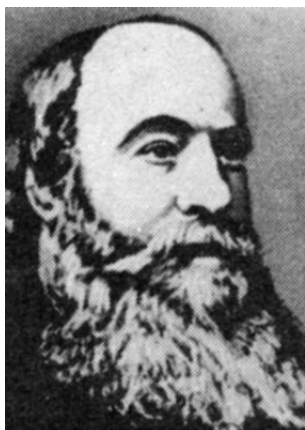
olimi Djozef Blek termometrni kashf etgandan so‘ng ta’riflandi. Bu qonuni termik muvozanat qonuni deb ham yuritiladi.

1.1 Kimyoviy termodinamika. Termodinamika birinchi qonuni

Massalar saqlanish qonunidan - Termodinamikaning birinchi qonuni kelib chiqadi. Bu qonuni umumiy tarzda 1748 yilda M.V.Lomonosov ta’riflangan. Massalar saqlanish qonuniga binoan «Tabiatning barcha hodisalarida energiya yo‘qolib ketmaydi va yo‘q narsadan bor bo‘lmaydi, u faqat bir shakldan boshqa shaklga qat’iy ekvivalent tarzda o‘tishi mumkin». Termodinamika I qonunining bir qancha ta’riflari mavjud. Ammo ularning hammasi bir maqsadni - o‘zaro bir-biriga o‘tishining qat’iy ekvivalent ekanligini va energiyani yo‘qolmasligini ifodalaydi.



Yulis Robert fon Maer
(1842),



Djeyms Djoul
(1842)



German Lyudvig
Ferdinand fon Gelmgols
(1847)

XIX asrda R.Mayer, D.Djoul G.Gelmgols, ishlarida bu qonun yanada rivojlantirildi. G.Gelmgols (1847 yil) ta’rifi:

- a) Alohida olingan (izolirlangan) sistemaning energiyasi o‘zgarmas qiymatga ega.
- b) Birinchi tur abadiy dvigatel yaratish mumkin emas (ya’ni yo‘qdan energiya olib ishlaydigan mashina qurib bo‘lmaydi).
- v) Energiya yo‘qdan bor bo‘lmaydi va bordan yo‘qolmaydi, faqat bir turdan boshqa turga ekvivalent miqdorda o‘tadi. Bu ta’rifga binoan yozish mumkin:

$$Q = \Delta U + A$$

Q – sistemaga berilgan issiqlik miqdori. ΔU – sistema ichki energiyasining o‘zgarishi. A – sistema tomonidan bajarilgan ish. Bu formula termodinamikaning I

qonunning matematik ifodasi. Agar sistemaga berilgan issiqlik (Q) cheksiz kichik bo'lsa, o'zgarishlar ham cheksiz kichik bo'lib, bu ifoda quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$dQ=dU+dA$$

Agar $A=P\Delta V$ bo'lsa, $Q=\Delta U+ P\Delta V$ Termodinamik jarayonlar uchun I qonunni tadbiiq etsak:

$T=\text{const}$ - izotermik jarayonda gaz ideal bo'lsa, $\Delta U=0$ bo'ladi va $Q_t=A= P\Delta V$ kelib chiqadi, ya'ni sistema berilgan issiqlik hisobiga ish bajaradi. $V_q\text{const}$ - izoxorik jarayonda $\Delta V=0$ $A=P\Delta V=0$ va $Q_v=\Delta U$ bo'ladi, ya'ni sistemaga berilgan issiqlik uning ichki energiyasi o'zgarishiga sarf bo'ladi.

$P=\text{const}$ - izobarik jarayonda

$$Q_p=\Delta U+ P\Delta V=U_2 - U_1+ P(V_2 - V_1)=(U_2+ PV_2) - (U_1+ PV_1)$$

Bundan ($U_2+ PV_2$) = H_2 , ($U_1+ PV_1$) = H_1 , $Q_p= H_2- H_1=\Delta H$, ya'ni sistemaga berilgan issiqlik uning entalpiyasi o'zgarishiga sarflanadi. $Q_t= \text{const}$ – adiabatik jarayonda $-\Delta U=A$. Sistema ichki energiyasining kamayishi hisobiga ish bajaradi. Termodinamikaning birinchi qonunidan shunday xulosa chiqarish mumkin: energiya sarflamay turib ish bajarib bo'lmaydi. Abadiy ishlaydigan dvigatelning bo'lishi mumkin emas.

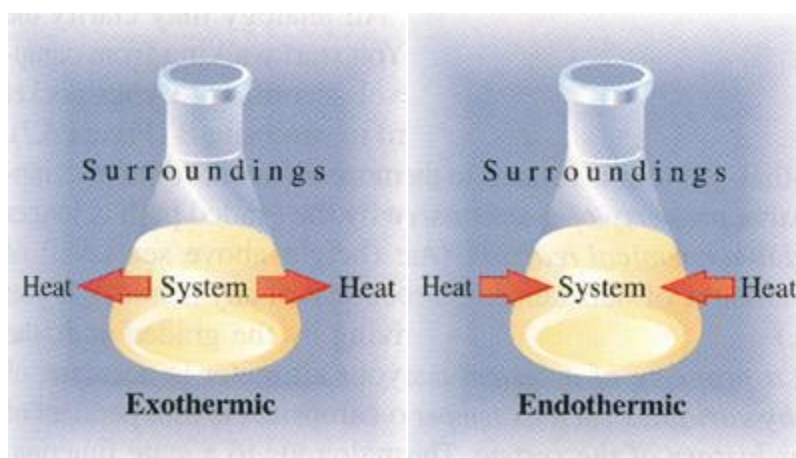
1.2. Termokimyo

Ma'lumki, kimyoviy reaksiyalar, fizikaviy jarayonlar issiqlik ajralishi yoki yutilishi bilan boradi. O'zgarmas xajm yoki o'zgarmas bosimda borayotgan qaytmas jarayonlarda doimiy haroratda ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlikning maksimal miqdori shu jarayonning issiqlik effekti deyiladi. Termokimyo - kimyoviy reaksiyadagi issiqlik effektini o'rganuvchi termodinamikaning bir bo'limidir. Termokimyo – kimyoviy reaksiyalar issiqlik effektlarini; moddalarning bir agregat holatdan ikkinchiga o'tishidagi issiqlik effektlarini, bir kristall holatdan boshqasiga o'tishdagi energiya effektini; modda hamda sistemalar issiqlik sig'implarini o'rganadi. Doimiy xajmdagi jarayonlarning issiqlik effekti ichki energiya « U » ning kamayish o'lchovidir. Doimiy bosimga ega bo'lgan jarayonlardagi ajralgan issiqlik entalpiya« H »ning kamayish o'lchovidir. Demak,

Issiqlik effekti o'zgarish bosim $Q_r = \Delta H$ va o'zgarish hajmda $QV = \Delta U$ o'rganiladi. Kimyoviy reaksiyalarda ΔH , ΔU moddaning dastlabki holatiga va reaksiya mahsulotiga bog'liq. Termokimyoviy reaksiyalarda issiqlik effekti ΔH orqali, yoki sistema entalpiyasi (issiqlik saqlami)ning o'zgarishi orqali ifodalanadi. Issiqlik effektini ko'rsatish bilan yoziladigan reaksiyalar termokimyoviy tenglamalar deyiladi, masalan:



Ekzotermik jarayonlarda dastlabki moddalarning ichki energiyasi mahsulotlar energiya zapasidan katta bo'ladi, ya'ni $\Delta U = U_1 - U_2$ (misol: oksidlanish, gidratlanish, galogenlash, polimerlanish va polikondensatlanish reaksiyalari) Endotermik jarayonlarda aksincha, issiqlik yutilishi hisobiga xosil bo'lgan moddalarning ichki energiyasi ortadi, (misol: qaytarilish, degidratlanish, piroliz, gidroliz reaksiyalari). O'z-o'zidan ma'lumki, reaksiya vaqtida issiqlik ajralsa (+ Q bo'lsa), sistemaning issiqlik saqlami kamayadi ($-\Delta H$ bo'ladi). (1.2.1-rasm)



$$+Q = -\Delta H$$

1.2.1-rasm.

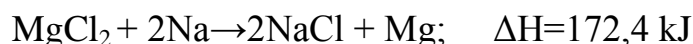
$$-Q = +\Delta H$$

1.2.2-rasm.

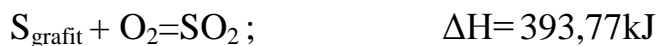
$+Q = -\Delta H$. Agar reaksiya vaqtida issiqlik yutilsa ($-Q$), issiqlik saqlami ortadi ($+\Delta H$), bundan $-Q = +\Delta H$ (1.2.2-rasm) kelib chiqadi. Turli reaksiyalar issiqlik effektini bir-biri bilan solishtirish qulay bo'lishi uchun issiqlik effektlari standart sharoitda (harorat 298K va bosim 101,325 kPa) 1mol modda uchun o'lchanadi va standart issiqlik effekti deyiladi. Jarayonning xarakteriga qarab issiqlik effektlari turlicha bo'ladi, masalan - $\Delta H_{h.b.}^0$; ΔH_{yonish}^0 ; $\Delta H_{parch.}^0$; $\Delta H_{neyt.}^0$; $\Delta H_{erish.}^0$ va h.z.

Misollar:

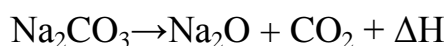
Hosil bo'lish issiqlik effekti - $\Delta H_{h.b.}^0$;



Yonish issiqlik effekti - ΔH_{yonish}^0 ;



Parchalanish issiqlik effekti - $\Delta H_{parch.}^0$;



Neytrallanish issiqlik effekti - $\Delta H_{neyt.}^0$.



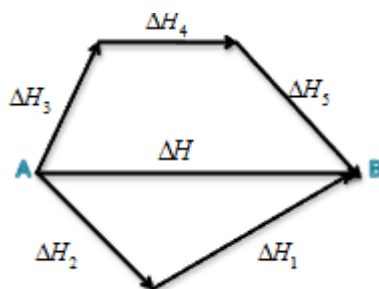
Neytrallanish issiqlik effekti reaksiyaga kirishayotgan kislota va asosning tabiatiga bog'liq bo'lib, modda hiliga bog'liq emas. Agar kislota va asos kuchli bo'lsa $\Delta H_{neyt.}^0 = 57,4 \text{ kJ}$ ga teng bo'ladi (1mol suv uchun olingan neytrallanish issiqligi). Agar kislota yoki asos kuchsiz bo'lsa, unda neytrallanish issiqligi 57,4 kJ dan kichik bo'ladi. Masalan: $\text{HClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} + 40,184 \text{ kJ}$.

Tuzlarning erish issiqlik effekti - ΔH_{erish} . 1 mol tuz juda ko'p miqdordagi (300-400ml) erituvchida eriganda ajraladigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori erish issiqligi deyiladi. Tuzlarning erish jarayoni ikki bosqichda boradi: modda kristall panjarasining buzilishi va uni ionlarga dissotsialanishi (endotermik jarayon) ionlarning salvatlanishi yoki gidratlanishi (ekzotermik jarayon). Demak, $\Delta H_{erish} = \Delta H_1 + (-\Delta H_2)$. Reaksiyaning issiqlik effekti tajriba yo'li bilan yoki termokimyoviy hisoblash yordamida aniqlanadi. Issiqlik effekti 1mol modda uchun kJ/mol birlikda hisoblanadi. (Termokimyoda energiyaning o'lchov birligi sifatida ko'pincha Joule qo'llaniladi – 1kal=4,184J). Xozirgi vaqtda ko'p moddalar uchun hosil bo'lish, yonish issiqlari aniqlangan, ularning qiymatlari jadvallarda beriladi.

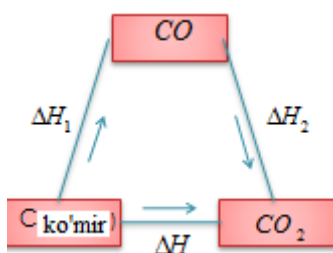


G.I. Gess 1802-1850

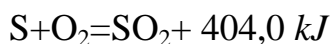
Gess qonuni - 1836 yilda rus olimi juda ko'p tajribalar asosida termokimyoning asosiy qonunini - **reaksiya issiqlik yig'indisining doimiylik G.I. Gess qonunini ta'rifladi**: Reaksiyaning issiqlik effekti uni olib borish yo'liga bog'liq bo'lmay, reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning boshlang'ich va oxirgi holatlariga bog'liq.



Faraz qilaylik **A** moddadan **V** moddaga o'tish jarayonini o'rganayotgan bo'laylik. O'tish jarayoni turlicha bo'lsin: Gess qonuniga muvofiq: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$, ya'ni, bu qonun bo'yicha reaksiyaning umumiy issiqlik effekti reaksiyalar qaysi usulda olinishidan qat'iy nazar doim bir xil bo'ladi. **Misol**: ko'mirning yonishidan SO_2 hosil bo'lishida kuzatiladigan issiqlik effekti misolida Gess qonunini tushuntirish mumkin:

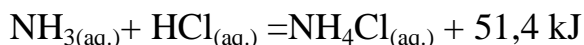


II-usul:



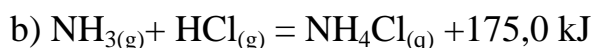
2-misol: (reaksiya issiqlik yig'indisining doimiyligining isboti)

a) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{aq.} = \text{NH}_3(\text{aq.}) + 35,1 \text{ kJ}$ (ammiakning suvdagi eritmasi)



$$\Delta H = H_1 + H_2 + H_3 = 35,1 + 72,3 + 51,4 = 158,8 \text{ kJ}$$

(issiqlik ajralib chiqadi)



(reaksiya issiqlik yutilishi bilan boradi)

$$\Delta H = H_1 - H_2 = 175,0 - 16,3 = 158,7 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^0_{\text{r-ya}} = \sum \Delta H^0_{\text{h/b max-t}_1} - \sum \Delta H^0_{\text{h/b dast.-modda}}$$

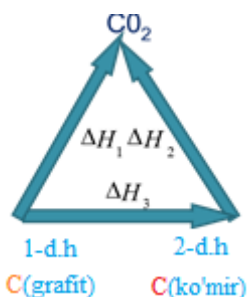
reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning $\Delta H^0_{\text{yonish}}$ lari orqali

$$\Delta H^0_{\text{r-ya}} = \sum \Delta H^0_{\text{yonish(dast)}} - \sum \Delta H^0_{\text{yonish(maxs)}}$$

Gess qonunining 3 ta xulosasi bor:

1– **xulosa.** Lavuaze –Laplas qonuni Murakkab moddaning oddiy moddalardan hosil bo‘lish issiqlik effekti, uning oddiy moddalarga parchalanish issiqligiga qiymat jihatdan teng, lekin ishora jihatdan qarama-qarshi

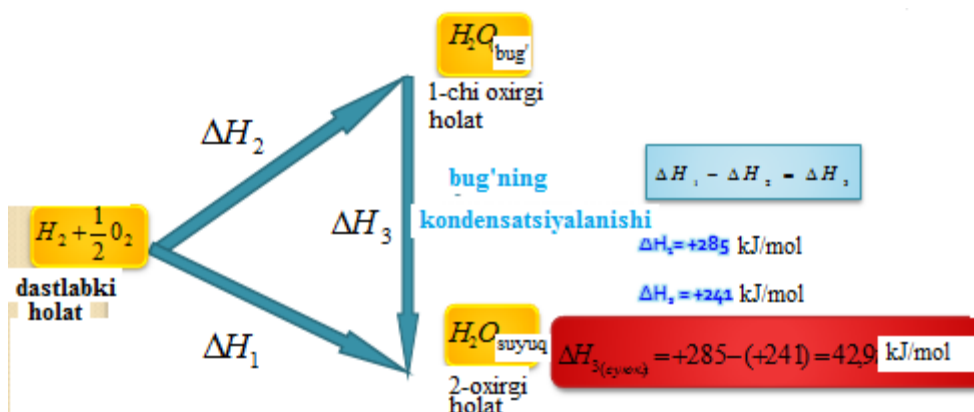
$$\Delta H^0_{\text{h/b}} = -\Delta H^0_{\text{par}}$$



2– **xulosa.** 2 xil dastlabki holatdan bitta oxirgi holatga o‘tgan issiqlik effektlarining ayirmasi 1-chi dastlabki holatdan 2-chi dastlabki holatga o‘tish issiqlik effektiga teng.

$$\Delta H_1 - \Delta H_2 = \Delta H_3$$

3– **xulosa.** Bitta boshlang‘ich holatdan 2ta oxirgi holatga o‘tish issiqlik effektlarining ayirmasi 1-chi oxirgi holatdan 2-chi oxirgi holatga o‘tish issiqlik effektiga teng.



1.3. Termodinamikaning ikkinchi qonuni

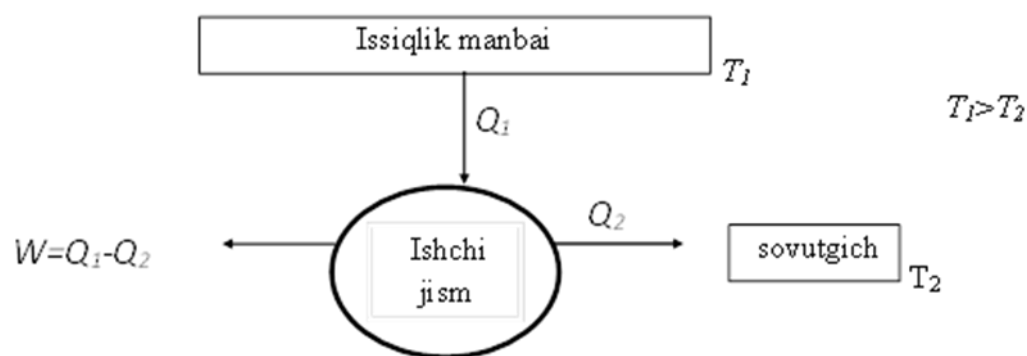
Termodinamikaning I qonuni sistemadagi turli energiyalarning o‘zaro ekvivalentligini hamda sistema qabul qilayotgan issiqlik, bajarilayotgan ish va ichki energiyasining o‘zgarishi orasidagi bog‘lanishlarni ko‘rsatsa-da, bu jarayonlarning borishi mumkinligi, yo‘nalishi va xarakteri haqida hech qanday ma’lumot bermaydi. Termodinamikaning II qonuni avvalo, sistemada ayni harorat, bosim, konsentratsiya va boshqalarda qaysi jarayon o‘z-o‘zicha borishi mumkinligini, qaysi yo‘nalishda borishini, qancha ish bajarishini, muvozanat qanday holatda mavjud bo‘lishini ko‘rsatadi. Masalan: Issiq va sovuq jismlarning o‘zaro ta’sirida termodinamikaning I qonuni faqat issiqliklar yig‘indisining doimiy ekanligini ko‘rsatib jarayonning yo‘nalishini e’tiborga olmaydi. Energiyaning turli ko‘rinishlari intensiv va sig‘im omillari bilan tavsiflanishini bilamiz. Tabiatdagi ko‘p jarayonlar ma’lum yo‘nalishda o‘z-o‘zicha boradi. Sistemaning hamma qismlarida o‘z-o‘zicha boradigan jarayonlar intensiv omillarning tenglashuvi yo‘nalishida sodir bo‘ladi. Masalan, hammaga ma’lumki, issiqlik ko‘proq qizdirilgan jismdan kamroq qizitilgan jismga o‘tadi. Termodinamika II qonunining asosiy qoidalaridan biri quyidagicha ta’riflanadi: qandaydir oraliq jarayonlar yoki energiyaning o‘zgarishlari kechishidan qat’iy nazar, issiqlik o‘z-o‘zicha sovuqroq jismdan issiqroq jismga o‘taolmaydi. Sistemaning bir qismidan ikkinchi qismiga modda yoki energiyaning o‘z-o‘zicha o‘tish jarayonining mumkinligi, yo‘nalishi va chegarasi faqat intensiv omillar ayirmasiga bog‘liq bo‘ladi. Masalan, harorat, bosim, kimyoviy potensial, elektr zaryadlarning potentsiali va h.k.lar intensiv omillarga kiradi, ya’ni issiqlik harorati yuqori bo‘lgan jismdan harorati pastroq bo‘lgan jismga o‘z-o‘zicha o‘tadi va bu jarayon harorat tenglashguncha davom etadi. Shu kabi misollarni bosim, konsentratsiya, elektr zaryadining potentsiali, kimyoviy potentsiallar turli xil bo‘lgan sistemalarda ham kuzatish mumkin. Shunday qilib jarayonlarning o‘z-o‘zicha borishini o‘rganishda intensiv omillarning tenglashish yo‘nalishidan foydalandik. Bu borada ikkinchi ko‘rsatgich ham mavjud bo‘lib, u intensiv omillarga qaraganda ancha umumiy ko‘rsatgichdir. Bunday ko‘rsatgich rolini sistemani tashkil qiluvchi moddalarning termodinamik

parametrlari bajarishi mumkin. Izolirlangan (chegaralangan), ya'ni tashqi muhitdan ajratilgan sistemada bunday ko'rsatgich rolini entropiya deb ataluvchi termodinamik parametr o'ynaydi. Termodinamikaning II qonuniga binoan izolirlangan sistemalarda sistemaning entropiyasini oshiruvchi jarayonlarga o'z-o'zidan boradi va ular entropiyasining qiymati eng katta bo'lguncha davom etadi. Yuqorida keltirilgan o'z-o'zicha boradigan jarayonda entropiya ortadi. Ikki xil haroratda turgan ikki jism entropiyasining yig'indisi, ularning haroratlari tenglashgan sari ortib borib harorat tenglashganda entropiya maksimal qiymatga ega bo'ladi. Yuqorida ta'riflangan qoidalar jarayonni teskari tomonga yo'naltirish mumkin emas degan tushunchani bermaydi. Qaytar jarayonlar bo'lishi mumkin, lekin u o'z-o'zicha ketmaydi, ularni olib borish uchun tashqaridan ish sarflash kerak. Hatto issiqlikni harorati pastroq jismdan harorati yuqoriroq jisimga o'tkazish mumkin. Lekin buning uchun ma'lum ish bajarish kerak. Bunday ishlarni sovutgichlar misolida ko'rish mumkin. Bu ham tashqaridan ish bajarishni talab qiladi. Gazlar bosimi orasidagi farq qancha katta bo'lsa sarflanadigan ish ham ko'p bo'ladi.

Termodinamika II qonunining turli xil ta'riflari bor:

“Natijasi faqat issiqlikni ishga aylantirish bo'lgan jarayonning bo'lishi mumkin emas”.

“Hamma faoliyati faqat issiqlikni ishga aylantirish va issiqlik manbaini sovutishdan iborat bo'lgan mashina qurish mumkin emas”. Bu mashinani “ikkinchi tur harakatlantirgich (dvigatel)” deb ataladi.



1.3.1. Rasm Issiqlikning ishga aylanish sxemasi.

Bu qonun ta'rifini shunday tushunish kerak. Issiqlikning ishga aylanishi, albatta, mumkin. Hamma issiqlik mashinalarida ish tashqaridan yutilgan issiqlik orqali bajariladi. Lekin shu holda issiqlikning hammasi ham ishga aylanmaydi (Rasm 1.3.1), uning bir qismi sovutgichga o'tadi. Demak bunday mashinalar harakatida issiqlik tashqaridan olinadi va ish bajariladi hamda shu davrda issiqlikning bir qismi, albatta, sovutgichga uzatiladi. Agar shu zarur bo'lmaganda edi ish bajarish uchun tabiatda mavjud energiyalar zahirasidan foydalanish mumkin edi, masalan, okeanlardagi suv energiyasidan. Sxemadagi q_1 - q_2 ayirma yoki Q_1 - Q_2 olingan issiqlikning ishga aylangan qismini ko'rsatadi. U Q_1 ga nisbatan foydali ish koeffitsienti deb ataladi. Bu ifodalarni isitgich va sovutgich haroratlari T_1 va T_2 bilan ham yozish mumkin:

$$\frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = \eta$$

Foydali ish koeffitsientining qiymati $[\eta]$ $T_1 > T_2$ bo'lgani uchun 0 dan 1 gacha bo'lishi mumkin. $T_1 = T_2$ bo'lganda $\eta = 0$ bo'ladi. Demak ish bajarilmaydi. Mashinaning $\eta = 1$ bo'lishi uchun esa $T_2 = 0$ bo'lishi kerak. Bu ham bo'lishi mumkin emas (keyinchalik $T_2 = 0$ bo'laolmasligini isbot qilinib, u termodinamikaning III qonuni deb yuritilgan).

Termodinamika II qonunini yuqoridagi ifoda orqali quyidagicha ham ta'riflanadi:

Issiqlik mashinasining eng yuqori foydali ish koeffitsienti, unda qatnashayotgan jismlarning tabiatiga bog'liq bo'lmay issiqlik manbaining va sovutgichning haroratlariga bog'liq.

Ostvald ham termodinamikaning II qonuniga ta'rif bergan edi: «Ikkinchi xil abadiy dvigatel, ya'ni hech qanday qo'shimcha energiya sarf qilmay, faqat atrofdagi muhitning issiqligi hisobiga ish bajaruvchi mashinaning bo'lishi mumkin emas».

1.4. Entropiya va uning xossalari

Termodinamikaning II qonuni jarayonlarning qaytar va qaytmasligi bilan juda bog'liq.

Agar jarayonni faqat to'g'ri tomonga emas, balki teskari tomonga ham olib borish mumkin bo'lsa va bunda faqat sistema emas, balki atrofdagi muhit ham dastlabki holatga qaytsa, bunday jarayonlar qaytar jarayon deyiladi.

Agar to'g'ri va teskari jarayonlarda sistemada va tashqi muhitda yo'qolmaydigan o'zgarishlar ro'y bersa bunday jarayon qaytmas jarayon deyiladi.

Tabiatda to'la qaytar termodinamik jarayonlar bo'lmaydi. Qaytar jarayonlarda issiqlikning ma'lum qismi tarqalib ketadi, ya'ni o'z qiymatini yo'qotadi. Demak-uni ishga aylantirib bo'lmaydi.

Termodinamikaning asosiy qoidalari bo'yicha sistema ichki energiyasining hammasini ishga aylantirish mumkin emas ekan. Energiyaning ishga aylantirib bo'lmaydigan qismini Gelmgols bog'langan energiya deb atashni taklif qilgan edi. Demak ichki energiyani ikki xil energiya yig'indisidan iborat ekan deyishimiz mumkin:

$$U=F+Q$$

F-erkin energiya bo'lib, u ichki energiyaning ishga aylantirish mumkin bo'lgan qismidir. Q-esa bog'langan energiya bo'lib, uni ishga aylantirish mumkin emas.

Qiymatini yo'qotgan, tarqalib ketgan va uni ish sarflamasdan energiyaning boshqa turiga o'tkazib bo'lmaydigan sistemaning bog'langan energiyasining o'lchov mezoni etib 1854 yilda Klauzius entropiya deb qabul qilishni taklif etdi va S harfi bilan belgiladi. Demak entropiya va bog'langan energiya ma'nosi jihatidan bir-biriga yaqin. Gelmgols entropiyaning T ga ko'paytmasini bog'langan energiya deb belgilagan

$$Q=TS$$

Yuqoridagi ifodadan erkin energiya qiymatini quyidagicha belgilash mumkin:

$$F=U-TS$$

Entropiya ichki energiya kabi holat funksiyasi bo'lib, uning qiymati sistemaning qanday yo'l bilan bir holatdan ikkinchi holatga o'tishiga bog'liq bo'lmay, boshlang'ich va oxirgi holatiga bog'liqdir. SHuning uchun ham entropiyaning

to'liq qiymatini o'lchash mumkin emas, lekin uning o'zgarishi ΔS ni aniqlash mumkin.

$$\Delta S = S_2 - S_1$$

Amalda U va S ni emas, balki ularning o'zgarishi ΔH va ΔS aniqlanadi. Demak yuqoridagi ifoda aslida shunday yoziladi

$$\Delta Q' = T \Delta S$$

Bog'langan energiyani issiqlik o'lchamlarida (kal/mol) hisoblanganda $\Delta Q' = Q$ va $Q = T \Delta S$ deb olinadi. Shundan kelib chiqib entropiya uchun umumiy ifodani hosil qilamiz:

$$\Delta S = \frac{Q}{T};$$

Entropiyaning o'lchov birligi kal/grad.mol yoki j/grad.mol bilan o'lchanib uni 1 e.b. (1 entropiya birligi) deyiladi.

Cheksiz kichik issiqlik effekti (dQ) ga cheksiz kichik entropiya o'zgarishi to'g'ri keladi, bundan

$$dS = \frac{dQ}{T}$$

ni hosil qilamiz. Termodinamikaning I qonuni bo'yicha $dQ = dU + dA$ edi. Shu ifodadan foydalanib quyidagi tenglamani hosil qilamiz

$$dU = T dS - dA$$

Bu tenglama termodinamikaning I va II qonunlarini birlashtirgan ifodasi deb qaraladi.

Entropiya jarayon qaytmasligining o'lchov mezoni bo'lib hisoblanadi. Agar berk sistemada jarayon izotermik sharoitda borsa ($T = \text{const}$) va u qaytar bo'lsa entropiya o'zgarmaydi, ya'ni $\Delta S = 0$ bo'ladi. Lekin berk sistemada $T = \text{const}$, $V = \text{const}$ bo'lsa, faqat erkin energiyasi kamayadigan jarayon o'z-o'zicha boradi, bunda entropiya ortadi, chunki $U = F + TS$ ifoda bo'yicha $U = \text{const}$ bo'lganda F kamaysa TS ortadi. Bunday jarayonlar qaytmas bo'ladi. Demak izolirlangan sistemalarda $\Delta S > 0$ bo'ladi. Shuning uchun ham Klauzius termodinamikaning II

qonuniga quyidagi ta'rifni ham bergan edi: Hohlagan izolirlangan sistemada entropiya maksimumga intiladi.

Demak jarayonlar berilgan sharoitda entropiyasi maksimum qiymatga erishguncha o'z-o'zidan boradi. Shunday qilib, izolirlangan sistemalarda $\Delta S = \max$ qiymatga erishganda sistema muvozanatga erishadi. Izolirlangan makrosistemada entropiya o'z-o'zidan hech qanday sharoitda kamaymaydi. Lekin bundan entropiya kamayishi bilan boradigan jarayonlar bo'lmaydi degan xulosa chiqmaydi. Makrosistemalar deganda real massaga ega bo'lgan sistemalar tushuniladi.

Termodinamikaning I qonuni ko'p zarrachalardan iborat sistemalarga ham, kam zarralardan iborat sistemalarga ham tatbiq qilinadi. Ikkinchi qonun esa statistik xarakterga ega bo'lib, faqat ko'p zarrachalardan iborat sistemalargagina tatbiq qilinadi, chunki statistika qonunlari ana shunday sistemalargagina tatbiq qilinishi mumkin.

Ko'p miqdordagi zarrachalardan iborat sistemalar mexanika qonunlaridan tashqari ehtimollik nazariyasiga ham bo'ysunadi. Bu nazariyaga ko'ra sistemalardagi zarrachalarning betartib harakat ehtimoli tartibli harakat ehtimolidan katta bo'ladi. Termodinamik ehtimollik (W) sistemaning holati necha usul bilan amalga oshishi mumkinligini ko'rsatadi. uning qiymati S bilan bog'liq:

$$S = k \ln W$$

Demak statistika nuqtai nazaridan S -entropiya sistemadagi zarrachalarning betartiblik darajasini ifodalaydi.

1.5. Termodinamikaning uchinchi qonuni

Jismdagi entropiyaning mutloq qiymatini termodinamikaning II qonuni asosida aniqlab bo'lmaydi., u faqat entropiyaning jarayon vaqqida o'zgarishinigina aniqlashi mumkin. Entropiya va boshqa termodinamik funksiyalar-ning mutloq qiymatini aniqlash uchun, termodinamikaning uchinchi qonunidan foydalaniladi. Nernst jismlarning issiqlik sig'imini past haroratlarda tekshirish natijasida (1906 yilda) termodinamikaning uchinchi qonunini ta'rifladi: harorat mutloq nulgacha pasaytirilganda kimyoviy jihatdan bir jinsli har qanday moddaning entropiyasi nulgacha yaqinlashadi. Buni quyidagicha yozish mumkin:

$$\lim_{T \rightarrow 0} S \rightarrow 0$$

Uchinchi qonundan kelib chiqadigan natijalarning biri shundaki, jismda boʻlgan hamma issiqlikni tortib olishga qodir, yaʼni jismni mutloq nulgacha sovuta oladigan mashina qurish mumkin emas. Termodinamikaning uchinchi qonuni kimyoviy muvozanatlarni hisoblashda juda katta ahamiyatga ega. Nernst termodinamik funksiyalarning mutloq qiymatini aniqlash va shunga asoslanib, kimyoviy muvozanatlarni hisoblash masalasini hal qilish maqsadida jismlarning xossalari mutloq nulgacha yaqin haroratlarda jismlarning issiqlik sigʻimi haroratning pasayishi bilan kamayib ketishini koʻrsatdi. Mutloq nulgacha yaqin harorat jismning issiqlik sigʻimi mutloq haroratning uchinchi darajasiga mutanosib ravishda kamayadi:

$$C_v = aT^3$$

bu erda S_u -moddaning oʻzgarmas hajmdagi issiqlik sigʻimi, T -mutloqharorat, a -mutanosiblik koeffitsienti. Agar mutloqharorat nul ($T=0$) boʻlsa, jismning issiqlik sigʻimi ham nulga teng boʻladi. Shuningdek, jismlarning issiqsanchilik koeffitsienti ham past haroratlarda gʻoyat

pasayib ketadi. Bu hol mutloq nulgacha yaqin haroratlarda modlaning koʻp xossalari haroratga bogʻliq boʻlmay qolishini koʻrsatadi. Soʻngra, past haroratlarda modsalarning kimyoviy moyilligi haroratga qarab oʻzgarishi tekshirildi. Natijada, issiqlik teoremasi deb ataladigan quyidagi xulosaga kelindi. Mutloq nulgacha yaqin haroratlarda kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti amalda kimyoviy jarayonning maksimal ishiga teng boʻladi. Demak, $T=0$ yaqinida $\Delta G = \Delta H$ yoki Nernst teoremasiga koʻra

$$\lim_{T \rightarrow 0} \left(\frac{\partial(\Delta G)}{\partial T} \right)_p = \lim_{T \rightarrow 0} \left(\frac{\partial(\Delta H)}{\partial T} \right)_p = 0$$

Kondensatlangan sistemalarda sodir boʻladigan reaksiyalarning mutloq nulgacha yaqin haroratlardagi izobarik potensialining qarorat bilan oʻzgarish hosilasi oʻsha sharoitda reaksiya entalpiyasining harorat bilan oʻzgarish hosilasiga tengdir.

Demak, past harorat sharoitida (Nernst teoremasiga muvofiq) kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti kimyoviy moyillikning o'ldirishi bo'lishi mumkin:

$$Q=A$$

Ko'rinib turlig'ini, bu sharoitda Bertlo prinsipi to'ldirishi bo'lib chiqadi. Darhaqiqat, past harorat sharoitida moddalar orasida borishi mumkin bo'lgan jarayonlardan eng ko'p issiqlik effektiga ega bo'lgan reaksiyalargina sodir bo'ladi. Plank postulati: Muntazam tashkil topgan toza kristal moddaning mutloq nolga teng haroratdagi entropiyasi nolga tengdir. Bu postulat faqat barcha burchaklarida ayni moddaning atomlari (yoki molekulari) joylashgan toza kristal modda uchun o'z kuchini saqlab qoladi. Agar kristalda biron nuqson, qo'shimchalar bor bo'lsa, Plank postulati o'z kuchini yo'qotadi. Plank postulati statistik termodinamikada o'z asosiga ega. Individual moddaning muntazam kristalini hosil qilgan zarrachalar kristalda faqat yagona usulda joylashgan bo'ladi. Binobarin, bu holatning xosligi (Bolsman tenglamasiga ko'ra) bilan entropiya orasidagi bog'lanishdan ($S=k\ln W$ dan) foydalanib S ni hisoblasak $T=0$ da $W=1$ ga teng: $S=k\ln 1=0$

Shuningdek $T=0$ ga yaqin haroratda muntazam kristal moddalar issiqlik sig'imi ham nolga yaqindir, chunki

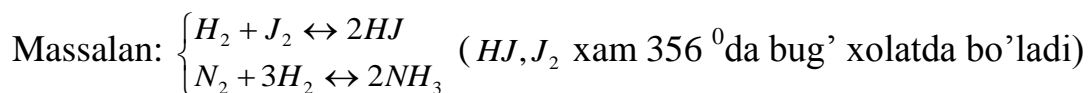
$$\lim_{T \rightarrow 0} \left(\frac{\Delta G}{\partial T} \right)_p = \lim_{T \rightarrow 0} \left(\frac{\partial \Delta H}{\partial T} \right)_p = 0$$

Nernst va boshqa olimlar termodinamikaning uchinchi qonuniga asoslanib, reaksiyaning issiqlik effektidan reaksiyaning erkin energiyasini hisoblab chiqarish uchun formulalar topishga muvaffaq bo'ldilar. Bu formulalar yordami bilan kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti va kimyoviy muvozanatda ishtirok etgan moddalarning issiqlik sig'imlari ma'lum bo'lgan taqdirda, kimyoviy muvozanat doimiysini hisoblab topish mumkin. Bertlo 1875 yilda moddalarning kimyoviy moyilligini o'lchash uchun reaksiyaning issiqlik effektidan foydalanishni taklif qildi. U quyidagi «prinsip»ni ta'rifladi: Tashqaridan energiya berilmaydigan sistemadagi moddalar orasida borishi mumkin bo'lgan reaksiyalardan qaysi birida eng ko'p issiqlik ajralib chiqsa, o'sha reaksiya o'z-o'zicha sodir bo'ladi. Bertlo prinsipiga muvofiq, moddalar orasida sodir bo'ladigan reaksiyaning issiqlik effekti

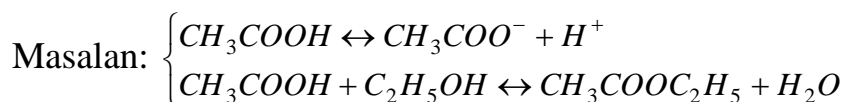
qancha katta bo'lsa, o'sha moddalarning kimyoviy moyilligi ham shuncha kuchli, reaksiya natijasida hosil bo'lgan modda ham shuncha barqaror bo'lishi kerak. Bertlo prinsipi faqat ekzotermik qaytmas reaksiyalar uchungina tatbiq qilinishi mumkin, lekin endotermik reaksiyalar uchun uni sira ham tatbiq etib bo'lmaydi. Agar Bertlo prinsipi to'g'ri bo'lsa edi, endotermik reaksiyalar sira bo'lmasligi lozim edi, chunki endotermik reaksiyada issiqlik yutiladi, ya'ni reaksiyaning issiqlik effekti manfiy ishoraga ega. Endotermik reaksiyalarning mavjudligi Bertlo prinsipi umumiy emasligini ko'rsatadi.

1.6. Kimyoviy muvozanat

Kimyoviy muvozanat xosil qiluvchi reaksiyalarni o'rganadigan fizik kimyoning bir bo'limidir. Kimyoviy muvozanat bir xil fazada vujudga kelsa - gomogen muvozanat deyiladi.

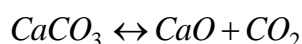


Elektrolitik dissotsiatsiya etilatsetatni xosil bo'lish reaksiyasi suyuq fazasidagi muvozanatga misol bo'ladi:



Geterogen muvozanat.

Geterogen sistemalarda xam kimyoviy muvozanat vujudga kelishi mumkin:



Agar reaksiya yopiq idishlarda olib borilganda, $CaO + CO_2$ reaksiyaga kirishib $CaCO_3$ xosil bo'lishi mumkin.

Fizikaviy kimyoning gomogen va geterogen muvozanatlarini o'rganuvchi bo'limi **statika** deyiladi.

Gomogen kimyoviy muvozanat uchun massalar

ta'siri qonunini qo'llash:

Reaksiyaning tezligiga reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalarining ta'sirini massalar ta'siri qonuni tushuntiradi. Bu qonun 1867 yilda Guldberg va Vaage tomonidan kashf etilgan. Massalar ta'siri qonuni

quyidagicha ta'riflanadi:

O'zgarmas haroratdagi kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasiga to'g'ri proporsionaldir. Ya'ni,

$$V_1 = K_1 [A] \cdot [B]$$

Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi A va B moddalarning konsentratsiyasiga to'g'ri proporsionaldir. Nihoyat, ma'lum vaqgdan keyin ikkala reaksiya tezliklari tenglashadi. Shu paytdan boshlab 4 ta komponentga ega bo'lgan reaksiya arapashmaning tarkibi o'zgarmay qoladi. Ushbu holat kimyoviy muvozanat holati deyiladi.

Muvozanat konstantasi va kimyoviy moyillik

Massalar ta'siri qonuni qaytar jarayonlar uchun quyidagicha bo'ladi:

Oddiy reaksiya uchun:

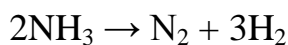
$$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$$

K – kimyoviy reaksiyaning muvozanat konstantasi.

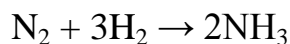
Xuddi shu qonunga asoslangan qaytar reaksiyani istalgan tomonga yo'naltirib, reaksiyaning unumini oshirish mumkin.



bu reaksiyadagi muvozanatda turgan NH_3 ga tashqaridan qo'shimcha NH_3 kiritsak, sistemada NH_3 ning miqdori oshib ketadi. Natijada protsess NH_3 ni parchalanish tomonga siljiydi.



Agar dastlabki holatdagi konsentratsiya oshirilsa, muvozanat NH_3 hosil bo'lish tomonga siljiydi.



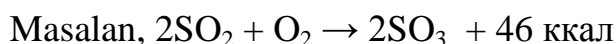
bu protsess ammiak sintezi uchun katta ahamiyatga egadir.

K ning qiymati qancha katta bo'lsa reaksiyani o'ng tomonga ketishidan, ya'ni C va D moddalarni xosil bo'lishidan dalolat beradi. «**K**» qiymatiga qarab kimyoviy moyillik haqida xulosa chiqarish mumkin. K qancha katta bo'lsa, kimyoviy moyillik xam shuncha katta bo'ladi.

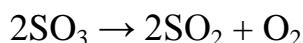
Kimyoviy moyillik deb - moddalarni bir-biri bilan kimyoviy reaksiyaga kirishishi qobiliyatiga aytiladi. Turli moddalar uchun kimyoviy moyillik turlicha bo'ladi va turli faktorlarga bog'liq bo'ladi. Ya'ni reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiatiga, haroratga va boshqalarga hamda konsentratsiyaga (yoki bosimga),.

Muvozanat konstantasini haroratga bog'liqligi

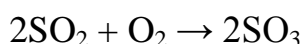
Le-Shatel'e prinsipiga muvofiq, temperatura reaksiya borishiga yordam beradi. Temperaturaning ko'tarilishi endotermik reaksiyaning borishiga, temperaturaning kamayishi esa ekzotermik reaksiyaning borishiga yordam beradi.



issiqlik chiqadi. Bu reaksiya ekzotermik reaksiya. Agar reaksiyaga temperatura bersak, SO_3 parchalanib, muvozanat dastlabki moddalar hosil bo'lishiga tomon siljiydi, ya'ni



Agar temperatura pasaysa SO_2 bilan O_2 birikib, SO_3 hosil bo'ladi, ya'ni



Muvozanat konstantasini haroratga bog'liqligini tushuntirish uchun termodinamikaning birinchi va ikkinchi qonuniga murojat qilish lozim. Termodinamikaning ikkinchi qonunini matematik ifodasi:

$$\frac{A}{Q} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \eta$$

$$\text{Harorat farqi: } T_1 - T_2 = \Delta T$$

$$\Delta A = Q_1 - Q_2$$

$$\frac{\Delta A}{Q} = \frac{\Delta T}{T} \quad \text{cheksiz kichik sonlar uchun} \quad \frac{dA}{Q} = \frac{dT}{T} \quad \text{deb yozish mumkin.}$$

Bu erdan

$$Q = \frac{dA \times T}{dT} = T \frac{dA}{dT} \text{ bu erda } \frac{dA}{dT}.$$

Bundan ko'rinib turibdiki, harorat o'zgarishi bilan ishni o'zgarishiga olib kelyapti. Termodinamikaning birinchi qonuniga muvofiq

$$Q = \pm \Delta U + A$$

$$Q = -\Delta U + A$$

Agar sistemaga tashqaridan issirlik bermasak ichki energiyani o'zgarishi hisobiga ish bajariladi. Ya'ni u kamayadi. Yuqorida olingan qiymatni termodinamikaning birinchi qonuni formulasiga qo'ysak:

$$T \frac{dA}{dT} = -\Delta U + A \quad \text{bu erdan}$$

$$A = T \frac{dA}{dT} + \Delta U \quad \text{yoki} \quad A = \Delta U + T \frac{dA}{dT}$$

Bu - Gibbs-Gelmgolts tenglamasi deb ataladi. Hajm doimiy bo'lganda,
 $V = \text{const}$

$$\frac{d \ln K_C}{dT} = -\frac{Q_V}{RT^2}$$

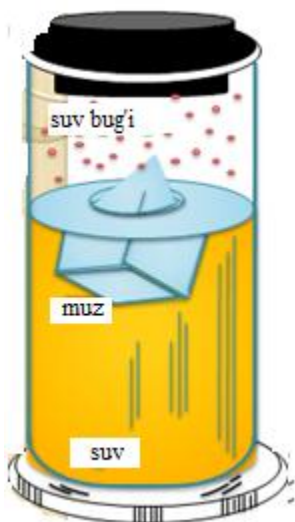
Bu tenglamani kimyoviy reaksiyaning izoxor tenglamasi deb yuritish mumkin.

O'zgarmas bosimda sodir bo'ladigan jarayonlar uchun izobar reaksiya tenglamasidan foydalaniladi. $\frac{d \ln K_P}{dT} = -\frac{Q_P}{RT^2}$; $Q_P = -\Delta H$ bo'lgani uchun

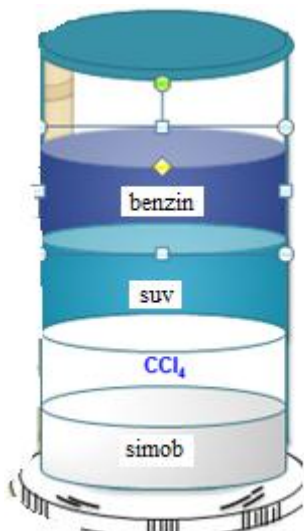
$$\frac{d \ln K_P}{dT} = -\frac{\Delta H}{RT^2}; \quad \text{Bu kimyoviy reaksiyaning izobar tenglamasi.}$$

1.7. Fazalararo muvozanat

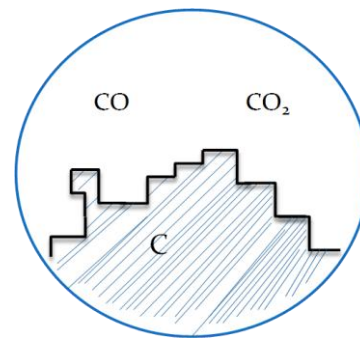
Tarkibi, kimyoviy va fizikaviy hossalari bir xil bo'lgan va boshqa qismlardan sirt bilan chegaralangan sistemaning gomogen qismi faza deyiladi. Bir necha fazalardan iborat sistema geterogen deyiladi. Suyuq va qattiq fazalar kondensirlangan fazalar deb ataladi. Bir necha fazalardan iborat sistemadagi muvozanat geterogen èki fazaviy muvozanat deyiladi. (1.7.1 -1.7.2 rasm.)



1.7.1 - rasm



1.7.2 - rasm

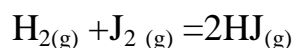


1.7.3 – rasm

Misol: chin eritmalar, gazlar aralashmasi(masalan – havo) bitta fazani tashkil etadi. To‘yingan eritmaning o‘zi birgina fazadan iborat, lekin uning ustidagi to‘yingan bug‘ ham nazarga olinsa, albatta ikki fazadir. Eritma tagida cho‘kma (qattiq tuz) ham bo‘lsa, bu sistema uch fazali bo‘ladi. Agar bir qattiq jism ikkinchi qattiq jismda eritilib bir jinsli aralashma hosil qilinsa, bu ham bir fazali bo‘ladi. Demak, moddalar sistemani har xil agregat holatda (gaz, suyuq, qattiq) tashkil etishi mumkin. SHunga ko‘ra sistemalar bir fazali, ikki fazali, uch fazali va ko‘p fazali bo‘ladi. Har bir sistema bir yoki bir necha moddadan iborat bo‘lib, bu moddalar sistemasining tarkibiy qismlari deb ataladi. $C + CO_2 \leftrightarrow 2CO$ (1.7.3 – rasm)

Termodinamik sistemadagi har qaysi fazalarning kimyoviy tarkibini to‘la ifodalash uchun etarli bo‘lgan modda xillarining eng kichik soni sistemaning mustaqil tarkibiy qismlari yoki komponentlar soni (K) deb ataladi. Komponentlar oddiy va murakkab bo‘lishi mumkin. Sistemadan ajratib olinishi mumkin bo‘lgan va undan tashqarida mavjud bo‘la oladigan modda sistemaning komponenti èki tashkil qiluvchi moddasi deyiladi. Masalan, natriy xloridning suvdagi eritmasida N_2O va $NaCl$ sistemani tashkil qiluvchi moddalari bo‘lib, Na^+ va Cl^- ionlarining har biri bir–biridan ajralgan holda uzoq vaqt mavjud bo‘la olmagan sababli komponent bo‘la olmaydi. Sistemadagi har qaysi fazaning kimèviy tarkibini ifodalash uchun etarli bo‘lgan modda xillarining eng kichik soni sistemaning komponentlari soni

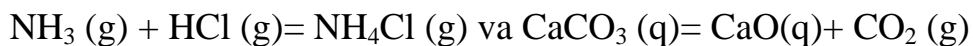
deyiladi. Agar fazalar muvozanatda turgan vaqtda kimëviy reaksiya sodir bo‘lmasa, sistemaning komponentlari soni shu sistemaning tarkibiy qismlari soniga teng bo‘ladi. Masalan, o‘zaro kimëviy ta’sirlashuv bo‘lmaëtgan vodorod, geliy va argonlardan tashkil topgan gazsimon aralashmada sistemani tashkil qiluvchi moddalarning soni mustaqil komponentlar soniga, ya’ni uchga teng. Osh tuzining suvli eritmasida H_2O , H^+ , OH^- , Na^+ , Cl^- zarrachalari bor, lekin komponentlar soni 2ta - H_2O , $NaCl$. Kimëviy reaksiya boraëtgan sistemalarda komponentlar soni sistemaning tarkibiy qismlari soniga baravar bo‘lmaydi. Muvozanat holatidagi kimëviy sistemaning komponentlari sonini topish uchun sistemadagi tarkibiy qismlar sonidan ayni sharoitda shu sistemada boraëtgan kimëviy reaksiyalar sonini ayirib tashlash kerak. Masalan, HJ , H_2 va J_2 lardan iborat gazlarning gomogen bir fazali sistemasida quyidagi



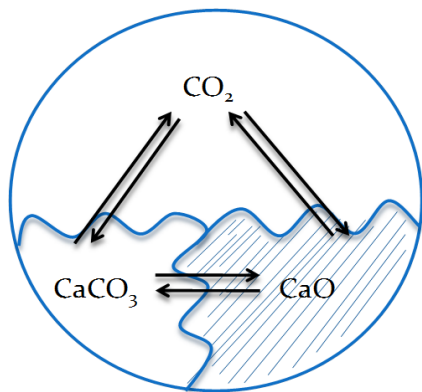
reaksiya ketishi mumkin. Uchta moddaning konsentratsiyalari orasida K_r muvozanat konstantasi bilan belgilanuvchi munosabat qaror topadi.

$$K_r = \frac{[J]^2}{[H_2][J_2]}$$

Shuning uchun sistemani tashkil qiluvchi moddalardan ikkitasining konsentratsiyasini bilgan holda, uchinchi moddaning konsentratsiyasini aniqlash mumkin. Demak, mustaqil komponentlarning soni ikkiga teng: $3-1=2$, bu erda 3-tashkil qiluvchi moddalarning soni, 1- konsentratsiyalarni o‘zaro bog‘lab turuvchi tenglamalar soni. Agar muvozanat holatidagi H_2 va J_2 larning konsentratsiyalari bir xil bo‘lsa, gaz fazasidagi ikkita tashkil qiluvchi moddalarning konsentratsiyalarini o‘zaro bog‘lovchi yana bir shart qo‘shiladi va mustaqil komponentlarning soni bittagacha kamayadi. Haqiqatdan, sistema faqat HJ dan hosil bo‘lgan bo‘lsa va uning boshlang‘ich konsentratsiyasi ma’lum bo‘lsa, unda muvozanat qaror topganda H_2 va J_2 larning konsentratsiyalari doimo teng bo‘ladi. Uchchala tashkil qiluvchi moddalarning muvozanat konsentratsiyalari esa yuqorida ko‘rsatilgan tenglamalar ërdamida xisoblanishi mumkin. Xuddi shunday mulohazalar yuritib quyidagi geterogen reaksiyalar uchun

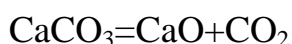


geterogen muvozanat konstantasini bilgan holda uchchala tashkil qiluvchi moddalarning konsentratsiyalarini o‘zaro bog‘lash mumkin, bunda mustaqil komponentlar soni ikkiga tenglashadi. Agar $\text{NH}_3(\text{g})$ va $\text{HCl}(\text{g})$ larning konsentratsiyalari o‘zaro teng bo‘lsa, mustaqil komponentlarning soni bittagacha kamayadi. Ikkinchi geterogen sistemada esa mustaqil komponentlarning soni ikkidan kam bo‘lishi mumkin emas, chunki $\text{CaO}(\text{q})$ va $\text{CO}_2(\text{g})$ lar turli fazalardadir.



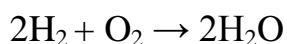
Kalsiy karbonat (CaCO_3)ning parchalanishida, muvozanat vaqtida sistemada uchta tarkibiy qism (CaO , CaCO_3 , CO_2) (1.7.4-rasm) bo‘lishiga qaramay, komponentlar soni 2ga teng. Faza – 3 ta
Tarkibiy qism – 3ta
Reaksiya soni – 1 ta

1.7.4-rasm



$$K = 3 - 1 = 2$$

Sistemaning sharoitlarini o‘zgartirish bilan muvozanat buziladi, bunda yangi muvozanat holati qaror topganda komponentlar soni ham o‘zgarishi mumkin. Masalan, past temperaturada va katalizator ishtirok etmaganda H_2O , O_2 va H_2 lardan iborat sistemada o‘zaro kimèviy ta’sirlar kuzatilmaydi va sistema uch komponentlidir. Yuqori temperaturalarda esa ($500\text{--}700^\circ\text{C}$) ushbu sistemada



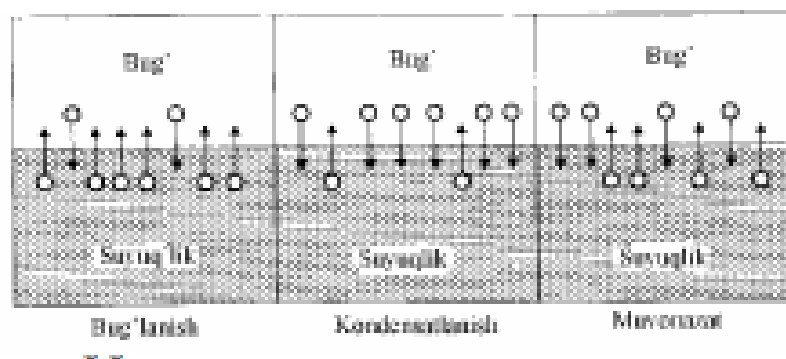
kimèviy reaksiya kuzatiladi va shusababli sistema yangi muvozanat holatida ikki komponentli bo‘lib qoladi.

Bosim, temperatura va sistemadagi komponentlarning konsentratsiyasi sistemaning parametrlari deyiladi. Sistemadagi fazalarning soniga va xiliga halol bermay turib, ma’lum chegarada ihtièriy ravishda o‘zgartirish mumkin bo‘lgan mustaqil parametrlar soni sistemaning erkinlik darajalari soni deyiladi. Sistemaning erkinlik darajalari soni uning variantligi deyiladi va sistemalar erkinlik darajalari soniga

qarab nonvariant èki invariant ($F=0$), monovariant ($F=1$), bivariant ($F=2$), uchvariant ($F=3$) kabi sinflarga ajratiladi. Sistemalar fazalar soniga èki komponentlar soniga qarab sinflanganda ham bir, ikki va uch fazali èki komponentli sinflar nazarda tutiladi. Bir komponentli sistemalarda fazalar bitta moddaning turli agregat holatlaridan iborat bo‘ladi. Bunday sistemaga suv, muz va bug‘ fazalari o‘zaro muvozanatda bo‘lgan bir komponentli sistemani misol qilishimiz mumkin. Turli modifikatsiyadagi kristallarning har biri ham alohida faza xisoblanadi. Masalan, yuqori bosimlarda suv muzning olti xil turli modifikatsiyalarini xosil qiladi, oltingugurt rombik va monoklinik ko‘rinishlarda kristallanadi, qo‘rg‘oshinning oq va qo‘ng‘ir rangdagi modifikatsiyalari mavjud, fosfor oq va binafsha modifikatsiyalarga ega. Sistema holatining va undagi fazaviy muvozanatlarning tashqi sharoitlardan èki uning tarkibidan bog‘lanishini ifodalovchi bog‘lanish holat diagrammasi èki fazaviy diagramma deyiladi. Bir komponentli sistemalarning holat diagrammalari tashqi sharoitlardan (temperatura, bosim) bog‘liq ravishda ifodalansa, ikki va uch komponentli sistemalardagi fazaviy muvozanatlar temperatura–tarkib diagrammalari orqali ifodalanadi.

2. Fazaviy muvozanatning asosiy tushunchalari.

Termodinamik sistemaga kiruvchi moddalar harorat va bosim o‘zgarishi bilan turli agregat holatlarda suyuq, qattiq va gaz–bo‘lib, bir èki bir nechta fazani hosil qilishi mumkin. Bu agregat holatdan ikkinchi agregat holatga o‘tishida kimèviy tarkib o‘zgarmaydi va unga fazaviy o‘tishlar deyiladi. (1.7.5 - rasm)



1.7.5 – rasm Fazaviy o‘tishlar

Bir necha fazalardan iborat sistemaga geterogen sistema, bu sistemada qaror topadigan muvozanatga esa geterogen èki fazaviy muvozanat deyiladi.

Faza (F) – bu geterogen sistemaning bir qismi bo‘lib, bir xil tarkib, fizikaviy va kimèviy xossalarga ega. Faza sistemaning boshqa qismlaridan chegara sirti bilan ajratilgan bo‘lib, sistemadan mexanik usulda ajratib olinishi mumkin.

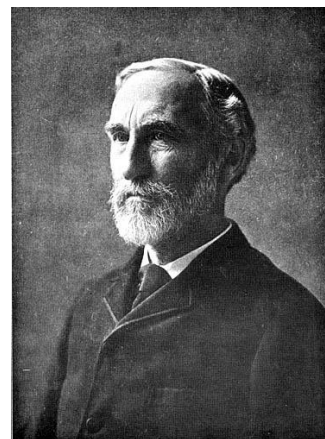
Masalan, muz-suv sistemasi ikki fazadan, tuz-to‘yingan eritma-bug‘ uch fazadan iborat. SHunga ko‘ra sistemalar bir fazali, ikki fazali va ko‘p fazali bo‘lishi mumkin. Sistema bir èki bir necha komponentdan tashkil topishi mumkin. Komponent (K)- deb individual kimèviy moddaga aytilib, u sistemaning tarkibiy qismi hisoblanadi. Komponent sistemadan ajratib olinishi mumkin va u mustaqil mavjud bo‘la oladi. Termodinamik sistemaning barcha fazalarini hosil qila oladigan individual kimèviy moddalarning eng kichik soniga komponentlar soni (K) deyiladi. Komponent tushunchasidan quyidagilar kelib chiqadi:

1. Har bir komponent boshqa komponentlarga bog‘liq bo‘lmagan holda mavjud bo‘lishi va o‘zgarib turishi mumkin.
2. Komponentlar sonini hisoblashda sistemaning hamma tarkibiy qismi inobatga olinmaydi. Masalan, osh tuzining suvdagi eritmasida turli zarralar – H_2O , $NaCl$, Na^+ , Cl^- , H^+ , OH^- bo‘lishiga qaramay komponentlar soni ikkita ($NaCl$, H_2O) bo‘ladi.
3. Agar sistemani tashkil etuvchi moddalar o‘zaro reaksiyaga kirishmasa, komponentlar soni (K) moddalar soni (R) ga teng bo‘ladi. Agar sistemada reaksiya borsa, komponentlar soni kam bo‘ladi. Komponentlar soniga qarab sistemalar bir komponentli, ikki komponent-li va h.k. bo‘lishi mumkin. Sistemaning holati erkinlik darajasi (variantli) bilan xarakterlanadi.

Erkinlik darajasi soni (F) deb – sistema holatini belgilovchi termodinamik parametrlar soniga aytiladi. Bu parametrlarni sistemadagi fazalar sonini o‘zgartirmasdan turib o‘zgartirish mumkin. Bunday parametrlarga tashqi omillar (harorat va bosim) va ichki omillar (komponentlar konsentratsiyasi) kiradi. Erkinlik darajasi soniga qarab sistemalar invariantli ($F=0$), monovariantli ($F=1$), bivariantli ($F=2$) va h.k. bo‘lishi mumkin. Masalan, o‘zgarmas bosimda tuzning to‘yingan eritmasining erkinlik darajasi 1 ga teng. Har qaysi tanlangan haroratda to‘yingan eritmaning muayyan konsentratsiyasi muvofiq keladi.

3. Gibbsning fazalar qoidasi.

Tashqi parametrlar o'zgartirilganda (p , T) sistemada muvozanat buziladi: Bunda komponentlar konsentratsiyasi o'zgarishi mumkin èki eski fazalar yo'qolib, o'rniga yangisi paydo bo'lishi mumkin. Bu o'zgarish yangi muvozanatgacha davom etadi. Tashqi parametrlar o'zgarishiga va komponentlar soniga bog'liq ravishda sistemaning erkinlik darajasini hisoblash uchun Gibbsning (1876) fazalar qoidasidan foydalaniladi:



**J.U.Gibbs (1839-
1903)**

Tashqi parametrlardan faqat harorat va bosim ta'sir etadigan muvozanatdagi sistemada erkinlik darajasi komponentlar sonidan fazalar sonini ayirib 2 qo'shilganga teng bo'ladi:

$$F = K - F + 2$$

Bunda F – sistemaning erkinlik darajasi,

K – komponentlar soni,

F – fazalar soni,

2 – mustaqil parametrlar soni

Agar tashqi omillardan sistemaga faqat bittasi harorat èki bosim ta'sir etsa, u holda fazalar qoidasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$F = K - F + 1$$

Bir komponentli geterogen sistemada fazalar 1 komponentdan iborat bo'ladi.

Fazalar qoidasiga ko'ra $K=1$. Bir vaqtda har ikkala parametr o'zgartiriladigan bo'lsa, sistemaning erkinlik darajasi

$$F = 3 - F$$

Bir komponentli uch fazali sistema uchun

$$F = 1 - 3 + 2 = 0$$

Erkinlik darajasining qiymati manfiy bo'lishi mumkin emas. Demak, bir komponentli sistemada fazalar soni uchtadan ortiq bo'lmaydi. Bir komponentli bir fazali sistema uchun erkinlik darajasi soni 2 ga teng. Bu demak, muvozanatni

buzmay turib, ikki parametr-harorat va bosimni o'zgartirishi mumkin. Mabodo fazalar soni 2 ga teng bo'lsa ixtiyoriy ravishda faqat bitta (èki harorat èki bosim) parametrni o'zgartirish mumkin. Agar fazalar soni uchtaga etsa erkinlik darajasi nolga teng bo'ladi.

4. Klapeyron-Klauzius tenglamasi.

Bir komponentli ikki fazali sistemalar katta amaliy ahamiyatga ega. Bunday sistemalar suyuqlantirilsa $Q \leftrightarrow s$, bug'latilsa $S \leftrightarrow b$, sublimantirilsa $Q \leftrightarrow b$ hosil bo'ladi, ya'ni fazaviy o'tish yuzaga keladi.

Эгриларнинг оғиши Клаузиус-Клапейрон тенгламаси билан белгиланади:

бу ерда:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H}{T(V_2 - V_1)}$$

ΔH - bir fazaning ikkinchi fazaga aylanish issiqligi;

V_2 - yuqoriroq haroratda barqaror bo'lgan fazaning hajmi;

V_1 - pastroq haroratda barqaror bo'lgan fazaning hajmi;

T - bu ikki fazaning muvozanat harorati. Agar $V_2 - V_1$

va ΔH ma'lum bo'lsa harorat bir oz o'zgariganda bosim qaysi tomonga o'zgarishini bilish mumkin. OB chizig'i suvning bug'lanish egrisi. Bunda, Klauzius – Klapeyron tenglamasi quyidagicha yoziladi:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H}{T(V_{\text{bug' suv}} - V_{\text{muz}})}$$

bu erda:

ΔH - suvning bug'ga aylanish issiqligi,

T - suvning bug'ga aylanish haroratii,

V_2 – bug'ning hajmi,

V_1 – suvning hajmi.

OA chizig'i suvning muzlash harorati bilan bosim orasidagi bog'lanishni ko'rsatadi. Bu hol uchun

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H}{T(V_{\text{suv}} - V_{\text{muz}})}$$

5. Birinchi va ikkinchi tur fazaviy o'tishlar. Bir komponentli sistemalarda Gibbs fazalar qoidasining qo'llanishi. Bir komponentli sistemalar uchun Gibbs qoidasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = 1 - F + 2 = 3 - F$$

Agar sistema erkinlik darajasining minimal qiymati (K_{\min}) nolga teng bo'lsa (sistema invariantli), u holda $F = 3$ ga teng bo'ladi. Bir komponentli muvozanatdagi sistemada uch faza (q, s, g) birgalikda bo'ladi. $F = 3$ bo'lganda esa sistema erkinlik darajasi soni (S_{\max}) maksimal qiymatga ega bo'ladi. $F < 3$ dan kichik bo'lishi mumkin emas. SHuning uchun $K_{\max} = 1 - 1 + 2 = 2$. Bunda harorat va bosim erkinlik darajasi va soni bo'ladi. Ko'pincha sistema holatining tashqi sharoitga bog'liqlik grafiklari ko'rib chiqiladi. P ning T ga nisbatan (èki p ning, T ning tarkibga nisbatan) bog'liqligining grafik ifodasiga fazaviy diagrammalar, holat diagrammalari èki $P - T$ diagrammalar deyiladi. Holat diagrammalari èrdamida fazalar soni, ularning mavjud bo'lish chegaralari, komponentlarning o'zaro ta'sirlashuv xarakteri, yangi vujudga keladigan birikmalar va ularning tarkibi haqida ma'lumotlar olish mumkin. Diagrammalar individual moddalarni ajratmasdan turib tahlil o'tkazishga imkon beradi.

Diagrammalar tuzishning umumiy prinsipi.

Ko'p komponentli sistemalarning fizik-kimèviy tahlilining diagramma uslubi N.S.Kurnakov (1912-1914) tomonidan taklif etilgan. Holat diagrammalari tahlili ostida ikkita umumiy prinsip ètadi:

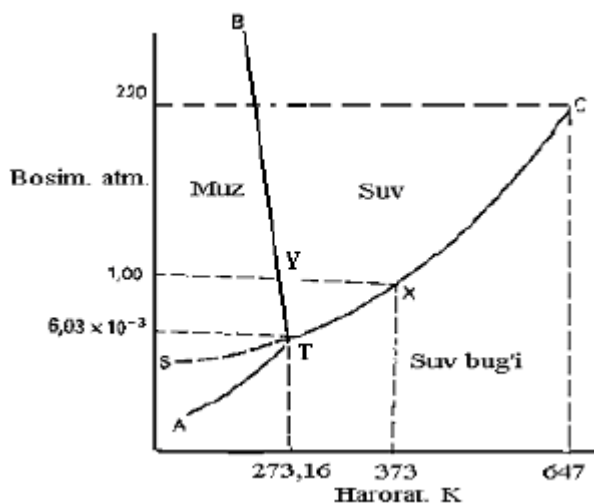
- a) uzluksizlik prinsipi.
- b) muvofiqlik prinsipi.

Uzluksizlik prinsipiga asosan, parametrlar uzluksiz ravishda o'zgarganida alohida fazalar xossalari ham uzluksiz o'zgaradi. Sistemaning yaxlit holdagi xossasi fazalar soni va tabiati o'zgarguncha o'zgarib boradi. SHundan so'ng sistema xossasi sakrash bilan o'zgaradi. Muvofiqlik prinsipiga asosan holat diagrammasida har qaysi faza uchun tekislikning bir qismi muvofiq kelishi kerak. Bu qismga fazalar maydoni deyiladi. Fazalar maydoni fazaning muayyan holatda (q, s, g) mavjud bo'lish chegarasini ifodalaydi. Tekisliklarning kesishish chiziqlari

muvozanat holatlari (S G(bug‘), S Q, Q bug‘) ni xarakterlaydi. Holat diagrammasidagi nuqta (figurativ nuqta) sistemaning ayni holatini xarakterlaydigan parametrlarning qiymatini ko‘rsatadi.

Suvning holat diagrammasi.

1.7.6- rasmda suvning holat diagrammasi keltirilgan bo‘lib, unda uchta maydon: muz (q), suyuqlik (s) va bug‘ (g) mavjud. Har bir maydon chegarasida fazalar sonini o‘zgartirmay turib ixtiëriy ravishda harorat va bosimni o‘zgartirish mumkin. Chunki $F = 1$, sistema erkinlik darajasi $F=1-1+2=2$ AO, VO, SO egri chiziqlari ikki faza muvozanatda bo‘ladigan harorat (T) va bosim (r) ning qiymatlarini ko‘rsatadi.



1.7.6– rasm. Suvning holat diagrammasining tuzilishi.

Har bir egri chiziq fazaviy aylanish haroratining bosimga bog‘liqligini ko‘rsatadi. Egri chiziqlarning og‘ishini Klapeyron tenglamasining quyidagi ko‘rinishi orqali aniqlanadi.

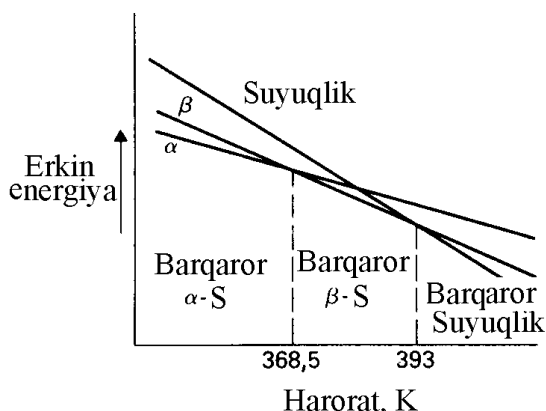
$$\left(\frac{dp}{dT} \right)_{e \leftrightarrow \delta} = \frac{\Delta H_{tr}}{T_{tr} (V_{\delta} - V_c)}$$

$V_{bug‘} > V_s$ bo‘lganligi uchun $\Delta V > 0$ bo‘ladi. Bug‘lanish jaraënida sistemaga issiqlik berilganligi uchun $\Delta H_{tr} > 0$. Bundan kelib chiqadiki harorat oshishi bilan bosim ham oshadi va egri chiziq o‘ng tomonga og‘adi. OV chizig‘i suvning muzlash haroratining tashqi bosimga bog‘liqligini ko‘rsatadi. Bu holat uchun quyidagi tenglama qo‘llaniladi:

$$\left(\frac{dp}{dT}\right)_{k \leftrightarrow c} = \frac{\Delta H_{tr}}{T_{tr}(V_c - V_k)}$$

Suv uchun $V_q > V_s$ shuning uchun $\Delta V < 0$ (ko'pgina moddalar uchun esa $\Delta V > 0$). Agar $\Delta V < 0$ bo'lsa $OV \left(\frac{dp}{dT}\right)_{k \leftrightarrow c} < 0$ chizig'i chapga og'gan bo'ladi. Istalgan chiziqdagi nuqtada sistema monovariantli bo'ladi, ya'ni bitta erkinlik darajasiga ega ($S=3-2=1$). Demak ixtiyoriy ravishda eki harorat, eki bosim o'zgartirilishi mumkin. Ikkinchi parametr birinchisiga bog'liq ravishda o'zgaradi. Masalan, T_1 haroratda $S \leftrightarrow$ bug' muvozanati faqat p_1 bosimda mavjud bo'lishi mumkin. Agar T_1 haroratda bosim o'zgartirilsa sistema ikki fazalikdan bir fazalikka o'tadi. Diagrammadagi 0 nuqta sistemadagi uch faza mavjud bo'lishiga muvofiq keladi. Bu holatda $S=1-3+2=0$ (sistema invariantli). Bunday holatda sistema $t=273,16$ K, $6,03 \cdot 10^{-3}$ atm bosimda bo'ladi. 0 nuqtaga uchlamchi nuqta deyiladi.

4. Oltinugurtning holat diagrammasi. Bizga ma'lumki, qaysi birikma bir necha xil kristall shaklda mavjud bo'lsa, bu birikma polimorfizm nomo'èn qiladi. Agar biror bir oddiy modda bir necha xil kristall ko'rinishda mavjud bo'lsa, polimorfizmning bunday ko'rinishiga allotropiya deyiladi. Masalan, oltinugurt ikki xil allotropik shaklda mavjud bo'ladi: ortorombik kristall tuzilishga ega bo'lgan α - shaklda va monoklinik kristall tuzilishga ega bo'lgan β - shaklda α - oltinugurtda S8 molekulalari β -oltinugurtga nisbatan zichroq joylashgan. 1.7.8-rasmda oltinugurtning ikki allotropik ko'rinishidagi va suyuq holatdagi erkin energiyasining haroratga bog'liqligi keltirilgan. Har qanday moddaning erkin

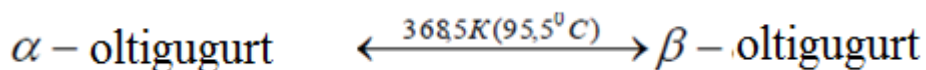


energiyasi harorat oshishi bilan kamayadi. Oltinugurtning α -allotropiyasida 368,5 K haroratdan past haroratlarda erkin energiya eng kam bo'ladi. Demak α -oltinugurt 368,5 K dan past haroratda barqaror bo'lsa, 368,5 K ($95,5^{\circ}\text{C}$) dan 393 K (120°C) haroratgacha β -allotrop barqarorroq bo'ladi.

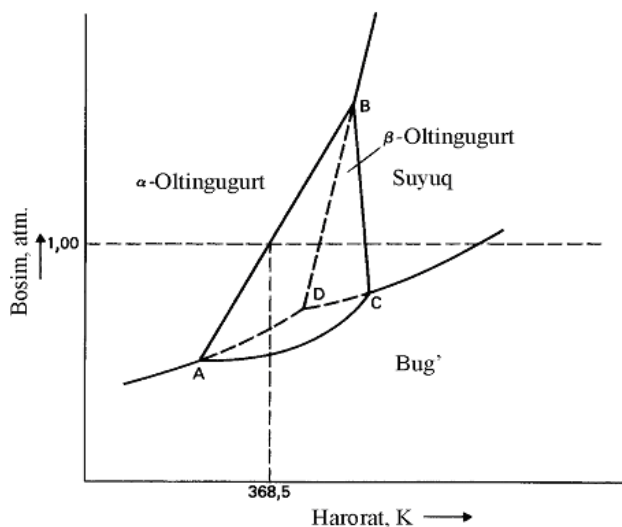
1.7.8- rasm. Oltinugurt erkin energiyasining haroratga bog'liqligi.

393 K dan yuqori haroratda esa oltinugurt suyuq holatda bo'ladi.

Qaysidir element (oddiy modda) ikki ÷ki undan ortiq allotropik shaklda mavjud bo'lsa, ularning har biri muayyan sharoitda barqaror bo'ladi. Bunga enantiotropiya deyiladi. Ikki enantiotrop bir-biri bilan muvozanatda turgan haroratga o'tish harorati deyiladi. 1 atm bosimda oltingugurtning enantiotrop o'tish harorati 368,5 K ga teng.



Oltigugurtning holat diagrammasidagi (1.7.9- rasm) AV egri chiziq o'tish haroratiga bosimning ta'sirini ko'rsatadi. Bosim oshgan sari o'tish harorati ham oshib boradi. Oltigugurt uchta (A, V va S) uchlamchi nuqtaga ega. Masalan A nuqtada ikkita qattiq va bitta gaz faza o'zaro muvozanatda bo'ladi. Bu ikki qattiq fazalar oltigugurtning enantiotroplaridir. Shtrixlangan egri chiziqlar metastabil sharoitga mos keladi. masalan, AD egri chiziq α -oltigugurtning o'tish haroratidan yuqori haroratlardagi bosimini bildiradi.



1.7.9- rasm. Oltigugurtning fazoviy holat diagrammasi.

1.8. Ikki komponentli sistemalar

Ikki komponentli sistemalar uchun Gibbsning fazalar qoidasi quyidagicha yoziladi:

$$F=2-F+2=4 - F$$

$F=4$ da $F=0$ bo'ladi. Demak, fazalar soni 4 dan ortiq bo'lishi mumkin emas.

Erkinlik darajasining maksimal qiymati 3 ga teng ($F=1$ da). Bular bosim, harorat va konsentratsiya. Bu holda sistemaning holatini 3 o'lchovli (fazoviy) diagramma

bilan ifodalanadi. Ko‘pincha ikki komponentli sistemalarni $R=\text{const}$ yoki $T=\text{const}$ da o‘rganiladi. Unda fazalar qoidasi

$$F=2-F+1=3 - F$$

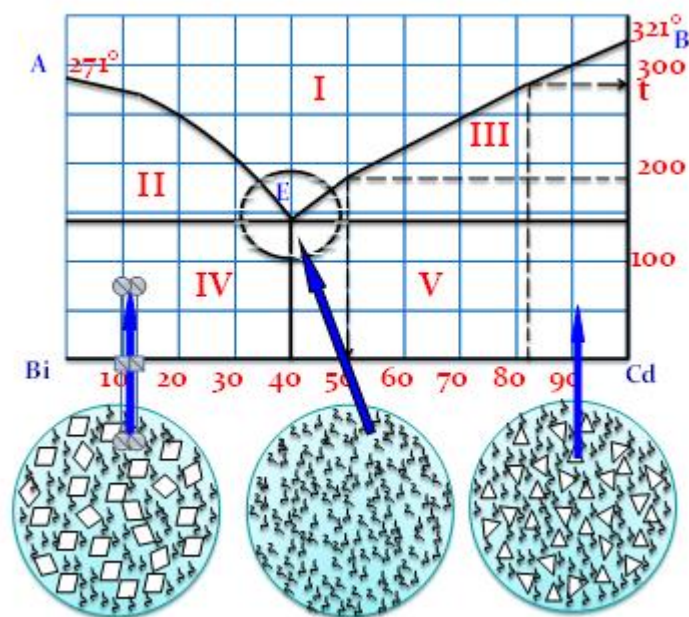
ko‘rinishida yoziladi, holati harorat-tarkib yoki bosim-tarkib diagrammalarida ifodalanadi. Bu diagrammalar tekislikda yotadi va holat diagrammalari deb ataladi. Holat diagrammalarini tahlil qilish - fazalar sonini aniqlash, ularning mavjud bo‘la olish chegaralarini belgilash, komponentlarning ta’sirlashish xarakterini aytib berish imkonini beradi. Ular yordamida komponentlarni sistemada turgan holda tahlil qilinadi. Bu usul ko‘p komponentli sistemalarni tahlil qilishning fizik-kimyoviy usuli bo‘lib, uni 1912-1914 yillarda akademik N.S. Kurnakov taklif etgan. Ikki komponentli sistemalar uchun Gibbsning fazalar qoidasi quyidagicha yoziladi:

$$F=2-F+2=4 - F$$

$F=4$ da $F=0$ bo‘ladi. Demak, fazalar soni 4 dan ortiq bo‘lishi mumkin emas. Erkinlik darajasining maksimal qiymati 3 ga teng ($F=1$ da). Bular bosim, harorat va konsentratsiya. Bu holda sistemaning holatini 3 o‘lchovli (fazoviy) diagramma bilan ifodalanadi. Ko‘pincha ikki komponentli sistemalarni $R=\text{const}$ yoki $T=\text{const}$ da o‘rganiladi. Unda fazalar qoidasi

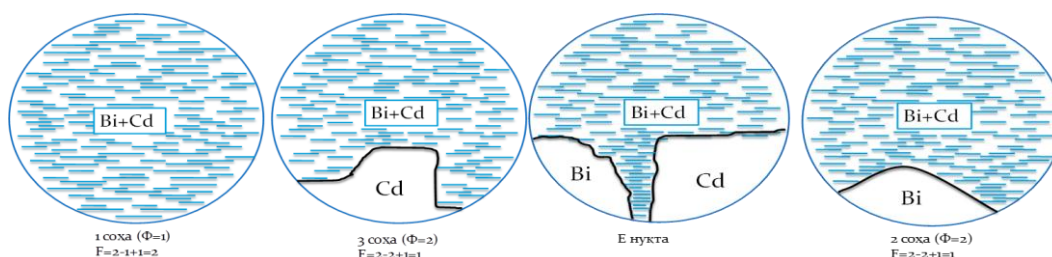
$$F=2-F+1=3 - F$$

ko‘rinishida yoziladi, holati harorat-tarkib yoki bosim-tarkib diagrammalarida ifodalanadi. Bu diagrammalar tekislikda yotadi va holat diagrammalari deb ataladi. Holat diagrammalarini tahlil qilish - fazalar sonini aniqlash, ularning mavjud bo‘la olish chegaralarini belgilash, komponentlarning ta’sirlashish xarakterini aytib berish imkonini beradi. Ular yordamida komponentlarni sistemada turgan holda tahlil qilinadi. Bu usul ko‘p komponentli sistemalarni tahlil qilishning fizik-kimyoviy usuli bo‘lib, uni 1912-1914 yillarda akademik N.S. Kurnakov taklif etgan. Bunday sistemalarda bug‘ fazasi bo‘lmaydi. Shuning uchun kondensirlangan sistemalar deyiladi. Misol qilib Bi – Cd dan iborat sistemada fazalar o‘zgarishini ko‘rib chiqamiz. Buning uchun tarkib-harorat koordinatalari tuziladi. (1.8.1-rasm)



1.8.1-rasm. Ikki komponentli sistemani holat daigrammasi

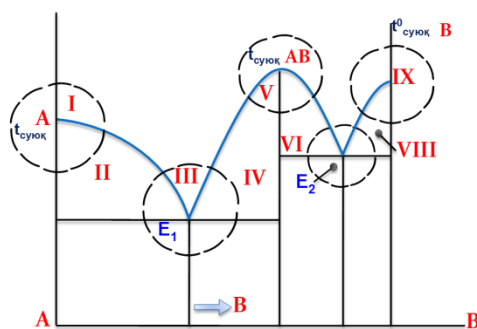
A va B nuqtalar toza moddalarning kristallanish haroratiga to‘g‘ri keladi. Ulardan yuqorida sistema suyuq holatda, A, V nuqtalardan pastda qattiq holatda bo‘ladi. Agar A moddaga V modda qo‘shib borilsa, A moddaning kristallanish harorati A nuqtadan pastda bo‘lib, B modda miqdori ortgan sari AE chizig‘i bo‘ylab pasayadi. Xuddi shunga o‘xshash V moddaga A modda qo‘shib borilsa, kristallanish harorati VE chizig‘i bo‘ylab pasayadi. Bu chiziqlarda 2tadan faza bor – ikkala moddaning suyuq aralashmasi va qattiq A yoki B.



1.8.2-rasm.

(1.8.2-rasm) 1 sohada 1ta faza – ikkalasining suyuq aralashmasi bor ($F=1$). AEB chizig‘i likvidus deb ataladi. 2 sohada A va V ning suyuq aralashmasi va A ning kristallari; 3 sohada A va B ning suyuq aralashmasi va V ning kristallari mavjud. CED chizig‘i solidus chizig‘i deyiladi. Undan pastda konsentratsiya hisobga olinmaydi. U erda faqat harorat erkinlik darajasi bo‘ladi. 4 sohada A ning

yirik kristali, A va V ning mayda kristallari; 5 sohada V ning yirik kristali va A va V ning mayda kristallari bor. Diagrammadagi E nuqta eng past kristallanish nuqtasi bo‘lib, unda A va B moddalar baravar kristallanadi. Bu nuqtaga to‘g‘ri keladigan aralashma efektik aralashma deyiladi, harorat esa efektik harorat deyiladi. Bu haroratdan pastda sistema suyuq holatda bo‘lmaydi. Effektik haroratda 2la komponentning kristallari suyuq efektik aralashma tarkibiga proporsional ravishda kristallanadi va oxirigacha shunday davom etadi. E nuqtada uchta faza $F=3$ $F=0$. Sistemani tashkil etgan moddalar bir-biri bilan reaksiyaga kirishib kimyoviy birikma hosil qiladigan bo‘lsa, (masalan: Vi–Te) unda holat diagrammasi murakkablashadi. Kimyoviy birikma hosil bo‘lishi kuzatiladigan erish diagrammasi (1.8.3-rasm)



1.8.3-rasm. Termik analiz (tahlil)

Har xil sistemalarning holat diagrammalari termik tahlil usuli yordamida chiziladi. Avval tekshirilayotgan moddalardan bir necha xil tarkibli qotishmalar tayyorlanadi. Toza moddalarni va qotishmalarni (7 yoki 9, 11 ta) sovush egrilari olinadi. Buning uchun ularni avval qizdirib suyuq holatga o‘tkaziladi (qizdirish moy xamomlarida olib boriladi; qizdirilayotgan paytda sistema xamomdan issiqlik yoki energiya oladi, shuning uchun harorat bir tekisda pasaya boradi) va vaqt birligida haroratlarning o‘zgarishi o‘lchab boriladi. 1- va 9-chi chiziqlar toza moddalarga mos keladi. Harorat avvaliga bir tekisda pasayadi. Qotish haroratiga etgach, toza modda qota boshlaydi (chunki sistema sovuyotganida moy xamomidan olgan issiqlikni tashqariga beradi). Bu vaqtda issiqlik ajralib chiqishi tufayli harorat o‘zgarmaydi (bu diagrammada gorizontall chiziqqa to‘g‘ri keladi). Chunki, bu erda

$$F=2 \text{ va } F=1-2+1=0$$

Moddaning hammasi qotib bo'lgach, harorat yana pasaya boshlaydi, bu erda suyuq faza yo'qoladi

$$F=1 \text{ va } F=1-1+1=1$$

Qolgan chiziqlar aralashmalarning kristallanish (qotish) jarayonini ko'rsatadi. 2-, 3-chi chiziqlarni ko'rsak, avval suyuq qotishma soviy boshlaydi, bu vaqtda harorat bir tekis pasayadi. Moddalardan bittasi qota boshlagach, issiqlik ajralib chiqishi tufayli sovush tezligi pasayadi, chiziq sinadi. Ikkinchi modda konsentratsiyasi oshib borgan sari sinish nuqtasi pasayaveradi. Ma'lum haroratga etgach ikkala modda baravar qotadi va harorat o'zgarmay qoladi (ya'ni, 2la modda bir vaqtda bir fazadan ikkinchi fazaga o'tadi va issiqlik ko'p ajralib chiqadi, shuning uchun gorizontal chiziq oldingilaridan farqli kengroq bo'ladi). Aralashma qotib bo'lgach sovush davom etadi. 4 – chiziq efektik aralashmaga mos keladi. U eng past haroratda qotadi. Unda suyuq aralashma tarkibi bilan qattiq aralashma tarkibi bir xil bo'ladi. Olingan sovush egrilaridan qotish nuqtalari tarkib-harorat diagrammasiga ko'chirilib holat diagrammasi chiziladi.

Farmatsiyadagi ahamiyati

Farmatsiyada «mos kelmaslik» termini juda ko'p ishlatiladi. Mos kelmaslik deganda o'zining dastlabki xossalarini (fizik, kimyoviy, farmakodinamik) o'zgarishi va sifatini yomonlashishiga olib keladigan jarayon tushuniladi. Holat diagrammalaridan foydalanib fizikaviy nomutanosiblikni(bu efektik nuqtada kuzatiladi) - kukunlarning nam tortib qolishi, emulsiyalarning qavatlanishi; kimyoviy mos kelmaslik – moddalarning kimyoviy birikmalar hosil qilishining oldini olish mumkin. Ba'zi hollarda holat diagrammalari dori shakllarini tayyorlashda qo'llaniladi. Masalan: suppozitoriyalar (shamchalar) uchun asos tayyorlashda. Diagrammalar shamchalarning ratsional tarkibini topib olishga yordam beradi. Bu asoslar 35-36⁰C da eriydigan va 32⁰C dan pastda yumshamaydigan bo'lishi kerak. Shu yo'l bilan 40% salomas va 60% metilsteriat; 80% parafin va 20% metilsteriat tarkibli asoslar olingan. Dorivor moddalarning biologik ta'sirini oshirishda qo'llaniladi. Yomon eriydigan dorivor moddalarning biologik ta'siri ularning dispersligini oshirish bilan ya'ni, zarrachalarining

o'ldamini kichraytirish bilan yaxshilanadi. Buning uchun yomon eriydigan dori moddani fiziologik inert yaxshi eriydigan modda bilan aralashiriladi va termik tahlil usuli orqali effektiv aralashma tarkibi topiladi. Bu aralashma tarkibiga to'g'ri keladigan tarkib bo'yicha aralashma tayyorlab, suyuqlantiriladi va sovutiladi. Kristallanganda juda mayda kristallar hosil bo'ladi va ularning biologik ta'siri kuchayadi. Shu yo'l bilan tiozolning biologik ta'siri kuchaytirilgan. Uning fiziologik inert modda – mochevina bilan effektiv aralashmasi tayyorlangan. Undan tashqari parchalanmay suyuqlanadigan qattiq dori moddalar aralashmalarining tarkibini analiz qilishga imkon beradi.

Laboratoriya mashg'ulotlari

1- ish. Amaliy mashg'ulotlar olib borish tartibi, ishlarni rasmiylashtirish.

Kalorimetr doimiysini aniqlash.

Ish tartibi: Har xil fizik kimyoviy jarayonlarning issiqlik effektlarini hamda issiqlik sig'imlarini kalorimetrda o'lchanadi. Kalorimetr ikki qavatli ichki idish (1) va tashqi stakan (2), teshiklari bo'lgan qopqoq (3), termometr (4), shisha tayoqcha (5), aralashtirgich (6) dan iborat (1.1-rasm). Kalorimetrda o'lchangan issiqlik effektini quyidagi formula bilan hisoblanadi.

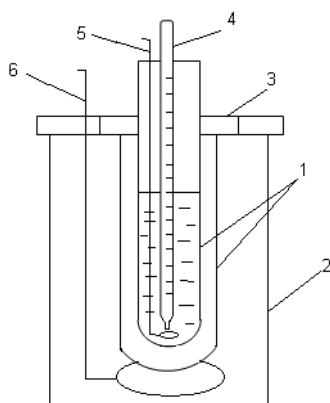
$$\Delta H = \frac{K * \Delta t}{n}$$

ΔH - tuzning erish issiqligi

K- kalorimetr doimiysi

n- modda miqdori

Δt - erish jarayonida haroratning o'zgarishi



Tuzning erish issiqligini hisoblash uchun kalorimetr doimiysini bilish kerak. Bu kattalik kalorimerni termometr, aralashtirgich, suv va tuz bilan birgalikda bir gradusga isitish uchun kerak bo'lgan issiqlik miqdori. Kalorimetr doimiysini erish issiqligi

1.1-rasm. Kalorimetr asbobi.

ma'lum bo'lgan birorta tuzga nisbatan, masalan kaliy nitrat yoki ammoni nitratga nisbatan o'lchanadi.

Yaxshilab maydalangan 1g NH_4NO_3 tuzi tortib ilinadi. Kalorimetrda 30 ml distillangan suv quyiladi. Kalorimetr qopqog'i yopilib, termometr va aralastirgich o'rnatiladi. Kalorimetr va tashqi muxit orasida issiqlik almashinuvi sodir bo'lishi uchun 10-15 minut kutib turiladi. So'ngra 5 minut davomida (har bir minutda) sistemaning harorati o'zgarishini kuzatib borib natijalari 1-jadvalga yozib qo'yiladi.

1 – jadval Tuz erishidan oldin

Vaqt, min.	1	2	3	4	5
Harorat, $t^{\circ}\text{S}$					

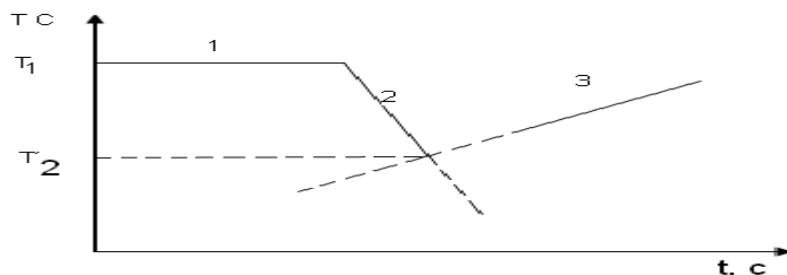
2 –jadval Tuz erigandan keyin

Vaqt, s	15	30	45	60	75	90	105	120	135	150
Harorat, $t^{\circ}\text{S}$										

Shundan keyin ehtiyotlik bilan idish devorlarida qoldirmasdan tuzni kalorimetrdagi suvga solinadi, doimo aralastirib turgan holda har 15 sekunda haroratning o'zgarishi 2-jadvalga qayd etib boriladi. Ayniqsa dastlabki 3 minut ichida haroratning o'zgarishiga alohida e'tibor beriladi. Haroratning o'zgarishi (Δt) ni topishda grafik usulidan foydalaniladi. Buning uchun jadvaldagi natijalar asosida grafik chiziladi. Abstsissa o'qiga vaqt, ordinata o'qiga harorat qo'yiladi.

$$t = t_2 - t_1 .$$

t_1 –tuzning erishidan oldingi harorat. t_2 –tuz to'la erib bo'lgandagi harorat. Erish jarayonida kalorimetr va tashqi muxit orasida issiqlik almashinuvi sodir bo'lib, haroratning eng pasayadigan nuqtasi tajribada kuzatilmaydi. Shuning uchun tuzni erishida harorat o'zgarishini topishda grafikdagi 2-va 3-chizqlarni davom ettirib kesishish nuqtasidan ordinata o'qiga perpendikulyar tushirish orqali T_2 topiladi.(1.2-rasm)



1.2-rasm.

Δt ni grafikdan topgandan so`ng kalorimetr doimiysi K hisoblanadi (2-rasm).

$n = m/M$ m -tuzning massasi, g; M –tuzning molyar massasi.

Kalorimetr doimiysini aniqlash uchun erish issiqligi ma'lum bo`lgan tuzlar NH_4NO_3 yoki KNO_3 tuzi bilan tajriba o`tkaziladi. 18°C da NH_4NO_3 tuzining erish issiqligi $\Delta H_{\text{erish}} = -27,2$ kJ/mol. KNO_3 tuzining erish issiqligi $\Delta H_{\text{erish}} = -35,62$ kJ/mol. Kalorimetr doimiysi quyidagi formula bilan hisoblanadi:

$$K = \frac{\Delta H \cdot n}{\Delta t}$$

Keys usuli. Keys-stadi (inglizcha sase – to`plam, aniq vaziyat, stadi - ta'lim) - keysda bayon qilingan va ta'lim oluvchilarni muammoni ifodalash hamda uning maqsadga muvofiq tarzdagi echimi variantlarini izlashga yo`naltiradigan aniq real yoki sun'iy ravishda yaratilgan vaziyatning muammoli-vaziyatli tahlil etilishiga asoslanadigan ta'lim uslubidir.

Keys-stadi - ta'lim, axborotlar, kommunikatsiya va boshqaruvning qo`yilgan ta'lim maqsadini amalga oshirish va keysda bayon qilingan amaliy muammoli vaziyatni hal qilish jarayonida prognoz qilinadigan o`quv natijalariga kafolatli etishishni vositali tarzda ta'minlaydigan bir tartibga keltirilgan optimal usullari va vositalari majmuidan iborat bo`lgan ta'lim texnologiyasidir.

Keysning pedagogik pasporti

- 1) Pedagogik annotatsiya
- 2) Keys
- 3) Talabaga uslubiy ko`rsatmalar

Oqituvchi keysalogning keysni hal etish varianti

Pedagogik annotatsiya

Berilgan keysning maqsadi: Talabalarning “Fizik kolloid kimyo

predmeti, uning farmatsiyadagi o`rni. Termodinamikaning 1- qonuni. Termokimyo. Gess qonuni. Termodinamikaning II qonuni. Entropiya. Termodinamik potentsiallar” mavzusi bo`icha bilim va ko`nikmalarini rivojlantirish, o`tilgan mavzularga oid bilimlarini tekshirib ko`rishdan iborat.

Kutilayotgan natijalar:

- Organilayotgan mavzu bo`yicha nazariy bilim va ko`nikmalari oshadi;
- Termodinamika. Termokimyo mavzusi bo`yicha asosiy tushunchalarga ega bo`ladilar;
 - Talabalar faoliyatini mavzuni mustaqil va ijodiy o`zlashtirishga yo`llash, bilish faoliyatini bosqichma-bosqich tashkil etish;
 - Asosiy g`oyani ajratish, mantiqiy fikr yuritish, fikrni bayon etish va asoslash ko`nikmalari, nutq va muloqotga kirishishga erishish;
 - Talabalarning kimyo (Termodinamika. Termokimyo) bilimlarini o`zlashtirish samaradorligini orttirish.

Keysni muvaffaqiyatli bajarish uchun talaba quyidagi bilimlarga ega bo`lishi lozim:

- Fizik kolloid kimyo predmeti, uning farmatsiyadagi o`rni. Termodinamikaning 1-qonuni. Termokimyo. Gess qonuni. Termodinamikaning II qonuni. Entropiya. Termodinamik potentsiallar haqida tasavvurga ega;
- Namoyish eksperimentidan foydalanish malaka va ko`ikmalari shakllangan; Namoyish eksperimenti orqali ochiladigan fundamental asosiy tushunchalar shakllangan.

Keysda ishlatilayotgan ma'lumotlar manbai:

1. P.W. Atkins Physical chemistry . 1986.
2. D. H. Everett, F.R.S. Colloid science. Department of Physical Chemistry University of Bristol. ISBN 0-85186-443-0 © The Royal Society of Chemistry.
3. Aminov S.N., Qurbonova M.M., Raxmatullaeva M.M. Fizik va kolloid

kimyo, Darslik - Toshkent, Fan, 2020. - 295 b.

4. Aminov S.N., Qurbonova M.M., Rahmatullaeva M.M. Учебное пособие к лабораторным занятиям по физической и коллоидной химии. - Toshkent, Fan, 2020. - 306 b.
5. Kamoliddinov M., Vaxobjonov B., Innovatson pedagogik texnologiyalari asoslari, Toshkent. 2010.

Кейс 1.

Keys-stadidagi asosiy muammo:

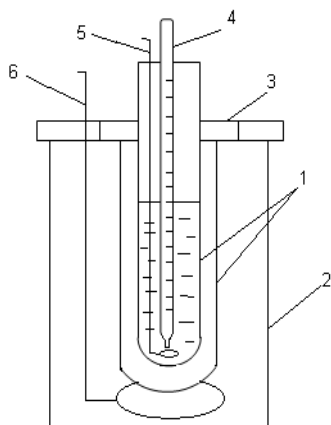
Kimyoviy reaksiya issiqligi nima?

Muammoni tahlil qilish va echish jadvali

Muammarni tasdiqlovchi dalillar	Muammoli vaziyatning kelib chiqish sabablari	Muammaning echimi
Sistemaga berilgan issiqlikning qanday sarflanishi	Termodinamik potentsiallar orqali sistemaga berilgan energiyaning ishga aylangan qismini miqdoriy ifodalash	Gess qonuni.

Кейс 2.

Keys-stadidagi asosiy muammo:



Reaksiyalarning issiqlik effektlari qanday aniqlanadi?

Kalorimetr asbobini tuzilishi.

Muammarni tasdiqlovchi dalillar	Muammoli vaziyatning kelib chiqish sabablari	Muammaning echimi

Keysda ishlatilayotgan ma'lumotlar

1. Reaksiyaning issiqlik effekti bilan uning entalpiyasi orasida qanday bog'lanish bor?
2. Gess qonunini ta'riflang va tushuntiring.
3. Berilgan bosim o'zgarmas bo'lgandagi reaksiyaning issiqlik effekti nimaga teng.
4. Moddalarning hosil bo'lish (h.b.) issiqliklari aniq bo'lsa, organik birikmaning yonish issiqligini qanday topiladi.

2-ish Tuzlarning erish issiqligini aniqlash

Ish tartibi: Yaxshilab maydalangan 1g NH_4Cl tuzi tortib olinadi. Kalorimetrga 30 ml tozalangan suv quyiladi. Kalorimetr qopqog'i yopilib, termometr va aralashtirgich o'rnatiladi. Kalorimetr va tashqi muhit orasida issiqlik almashinuvi sodir bo'lishi uchun 10-15 minut kutib turiladi. So'ngra 5 minut davomida (har 1 minutda) sistemaning harorati o'zgarishini kuzatib borib natijalari 1-jadvalga yozib qo'yiladi. Shundan keyin tuz solinadi va har 15 sekunda haroratning o'zgarishi 2-jadvalga qayd etib boriladi.

1 – jadval Tuz erishidan oldin

Vaqt, min.	1	2	3	4	5
Harorat, $t^{\circ}\text{S}$					

2 –jadval Tuz eritilgandan keyin

Vaqt, s	15	30	45	60	75	90	105	120	135	150
Harorat, $t^{\circ}\text{S}$										

Haroratning o'zgarishi (Δt) ni topishda grafik usulidan foydalaniladi. Buning uchun jadvaldagi natijalar asosida grafik chiziladi. Absstsissa o'qiga vaqt, ordinata o'qiga harorat qo'yiladi. $\Delta t = t_2 - t_1$.

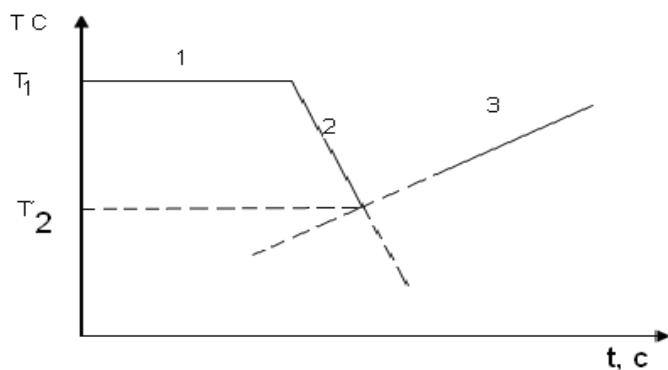
t_1 –tuz erishidan oldingi harorat. t_2 – tuz to'la erib bo'lgandagi harorat.

Haroratning eng pasayadigan nuqtasi t_2 grafikdagi 2- va 3-chiziqlarni davom ettirib kesishish nuqtasidan ordinata o'qiga perpendikulyar tushirish orqali topiladi.

$n = m/M$ m- tuzning massasi, g; M –tuzning molyar massasi.

Yuqorida aniqlangan kalorimetr doimiysidan foydalanib ΔN_{erish} hisoblanadi.

$$\Delta H = \frac{K * \Delta t}{n}$$



2.1-rasm.

t_2 ni grafikdan topgandan so'ng ΔH_{erish} hisoblanadi (1-rasm).

Бумеранг (aks-sado) treningi технологияси – Mazkur texnologiya bir mashg'ulot davomida o'quv materialini chuqur va yaxlit o'rganish, ijodiy tushunib etish, erkin egallashga yo'naltirilgan. Asosiy tushunchalar quyidagilar:

- Ochuq savollar – bu savollar muomula, so'zlashuvni davom etishiga imkon beradi. Ularga gisqa, bir hil javob berishga mumkin emas.
- Yopiq savollar – bu savollar oldidan “ha” yoki “yoq” tipidagi to'g'ri, ochiq javoblarni berilishini ko'zda tutilgan.
- Ko'ndalang so'roq – bir-biriga guruhla, eriluvchi qisqa savollar qatori bo'lib, bu o'ziga xos ahborotlar izlash hamda dalillarni va muayyan qaror qabul qilish uchun ajoyib imkoniyatlar.

Bumerang (aks-sado) treningi

1 – guruh

1. Termodinamika nimani o'rganadi?
2. Sistema, tashqi muxit, izolyatsiyalangan sistema, ochiq yopiq sistema tushunchalari.
3. Ekstensiv va intensiv parametrlar.

2 – guruh

1. Termodinamik jarayon turlari.
2. Ichki energiya, entalpiya.
3. Termodinamika I qonuni ta'rifi. Uning matematik ifodasi

3 – guruh

1. Termokimyoviy tenglama kimyoviy tenglamadan qanday farq qiladi?
2. Reaksiyaning issiqlik effekti bilan uning entalpiyasi orasida qanday bog'lanish bor?
3. Gess qonunini ta'riflang va tushuntiring.

4 – guruh

1. Reaksiyalarning issiqlik effektlari qanday aniqlanadi? Misollar bilan tushuntiring.
2. Gess qonuni xulosalari?
3. Gess qonunining ahamiyati?

5 – guruh

1. Jarayonning issiqlik effekti va unga ta'sir qiluvchi omillar.
2. Issiqlik effektining turlari va ta'sir qiluvchi omillarni aytib bering?
3. Erish issiqligiga ta'rif bering va u qanday aniqlanadi?

3-ish Kristallogidratning hosil bo'lish issiqligini aniqlash

Ish tartibi: 1 – tajribadagi qurilma asboblardan foydalaniladi.

1. Dastlab suvsiz tuzning erish issiqligi aniqlanadi:

$$\Delta H_{erishsuvstuz} = \frac{K \cdot \Delta t}{n_1}$$

2. Kristallogidratning erish issiqligi aniqlanadi:

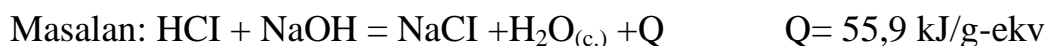
$$\Delta H_{erishkrisgid} = \frac{K \cdot \Delta t_2}{n_2}$$

3. Kristallogidratning hosil bo'lish issiqligi aniqlanadi:

$$\Delta H_{h/bkris-gid} = \Delta H_{erishsuvstuz} - \Delta H_{erishkrisgid}$$

Neytrallanish issiqligini aniqlash.

I g-ekv kuchli kislota bilan I g-ekv kuchli ishqorni o'zaro reaksiyaga kirishishi (ta'sirlanishi) natijasida ajralib chiqadigan issiqlikdir. Reagentlarni suyultirilgan sari neytrallanish issiqligi -55,9 kJ g-ekv (-13,36 kkal/g-ekv 20°Sda) ga teng bo'lgan chegara qiymatga tengdir (yaqinlashadi). Bu qiymat vodorod ionlari va gidroksil ionidan suv molekulasini hosil bo'lish issiqligini tashkil qiladi.



Neytrallanish issiqligini aniqlash uchun tortilgan bo'sh stakanga 400 ml 0,25n NaOH eritmasi quyiladi va yana tortiladi. Ampulaga pipetka yordamida 50 ml 2 n HCl eritmasi quyiladi. Oldindan past haroratda to'g'rilanib qo'yiladi. Bekman termometri kolorimetriga o'rnatiladi. Sistemada issiqlik muvozanati o'rnatilgandan keyin (10-15) Kislota kontsentratsion eritmasi ishqorning suyultirilgan eritmasi bilan ta'sir ettirilganda neytrallanishdan tashqari kislota suyultirishi ham

sodir bo`lgani uchun, suyultirish issiqligini ham hisobga olish kerak. Uning uchun ichki stakanga ishqor o`rniga o`shancha suv solinadi va ampulaga 50 ml 2 n kislota quyiladi va tajriba yana takrorlanadi. Topilgan temperaturaning o`zgarishi Δt_2 asosida shuningdek yuqorida aniqlangan sistemani issiqlik sig`imi yordamida suyultirish issiqligi hisoblanadi: $\Delta H_1 = K \cdot \Delta t_1$ $\Delta H_2 = K \cdot \Delta t_2$

$$H_{\text{suyul}} = \frac{K \cdot \Delta t_2 \cdot 1000}{N \cdot V} \text{ endi neytrallanish issiqligini topish mumkin:}$$

$\Delta H = \Delta H_{\text{neyt}} + \Delta H_{\text{kisl.suyul}}$. Tajribadan olingan neytrallanish issiqligini 55,90 kJ/mol (13,360 kkal/mol) ga nisbatan farqini aniqlanadi va nisbiy xatolik hisoblanadi.

4-ish Monobromkamfora-salol sistemasining termik tahlili

Ishning tartibi: 9 ta probirkaga jadvalda ko`rsatilgan tarkib bo`yicha 8 gramm (gr) dan aralashma tayyorlab olinadi.

Jadval №1

Probirkadagi moddalar miqdori (gr.)									
Probirkalar soni	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Salol	0	1	2	3	4	5	6	7	8
Monobromkamfora	8	7	6	5	4	3	2	1	0

Probirkalar 100°C lik termometr va metallan yasalgan aralashtirgich o`rnatilgan probka bilan yopiladi. 100°C gacha qizdirilgan moy hammomiga yuqoridagi probirkalarning biri tushiriladi. Probirkadagi aralashma o`zining erish haroratidan yuqoriroq haroratgacha istilib, suyuqlanganidan so`ng moy hammomidan olib, ustki qismi o`zidan kattaroq probirkaga o`rnatiladi. So`ngra sekundomer yordamida har 30 sekundda termometr ko`rsatkichi yoziladi va sovush egrilari chizib olinadi.

Ish jarayonida aralashma doim aralashtirib turiladi va birinchi kristallning hosil bo`lish harorati topiladi. Shu tariqa tajriba 2 – 3 marta qaytarilib, haroratlar yozib olinganidan keyin to`xtatiladi. Evtetik haroratga yaqinroq haroratda tekshiriluvchi probirka ustidagi idish bilan birgalikda suv va muz aralashmasiga tushiriladi. Bunda yaxshiroq natija olinadi.

Olingan qiymatlardan foydalanib sovush diagrammasi (vaqt birligida haroratning o'zgarishi) chiziladi. Bunda abtssisa o'qiga vaqt, ordinata o'qiga aralashmaning kristallanish harorati qo'yiladi. Chiziqning kesishgan (sinish) nuqtasidan foydalanib kristallanishning boshlanish harorati aniqlanadi.(noto'g'ri)

Olingan qiymatlar 3-jadvalga qo'yilib, uning yordamida salol-monobromkamfora sistemasining holat diagrammasi chiziladi. Bunda ordinata o'qiga kristallanishning boshlanish harorati, abtssisaga esa mol foizda (%) da hisoblangan moddaning tarkibi qo'yiladi. Grammlarda tayyorlab olingan aralashma tarkibi quyidagi tenglamalar yordamida mol foizga (%) ga o'tkazib

$$\text{olinadi: } M_{salol} = 214,2 \quad n_{salol} = \frac{m_{salol}}{M_{salol}} \quad M_{monobromkamfora} = 231,4$$

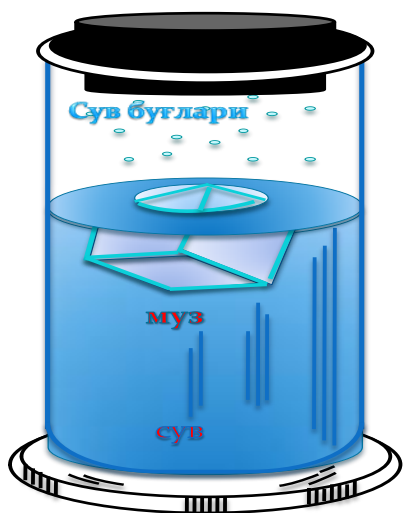
$$n_{mbk.} = \frac{m_{mbk.}}{M_{mbk.}} \quad N_{salol} = \frac{n_{salol}}{n_{salol} + n_{mbk.}} \cdot 100\%$$

$$N_{mbk.} = \frac{n_{mbk.}}{n_{mbk.} + n_{salol}} \cdot 100\% \quad \text{yoki} \quad N_{mbk.} = 100\% - N_{salol}$$

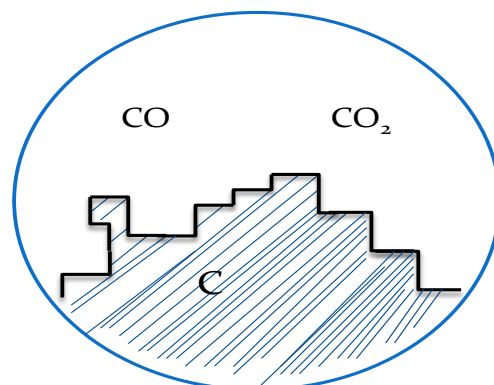
Jadval №3

№	Aralashma tarkibi, gr.		Aralashma tarkibi, mol(%)		Kristallanish harorati, °C
	Salol	Mbk	Salol	Mbk	
1.	5,2520	0			
2.	5,2520	0,5496			
3.	5,2520	1,3318			
4.	5,2520	1,8008			
5.	5,2520	3,1790			
6.	5,0907	3,3580			
7.	3,1617	3,3580			
8.	2,1921	3,3580			
9.	1,3770	3,3580			
10.	0,4520	3,9580			
11.	0	3,9580			

Кейс 1. Keys-stadidagi asosiy muammo:



Nechta faza - ?
 Nechta tarkibiy qism- ?
 Nechta komponentlar-?



Tuzilgan holat diagrammasi fazalar muvozanati qoidasi yordamida tahlil qilinadi.

Keysda ishlatilayotgan ma'lumotlar

Agar sistemaning komponentlari bir-biri bilan ta'sirlashmasa (m: fizikaviy sistemada), komponentlar soni sistemadagi moddalar soniga (tarkibiy qismlar soniga) teng bo`ladi.

Sistemadagi moddalar bir-biri bilan kimyoviy ta'sirlashsa, unda komponentlar soni moddalar sonidan sistemada borayotgan kimyoviy reaksiyalar soni ayirmasiga teng bo`ladi

Muammarni tasdiqlovchi dalillar	Muammoli vaziyatning kelib chiqish sabablari	Muammaning echimi
Faza, tarkibiy qism, komponent, komponentlar soni va erkinlik darajasi tushunchalarini bilish.	Bir va ikki komponentli sistemalar uchun fazalar qoidasini tatbiq qilish.	Gibbs qoidasi.

Keysda ishlatilayotgan ma'lumotlar

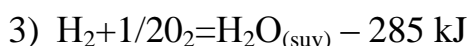
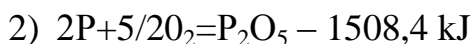
1. Faza, tarkibiy qism, komponent, komponentlar soni va erkinlik darajasi tushunchalarini ta'riflang va misollar orqali tushuntiring.
2. Gibbsni Fazalar qoidasini ta'riflang va tushuntiring.
3. Bir va ikki komponentli sistemalar uchun Fazalar qoidasini tatbig qilish.

4. Termik analiz va farmatsiyada ahamiyati.

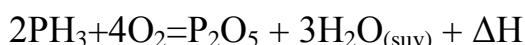
Mustaqil bajarish uchun masalalar:

1. $C_2H_2(g)$, $CO_2(g)$ va $H_2O(bug')$ larning standart hosil bo'lishi issiqliklari ($\Delta H_{h.b.}$) tegishli ravishda 227,34; -395,23 va -241,997 kJ/mol bo'lsa, 1kg atsetilenning yonish issiqligini hisoblang.

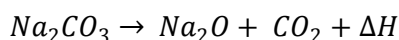
2. Quyidagi termokimyoviy tenglamalardan:



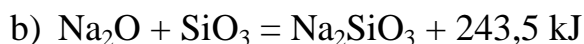
Foydalanib fosfinning yonish issiqligi (ΔH) ni hisoblang.



3. 5kg suvsiz sodaning natriy oksidi va karbonat angidridiga parchalanishida sarflanishi kerak bo'lgan issiqlik miqdorini hisoblang.



Bunda quyidagi termokimyoviy tenglamalardan foydalaning:

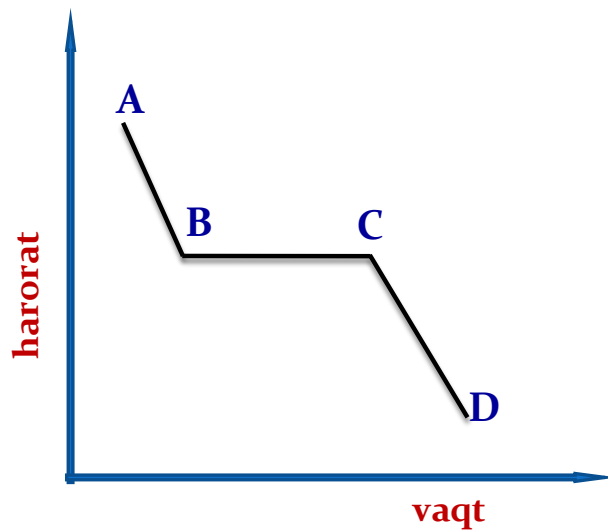


4. Normal sharoitda 8,4 l qaldiraq gazni portlashi natijasida ajraladigan issiqlik miqdorini hisoblang.

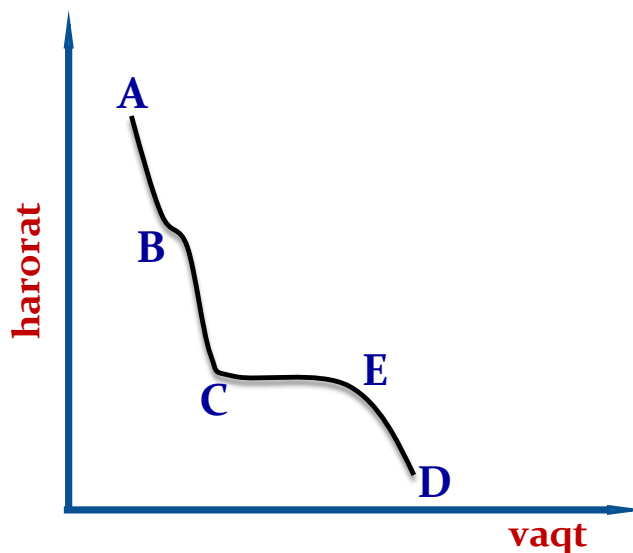
5. Quyidagi reaksiya tenglamasidan foydalanib:

$CH_3OH_{(s)} + 3/2O_{2(g)} = CO_{2(g)} + 2H_2O$ $\Delta H = -726,5 \text{ kJ}$ metil spirtining hosil bo'lish issiqligi ($\Delta H_{h/b}$) ni hisoblang.

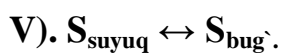
6. Quyidagi toza moddaning sinish grafigidan AB, BC, CD sohalar bo'yicha erkinlik darajasi sonini toping?



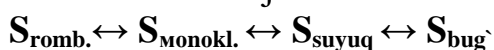
7. Quyidagi aralashmaning sovush grafigidan AB, BC, CE va ED sohalar bo`yicha erkinlik darajasi sonini toping?



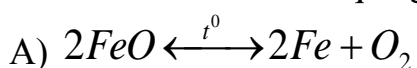
8. Quyidagi muvozanatlar uchun erkinlik darajasi sonlarini toping?

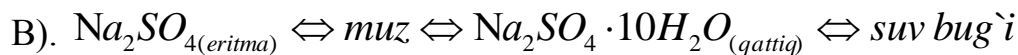


9. Oltinugurt holat diagrammasi bo`yicha quyidagi muvozanat holati mavjudmi?



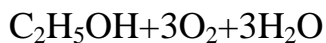
10. Quyidagi muvozanatda turgan sistemalar uchun erkinlik darajasi sonini aniqlang?



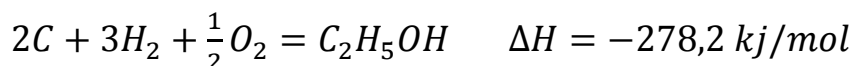
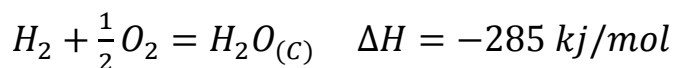


Bilet №1

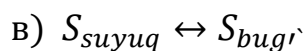
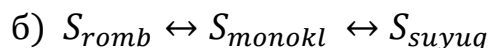
1. Termodinamikaning I qonuni. Ta'riflari va matematik ifodasi.
2. Termik analiz usuli.
3. Quyidagi reaksiyaning issiqlik effektini hisoblang.



Quyidagi berilganlardan foydalaning

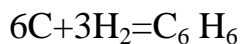


4. Quyidagi muvozanatlar uchun fazalar soni, komponentlar soni va erkinlik darajasini hisoblang



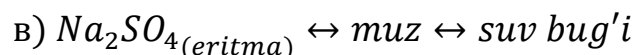
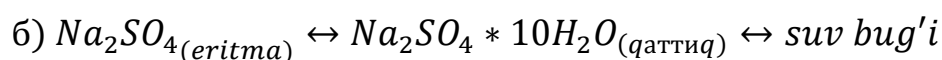
Bilet №2

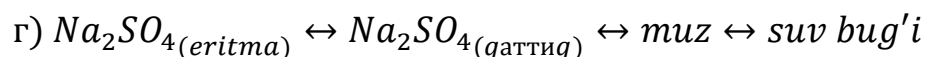
1. Termodinamikaning nulinchi qonuni.
2. Ikki komponentli kondensirlangan sistemalar holat diogrammasini tahlili.
3. Benzol hosil bo'lish reaksiyasining issiqlik effektini hisoblang.



Vodorod, uglerod va benzolning yonish issiqliklari 285; 394 va 3282,4 kJ/mol

4. Quyidagi sistemalar uchun fazalar soni, komponentlar soni va erkinlik darajasini hisoblang



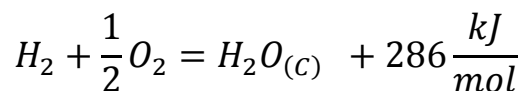
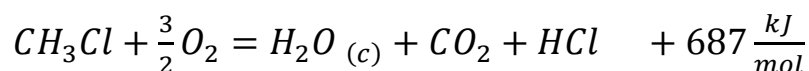
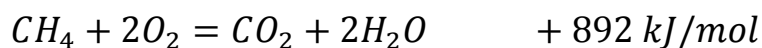


Bilet №3

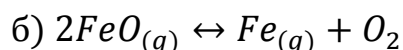
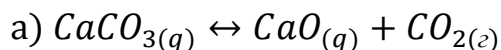
1. Ichki energiya va entalpiya.
2. Suvning holat diagrammasi fazalar qoidasini qo'llang.
3. $CaCO_3 \leftrightarrow CaO + CO_2$ reaksiyaning issiqlik effektini hisoblang.
 CaO, CO_2 va $CaCO_3$ larning hosil bo'lish issiqliklari 636,9; 394 va 1208,6 kJ/mol
4. KNO_3 va $NaCl$ suvda eriganda quyidagi reaksiya sodir bo'lishi mumkin:
5. $KNO_3 + NaCl = KCl + NaNO_3$ Agar KNO_3 va $NaCl$ eritmaları suv bug'i va $NaCl$ kristallari bilan muvazanatda turgan bo'lsa sistemadagi fazalar soni, erkinlik darajasini hisoblang

Bilet №4

1. Termodinamik parametrlar.
2. A) intensiv
3. B) ekstensiv
4. Geterogen muvozanat. Misollar.
5. $CH_4 + Cl_2 = CH_3Cl + HCl$ reaksiyaning issiqlik effektini hisoblang. Quyidagi berilganlardan foydalaning.



6. Muvozanatda turgan quyidagi sistemalar uchun:

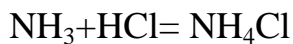


fazalar soni, komponentlar soni va erkinlik darajalarini hisoblang.

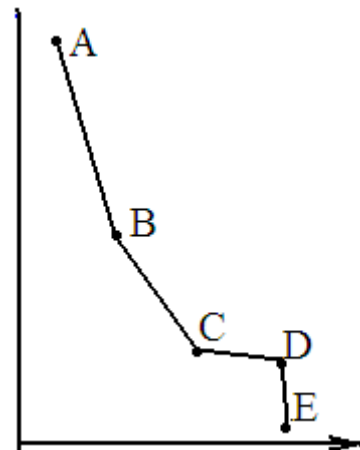
Bilet №5

1. Termokimyoy jarayonlarning issiqlik effekti.
2. Faza, komponent, komponentlar soni va erkinlik darajasi tushinchalari.

3. NH_4Cl ning hosil bo'lish issiqligini hisoblang.



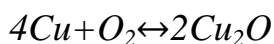
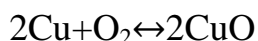
NH_3 , HCl va NH_4Cl larning standart hosil bo'lish issiqlik effektlari mos ravishda 46,09; 92,18 va 317,6 kJ/mol.



4. 10% Sn 90% Zn dan tashkil topgan o'totishmaning sovish egrisidagi AB, BC, CD, DE so'g'alar uchun fazalar soni, erkinlik darajalarini hisoblang.

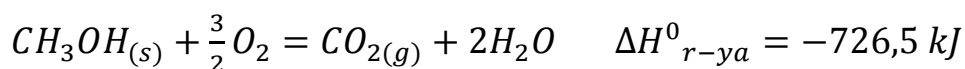
Bilet №6

1. Gess qonuni. Misollarda tushuntiring.
2. Termik analiz usulining farmatsiyadagi ahamiyati.
3. $\text{CS}_2 + 3\text{O}_2 \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{r}) + \text{SO}_2(\text{r}) + 1075 \text{ kJ/mol}$ dan foydalanib $\text{CS}_2(\text{q})$ ning hosil bo'lish issiqligini hisoblang. CO_2 va SO_2 larning hosil bo'lish issiqliklari mos ravishda -303,5; 297,5 kJ/mol
4. Quyidagi geterogen muvozanat uchun komponentlar soni va erkinlik darajalarini hisoblang.



Bilet №7

1. Gess qonuni hulosalari .
2. Gibbsning fazalar qoidasi
3. Quyidagi reaksiya tenglamasidan foydalanib, metil spirtning hosil bo'lish issiqligini hisoblang.



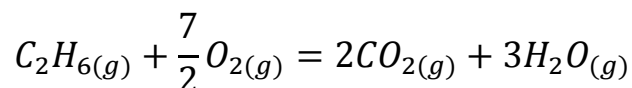
$$\Delta H^{CO_2}_{h/b} = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^{H_2O}_{h/b} = -285 \text{ kJ/mol}$$

Berilgan eritmada KCl va NaCl kristallari va muz bo'laklari mavjud. Agar eritma ustidagi suv bug'i ham hisobga olinsa, ushbu sistemadagi fazalar soni, komponentlar soni va erkinlik darajasini xisoblang.

Bilet №8

1. Termodinamikaning II qonuni. Foydali ish koefitsienti.
2. Faza, komponent, komponentlar soni va erkinlik darajasi tushinchalari.
3. Quyidagi reaksiyaning issiqlik effektini hisoblang:



C_2H_6 , CO_2 , $H_2O_{(g)}$ larning standart hosil bo'lish issiqliklari -84,7; -394 va -241 kJ/mol

Qo'rg'oshin – rux sistemasi qotishmadan

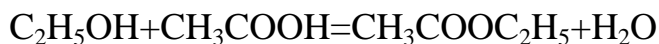
A) Pb kristallari;

B) Zn kristallari;

V) bir vaqtning o'zida qo'rg'oshin va rux ajralib chiqayotganda erkinlik darajasini hisoblang.

Bilet №9

1. Jarayon issiqlik effekti va unga ta'sir qiluvchi omillar.
2. Suvning holat diogrammasini tahlil qilish.
3. (Quyidagi) 100gr etilatsetat hosil bo'lishida ajralib chiqadigan issiqlik miqdorini hisoblang.



Etil spirti, sirka kislotasi va etilatsetatning yonish issiqliklari mos ravishda -1374, -871,6 va -2256 kJ/mol.

Muvozanatda turgan

A) bir komponentli;

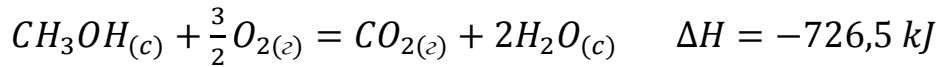
B) ikki komponentli;

V) uch komponentli

Sistemalarda maksimal fazalar soni va maksimal erkinlik darajasini hisoblang.

Bilet №10

1. Entopiya va uning holat ehtimolligi va tartibsizligi bilan bog'liqligi.
2. Ikki komponentli sistemalarning holat diagrammasini tahlil qilish.
3. Quyidagi reaksiya tenglamasidan foydalanib:

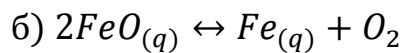
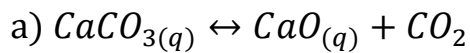


Metil spirtining hosil bo'lish issiqligi $\Delta H_{x/6}$ ni hisoblang.

$$\Delta H^{CO_2}_{h/b} = -393,51 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^{H_2O}_{x/6} = -285,81 \text{ kJ/mol}$$

Muvozanatda turgan quyidagi sistemalar uchun



Erkinlik darajalarini hisoblang. Olingan natijalarni qanday izoxlash mumkin.

II bob Eritmalar

2.1 . Eritmalar nazariyasi

Eritmalar deb biror modda muhiti (erituvchi)da bitta yoki bir nechta moddalarning molekular, atomlar yoki ionlar ko'rinishida tarqalishidan hosil bo'lgan ko'p komponentli gomogen sistemalariga aytiladi. Eritmalarga gazlar aralashmasi, har xil moddalarning suyuqlikdagi eritmaları va qattiq eritmalarni kiritiladi. Masalan, kristall panjara hosil qiluvchi oltin atomlarini oltin va kumush qotishmasida kristall panjarani buzmay turib kumushning hohlagan miqdordagi atomlari bilan almashtirish mumkin; shu bilan bir qatorda oltin va kumush atomlaridan iborat kristallar aralashmasini eritma deb qarash mumkin.

Suyuq eritmalar eng ko'p tarqalgan. Suyuqlikda gaz yoki qattiq modda erigan bo'lsa suyuqlik erituvchi hisoblanadi. Suyuqlik suyuqlikda erigan bo'lsa miqdor jihatidan ustun bo'lgan komponent erituvchi deb olinadi.

Eritmalarning kimyoviy birikmalardan farqi shundaki, birikma doimiy tarkibga ega bo'lgani holda, eritmani tashkil qilgan moddalarning miqdorlari orasidagi nisbat keng chegarada o'zgarishi mumkin. Bundan tashqari, eritma xossalari uni tashkil qilgan ayrim komponentlarning xossalari ham ko'rish mumkin, biroq kimyoviy birikma xossalari uning tarkibidagi elementlarning

xossalaridan keskin farqlanadi. Eritmalarning xossalari uni tashkil etgan komponentlar orasidagi o'zaro ta'sir xarakteriga bog'liq. Bu o'zaro ta'sir faqat zarrachalararo ta'sir turiga, ularning kuchigagina emas, balki zarrachalarning shakl va hajmiga ham bog'liq. Eritmalarning umumiy xususiyati komponentlarning aralashishga intilishlaridan iborat, chunki buning oqibatida sistemaning entropiyasi ortadi.

Eritmalarda komponentlar orasida bo'lgan barcha o'zaro ta'sirlarni hisobga olish qiyin bo'lganligidan, eritmadagi ayrim belgilarga qarab, ayni eritma haqida ma'lum nuqtai-nazar bildiriladi. Masalan, Vant-Goff eritmadagi zarrachalar o'zlarining hatti-harakatlari jihatidan xuddi gaz molekulalariga o'xshash bo'ladi, degan fikr bildirib, eritmalarga gaz holat qonunlarini tadbiq etdi, bunda eritma komponentlari orasidagi o'zaro ta'sirlarni e'tiborga olinadi. Vant-Goff g'oyalari eritmalarning fizikaviy xossalarini talqin qilishda katta ahamiyatga ega bo'ladi.

D.I.Mendeleev esa, eritmalar haqida solvatlar(gidratlar) nazariyasini yaratdi. Bunga ko'ra, eritmalarda kimyoviy o'zaro ta'sir mavjud bo'lib, oqibatda eruvchi va erituvchi moddalar orasida beqaror va qisman dissotsilanadigan birikmalar hosil bo'ladi.

Bu ikki nazariya bir-biriga qarama-qarshi emas, balki ular bir-birini to'ldirib erish jarayonining ko'p qirrali hodisa ekanligini e'tirof etadi.

Eruvchi va erituvchi aralashib eritma holatiga o'tganida moddalarning xossalari o'zgaradi. Buni erish issiqlik effekti (ΔH) kuzatilishi va umumiy hajm o'zgarishi mumkinligidan ko'rish mumkin. Masalan, 25⁰da 1l etanol 1l suv bilan aralashganda hosil bo'lgan eritmaning umumiy hajmi 1,93l bo'ladi, ya'ni sistemaning hajmi 3,5% kamayadi, chunki etil spirtining gidroksil guruhi suv molekulalari bilan vodorod bog'lanish orqali birikib suv muz kabi o'z strukturasi o'zgartiradi. Agar modda erish vaqtida issiqlik ajralsa, entalpiya kamayadi ($\Delta H < 0$); issiqlik yutilsa, entalpiya ortadi ($\Delta H > 0$). Agar modda eriganida issiqlik ajralsa, bu jarayonda erkin energiya ΔG kamayadi, chunki $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ tenglamadan ko'rinib turibdiki, ΔH ning kamayishi ΔG ni ham kamaytiradi, bu holda $\Delta G < 0$ bo'ladi va jarayon o'z-o'zicha bora oladi.

Erish vaqtida issiqlik yutilsa ($\Delta H > 0$ bo'lsa) sistemaning entropiyasi ortib boradi ($\Delta S < 0$ bo'ladi), chunki modda o'z-o'zicha eriganida $\Delta G < 0$ bo'lganligi uchun $\Delta H < 0$ bo'lganda $T\Delta S$ ortib boradi. Erish vaqtida issiqlik ajralsa, sistemaning entropiyasi ko'payishi ($\Delta S > 0$) ham kamayishi ($\Delta S < 0$) ham mumkin. Birinchi hol ko'proq uchraydi. Moddaning erish issiqligi ikki qismdan iborat bo'lib, bulardan biri solvatlanish issiqligi, ikkinchisi moddaning qattiq, suyuq va gaz holatdan eritma holatiga o'tish issiqligidir. Moddalarning erish issiqligi erituvchining miqdoriga ham bog'liq.

1 mol modda juda ko'p miqdordagi (300-400 mol) erituvchida erigan vaqtda ajraladigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu moddaning erish issiqligi deyiladi.

Ma'lum og'irlikda yoki ma'lum hajmda olingan eritmadagi erigan modda miqdori eritma konsentratsiyasi deb ataladi. Eritma konsentratsiyasini ifodalash uchun bir qancha usullardan foydalaniladi. Masalan, analitik kimyoda hajmiy konsentratsiya qabul qilingan bo'lsa, texnikada foiz (yoki massa ulushlar) konsentratsiyasi bilan ish yuritiladi. Buning uchun 100g eritmada bo'lgan eruvchi moddaning miqdori hisoblanadi.

$$C = \frac{a \cdot 100}{a + B} \text{ yoki massa ulushi } C_M = \frac{a}{a + B} \quad (2.1.)$$

a- eruvchi va v- erituvchi massalari.

Masalan, 10% li eritmadan 100g tayyorlash uchun 10g eruvchi va 90g erituvchi olinadi. Bu eritmada eruvchi moddaning massa ulushi 0,1 ni tashkil etadi.

Eritma konsentratsiyasini 1l eritmada bo'lgan eruvchi moddaning mol sonlari bilan ham ifodalash mumkin:

$$C = \frac{a}{M \cdot V} \quad (2.2.)$$

bunda V-eritma hajmi, a-eruvchi massasi va M-eruvchining mol massasi.

1l eritmada 1mol eruvchi modda bo'lsa, bunday eritma bir molyar eritma deyiladi. Molyar konsentratsiya mol/l lar (yoki kmol/m³lar) bilan ifodalanadi.

Agar eritmaning 1 litrida 1 mol-ekvivalent eruvchi modda bo'lsa, bunday eritma 1 normal (yoki 1 molyar-ekvivalent) eritma deyiladi.

$$C_{m-ekv} = \frac{a \cdot 1000}{\mathcal{E} \cdot V} \quad (2.3.)$$

bunda a-eruvchi modda massasi, E-eruvchining ekvivalent massasi, V-eritma hajmi.

Fizikaviy kimyoda eritma konsentratsiyasini ifodalashda hajmiy konsentratsiyadan kam foydalaniladi, chunki hajmiy konsentratsiya harorat o'zgarishi bilan o'zgaradi. Shuning uchun fizikaviy kimyoda molyal konsentratsiya va molyar qismlar bilan ifodalanadigan konsentratsiyadan foydalaniladi. Agar 1000g erituvchida 1 mol modda erigan bo'lsa, bunday eritma molyal eritma deyiladi:

$$C_{molyal} = \frac{a}{\mathcal{E} \cdot M} \cdot \frac{mol}{kg} \quad (2.4.)$$

a-eruvchi massasi, v-erituvchi massasi, M-eruvchining nisbiy molekulyar massasi.

Erigan modda mol sonlarining eritmadagi umumiy mol sonlariga nisbati erigan moddaning molyar qismi deb ataladi:

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad \text{va} \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \quad (2.5.)$$

bunda N_1 -eritmadagi birinchi komponentning molyar qismi, n_1 -birinchi komponentning mollar soni; N_2 - ikkinchi komponentning molyar qismi, n_2 - ikkinchi komponentning mollar soni. Bundan ko'rinib turibdiki, eritmadagi molyar qismlar yig'indisi birga ($N_1 + N_2 = 1$) teng, umuman $\sum N_i = 1$.

Eritmaning 1 millilitrida (1 cm^3 hajmda) bo'lgan erigan moddaning massa miqdori titr deyiladi.

$$T = \frac{\mathcal{E} \cdot n}{1000} \quad (2.6.)$$

bunda n-eritmaning normalligi, E-erigan moddaning gramm-ekvivalenti, T-titr.

Suyuqliklarda turli xil moddalar turlicha eriydi. Agar berk idishga suyuqlik solinib, uning ustiga gaz yuborilsa, u suyuqlikda eriy boshlaydi va nihoyat, suyuqlik gazga to'yinadi. Gazlarning suyuqlikda eruvchanligi ayni gaz va suyuqlik

tabiatiga, bosim va haroratga bog'liq. Harorat ko'tarilgan sari gazning eruvchanligi kamayboradi. Ayni haroratda gaz eruvchanligining bosim o'zgarishi bilan o'zgarishi Genri qonuniga bo'ysinadi. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi: ma'lum bir suyuqlikda erigan gazning og'irlik miqdori gaz bosimiga mutanosib bo'ladi:

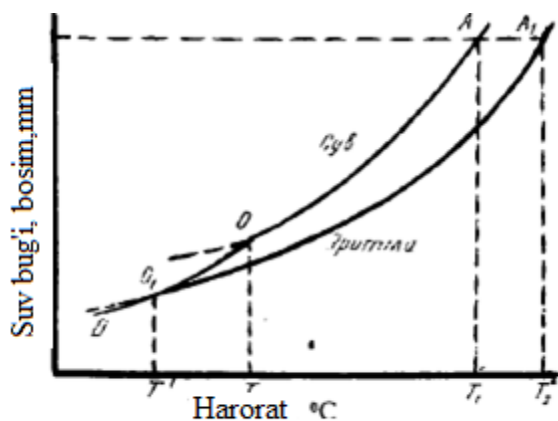
$$\frac{C}{P} = K \quad (2.7.)$$

bu erda S-suyuqlikda erigan gazning og'irlik miqdori, R-gaz bosimi, k-o'zgarmas kattalik.

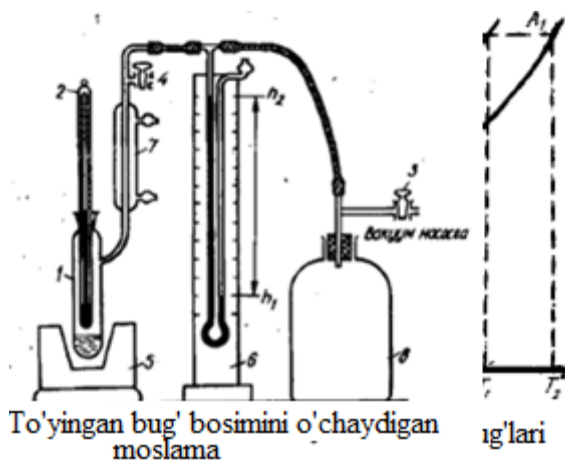
2.2. Eritmalarning bug' bosimi. Raul qonuni.

Eritmalar bug'i bosimini ko'rib chiqishda, avval, uchuvchan bo'lmagan, ya'ni odatdagi haroratda bug' hosil qilmaydigan moddalarning (masalan, qand, tuz va shu kabilarning) eritmaları bilan tanishamiz. Bunday eritmalarning to'yingan bug'i bosimi hamma vaqt toza erituvchining to'yingan bug'i bosimidan kam bo'ladi. Buning sababi shundaki, suyuqlikda biror modda eritilsa, eruvchi va erituvchi modda molekulari bir-biriga ta'sir etishi tufayli suyuqlikning bug'lanishi qiyinlashadi. Shuninguchun eritma sirtidan ajralib chiqadigan suv molekularining soni toza suv sirtidan chiqadigan molekularsoniga qaraganda oz bo'ladi. Alohida-alohida olingan suv va eritma bir xil haroratgacha qizdirilsa ikkala moddaning (suv va eritmaning) bug' bosimi taxminan bir xilmutloq qiymatga ortadi, shuning uchun, har qanday haroratda ham eritma bug'ining bosimi toza suvnikidan past bo'ladi. 100° da suv bug'ining bosimi atmosfera bosimiga tenglashadi, shu sababli suv 100° da qaynaydi. Ammo eritma bug'ining bosimi 100° da atmosfera bosimiga baravarlasmaydi, shuninguchun eritma 100° da qaynamaydi. Eritma qaynashi uchun uning bug'i bosimi atmosfera bosimiga baravar bo'lishi kerak, buning uchun uni 100° dan ortiqroq haroratgacha qizdirish lozim. Eritma muzlashi uchun bug'i bosimi muz bug'ining bosimiga tenglashishi kerak. Arap 0° da eritma ustiga muz qo'yilsa, muz suyuqlanib ketadi, chunki muz bug'ining bosimi eritmanikiga qaraganda kattadir. Demak, eritmaning muzlash harorati 0° dan past bo'ladi. 2.2.1-rasmda muz, suv va eritma bug'lari bosimining harorat o'zgarishi bilan o'zgarishi ko'rsatilgan. 100° C da suv bug'ining bosimi 760 mm ga teng bo'lgani holda, eritmaning 760 mm dan kam va uni 760 mm ga

etishi uchun eritmani yana (At daraja) qizdirish kerak. Harorat pasayganda muz bug'ining bosimi suvnikiga va eritmanikiga qaraganda tezroq pasayadi. Shuning uchun 0° dan past haroratda eritma va muz bug'larining bosimi diafammalari bir nuqgada kesishadi, ya'ni muz bug'ining bosimi eritmaniki bilan baravarlashadi, demak, eritma 0° dan past haroratda muzlaydi.



2.2.1 - rasm. Muz, suv va eritma bug'lari bosimining harorat bilan o'zgarishi



2.2.2.-rasm. 1- qaynatkich, 2-termometr, 3-sistema havosini so'rib oladigan jumrak, 4-havoni kirgizish uchun mo'ljallangan jomrak, 5-isitkich, 6-monometr, 7- sovutkich, 8-qo'shimch hajm.

Eritma bug' bosimining toza erituvchi bug'i bosimiga qaraganda past bo'lishidan foydalanib bir necha muxim qonunlar topilgan. Eritma bug'i bosimining pasayishi sababli eritmaning muzlash harorati sof erituvchining muzlash haroratidan past bo'ladi, uning qaynash harorati esa erituvchidan yuqori bo'ladi. (2.2.2-rasm) Eritmalarda bo'ladigan osmos hodisasi ham bug' bosimining pasayishiga aloqador ekanligi ma'lum. Eritmalarda qattiq holdagi moddalar eriganda erituvchining ba'zibir xossalari o'zgaradi. Bu o'zgarishlar qo'shilgan qattiq moddaning zarrachalari soniga bog'liq bo'lib uning tabiatiga esa bog'liq emas. Kimyoviy tuzilishga bog'liq bo'lmay erigan modda miqsoriga bog'liq bo'lgan erituvchi bilan erigan modda orasida ta'sir (dissotsilanish, assotsilanish va h.k.) bo'lmagan holda sodir bo'lgan xossalar eritmalarning kolligativ xossalari deyiladi. «Kolligativ» bir-biri bilan bog'langan degan ma'noni anglatadi. Bu xususiyatlarni o'rganish juda katta ahamiyatga ega, bularni tajribada aniqlash orqali erigan moddaning molekulyar massasini hisoblab chiqarish mumkin. Eritma bug'ining bosimini tekshirish natijasida Raul eritma bug'i bosimiga oid muxim qonunlarni ta'riflagan. Raul* 1887 yilda uchmaydigan moddalarning suyultirilgan eritmalarining fizikaviy

xossalarini amalda o'lchab noelektrolit moddalarning suyultirilgan eritmalarida eritmaning bug' bosimi o'zgarmas haroratda erituvchining konsentratsiyasiga bog'liqligini aniqladi va erigan modda xiliga (tabiatiga) bog'liq emasligini ko'rsatdi.

Bu Raulning tonometrik qonuni bo'lib, uning matematik ifodasi quyidagi tenglamadan iborat:

$$P = k \cdot N \quad (2.8.)$$

bunda r -erituvchining eritma ustidagi to'yingan bug' bosimi; N_1 -erituvchining molyar qismi.

Agar $N_1=1$ deb qabul qilsak, ya'ni erigan modda yo'q desak, k toza erituvchi ustidagi to'yingan bug' bosimi (R_0) ga teng bo'ladi. Bunda

$$P = P_0 \cdot N_1 \quad (2.9)$$

$N_1+N_2=1$ dan $N_1=1-N_2$ yuqoridagi tenglama qo'yilsa $R=R_0(1-N_2)$ hosil bo'ladi. Bundan

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_2 \quad (2.10)$$

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \quad \text{yoki} \quad \Delta P = P_0 \cdot N_2 \quad (2.11)$$

bunda R_0 -toza erituvchi bug'ining bosimi; n_1 -erituvchining mollar soni; n_2 -erigan moddaning mollar soni; N_2 -erigan moddaning molyar qismi. Suyultirilgan eritmada n_1 ga nisbatan n_2 kichik bo'lgani uchun Raul qonunini

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_2}{n_1} \quad \text{yoki} \quad P = P_0 \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad (2.12)$$

shaklida ham yoziladi. Bu erda R_0-R eritmada erituvchi bug' bosini-mining

pasayishi; $\frac{P_0 - P}{P_0}$ - eritmada erituvchi bug' bosimini nisbiy pasayishi. Bundan

foydalanib Raul qonuni quyidagicha yoziladi:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_2 \quad (2.13)$$

Demak, erituvchi bug‘i bosimining nisbiy pasayishi erigan moddaning molyar qismiga teng. Berilgan eritma uchun bug‘ bosimining pasayishi erigan modda tabiatiga bog‘liq bo‘lmay, faqat eritmaning konsentratsiyasiga bog‘liq. Bu Raulning birinchi (yoki tonometrik) qonuni deb ataladi.

Raul qonuniga bo‘ysinuvchi eritmalar ideal eritmalar deb yuritiladi. Eritma qancha suyultirilgan bo‘lsa, u Raul qonuniga shuncha yaxshi bo‘ysinadi va u shuncha ideal eritmaga yaqinlashadi. Elektrolit eritmalarga Raul qonunini tadbiiq qilib bo‘lmaydi.

Misol.

100g suvda 68,4g saxaroza eritilgan. Agar 20⁰S da suv bug‘ining bosimi $p_0=2,32$ kPa bo‘lsa, shu haroratda eritma ustidagi erituvchi bug‘ bosimini aniqlang. Suvning mol massasi $M_1=18$ kg/kmol, saxarozaniki esa $M_2=342$ kg/kmol.

Echish. Eritmadagi suvning molyar qismini quyidagi tenglama bo‘yicha

hisoblaymiz:
$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

Buning uchun eritmadagi suv (n_1) va saxaroza (n_2) miqdorlarini topamiz:

$$n_1 = \frac{g_1}{M_1} = \frac{0,1}{18} = 5,55 \cdot 10^{-3} \text{ kmol}$$

$$n_2 = \frac{g_2}{M_2} = \frac{68,4 \cdot 10^{-2}}{342} = 0,2 \cdot 10^{-3} \text{ kmol}$$

Bundan
$$N_1 = \frac{5,55 \cdot 10^{-3}}{(0,2 \cdot 10^{-3} + 5,55 \cdot 10^{-3})} = 0,965$$

Endi saxaroza eritmasi ustidagi suvning bug‘ bosimini quyidagi tenglama yordamida aniqlaymiz:

$$P_1 = P_0 \cdot N_1 = 2,32 \cdot 0,965 = 2,24 \text{ kPa}$$

Odatda, ideal eritmalar juda kam uchraydi. Ideal eritma komponentlari orasida alohida tortishuv kuchi bo‘lmaydi va komponentlar aralashtirilganda ularning ichki energiyasi o‘zgarmaydi. Masalan, benzol va toluol, benzol va etilen xlorid o‘zaro ideal eritma hosil qiladi.

Ideal eritmalarda bir komponent ikkinchi komponent bug‘lanishiga halal bermaydi. SHu sababli bir komponent bug‘ining parsial bosimi uning eritmadagi

molyar qismiga bog‘liq bo‘ladi, ya‘ni bug‘lanishi Raul qonuniga muvofiq ravishda sodir bo‘ladi. Birinchi va ikkinchi komponentlar bug‘larining parsial bosimlari quyidagi tenglamalar orqali ifodalanadi:

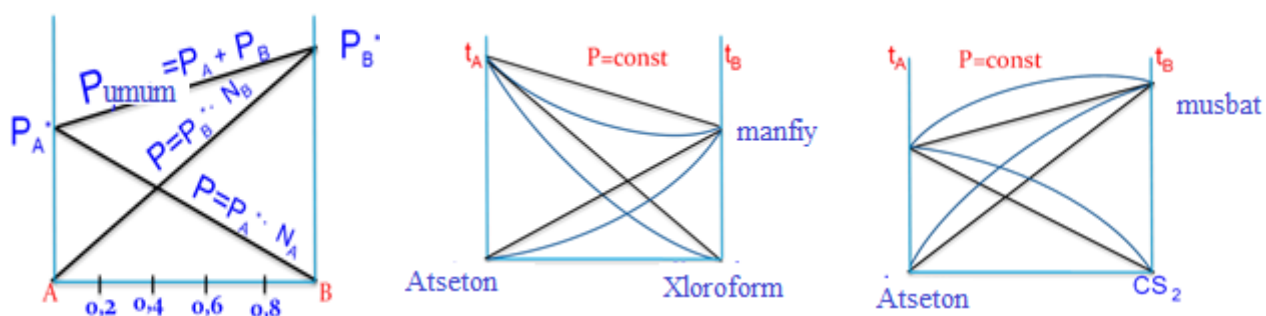
$$P_1 = P_1^0 \cdot N_1 \quad \text{va} \quad P_2 = P_2^0 \cdot N_2 \quad (2.14)$$

bu erda P_1^0 -birinchi toza komponent bug‘ining ayni haroratdagi bosimi; P_2^0 - ikkinchi toza komponent bug‘ining bosimi. Ideal eritma ustidagi bug‘larning umumiy bosimi komponentlar bug‘lari parsial bosimlari yig‘indisiga teng:

$$P = P_1 + P_2 = P_1^0 \cdot N_1 + P_2^0 \cdot N_2 \quad \text{yoki} \quad N_1 = 1 - N_2$$

bo‘lgani uchun $P = P_1 + N_2(P_2 - P_1)$ bo‘ladi.

YA.Z.Zavidskiy 1900 yilda bir qator suyuq sistemalarning bug‘ bosimini tekshirib benzol va etilen xlorid sistemasida bug‘larning umumiy va parsial bosimlari bilan tarkib orasidagi bog‘lanish to‘g‘ri chiziqlar shaklida ifodalanishini aniqladi (2.2.3-rasm). Bu sistema ideal eritma bo‘lgani uchun nazariy va tajriba yo‘li bilan topilgan parsial va umumiy bosimlar bir-biriga teng.



2.2.3.-rasm. Benzol va etilenxlorid sistemasi bug‘ bosimi.

2.2.4-rasm. Atseton va xloroform sistemasi bug‘ bosimi.

2.2.5-rasm. Atseton va uglerod (IV) sulfid sistemasi bug‘ bosimi.

Atseton va xloroform eritmasi (2.2.4-rasm) ideal eritma emas, shuning uchun u Raul qonunidan manfiy ravishda chetga chiqadi, bu sistema bug‘ bosimi diagrammasida minimumni ko‘rsatadi.

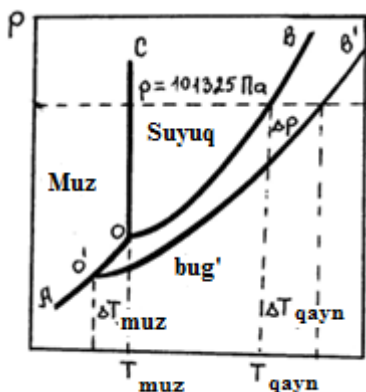
Atseton va uglerod (IV) sulfid eritmasi ham Raul qonuniga bo‘ysinmaydi va musbat ravishda qonunda chetga chiqadi (2.2.5-rasm).

2.3. Eritmalarning muzlash va qaynash haroratlari

Toza erituvchiga qaraganda eritma sovutilganda pastroq haroratda muzlaydi. Ma'lum bir haroratda eritmadan erituvchi kristallari ajralib chiqq boshlaydi va sovutish davomida uning miqdori ortib borib eritma butunlay kristallanib qoladi. Kristall hosil bo'lishining boshlang'ich harorati eritmaning kristallanish (muzlash) harorati hisoblanadi.

Eritmalar kristallanishida erituvchining kristallari eritma bilan muvozanatda bo'ladi va erituvchi kristallari ustidagi bug' bosimi va eritma ustidagi bug' bosimi o'zaro teng bo'lishi kerak.

2.5-rasmda uchmaydigan modda eritmasi ustidagi suv bug'i bosimini xarakterlovchi O'V' egri chiziq bilan to'ldirilgan suvning fazaviy diagrammasi keltirilgan.



Bu egri chiziq toza suv to'yingan bug' bosimi egri chizig'i OV dan pastda joylashgan. (Raul qonuniga qarang). O' nuqtada muz bug'i bosimi eritma ustidagi bug' bosimiga teng. Bu nuqtaga to'g'ri keladigan harorat eritmaning muzlash harorati (T_{muz})ni ko'rsatadi.

2.3.1-rasm. Suv va eritmada fazalar muvozanatida harorat va bug' bosimi orasidagi bog'liqlik.

Eritma toza erituvchiga qaraganda ancha past haroratda muzlaydi. Eritma konsentratsiyasi ortishi bilan muzlash harorati pasayadi. Muzlash haroratining pasayishi eritma molyalligi m ga mutanosib:

$$\Delta T_{muz} = K_{muz} \cdot C_m$$

Agar $m \ll 1$ desak, $\Delta T_{muz} = K_{muz}$. Demak, K_{muz} koeffitsienti 1mol erigan moddaga 1 kg erituvchi to'g'ri kelgan eritma muzlash haroratining pasayishiga teng. Har bir erituvchi uchun bu koeffitsient o'zgarmas qiymatga ega bo'lib, erigan

modda tabiatiga bog'liq emas. Bu koeffitsient krioskopik konstanta («krios»-sovuq) deb ataladi. Suvning krioskopik konstantasi $K_{H_2O}=1,86$.

Raul qonuni va Klauzius-Klapeyron tenglamasidan foydalanib ΔT ni topamiz:

$$\Delta T = \frac{R \cdot T_0^2}{1000 \cdot q} \cdot g$$

bu erda: q -1g toza erituvchi muzlaganda ajralib chiqadigan issiqlik miqdori; T_0 -toza erituvchining muzlash harorati.

Suvning krioskopik konstantasini hisoblab chiqaramiz ($q=80$ kal)

$$K = \frac{R \cdot T_0^2}{1000 \cdot q} = \frac{1,98 \cdot 273^2}{1000 \cdot 80} = 1,86$$

Agar v g erituvchida a g modda erigan bo'lsa, ΔT ni quyidagi formula bo'yicha hisoblash mumkin:

$$\Delta T = \frac{K \cdot 1000 \cdot a}{b \cdot M} \quad (2.17)$$

bu erda M -erigan moddaning molekulyar massasi.

Ko'p komponentli eritmalar hisoblanuvchi sut va qon kabi biologik suyuqliklar $0^{\circ}S$ dan past haroratda muzlaydi. Sigir suti $-0,54$ dan $-0,58^{\circ}S$ gacha bo'lgan haroratda muzlaydi. Bu haroratdan chetlashish sutning suv bilan suyultirilganini bildiradi.

Ma'lumki, har qanday suyuqlik to'yingan bug' bosimi tashqi bosimga tenglashgandagi haroratda qaynaydi. Agar 5-rasmda atmosfera bosimiga mos kelgan to'g'ri chiziq o'tkazilsa, uning OV va $O'V'$ egri chiziqlari bilan kesishgan nuqtalari erituvchi va eritmaning qaynash haroratiga to'g'ri keladi.

Eritma toza erituvchining qaynash haroratiga qaraganda yuqoriroq haroratda qaynaydi. Eritmaning harorati bilan toza erituvchining qaynash harorati orasidagi farqni eritma qaynash haroratining ko'tarilishi deb ataladi. Eritmaning konsentratsiyasi qancha katta bo'lsa, u shuncha yuqori haroratda qaynaydi. Bu hodisani tushunish uchun 5-rasmdan foydalanamiz. Diagrammada OA chizig'i toza erituvchi bug'i bosimining, O_1A_1 chizig'i eritma bug'i bosimining, OV chizig'i esa

qattiq holatdagi toza erituvchi bug‘i bosimining harorat o‘zgarishi bilan o‘zgarishini ko‘rsatadi. Eritmaning to‘yingan bug‘i bosimi hamma vaqt toza erituvchidan past bo‘lgani sababli uning bug‘i bosimini 760 mm ga etkazish uchun uni T_1^0 gacha emas, balki T_2^0 gacha qizdirish kerak. Demak, eritma T_2^0 da qaynaydi.

O‘A’ chizig‘iga Klauzius-Klapeyron tenglamasini va Raul qonunini tatbiq etib, eritma qaynash haroratining ko‘tarilishini aniqlash uchun quyidagi formula

$$\text{topilgan: } T_2 - T_1 = \frac{RT_1^2}{1000 \cdot \lambda} \cdot g \quad (2.18)$$

bu erda $T_2 - T_1$ -eritma qaynash haroratining ko‘tarilishi; R-gaz konstantasi; T_1 -toza erituvchining qaynash harorati; λ -1g toza erituvchining qaynash haroratidagi

bug‘lanish issiqligi; g-1000g

erituvchida erigan modda miqdori.

$$\text{Agar } T_2 - T_1 = \Delta T \text{ va } \frac{RT_1^2}{1000 \cdot \lambda} = E$$

desak, u holda $\Delta T = E \cdot g$ formulaga

ega bo‘lamiz. Bu formuladagi E-

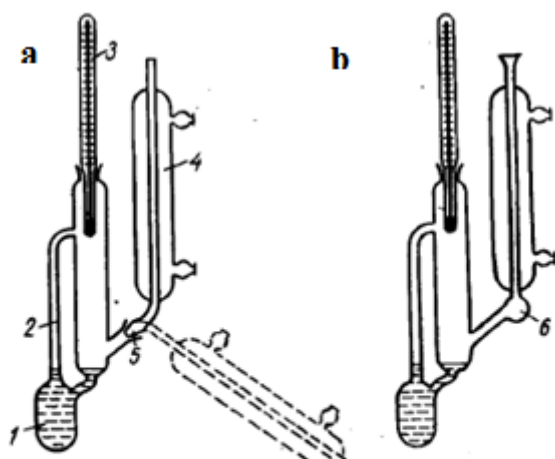
erituvchining ebullioskopik

konstantasi (lotincha «ebulio»-

qaynash).(2.2.6-rasm) Ebullioskopik

konstanta faqat erituvchining

tabiatiga bog‘liq. Har qanday



2.3.2-rasm. Qaynash xaroratini aniqlashga mo‘ljallangan asbob.

a-aylanuvchi sovutkich bilan b-kondensat yig‘iladigan cho‘ntak bilan

1-qaynash uchun idish, 2-birlashtiruvchi naycha, 3-termometr, 4-sovutkich, 5- shlif, 6- kondensat yig‘iladigan cho‘ntak

noelektrolitning suvdagi 1 molyal eritmasi normal atmosfera bosimida $100,513^{\circ}\text{S}$ da qaynaydi, ya’ni suvning ebullioskopik konstantasi 0,513 ga teng.

Agar v g erituvchida a gramm modda erigan bo‘lsa, qaynash haroratini topish uchun quyidagi formuladan foydalaniladi:

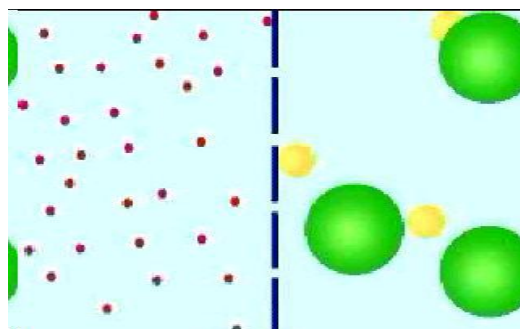
$$\Delta T = \frac{E \cdot a \cdot 1000}{B \cdot M} \quad (2.19)$$

bunda M-erigan moddaning molekulyar massasi; a-erigan modda massasi; v-erituvchining massasi, g;

Demak, yuqoridagi tenglamadan eritmaning qaynash harorati ma'lum bo'lsa erigan moddaning molekulyar massasini topish mumkin.

2.4. Diffuziya. Osmos va osmotik bosim.

Agar rangli eritma quyilgan stakanga asta-sekin erituvchi quyilsa boshlang'ich daqiqalarda eritma bilan erituvchi orasida aniq chegara kuzatiladi. (2.4.1-rasm) Vaqt o'tishi bilan ajralish chegarasi yo'qolaboshlaydi va ma'lum vaqtdan keyin eritmaning barcha



2.4.1-rasm

hajmda bir xil rangga ega bo'ladi. Bu diffuziya, ya'ni moddaning yuqori konsentratsiyali sohadan kichik konsentratsiyali sohaga o'z-o'zicha o'tishi tufayli sodir bo'ladi. Keltirilgan ushbu misolda erigan modda quyi qavatdan erituvchi qavatiga diffuziyalanadi, erituvchi molekulalari esa eritma qavatiga o'tadi. Bu ikkiyoqlama diffuzlanish jarayoni konsentratsiya butun hajmda tenglashguncha davom etadi.

Diffuzlanish hodisasi chin eritmalarga ham, kolloid eritmalarga ham, xatto gaz va qattiq moddalarga ham taalluqli. Ayni vaqtda diffuziya tezligi gazlarda katta, qattiq moddalarda esa eng kichik tezlikda sodir bo'ladi. Erish jarayoni ham diffuziya bilan davom etadi. Erituvchida eritilayotgan moddadan ajralib chiqqan zarrachalar (molekulalar, ionlar) butun hajmda diffuzlanadi.

Diffuzlanish quyidagi formuladan aniqlanadi:

$$D = \frac{RT}{N} - \frac{1}{6\pi r\eta}$$

bunda R-gaz doimiysi; T-mutloq harorat; N-Avagadro soni; r-diffuzlanayotgan zarracha radiusi; η -muhit qovushqoqligi.

Diffuzlanish tezligini, ya'ni idish ko'ndalang kesimining sirti S dan vaqt birligi t da o'tadigan modda miqdori m ni FIK tenglamasidan topish mumkin:

$$\frac{m}{t} = -D \cdot S \cdot \frac{\Delta C}{\Delta X}$$

bunda ΔS -konsentratsiya o'zgarishi; ΔX -masofa o'zgarishi.

Demak, harorat va konsentratsiya oshganda diffuzlanish tezligi ortadi, muhit qovushqoqligi hamda diffuzlanuvchi zarrachalar o'lchami oshganda esa kamayadi. Molekulyar massa ortishi bilan diffuzlanish koeffitsienti, demak, uning tezligi ham kamayadi.

Diffuzlanish eritma va erituvchi qavatlar orasiga yarimo'tkazgich parda-membrana o'rnatganda ham sodir bo'lishi mumkin. Suvli eritmalar uchun tabiiy pardalar, hujayra devorlari hamda sun'iy usul bilan olinadigan pardalar (sellofan, pergament) yarimo'tkazgich parda vazifasini o'tashi mumkin. Bunday pardalardan erituvchi molekulalari o'tib, erigan modda molekulalari o'tmasligi mumkin.

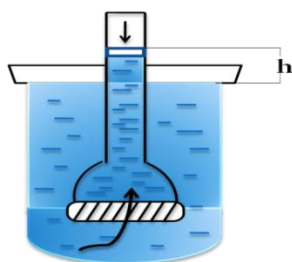


Yarimo'tkazgich parda orqali erituvchining eritmaga biryoqlama o'tishi osmos hodisasi deyiladi (2.4.2-rasm).

Osmos natijasida eritma hajmi ortadi va idish devorlariga ta'sir qiluvchi bosim vujudga keladi. Bu osmotik bosim deyiladi. Osmotik bosim osmos hodisasini to'xtatish uchun, ya'ni erituvchi molekulalarini pardadan o'tkazmasligi uchun eritmaga berish kerak bo'lgan tashqi bosimga tengdir.

2.4.2-rasm. Diffuzlanish sxemasi

Osmotik bosimni osmometr yordamida o'lchash mumkin (2.4.3-rasm). Osmometrning asosiy qismi eritma bilan to'ldirilgan erituvchili idish (2) ga tushirilgan yarimo'tkazgich pardali idish (1) dan iborat.



2.4.3-rasm. Osmometr sxemasi. 1-eritmali yarimo'tkazgich idish; 2-eritmali idish.

Osmos natijasida 1 idishdagi eritma hajmi ortadi va u vertikal naycha orqali ko'tarila boshlaydi. h balandlik bilan belgilanuvchi suyuqlik ustuni bosimi (gidrostatik bosim) osmosga qarshilik ko'rsatadi. Gidrostatik bosim osmotik bosim bilan tenglashganida muvozanat vujudga keladi. Osmotik bosimga teng bo'lgan gidrostatik bosimni nay orqali ko'tarilgan suyuqlik balandligidan hisoblash mumkin. Osmotik bosim eritma konsentratsiyasi va

haroratga bog'liq. Noelektrolitlarning suyultirilgan eritmaları uchun bu bog'liqlik Vant-Goff tenglamasi orqali ifodalanadi:

$$\pi = \frac{nRT}{V} = cRT$$

bu erda π -osmotik bosim Pa; n-erigan modda miqdori (mol); T-mutloq harorat; V-eritma hajmi; R-universal gaz doimiysi, 8,314 J/mol·K. Tenglamaning shaklan Klapeyron-Mendeleevning ideal gaz holat tenglamasi bilan mos tushishi quyidagicha xulosa qilish imkonini beradi.

Suyultirilgan eritmaning osmotik bosimi, erigan modda agar u gaz holida bo'lganida ham ayni o'sha haroratda xuddi eritma kabi hajmni egallab hosil qilgan bosimiga teng (Vant-Goff qonuni).

Vant-Goff qonuni hamma eritmalar uchun ham to'g'ri kelavermaydi. Elektrolit (tuz, kislota, asos) lar eritmaları tenglama bo'yicha hisoblanganga qaraganda ancha katta osmotik bosimga ega bo'ladi. Bunday eritmalar uchun Vant-Goff izotonik koeffitsient (i) deb atalgan koeffitsientni tenglamaga kiritdi:

$$\pi_{\text{taj}} = icRT \quad \text{bundan} \quad i = \frac{\pi_{\text{taj}}}{\pi_{\text{naz}}}$$

Izotonik koeffitsient tajribada topilgan osmotik bosim (π_{taj}) nazariy hisoblangan osmotik bosim (π_{naz})dan necha marta katta ekanligini ko'rsatadi.

2.5. Eritmalarning biologik ahamiyati

Biologik suyuqliklar va to'qimalar har qanday organizmda eritma holida bo'ladi. Ularning fizik-kimyoviy xossalarini va organizmda bo'ladigan jarayonlarni eritmalariga taalluqli bo'lgan qonuniyatlarni tatbiq etgan holdagina to'g'ri baholash mumkin. Chunonchi, biokimyoviy tadqiqotlarni bajarishda, alohida olingan organ va to'qimalarda tajriba o'tkazishda suyuqliklarning barcha xususiyatlarini hisobga olish va zarur bo'lgan hollarda ularni tayyorlay bilish zarur.

Masalan, osmos hayvon va o'simliklar hayot faoliyati jarayonida muhim ahamiyatga ega. U o'simlik poyasi bo'ylab suvning ko'tarilishi, xujayra rivojlanishi va boshqa hodisalarning amalga oshishini ta'minlaydi. Osmotik bosim xujayralarda o'ziga xos elastiklik hamda o'simlik tanasi va barglarining ma'lum shaklda saqlanishini ta'minlaydi. Har bir tirik xujayra yarim o'tkazgichlik

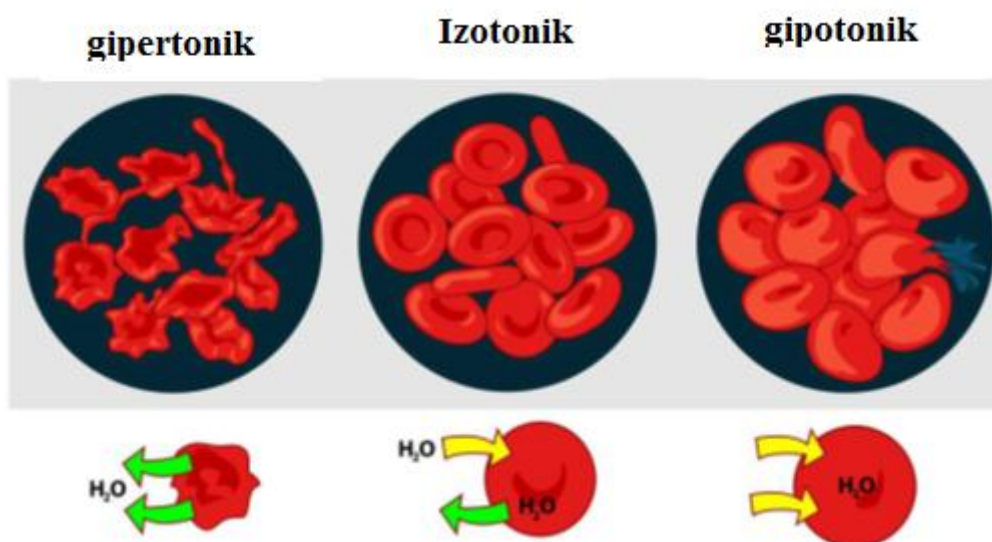
xususiyatiga ega bo'lgan parda yoki protoplazmaning sirtqi qavatiga ega. Agar xujayrani uning ichidagi suyuqlik konsentratsiyasiga barobar bo'lgan konsentratsiyali eritmaga tushirilsa xujayraning holati o'zgarmaydi.

O'simlik va hayvon xujayralarini distillangan suvga solinsa, suvning xujayra ichiga o'tishi natijasida parda yorilib xujayra ichidagi suyuqlikning oqib ketishiga olib kelishi mumkin. Xujayraning bunday parchalanishi lizis deb ataladi. Eritrotsitlar parchalansa-gemoliz deyiladi.

Tuzlarning to'yingan eritmalarida aksincha, xujayraning burishishi (plazmoliz) kuzatiladi. Bunga sabab xujayradan tashqaridagi konsentrlangan eritmaga suvning o'tishidir (2.5.1-rasm).

qon, limfa va turli xil to'qima suyuqliklari har xil moddalarning molekulari yoki ionlari eritmasidan iborat. Bu eritmalar ma'lum osmotik bosimga ega. Masalan, odamning qon bosimi 0,8 Mpa ga teng. Natriy xloridning 0,9% li eritmasi ham xuddi

2.5.1-rasm. Gipertonik eritmada o'simlik xujayralarining plazmolizi.



2.5.2-rasm. Gipertonik, izotonik, gipotonikeritmalarida eritrotsitlarning holati shunday qiymatga ega, shuning uchun u qonga nisbatan izotonik hisoblanadi. Tibbiyotda qonga fiziologik eritmalar yuborilganda ular qon eritmasi bilan aniq izotonik bo'lishlari shart. Fiziologik eritmalar qon o'rnini bosuvchi vosita sifatida

jarrox[^]pikda keng 'qo'llaniladi (2.5.2 rasm). Izotonik eritmalar haqidagi tushunchalar nima uchun dengiz baliqlari daryoda, daryo baliqlari esa dengizda yashay olmasligini tushuntirib beradi. SHu bilan bir qatorda cho'l va saxro o'simliklarining nam erda, dala o'simliklarining esa sho'rxok erda o'saolmaslik sabablarini izoxlab beradi. Odam organizmi tanadagi qon bosimini doimiy darajada ushlab turish qobiliyatiga ega. Qon bosimi o'zgargan hollarda esa organizm uni tiklashga harakat qiladi. Masalan, oziq-ovqat bilan organizmga ko'p miqdorda eruvchan moddalar (tuz, shakar va boshqalar) kiritilsa, osmotik bosim o'zgaradi va shu zahotiyiq organizm bunga javob berishga harakat qilib qon bosimini iloji boricha dastlabki mu'tadil holatga qaytaradi (so'lak, ter, siydik tarkibi va miqdori hamda ajralib chiqayotgan bug' miqdori o'zgaradi). Bu jarayonlarning hammasi organizmda asab sistemasi va ichki sekretiya bezlari tomonidan boshqarib turiladi. Organizm to'qimaparidagi patologik hodisalarda osmotik bosim sezilarli darajada o'zgarishi mumkin. Masalan, odam organizmidagi yallig'lanish markazlarida go'qima shirasining osmotik bosimi odatdagidan ikki-uch marta ortib ketishi mumkin. Yiringli yarada «bosim» sezilishi mapum (kuchli lo'qillagan og'riq bo'ladi); yorilganda yoki kesilganda yiring suyuqpigi u erdan sezilarli bosim osgida otilib chiqadi.

Odam va hayvonlar organizmiga faqat izotonik eritmalarini ko'p miqporda kiritish mumkin. Bunday eritmalarini bemorga ba'zan bir kecha-kunduzda bir necha litrlab yuboriladi. Masalan, og'ir jarrohpik muolajalaridan so'ng qon bilan yo'qotilgan suyuqlik o'rnini to'ldirish uchun jarrohlik muolajalarida qorin bo'shligini yorib ichak hapqalarining qurib qolmasligini oldini olish maqsadida fiziologik eritmaga namlangan doka qo'yib qo'yiladi. Klinik amaliyotda gipertonik eritmalar ham qo'llaniladi. Masalan ko'z ichi bosimining yuqori bo'lishi bilan bog'liq bo'lgan glaukomada ko'z oldi bo'shlig'idan ortiqcha namlikni «tortib olish» uchun gipertonik eritma vena tomiriga yuboriladi. Jarrohlikda tasma shaklida qirqilgan dokani NaCl ning gipertonik eritmasida ho'llab yiringli yarani bolaydigan gipertonik bog'lamlar keng qo'llaniladi; osmos qonunlariga binoan, yara suyuqligi doka bo'ylab tashqariga chiqadi, bu esa yaraning yiring, mikroorganizmlar,

parchalanish mahsulotlari va boshqalardan doimo tozapanib turishida yordam beradi. Me'da-ichak traktida yomon so'riladigan surgi dorilar sifatida foydalaniladigan $MgSO_4$ va boshqa tuzlar ham gipertonik eritmalar holida ishlatiladi. Bunda suv shilliq pardadan ko'p miqdorda ichakka o'tib surgi sifatida ta'sir qiladi. Oziq-ovqat mahsulotlarini konservalash jarayonida qand yoki tuzning katta konsentraiyyali eritmaparining ishlatilishi hammaga ma'lum. Bunday eritmaparda mikroorganizmlar plazmolizga uchraydi va jonsizlanadi. Biologik suyuqliklarning turli xil organizmlardagi osmotik bosimi har xil, masapan, baqaning qon bosimi odamning qon bosimidan pastroq, tuzli suvda yashaydigan dengiz hayvonlarida esa yuqoriroq bo'ladi. O'simlik to'qimalarida osmotik bosim 5-20 at. ga, cho'l va sho'rxok erlarda o'sadigan ba'zi o'simliklarda xatto 170 at. ga etadi. O'simlik barglarida va, ayniqsa, yosh shoxlarida eng yuqori bosim bo'lishi kuzatilgan. Osmos o'simlik va hayvon organizmlari uchun katta ahamiyatga ega. U hujayra va hujayralararo strukturalarni etarlicha suv bilan ta'minlab turishga yordam beradi. O'simlik hujayrasi toza suvga tushirib qo'yilganda, hujayra shishib. o'z hajmini oshiradi, uning ichida turgor deb aluvchi gidrostatik bosim sodir bo'ladi. Natijada vujudga keladigan osmotik bosim hujayralarning turgorligiga, ya'ni ularning o'ziga xos tarangligiga sabab bo'ladi, shu bilan birga to'qimalarning elastikligini, organlarning ma'lum shakl-da bo'lishini saqqab turishga va boshqalarga yordam beradi va h.k. To'qima va hujayralarda suvning mo'l bo'lishi ko'pgina xilma-xil fizikaviy va kimyoviy jarayonlar: moddalar gidratlanishi va dissotsilanishi, gidroliz, oksidlanish reaksiyalarining normal o'tishi uchun zarur va hakazo. Moddalar suvdagi eritmalarining elektr tokini o'tkazish yoki o'tkazmasligiga qarab elektrolit va elektrolitmaslarga bo'linadi. Vant-Goff va Raul qonunlariga qand, glyukoza, mochevina kabi moddalarning suvdagi past konsentratsiyali eritmaları yaxshi bo'ysinishi, ammo tuz, kislota va asoslarning eritmaları bu qonundan chetlanishi va ular bug'i bosimining pasayishi ham, osmotik bosimi ham, qaynash haroratining ko'tarilishi ham nazariy kutilgandan ortiq bo'lishi, muzlash haroratining esa past bo'lishi yuqorida aytib o'tilgan edi. Bu faktlarni tushuntirish uchun 1887 yilda shved olimi Svante Arrenius eritmalarining

elektr o'tkazuvchanliklarini o'lchab, elektrolitik dissotsilanish nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga binoan kislota, asos va tuzlar suvda erigan vaqtda qarama-qarshi zaryadli ionlarga ajraladi. Arrenius fikricha, molekullarning ionlarga ajralishi uchun elektr tokining hech qanday ahamiyati yo'q; elektrolitlar suvda erigandayoq ionlarga parchalanadi. Natijada, eritmadagi zarrachalar soni ortib, eritmaning osmotik bosimi noelektrolit modda eritmasining osmotik bosimidan 2, 3, 4 va hokazo marta ortiq (ya'ni izotonik koeffitsienti i ga ko'paytirilgan qiymatga baravar) bo'ladi.

1. Arrenius nazariyasi elektrolitlarning suvdagi eritmasi orqali elektr toki o'tishi sababini izohlab berdi. Bunga ko'ra, elektrolitmas moddalarning suvdagi eritmalarida ionlar bo'lmaydi, elektrolitlarning eritmalaridagina ionlar bo'ladi. Bu nazariya elektroliz vaqtida musbat ionlarning katodga, manfiy ionlarning anodga borish sababini ham to'la izohlab berdi.

2. Arrenius nazariyasi elektrolitlarning eritmasi elektrolitmaslarning xuddi shunday konsentratsiyadagi eritmasiga qaraganda pastroq haroratda muzlash va yuqoriroq haroratda qaynash sababini ham tushuntirib berdi.

3. Nazariya tarkibida bir xil ionlar bo'ladigan moddalarning eritmaları reaksiyaga bir xilda kirishishini ham juda yaxshi izohlab berdi. Masalan, KCl , $NaCl$ va $BaCl_2$ kabi tuzlarning eritmaları $AgNO_3$ eritmasiga qo'shilganda oq cho'kma ($AgCl$) hosil bo'ladi.

Arrenius nazariyasiga muvofiq ko'p negizli kislotalar eritmada bosqichli dissotsilanadi.

4. Arrenius o'z nazariyasiga asoslanib, kislota va asoslarga ta'rif berdi. Suvda eriganda vodorod ionlariga ajraladigan elektrolitlarni kislota deb atadi. Eritmada vodorod ionlari konsentratsiyasi qancha katta bo'lsa, kislota shunchalik katta bo'ladi. Suvda gidroksil ionlaridan tashqari, boshqa manfiy ionlarga ajralmaydigan elektrolitlarni asoslar deb atadi.

Ionlarga dissotsilangan molekullar sonini eritilgan moddaning barcha molekullari soniga nisbati elektrolitning dissotsilanish darajasi deb ataladi. Dissotsilanish darajasi α elektrolit tabiatiga, haroratga va konsentratsiyaga bog'liq.

Eritmalarning dissotsilanish darajasini aniqlash uchun shu elektrolit eritmalarining muzlash va qaynash haroratini, osmotik bosimni, to‘yingan bug‘ bosimini yoki elektr o‘tkazuvchanligini o‘lchash natijalaridan foydalanish mumkin.

Dissotsilanish darajasini aniqlash formulasini chiqarish uchun α bilan i orasidagi munosabat topiladi. Masalan, suvda N molekula elektrolit erigan bo‘lib, har qaysi molekula n dona ionga ajralsin. Bu holda eritmada $N \cdot \alpha$ dona molekula ajraladi va ulardan $N \cdot \alpha \cdot n$ dona ion hosil bo‘ladi. Eritmada ionlarga ajralgan molekulalar soni $N - N \cdot \alpha = N(1 - \alpha)$ bo‘ladi. Eritmadagi molekula va ionlarning umumiy soni $N \cdot \alpha \cdot n + N(1 - \alpha)$ ga teng bo‘ladi. Dastlab eritmada zarrachalar soni N edi, endi $N \cdot \alpha \cdot n + N(1 - \alpha)$ bo‘ldi.

Vant-Goffning izotonik koeffitsientini topish uchun $N \cdot \alpha \cdot n + N(1 - \alpha)$ ni N ga bo‘lamiz:

$$i = \frac{N\alpha \cdot n + N(1 - \alpha)}{N} = \alpha \cdot n + (1 - \alpha) = \alpha(n - 1) + 1 \quad (3.1)$$

bundan:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1} \quad (3.2)$$

kelib chiqadi. Demak, elektrolitning dissotsilanish darajasini topish uchun, avvalo, izotonik koeffitsient i ni aniqlash kerak; i quyidagi nisbatlar bilan aniqlanadi:

$$i = \frac{\Delta T_e}{\Delta T_0} = \frac{\Delta P_e}{\Delta P_0} \quad (3.3)$$

bu erda ΔT_e -elektrolit eritmasi muzlash haroratining pasayishi; ΔT_0 -shunday konsentratsiyadagi elektrolitmas eritmasi muzlash haroratining pasayishi.

Izotonik koeffitsientni molekulyar massa orqali ham topish mumkin:

$$i = \frac{M_0}{M_1} \quad (3.4)$$

bunda M_0 -elektrolitning haqiqiy molekulyar massasi, M_1 -uning tajribada topilgan molekulyar massasi.

Elektrolitlarni ularning dissotsilanish darajasiga qarab ikki guruh: kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bo‘linadi.

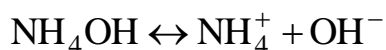
Suyultirilgan eritmalarda ham oz darajada dissotsilanadigan elektrolitlar kuchsiz elektrolitlar deyiladi. Ular qatoriga sirka kislota, sianid kislota, karbonat kislota va h.k., asoslardan ammoniy gidroksid, organik asos, suvda yomon eriydigan asoslar va h.k. hamda ba'zi tuzlar: $\text{Hg}(\text{CN})_2$, HgCl_2 , FeF_3 va h.k. kiradi.

Ularning suvdagi eritmalarida ionlar bir-biriga deyarli ta'sir etmaydi va xossalari jihatidan suyultirilgan ideal eritmalarga o'xshab ketadi.

Suvli eritmalarda to'liq dissotsilanadigan birikmalar kuchli elektrolitlar deyiladi. Ularning dissotsilanish darajasi 1 ga yaqin bo'ladi. Kuchli elektrolitlarga deyarli barcha tuzlarni, kuchli kislota va kuchli asoslarni kiritish mumkin. Bularning eritmalarida ionlar ko'p bo'lgani uchun ionlararo tortishuv kuchlari mavjud bo'ladi.

Arrenius nazariyasiga ko'ra, elektrolitlarning dissotsilanish darajasi eritmaning konsentratsiyasiga bog'liq. Eritmaning konsentratsiyasi ortishi bilan undagi ionlar o'zaro birikib, molekulalar hosil qiladi. Eritmada ionlar va dissotsilanmagan molekulalar orasida ma'lum muvozanat qaror topadi. Demak, massalar ta'siri qonunidan foydalanish mumkin.

Masalan, ammoniy gidroksidning dissotsilanish muvozanati quyidagicha ifodalanadi:



Massalar ta'siri qonuniga ko'ra, muvozanat vaqtida dissotsilanish konstantasi:

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} \quad (3.5)$$

formula bilan ifodalanadi.

Agar erituvchi V litrida a mol NH_4OH erib, uning x moli dissotsilansa, ionlar va dissotsilanmagan moddalarning muvozanat konsentratsiyasi quyidagicha yoziladi:

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{x}{V}; \quad [\text{OH}^-] = \frac{x}{V}; \quad [\text{NH}_4\text{OH}] = \frac{a-x}{V}$$

agar bularni yuqoridagi formulaga qo'ysak:

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{x/V \cdot x/V}{\frac{a-x}{V}} = \frac{x^2}{(a-x)V} \quad (3.6)$$

hosil bo‘ladi. X ning o‘rniga dissotsilanish darajasi α ni, a ning o‘rniga 1 g-m ni qo‘ysak:

$$K = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)V} \quad (3.7)$$

kelib chiqadi. Agar $S=1/V$ ekanligini nazarga olsak:

$$K = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)} \cdot G \quad (3.8)$$

bo‘ladi. Bu tenglama suyultirish qonunining matematik ifodasidir. Uning yordamida (K ma’lum bo‘lsa) har xil konsentratsiyalar uchun dissotsilanish darajasini hisoblash mumkin.

Kuchsiz elektrolitlarda dissotsilanish konstantasi eritma konsentratsiyasining o‘zgarishi bilan o‘zgarmaydi, faqat harorat o‘zgargandagina o‘zgaradi.

Dissotsilanish darajasi kichik bo‘lsa tenglama maxrajidagi α ni hisobga olmasa ham bo‘ladi, u holda:

$$K = \frac{\alpha^2}{V} \quad \text{ёки} \quad \alpha = \sqrt{K \cdot V} \quad (3.9)$$

bo‘ladi.

Ba’zi kuchsiz elektrolitlarning dissotsilanish konstantalari (25⁰S)

Kislota	K	Asos	K
Nitrat kislota	$4 \cdot 10^{-4}$	Anilin	$3,82 \cdot 10^{-10}$
Chumoli kislota	$1,77 \cdot 10^{-4}$	Gidrazin	$3,0 \cdot 10^{-6}$
Vodorod peroksid	$2,4 \cdot 10^{-12}$	Gidroksilamin	$1,0 \cdot 10^{-8}$
Sirka kislota	$1,75 \cdot 10^{-5}$	Ammoniy gidroksid	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Fenol	$1,3 \cdot 10^{-10}$	Metilamin	$4,4 \cdot 10^{-4}$
Sianid kislota	$7,2 \cdot 10^{-10}$	Piridin	$1,7 \cdot 10^{-9}$

Demak, elektrolitning dissotsilanish darajasi suyultirishning kvadrat ildiziga mutanosibdir. Dissotsilanish darajasi eritma konsentratsiyasi o'zgarishi bilan o'zgarishi tufayli elektrolit kuchini tavsiflash uchun ko'proq dissotsilanish konstantasi K dan foydalaniladi. Quyidagi jadvalda ba'zi kuchsiz elektrolitlarning K qiymatlari keltirilgan.

2.6 Suv. Suvning dissotsilanishi. Vodorod ko'rsatkich

Distillangan suvni ham juda toza deb bo'lmaydi, chunki uning tarkibida NH_4OH , H_2CO_3 va boshqa moddalar bo'ladi. Shisha idishlardan foydalanib toza suv olib bo'lmaydi, chunki shisha tarkibidagi silikat kislota tuzlari erib, suvning xossalariga ta'sir o'tkazadi. Kimyoviy toza suv platinadan yasalgan apparatda suv sirtiga havo tekkizmasdan olinadi.

Agar suvni juda kuchsiz elektrolit deb qarasaq, uning dissotsilanish konstantasini quyidagicha yozish mumkin:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

22⁰C da $K=1,8 \cdot 10^{-16}$ ekanligi hisoblab topilgan.

Yuqoridagi tenglamani $[\text{H}^+][\text{OH}^-]=K[\text{H}_2\text{O}]$ shaklida yozib, suvning dissotsilanish darajasi juda kichik ekanligini hisobga olib, suvning konsentratsiyasi qiymatini o'zgarmas desak:

$[\text{H}_2\text{O}]=1000\text{g}$ yoki $1000\text{g}:18=55,56\text{mol}$ bo'ladi. $K[\text{H}_2\text{O}]$ ni K_w bilan belgilasak:

$$K[\text{H}_2\text{O}]=K_w=[\text{H}^+][\text{OH}^-] \text{ yoki}$$

$$K_w=1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56=10^{-14}(\text{g-ion/l})^2$$

bo'ladi.

K_w suvning ion ko'paytmasi deb ataladi. K_w ning qiymati harorat bilan o'zgaradi. Toza suvda H^+ ionlari konsentratsiyasi 10^{-7}g-ion/l ga teng. Demak, neytral eritmalarda H^+ va OH^- ionlarining konsentratsiyasi 10^{-7}g-ion/l ga teng. Kislotali muhitda $[\text{H}^+]>10^{-7}$, ishqoriy muhitda, aksincha $[\text{OH}^-]<10^{-7}\text{g-ion/l}$ bo'ladi.

Ko'pchilik eritmalarda boradigan, xususan, biologik jarayonlar uchun vodorod ionlarining konsentratsiyasi ma'lum qiymatga ega bo'lishi kerak. Bu

Echish: ma'lumki, $K=1,86 \cdot 10^{-5}$, $C=0,1$ n. Shuning uchun

$$[H^+] = \sqrt{1,86 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,36 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg[1,36 \cdot 10^{-3}] = 2,9$$

bo'ladi.

2-misol. Eritmada $[H^+] = 0,0036$ bo'lsa, pH nimaga teng?

Echish: $0,0036$ ni $3,6 \cdot 10^{-3}$ shaklida yozib, logarifmlaymiz:

$$pH = -\lg[3,6 \cdot 10^{-3}] = -(\lg 3,6 - 3) = 2,4$$

pH qiymatidan $[H^+]$ ni hisoblab topishda, logarifm jadvalida musbat mantissalar ko'rsatilgani sababli, avvalo, kasrni musbatga aylantirish kerak.

3-misol. Eritma uchun $pH = 5,5$ bo'lsa, $[H^+]$ nechaga teng?

$$pH = -\lg[H^+] \text{ yoki } \lg[H^+] = -pH = -5,5$$

Bu sonning butun qismini manfiylikicha qoldirib, kasr xonasini musbatga aylantiramiz; buning uchun butun songa -1 va kasrga $+1$ qo'shamiz:

$$-5,5 = -5 + (-1) + (-0,5) + 1 = -6 + 0,5$$

demak, $-5,5$ o'rniga $-6 + 0,5$ ni oldik. -6 ga $\lg 10^{-6}$ va $0,5$ ga $\lg 3,2$ to'g'ri keladi.

Demak, $H^+ = 3,2 \cdot 10^{-6}$ g-ion/l bo'ladi; gidroksil ionlari konsentratsiyasi esa:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-6}} = 3,1 \cdot 10^{-9} \frac{\text{g} - \text{ion}}{1} \text{ yoki } 17 \cdot 3,1 \cdot 10^{-9} \frac{\text{g}}{1} = 5,3 \cdot 10^{-8} \frac{\text{g}}{1}$$

bo'ladi.

Buf eritmalar. Indikatorlar va ularning xossalari.

Amaliyotda juda ko'p hollarda u yoki bu ta'sirlardan sezirarli darajada o'zgarmaydigan pH ko'rsatkichga ega bo'lgan eritmalar bilan ishlashga to'g'ri keladi. Bu xossalarga kuchsiz kislota yoki kuchsiz asosning o'z tuzlari aralashmasining eritmalari ega bo'ladi.

Vodorod ionlari barqaror bo'lgan (aniq pH li), suyultirganda o'zgarmaydigan va eritmaga oz miqdorda kuchli kislota yoki ishqor qo'shganda juda kichik qiymatga o'zgaradigan eritmalar bufer eritmalar deyiladi.

Misol tariqasida sirka kislotasi va natriy atsetati CH_3COONa tutgan eritmani ko‘ramiz. Kislotaning dissotsilanish jarayonidagi muvozanat quyidagi dissotsilanish konstantasi bilan tavsiflanadi:

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

Kuchli darajada dissotsilanadigan natriy atsetatining ishtiroki CH_3COO^- ionlari konsentratsiyasini shunchalik oshiradiki, natijada kislotaning dissotsilanishi amalda deyarli to‘liq to‘xtaydi. Shuning uchun yuqoridagi ifodada dissotsilanmagan kislota molekulari konsentratsiyasi $-S_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ ni eritmadagi sirka kislotasining umumiy konsentratsiyasi $S_{k\text{-ta}}$ bilan almashtirish mumkin. Atsetat ionlari (CH_3COO^-) konsentratsiyasi eritmadagi tuz konsentratsiyasining uning dissotsilanish darajasi ko‘paytmasi ($\alpha \cdot S_{\text{tuz}}$) ga amalda teng bo‘ladi. Natijada quyidagi ifodani olamiz:

$$C_{\text{H}^+} = K \cdot \frac{C_{k\text{-ta}}}{C_{\text{muz}} \cdot \alpha}$$

umuman suyultirilgan eritmalar uchun $\alpha=1$ deb olish mumkin.

Bu nisbat S_{n+} asosan tuz va kislotaning konsentratsiyalari nisbatiga bog‘liq ekanligini ko‘rsatadi. SHuning uchun eritmani suyultirish C_{H^+} ga deyarli ta’sir qilmaydi. Haqiqatan ham kislota va tuz konsentratsiyalarini bir vaqtning o‘zida 0,1 n dan 0,001 n gacha kamaytirilsa, eritmaning pH i 4,63 dan 4,73 gacha o‘zgaradi (pH ning bunday kichik qiymatga o‘zgarishi tuzning dissotsilanish darajasining biroz o‘zgarishi bilan tushuntiriladi).

1. Eritmani suyultirib ko‘ramiz. Ma’lumki, sirka kislotauchun $K=1,86 \cdot 10^{-5}$; avval atsetatbufer eritma pH ini hisoblaymiz. Buning uchun 0,1 normal atsetat-bufer eritma olamiz. Bu eritmada $[\text{CH}_3\text{COOH}]=0,1$ va $[\text{CH}_3\text{COONa}]=0,1$ bo‘lib, dissotsilanish darajasi $a=0,79$. Bu eritma uchun

$$[H^+] = K \cdot \frac{[\text{kislota}]}{[\text{tuz}] \cdot \alpha} \text{ formuladan foydalanil } [H^+] \text{ ni topamiz}$$

$$[H^+] = 1,86 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,1}{0,1 \cdot 0,79} = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH}=4,6$$

$$[H^+] = K \cdot \frac{[\text{kislota}]}{[\text{tuz}] \cdot \alpha}$$

Endi bu eritmani suyultirib 0,01 n. eritmaga aylantiramiz. Bu holda $[CH_3COOH]=0,01$; $[CH_3COONa]=0,01$; $a=0,87$.

Bularni formulaga qo'yib, $[H^+]$ ni topamiz.

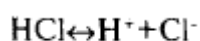
Eritmani yana suyultirib 0,001 n. eritmaga aylantiramiz. Bunda

$$[H^+] = 1,86 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,001}{0,001 \cdot 1} = 1,86 \cdot 10^{-5}; \text{ bundan } pH = 4,73$$

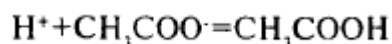
$[CH_3COONa]=0,001$; aq1 bo'ladi. Bularni yuqoridagi formulaga qo'yib $[H^+]$ ni topamiz:

Demak, buffer eritma suyultirilishi bilan undagi pH qiymati juda oz o'zgaradi.

2. Endi bufer eritmaga kislota qo'shib ko'ramiz. Buning uchun yana 0,1 n. atsetat-bufer eritma olamiz. Bunday eritmada $pH=4,6$ bo'ladi. Endi bu eritmaga shunday miqdorda HCl qo'shamizki, eritmada HCl konsentratsiyasi 0,01 n. bo'lsin. Yana pHni hisoblab chiqaramiz. Xlorid kislota kuchli elektrolit bo'lgani uchun eritmada ionlarga batamom ajraladi:



Vodorod ionlari atsetat ionlari bilan birikib, sirka kislota molekulalarining konsentratsiyasini oshiradi:



Buning natijasida atsetat kislota konsentratsiyasi 0,11 n. ga etadi, lekin CH_3COONa ning konsentratsiyasi 0,09 ga tushib qoladi. Bu qiymatlarni formulaga qo'yib, $[H^+]$ ni topamiz ($\alpha = 0,79$)

$$[H^+] = K \cdot \frac{[kislota]}{[tuz] \cdot \alpha}$$

$$[H^+] = 1,86 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,11}{0,09 \cdot 0,79} = 2,8 \cdot 10^{-5} \quad pH = 4,55$$

Demak, bufer eritmaga HCl qo'shilganda ham vodorod ionlarining konsentratsiyasi juda oz o'zgaradi. Bufer eritmalarga ishqor qo'shilganda ham ularda pH juda oz o'zgaradi, chunki bunda kuchli ishqor kuchsiz kislota bilan qo'shib tuz hosil qiladi. Bufer eritmalardan vodorod ionlarining konsentratsiyasini kolorimetrik usulda aniqlashda analitik va biokimyoviy ishlarda foydalaniladi. Biologik jarayonlar muayyan pH li muxitda boradi. Shuning uchun fiziologik suyuqliklar (masalan, sut, qon va hokazolar) buferlik xususiyatiga ega

bo‘ladi, shuningdek, tuproqda bikarbonat, fosfat va boshqa moddalar borligidan tuproqdagi eritmalar ham buferlik xossasiga ega. Tabiiy buferlardan tashqari, juda ko‘p sun‘iy buferlar ham ishlatiladi. Masalan, borat kislota + bura; limon kislota + uning natriyli tuzi; $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$; $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ sun‘iy buferlardir. Eritmaning bufer kuchini tavsiflash uchun bufer sig‘imi degan tushuncha qo‘llaniladi. 1 l bufer eritmaga qo‘shilganda eritmaning vodorod ko‘rsatkichini 1 ga qadar o‘zgartira oladigan kuchli kislota yoki kuchli asosning mol(ekvivalent) miqdori bufer sig‘im deb ataladi

$$B = \frac{\text{ishqorning qo'shilgan miqdori (mol hisobida)}}{\text{pH}_1 - \text{pH}_0}$$

bu erda, pH_0 —bufer eritmaning ishqor qo‘shilishidan ilgari vodorod ko‘rsatkichi, pH_1 —bufer eritmaning ishqor qo‘shilgandan keyingi vodorod ko‘rsatkichi, V —bufer sig‘imi.

Biologik jarayonlar muayyan pH li muhitda sodir bo‘ladi. Shuning uchun sut, qon kabi fiziologik suyuqliklar buferlik xususiyatiga ega. Tuproq eritmaları ham tarkibida bikarbonat, fosfat va boshqa moddalar borligidan buferlik xossasini namoyon qiladi.

Ma‘lumki, eritma reaksiyasiga qarab, o‘z rangini o‘zgartiradigan organik moddalar indikatorlar deb ataladi. Har qaysi indikatorning o‘z dissotsilanish konstantasi bo‘ladi. Shunga ko‘ra, indikator ma‘lum pH da «kislotaai» rangdan «ishqoriy» rangga o‘tadi. Ma‘lum pH li eritmalardan foydalanib, har qaysi indikator rangining o‘zgarishi uchun shkala tuzish, bu shkaladan foydalanib esa noma‘lum eritmaning vodorod ko‘rsatkichini topish mumkin.

Lakmus, fenoftalein va metiloranj kabi moddalar muhitning kislotali yoki ishqoriy xususiyatiga ega ekanligini bilish uchun titrlash jarayonida ishlatiladi. Bu moddalar eritma reaksiyasiga qarab o‘z rangini o‘zgartiradi va indikatorlar deb ataladi. Hamma indikatorlar juda kuchsiz kislota yoki, ba‘zan asos xossasiga ega bo‘lgan organik moddalardir. Agar indikator kislota bo‘lsa, uning $\text{HInd} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Ind}^-$ sxema bo‘yicha ionlarga dissotsilanishi juda kichik qiymatga ega bo‘lgan quyidagi dissotsilanish konstantasi bilan tavsiflanadi:

$$K = \frac{C_{H^+} \cdot C_{Ind^-}}{C_{HInd}} \quad (3.16)$$

Masalan, fenolftalein uchun $K \cdot 10^{-10}$ ga yaqin. Indikator ta'sirini quyidagicha tushuntirish mumkin. Agar indikator eritmasiga kislota qo'shilsa, yuqoridagi muvozanat chapga siljiydi. Bunda eritma Hind molekulalar rangiga o'tadi. Ishqor qo'shilganda esa muvozanat, aksincha, o'ngga siljiydi va eritma Ind^- ionlar rangiga kiradi. Bunday nazariyani dastlab V.Ostvald taklif qilgan. Uning fikricha, indikator kuchsiz kislota yoki asos bo'lib, uning ionlari bir rangda bo'lsa, dissotsilanmagan molekulalari ikkinchi xil rangda bo'ladi. Indikatorlar ikki guruhga kislotali va asosli indikatorlarga bo'linadi: Ranggi nordon (kislotali) muhit sohasida yaqqol namoyon bo'ladigan indikatorlarni kislotali va ishqoriy muhit sohasida (katta pH), jumladan rang o'zgarishi sohasida yaqqol namoyon bo'ladigan indikatorlar asosli indikatorlar deyiladi. Agar indikator kislotali bo'lsa vodorod ionlari konsentratsiyasi oshganda uning dissotsilanishi to'xtaydi, ya'ni dissotsilanmagan molekulalari (HInd) kislotali shakl, (Ind^-) ionlari esa asosli shakl bo'ladi. Indikatorlarning rangi eritmadagi pH ga bog'liq. Ma'lumki pH lar sohasida eritmada indikatorning ikkala shakli ham bo'lishi mumkin. Indikator rangining o'zgarishi uchun zarur bo'lgan pH lar sohasi indikatorning o'zgarish oralig'i deyiladi.

Eritmalarning ion kuchi

Erigan tuzning faolligi, yuqorida aytib o'tilgandek, bug' bosimi, qotish harorati va eruvchanligi bilan aniqlanishi mumkin. Har xil ionlarning xossalari bir xil bo'lgani sababli ularning termodinamik funksiyalarini alohida ko'rish zarur. Bunda faollik koeffitsientidan foydalaniladi. Tuz eritmasida boshqa tuzlarning bo'lishi mazkur tuzning faollik koeffitsientini o'zgartiradi. +o'shilgan tuz ionlarining zaryadi qancha katta bo'lsa, u boshqa tuzning faollik koeffitsientiga shunchalik kuchli ta'sir qiladi.

Ionlarning kuch maydoni eritma xossalari ta'sir qilishini tavsiflash uchun eritmaning ion kuchi degan tushuncha kiritilgan. Ion kuchini hisoblash uchun har qaysi ionning konsentratsiyasini uning valentligi kvadratiga ko'paytiriladi va bu

ko'paytmalarning yig'indisini ikkiga bo'linadi. Eritmaning ion kuchi I harfi bilan belgilanadi:

$$I = \frac{C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + C_3 z_3^2 + \dots}{2} \quad (3.17)$$

bunda C_1, C_2, C_3, \dots —ionlar konsentratsiyalari; z_1, z_2, z_3, \dots -ionlarning valentliklari. Ma'lumki elektrolitlarni valentliklariga ko'ra sinflarga bo'lish mumkin. NaCl, LiCl, NaBr kabi elektrolitlar 1-1 valentli; MgSO₄, CuSO₄ kabi elektrolitlar 2-2 valentli; Na₂SO₄, Na₂CO₃ lar 1-2 valentli; Ca(OH)₂, BaCl₂ lar esa 2-1 valentli elektrolitlar deb ataladi. Molyar konsentratsiyalari teng bo'lgan uch xil elektrolit eritmalarining ion kuchini hisoblaylik.

$$0,01M \text{ KCl uchun } I = \frac{0,01 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 1^2}{2} = 0,01$$

$$0,01M \text{ MgSO}_4 \text{ uchun } I = \frac{0,01 \cdot 2^2 + 0,01 \cdot 2^2}{2} = 0,04$$

$$0,01M \text{ CaCl}_2 \text{ uchun } I = \frac{0,01 \cdot 2^2 + (2 \cdot 0,01) \cdot 1^2}{2} = 0,03$$

Elektrolitning faollik koeffitsienti bilan eritmasining ion kuchi orasida ma'lum munosabat borligi tajribalar asosida isbotlangan.

Laboratoriya mashg'ulotlari

1-ish Saxaroza eritmasining konsentratsiyasini refraktometrik usul bilan aniqlash

Refraktometr - bu muhitdagi yorug'likning sinishi ko'rsatkichini o'lchaydigan optik asbob. (1.1-rasm) Refraktometrlar yordamida bajariladigan refraktometriya kimyoviy birikmalarni aniqlash, miqdoriy va strukturaviy tahlil qilish, moddalarning fizik-kimyoviy parametrlarini aniqlashning eng keng tarqalgan usullaridan biridir. Refraktometrning ishlashi har xil muhitda yorug'likning sinishi ko'rsatkichlarini o'lchashga asoslangan. Agar moddaning zichligi oshsa, uning sinishi ko'rsatkichi mutanosib ravishda oshadi (masalan, shakar suvda eritilganda). Refraktometr distillangan suv bilan taqqoslaganda namunaning nisbiy "og'irligi" ni o'qiydi.



1.1-rasm. Turli xil refraktometrlar.

Ishning maqsadi: Eritmaning konsentratsiyasini sindirish ko'rsatkichi bo'yicha aniqlash.

Maksvellning elektromagnit nazariyasi tiniq qutbsiz moddalar uchun quyidagi nisbatga olib keladi:

$$\epsilon = n^2$$

bunda ϵ —moddaning dielektrik o'tkazuvchanligi; n -sindirish ko'rsatkichi.

+utbli moddalar uchun $\epsilon > n^2$.

n^2 qiymatni ϵ o'rniga quyidagi tenglamaga qo'ysak:

$$\frac{\epsilon - 1}{\epsilon + 2} \cdot \frac{M}{\rho} = \frac{4}{3} \pi \cdot N_A \alpha = \Pi$$

ushbu tenglama hosil bo'ladi:

$$\frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{M}{\rho} = \frac{4}{3} \pi \cdot N_A \alpha = R$$

R -molyar refraksiya deyiladi.

Fizik-kimyoviy tadqiqotlarda solishtirma refraksiyadan ham foydalaniladi;

$$r = \frac{R}{M} = \frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{1}{\rho}$$

Solishtirma refraksiya sm^3/g o'lchamga, molyar refraksiya esa sm^3/mol o'lchamga ega.

Additivlik suyuq aralashmalar (eritmalar) refraksiyasi uchun ham xos. Aralashmaning refraksiyasi komponentlar refraksiyasi yig'indisining ularning aralashmadagi xissalari nisbatiga teng.

Binar aralashmaning molyar refraksiyasi uchun quyidagi tenglamani yozish mumkin:

$$R = x_1 R_1 + (1 - x_1) R_2$$

Solishtirma refraksiya uchun esa:

$$r = g_1 r_1 + (1 - g_1) r_2$$

bu 1 va 2 indekslar komponentlarga taalluqli; x_1 va g_1 -birinchi komponentning molyar tenglamadagi va massaviy tenglamadagi xissalari. Bu ikki formula aralashma tarkibi va komponentlar refraksiyasini aniqlashda ishlatiladi.

Moddaning refraksiyasi (sindirish ko'rsatkichi)ni o'lchash uchun ikki xil refraktometr ishlatiladi.

Birinchi xilga Abbe refraktometri va IRF-22 refraktometri kiradi. Bular kichik miqdordagi suyuqliklar sindirish ko'rsatkichini tezda aniqlash uchun moslashtirilgan. Ularning o'ziga xos muhim tomoni shundaki, sindirish ko'rsatkichini o'lchash uchun "oq" yorug'lik, kunduzgi yoki elektr yorug'ligi ishlatiladi. Bunda to'g'ridan-to'g'ri sindirish ko'rsatkichi, ya'ni natriy spektridagi sariq D chiziqning monoxromatik yorug'ligi uchun o'lchangan va n_D ko'rsatkichga teng bo'lgan qiymat olinadi. Bunda sindirish ko'rsatkichni $2 \cdot 10^{-4}$ aniqlikkacha o'lchash mumkin.

Ikkinchi xilga (Pulfrix refraktometri) IRF-23 refraktometri kiradi.

Sindirish ko'rsatkichini o'lchash vaqtida harorat $\pm 0,2^{\circ}\text{S}$ gacha aniqlikda bo'lishi lozim. Buning uchun barcha xil refraktometrlarda termostatdan maxsus isituvchi moslamalar (prizma qobiqlari)ga suv yuboriladi.

Ishning bajarilishi. Ishni bajarishga kirishishdan avval refraktometr ikkala prizmalari sirtini yumshoq latta yoki filtr qog'ozini bilan asta-sekin artiladi va pastki prizmagacha 1-2 tomchi sindirish ko'rsatkichi aniqlanishi kerak bo'lgan suyuqlik

tomiziladi. Prizmalar yuzasi bir-biriga tekkanida suyuqlik ular orasida yupqa qavat bo'lib (0,1-0,2 mm) tarqaladi.

O'lchashni amalga oshirishdan avval nul nuqta aniqlanadi. Odatda, refraktometr ko'rish trubasining optik o'qi prizmaning vertikal qirrasiga tik holda bo'lsa, shkala bo'yicha o'lchash nul o'rniga prizmaning nul nuqtasi deb ataluvchi uncha katta bo'lmagan θ burchakni beradi. Mana shu qiymatni shkala ko'rsatgan qiymatdan ayirib tashlash lozim. So'ngra refraktometr shkalasini o'qituvchi bergan standart modda bo'yicha tekshiriladi. Bunda refraktometrning sistematik xatosi aniqlanadi va bu keyingi o'lchashlarda natijalarga tuzatish sifatida kiritiladi.

Agar eritmaning sindirish ko'rsatkichi bilan konsentratsiyasi orasidagi munosabat ma'lum bo'lsa, amalda eritmaning konsentratsiyasini aniqlash mumkin. Sanoat ahamiyatiga ega bo'lgan ko'p eritmalarning (binar sistemalar) sindirish ko'rsatkichlari konsentratsiyalarning katta intervalida o'lchangan va jadvashtirilgan.

Eritma konsentratsiyasini aniqlash uchun jadval ma'lumotlari bo'yicha graduirlangan grafik chiziladi va jadvalda ko'rsatilgan haroratda, eritma sindirish ko'rsatkichini o'lchab, grafik interpolyasiyalab eritmaning konsentratsiyasi topiladi. Agar jadval ma'lumotlari bo'lmasa, ma'lum konsentratsiyalarda bir nechta eritma tayyorlanib ularning sindirish ko'rsatkichlari o'lchanadi va olingan ma'lumotlar bo'yicha graduirlangan grafik tuziladi. Bu usul juda ko'p ikki komponentli sistemalarning bug' tarkibini aniqlashda qo'llanilgan.

«3X5» USLUBI.

Bu uslub o'quvchi- talabalarni erkin fikrlashi, keng doirada turli qoyalarni bera olishi, ta'lim jarayonida yakka, kichik guruh holda tahlil etib, hulosa chiqara olishi, ta'rif bera olishiga hamda hamkorlikda jamoa bo'lib ishlashiga qaratilgan .

Treningda talabalar kichik guruhlariga bo'linadi va ularga tayyor tarqatma materiallar tarqatiladi. Har bir guruh jamoa bo'lib javob belgilaydi. Shartni bajarish uchun ikki minutdan vaqt ajratiladi va vaqt kuzatilib boriladi. Keyingi bosqichda varaqlar guruhlariga soat strelkasi bo'yicha almashtirilib beriladi. 3 yoki 5 marta aylangandan keyin talabalar bilan to'g'ri javob muhokama qilinadi.

Innovatsion-texnologik programma sharti: sizga mashgʻulot mazmunini eslatib turuvchi kalit soʻzlarni yozing.

Ish sharti.	I – guruh	II – guruh	III – guruh
Mavzuga oid 5 ta harfdan iborat soʻzlar			
9 ta harfdan iborat soʻzlar			
Soʻzlar birikmasi			

Bu uslubdan boʻlim yuzasidan olingan bilimlarni mustahkamlash va yakunlash maqsadida ham foydalanish mumkin.

2-ish. Aralashmaydigan suyuqliklarda erigan moddaning taqsimlanish koeffitsientini aniqlash.



Ishning maqsadi. Oʻzaro aralashmaydigan (yoki bir-birida juda kam eriydigan) suyuqliklarda erigan modda taqsimlanish hodisasini oʻrganish usuli bilan tanishish.

Oʻzaro aralashmaydigan bir idishdagi suyuqliklarda erigan modda konsentratsiyasi quyidagi nisbat bilan ifodalanadi:

$$\frac{C_1}{C_2^n} = K \quad (1) \quad n = \frac{M_1}{M_2}$$

Bu erda C_1 -erigan moddaning birinchi erituvchidagi konsentratsiyasi; C_2 -uning ikkinchi erituvchidagi konsentratsiyasi; K -taqsimlanish koeffitsienti; n -erigan modda molekulari assotsilanishi oqibatida erigan modda molekulyar massasining erituvchi tabiatiga koʻra oʻzgarishini koʻrsatadigan son; M_1 -birinchi erituvchida erigandagi moddaning molekulyar massasi; M_2 -ikkinchi erituvchida erigandagi moddaning molekulyar massasi.

Masalan, sirka kislota suv va dietil efiri orasida taqsimlanadi. Suv-birinchi erituvchi, undagi sirka kislota konsentratsiyasi S_1 ; bu holda sirka kislota

molekulyar massasi M_1 60 ga teng, ya'ni sirka kislotasi suvli eritmada CH_3COOH molekulari ko'rinishida bo'ladi. Efir-ikkinchi erituvchi, undagi sirka kislotasi konsentratsiyasi C_2 ; sirka kislotasining molekulyar massasi M_2 bunda ham 60 ga teng, ya'ni sirka kislotasi efirda ham molekular ko'rinishida bo'ladi. Bunda

$$n = \frac{60}{60} = 1 \quad \text{va} \quad \frac{C_1}{C_2} = K$$

Lekin qator erituvchilar borki, ularda sirka kislotasi molekulari assotsilangan bo'ladi, ya'ni $(\text{CH}_3\text{COOH})_2$ va $(\text{CH}_3\text{COOH})_3$ molekularini hosil qiladi. Shunda erituvchilardan biri benzol. Benzolda sirka kislotasi assotsilangan $(\text{CH}_3\text{COOH})_2$ molekulari ko'rinishida bo'ladi, demak, uning molekulyar massasi 120 ga teng. U holda

$$n = \frac{M_1}{M_2} = \frac{60}{120} = \frac{1}{2}$$

Shunday qilib tenglama (2.36) benzol-suv-sirka kislotasi sistemasi uchun quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi.

$$\frac{C_1}{C_2^{1/2}} = K$$

Ishning bajarildishi. 100 ml konussimon shlifli kolbalarga har xil konsentratsiyali sirka kislotasi eritmalaridan o'lchov silindirida 25 ml dan o'lchab solinadi. Ustiga 25 ml dan dietil efir solib qopqog'ini yopgan holda biroz chayqatiladi. 4 tala idish yarim soatga qo'yib quyiladi. Ularni vaqti - vaqti bilan chayqatib turiladi. Bu yarim soat davomida sirka kislotasining boshlang'ich konsentratsiyalari aniq o'lchanadi. Buning uchun dastlabki eritmalardan pipetka yordamida 3 ta titrlash kolbalariga 2 ml dan olinib, 1-2 tomchi fenolftalein indikator ishtirokida 0,1 n KOH eritmasi bilan titrlanadi. Titrlash uchun ketgan ishqorning o'rtacha hajmi olinib quyidagi formula bo'yicha sirka kislotaning konsentratsiyasi hisoblanadi.

$$C_{\text{к-та}} = C_{\text{ишқ}} \cdot V_{\text{ишқ}} / V_{\text{к-та}} ;$$

Jadval 2.1

№	Sirka kislotaning boshlang'ich konsentratsiyasi		Suv qatlamidagi sirka kislotaniing konsentratsiyasi		Efir qatlamidagi sirka kislotaning konsentratsiyasi $C_2=C_0-C_1$	$k = \frac{C_1}{C_2}$
	Titrlash uchun ketgan ishqor hajmi	C_0	Titrlash uchun ketgan ishqor hajmi	C_1		
1						
2						
3						
4						

So'ngra suv - efir sistemasidagi suv qatlamida qolgan sirka kislotaning konsentratsiyalari aniqlanadi, buning uchun sistema turgan kolbadagi suv qatlamidan pipetka yordamida 2 ml dan olinib 0,05 n KOH eritmasi bilan fenolftalein ishtirokida titrlanadi. Bunda ham 3 martadan titrlab, o'rtacha natija olinadi va suv qatlamida qolgan sirka kislotasining konsentratsiyalari (C_1) yuqoridagi formula yordamida topiladi. Efir qatlamiga o'tgan sirka kislotasining konsentratsiyasi (C_2) ni, boshlang'ich konsentratsiyadan suv qatlamidagi konsentratsiya (C_1) ni ayirib topiladi. $C_2=C_0-C_1$. So'ngra sirka kislotani suv efir sistemasidagi taqsimlanish koeffitsenti $K=C_1/C_2$ formula bilan hisoblanadi.

SWOT – analiz, tahlil uslubi.

SWOT uslubi – interaktiv texnologiya bo'lib, talabalarni biron bir mavzuni chuqur o'rganishlariga yordam berib, hamkorlikda, jamoa bo'lib ishlashni o'rgatadi. U talabalarda fikriy bog'liqlik, mantiq, xotiraning rivojlanishiga imkoniyat yaratadi, qandaydir muammoni hal qilishda o'z fikrini ochiq va erkin bilimning sifati va saviyasini holis baholash, o'rganilayotgan mavzu haqidagi tushuncha va tasavvurlarni aniqlash imkonini beradi. Ayni paytda, turli g'oyalarni ifodalash hamda ular orasidagi bog'liqliklarni aniqlashga imkon beradi. Talabalar kichik guruhlarga bo'linadi. Oldindan tayyorlangan tarqatma materiallar tarqatiladi. Har bir guruh o'z fikrlarini yozib bo'lganlaridan so'ng, ular orasida savol-javob ketadi. Trening uchun 5 minut vaqt ajratiladi.

SWOT – analiz, tahlil uslubi		
Aralashma	Eritma	Kimyoviy birikma

Maqsad va tarbiyaviy xarakteri:

- hamkorlikda jamoa bo`lib ishlash mahorati;
- o`zgalar fikriga hurmat;
- ishga ijodiy yondashish;
- o`z faoliyati natijalariga ma'sullik va qiziqish uyg`otish;
- talabalar faolligini oshirish.

Kutilayotgan natija:

- talabalarda eritmalar va ularning xossalari haqida to`liq ma'lumot hosil qilish. Hozirgi kunda eritmalar – fizik-kimyoviy sistema sifatida qaraladi va o`zining xossalari ko`ra mexanik aralashma va kimyoviy birikma orasidagi holatni egallashini tushuntirish.
- Talabalar mexanik aralashma, eritma va kimyoviy birikmalar orasidagi bog`liqlik (o`xshashlik) yoki farq qiluvchi tomonlarini tahlil qila bilishlari zarur.
- bir vaqtda ko`pchilik talabalar baholanadi.

3-ish. Rast usuli bilan molekulyar massani topish

Ishning maqsadi. Krioskopik usulda moddaning molekulyar massasini Rasta bo`yicha aniqlash usuli bilan amalda tanishish.

Moddaning molekulyar massasini katta krioskopik konstantali erituvchi qo`llab va toza erituvchi bilan eritma muzlash haroratlarining sezilarli farqiga ko`ra katta aniqlik bilan o`lchash mumkin. Bunda erituvchi sifatida suyuqlanish harorati $\approx 178^0$ va $K=40$ bo`lgan kamfora ($C_{10}H_{16}O$) olish mumkin. Kamforaning krioskopik konstantasi katta ($K=40$) bo`lganligi sababli muzlash haroratlari farqini oddiy termometr yordamida o`lchash mumkin. Bu usul bilan kamforada eriydigan, lekin u bilan ta'sirlashmaydigan moddalarning molekulyar massasini, ular juda oz miqdorda bo`lsa ham aniqlash mumkin.

Ishning bajarilishi. Quruq probirkaga 10 mg fenatsetin solinib, 0.1 mg aniqlikda o`lchanadi. Shu probirkaga 10 mg kamfora solinadi. Probirkani vazelin moyli kolbaga tushurib, aralashma erib ketguncha qizdiriladi. Probirkadagi

aralashma aralastirilib, usti probka bilan berkitiladi va sovutiladi. Ingichka kapillyarning bittasiga qotishmadan, ikkinchisiga toza kamforadan solinadi. Ikkala kapillyar termometrning simob ustunchasiga ikki tarafdin mahkamlanadi va erish harorati odatdagi usulda o'lchanadi. Avval qizdirishni sekin olib borib, oxirgi kristallarning erish harorati, so'ngra tez sovutib birinchi kristallarning hosil bo'lish harorati o'lchanadi.

Tajriba bir xil natija olinguncha bir necha marta qaytariladi. Olingan natija asosida fenatsetinning molekulyar massasi hisoblanadi.

$$M = \frac{K \cdot m_1 \cdot 1000}{\Delta T_m \cdot m_0}$$

K – kamforaning krisoskopik doimiysi

m_1 – fenatsetinning massasi

m_0 – kamforaning massasi

$T_M = T_{\text{erituvchi}} - T_{\text{eritma}}$ – erituvchi va eritma muzlash haroratlari orasidagi farq.

Keys usuli. Keys-stadi (inglizcha sase – to'plam, aniq vaziyat, stadi - ta'lim) - keysda bayon qilingan va ta'lim oluvchilarni muammoni ifodalash hamda uning maqsadga muvofiq tarzdagi echimi variantlarini izlashga yo'naltiradigan aniq real yoki sun'iy ravishda yaratilgan vaziyatning muammoli-vaziyatli tahlil etilishiga asoslanadigan ta'lim uslubidir.

Keys-stadi - ta'lim, axborotlar, kommunikatsiya va boshqaruvning qo'yilgan ta'lim maqsadini amalga oshirish va keysda bayon qilingan amaliy muammoli vaziyatni hal qilish jarayonida prognoz qilinadigan o'quv natijalariga kafolatli etishishni vositali tarzda ta'minlaydigan bir tartibga keltirilgan optimal usullari va vositalari majmuidan iborat bo'lgan ta'lim texnologiyasidir.

Keysning pedagogik pasporti

- 4) Pedagogik annotatsiya
- 5) Keys
- 6) Talabaga uslubiy ko'rsatmalar

Oqituvchi keysalogning keysni hal etish varianti

Pedagogik annotasiya

Berilgan keysning maqsadi: Talabalarning “Rasta usuli bilan molekulyar massani topish” mavzusi bo’icha bilim va ko’nikmalarini rivojlantirish, o’tilgan mavzularga oid bilimlarini tekshirib ko’rishdan iborat.

Kutilayotgan natijalar:

- Organilayotgan mavzu bo’yicha nazariy bilim va ko’nikmalari oshadi;
- Termodinamika. Termokimyo mavzusi bo’yicha asosiy tushunchalarga ega bo’ladilar;
- Talabalar faoliyatini mavzuni mustaqil va ijodiy o’zlashtirishga yo’llash, bilish faoliyatini bosqichma-bosqich tashkil etish;
- Asosiy g’oyani ajratish, mantiqiy fikr yuritish, fikrni bayon etish va asoslash ko’nikmalari, nutq va muloqotga kirishishga erishish;
- Talabalarning kimyo (Eritmalar haqidaginazariy) bilimlarini o’zlashtirish samaradorligini orttirish.

Keysni muvaffaqiyatli bajarish uchun talaba quyidagi bilimlarga ega bo’lishi lozim:

- Eritmalar, eritmalaning sinflanishi va ularni erish termodinamikasi. Eritmalarning kolligativ jamoa xossalari. Intensiv va ekstensiv parametrlar. Krioskopik va ebulioskopik konstantalar haqida tasavvurga ega;
- Namoyish eksperimentidan foydalanish malaka va ko’nikmalari shakllangan; Namoyish eksperimenti orqali ochiladigan fundamental asosiy tushunchalar shakllangan.

Keysda ishlatilayotgan ma’lumotlar manbai:

3. P.W. Atkins Physical chemistry . 1986.
4. D. H. Everett, F.R.S. Colloid science. Department of Physical Chemistry University of Bristol. ISBN 0-85186-443-0 © The Royal Society of Chemistry
5. Aminov S.N., Qurbonova M.M., Raxmatullaeva M.M. Fizik va colloid kimyo. Darslik.Toshkent, Fan, 2020.-295 b.
6. Aminov S.N., Popkov V.A., Qurbonova M.M., Sharipov A.T., Raxmatullaeva M.M. Fizik va kolloid kimyodan laboratoriya mashg’ulotlar.

Toshkent, Fan, 2019.-405 b.

7. Аминов С.Н. Курбанова М.М., Рахматуллаева М.М. Учебное пособие к лабораторным занятиям по физической и коллоидной химии. Ташкент. “Spectrum scope” 2020.-306 с.
8. Kamoliddinov M., Vaxobjonov B., Innovatson pedagogik texnologiyalari asoslari, Toshkent. 2010.

Кейс 1.

Keys-stadidagi asosiy muammo:

Rasta usuli bilan molekulyar massani topish.

Muammoni tahlil qilish va echish jadvali

Muammarni tasdiqlovchi dalillar	Muammoli vaziyatning kelib chiqish sabablari	Muammaning echimi
Tajriba bir xil natija olinguncha bir necha marta qaytariladi.	Fenatsetinning molekulyar massasi krioskopik usulda molekulyar massani topish.	Rasta usuli bilan molekulyar massani topiladi.

Кейс 2.

Keys-stadidagi asosiy muammo:

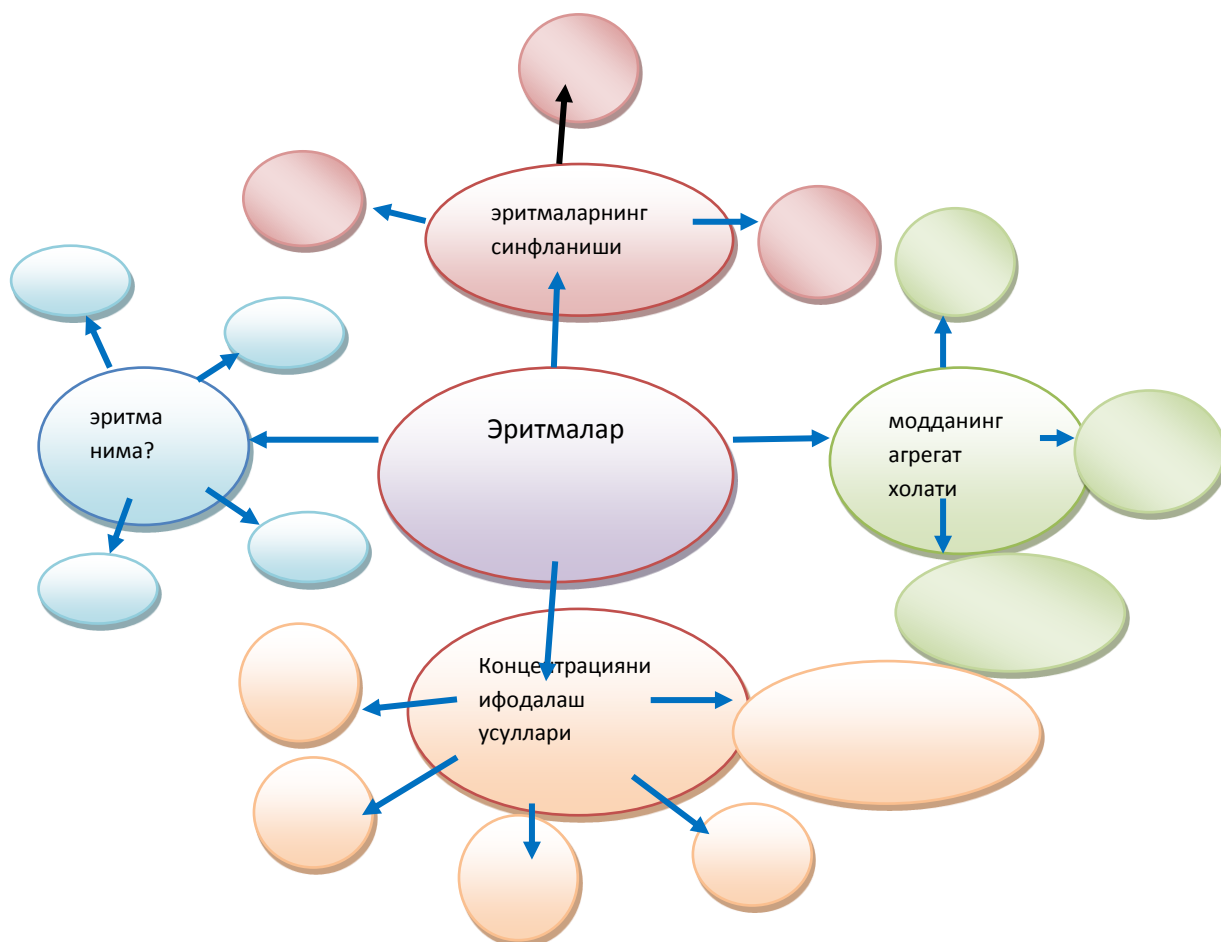
Keysda ishlatilayotgan ma'lumotlar

1. Eritma deb nimaga aytiladi?
2. Raul qonunini ta'riflang va tushuntiring.
3. Eritmalarning kolligativ jamoa xossalari nimalar kiradi.
4. Eritmalarning sinflanishi.

✓ **Кластер услуби** – Фирklarни тармоқланиши – педагогик стратегия бўлиб, у талабаларнинг бирон-бир мавзунини чуқур ўрганишга ёрдам бериб, уларни мавзуга тааллуқли тушунча ёки аниқ фикрларни эркин ва очиқ узвий боғланган кетма-кетликда ўргатади. Фирklarни тармоқлаш куйидагича ташкил этилади:

- Хаёлга келган фикр бир сўз билан ифода этилиб, кетма-кет ёзилади;

- Фикрлар тугагунча, ёзишда давом этилади ва фикрлар тугаса, янги фикр келгунча бирон расм чизилиб турилади;
- Дарс имкон борича фикрларнинг ва ўзаро боғлиқликнинг кетма кетлигини кўпайтиришга ҳаракат қилиш лозим;



4- ish. Zichlik (solishtirma og'irlik)ni aniqlash

Ishning maqsadi. Moylarning solishtirma og'irliklariga ta'sir qiluvchi omillarni o'rganish va solishtirma og'irlikni aniqlash usullarini o'zlashtirish. Kerakli reaktiv va asboblari: belgili piknometr, 5, 10 va 25 sm³ sig'imli kapillyar tiqinli piknometrlar.



4.1-rasm. Piknometr



4.2-rasm. Xar xil o`lchamli piknometr

Ishning bajarilishi. Aniqlash uchun oddiy piknometrlar va kapillyar tiqinli (4.1-4.2-4.3-rasmlar) piknometrlar ishlatiladi. Belgili piknometr va kapillyar tiqinli piknometrlar standart sifatida qabul qilingan. Zichlikni aniqlash uchun ularning sigʻimi 5, 10 va 25 cm^3 boʻlishi mumkin. Taxlil uchun u yoki bu sigʻimli piknometrni tanlash mahsulotning miqdori va natijaning talab etilayotgan aniqlik darajasiga koʻra amalga oshiriladi. Agar mahsulot miqdori chegaralanmagan boʻlsa, eng aniq natija olish maqsadida eng katta piknometrdan foydalanish maqsadga muvofiqdir. Odatda yogʻ va moylarning zichligi 10 ml dan kam boʻlmagan sigʻimli piknometrlar yordamida aniqlanadi. Yuklash ogʻirligini aniqlash va moy omborlari sigʻimini aniqlash maqsadida bajariladigan taxlillar uchun hajmi 25ml boʻlgan piknometrlar ishlatiladi. Moyni zichligini aniqlash uchun yuvilgan, quritilgan va analitik tarozida ogʻirligi oʻlchangan piknometrda 20 $^{\circ}\text{C}$ haroratli moy pipetka yordamida toʻldiriladi. Moyda havo puffaklari xosil boʻlmasligi va piknometrning tashqi devorlariga tushmasligi uchun asta-sekin toʻldiriladi. Soʻngra piknometrning koʻproq qismi suvda turadigan holatda suvli idishga solinib, 30 minut davomida suvning harorati (0,1 $^{\circ}\text{C}$ aniqlikda) 20 $^{\circ}\text{C}$ qilib ushlab turiladi. Piknometrdagi belgidan oshiqcha boʻlgan moy, pipetka yordamida meniskining yuqori chizigʻi boʻyicha tenglashtirilib, olib tashlanadi. Piknometr quruqlab artiladi va analitik tarozida tortiladi. Kapillyar tiqinli piknometrlarda oshiqcha moy kapillyardan tashqariga chiqib ketadi. Oshiqcha moy piknometr ustidan artib tozalab olinadi. Piknometr yordamida solishtirma ogʻirlikni aniqlash

uchun albatta uning «suv soni» ni bilish zarur. Buning uchun aynan shu piknometrlar yuvib, quritib yangi qaynab chiqqan va 20⁰C haroratgacha sovutilgan suv quyib, ogʻirligi tortiladi. Aniqlangan moy zichligi quyidagi formula boʻyicha hisoblanadi: $\rho = (R_1 - R / R_2 - R) \cdot \Delta$ Bu erda R – boʻsh piknometrning ogʻirligi;

R_1 – moyli piknometr ogʻirligi; R_2 – suvli piknometr ogʻirligi;

Δ – 20 S da suvning zichligi (0,99823) m1 (piknometr)= 20 gr

m2 (piknometr+suv)= 30 gr

m3 (piknometr+glitserin)= 33 gr

$\rho = (m_3 - m_1) / (m_2 - m_1) \rho(\text{cuv})$

$$\rho = \frac{m_3 - m_1}{m_2 - m_1} \rho(\text{cuv})$$



4.3-rasm. Areomerlar.

5- ishi. Metilen koʻki konsentrasiyasini spektrofotometrik usulda aniqlash

Flavonoidlar yigʻindisini aniqlash. 1,0793 g xomashyo aniq tortimda oʻlchab olinib, 25 ml oʻlchov kolbasiga solindi. Unga 3ml 5 % li alyuminiy xloridning 70 %li spirtidagi eritmasidan solinib, 1 tomchi suyultirilgan sirka kislotasi tomizildi va belgisigacha 70 % li spirt bilan etkazildi. 40 daqiqadan soʻng eritmalar optik zichliklari 400 nm toʻlqin uzunligida, qalinligi 10 mm boʻlgan kyuvetada oʻlchandi.

Parallel ravishda rutin ishchi standart namunasi optik zichligi oʻlchandi. Flavonoidni eritmaga oʻtgan qismi ($X_{\%}$) formula yordamida xisoblandi:

$$X = \frac{D_1 \cdot a_0 \cdot 25 \cdot 1 \cdot P \cdot 100}{D_0 \cdot 3 \cdot 100 \cdot 25 \cdot 100} = \frac{D_1 \cdot a_0 \cdot P}{D_0 \cdot 300};$$

D_1 –aniqlanuvchi eritmaning optik zichligi;

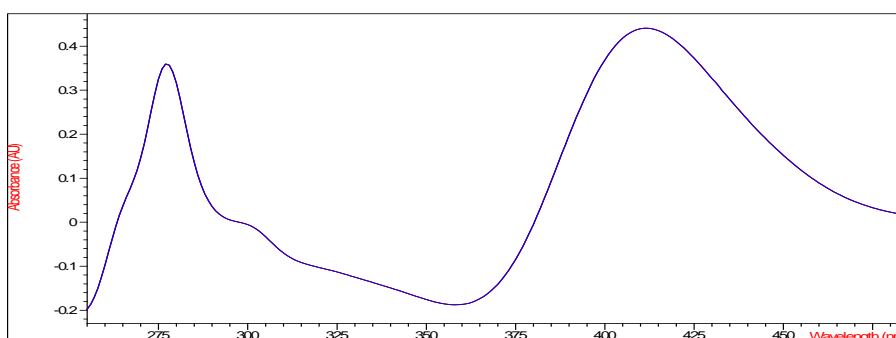
D_0 – standart namuna eritmasining optik zichligi;

a_0 – standart namuna naveskasi, g;

P – standart namuna takibidagi rutinining miqdori, %.

Tahlil va tadqiqotlarning metrologik xarakteristikasiga oid natijalar 1-jadvalda keltirilgan.

Namuna	Optik zichlik, D	Rutin miqdori, %	Metrologik tavsifi
	0,		$\bar{x} = ; f = 4 ; T = (95\%:4) = 2,78;$ $S^2 = ;$ $S = ; S_{\bar{x}} =$ $\Delta X = ; \overline{\Delta X} = ; \mathcal{E} = %;$ $\overline{\mathcal{E}} = %$



5.1-rasm. Rutin ishchi standart namunasi UB – spektri

Name Abs<411nm>

1 ISN (PCO) Rutin 50,6 mg-100 ml 70% spirt 1ml+3 ml alyuminiy xlorid - 25 ml 70% spirt 0.44075

2 ISN (PCO) Rutin 50,6 mg-100 ml 70% spirt 1ml+3 ml alyuminiy xlorid - 25 ml 70% spirt 0.44109

3 ISN (PCO) Rutin 50,6 mg-100 ml 70% spirt 1ml+3 ml alyuminiy xlorid - 25 ml 70% spirt 0.44071

Ekstraktlar filtr qog`oz orqali filtrlandi. Filtratdan 3 ml olinib, 25 ml li o`lchov kolbasiga solindi. Unga 3 ml 5 % li alyuminiy xloridning 70 % li spirdagi eritmasidan solinib, 1 tomchi suyultirilgan sirka kislotasi tomizildi va belgisigacha 70 % li spirt bilan etkazildi. Solishtiriluvchi eritma yuqoridagi tartibda, alyuminiy xlorid solinmasdan tayyorlandi. 40 daqiqadan so`ng eritmalar optik zichliklari 400 nm to`lqin uzunligida, qalinligi 10 mm bo`lgan kyuvetada o`lchandi.

Parallel ravishda rutin ishchi standart namunasi optik zichligi o`lchandi.

Flavonoidni eritmaga o`tgan qismi (X %) formula yordamida xisoblandi:

$$X = \frac{D_1 \cdot a_0 \cdot 25 \cdot 1 \cdot P \cdot 100}{D_0 \cdot 3 \cdot 100 \cdot 25 \cdot 100} = \frac{D_1 \cdot a_0 \cdot P}{D_0 \cdot 300};$$

D_1 – aniqlanuvchi eritmaning optik zichligi;

D_0 – standart namuna eritmasining optik zichligi;

a_0 – standart namuna naveskasi, g;

P – standart namuna takibidagi rutin miqdori, %.

Standart namuna eritmasini tayyorlash. 0,05 g (aniq tortim) rutin ishchi standart namunasi 100 ml li o`lchov kolbasiga solinib, 70 % li spirda eritildi va belgisigacha 70 % li spirt bilan etkazildi. Olingan eritmadan 1 ml olinib, 25 ml li o`lchov kolbasiga solindi. Unga 3 ml 5 % li alyuminiy xloridning 70 % li spirdagi eritmasidan solinib, 1 tomchi suyultirilgan sirka kislotasi tomizildi va belgisigacha 70 % li spirt bilan etkazilda. Solishtiriluvchi eritma yuqoridagi tartibda, alyuminiy xlorid solinmasdan tayyorlandi. 40 daqiqadan so`ng eritmalar optik zichliklari 400 nm to`lqin uzunligida, qalinligi 10 mm bo`lgan kyuvetada o`lchandi.

B/BX/B JADVAL

Jadval tuzish qo`dasini bilan tanishadilar. Alohida/kichik guruhlarda jadvalni rasmivlashtiradilar.

“Mavzu bo`yicha nimalarni bilasiz” va “Nimani bilishni ho`xlaysiz” degan savollarga javob beradilar (oldindagi ish uchun yo`naltiruvchi asos yaratiladi). Jadvalning 1 va 2 bo`limlarini to`ldiradilar.

B/BX/B JADVALI
Bilaman/Bilishni ho`hlayman/
Bilib oldim. Mavzu, matn,
bo`lim bo`yicha bzi snuvchanlikni
olib bo`rish imkonini beradi. Tizimli
fikirlash, tuzilmaga kiltirish, tahlil
qilish ko`nikmalarini nivojlantiradi.

Ma`ruzani tinglaydilar, mustaril o`qiydilar, ўқийдилар.

Mustaqil/kichik guruhlarda jadvalning 3 bo`limini to`ldiradi.

6-ish. Bufer eritmalarning pH ini aniqlash.

Ishning maqsadi: Bufer aralashmalarning ba'zi xossalarini o'rganish.

Fiziologik jarayonlarning deyarli barchasi ayni shu jarayon uchun vodorod ionlari konsentratsiyasi o'zgarish bo'lgan ($pH = \text{const}$) muhitlarda sodir bo'ladi. pH qiymatining ortishi yoki kamayishi fiziologik jarayonning buzilishiga yoki xatto uning to'liq to'xtashiga olib keladi. Masalan, organizmning mo'tadil holatida qonning $pH = 7,3$ (kuchsiz ishqorli reaksiya) bo'ladi. qon pH ining o'zgarishi organizmning o'limiga olib keladi. qonga to'xtovsiz modda almashuvining nordon mahsulotlari, xususan karbonat anhidrid kelib turadi, lekin shunga qaramasdan u doimiy pH ga ega. Bunga sabab, qonda organizmning boshqa to'qimalari singari vodorod ionlari konsentratsiyasining doimiyligini saqlab turuvchi regulyatorlar mavjud.

Bunday regulyatorlardan biri sifatida kuchsiz kislotaning o'zini ishqorli tuzi aralashmasidan iborat, masalan sirka kislotasi eritmasi va uning natriyli tuzi yoki kuchsiz asos va uning kuchli kislotasi bilan hosil qilgan tuzi aralashmalari yoki bufer eritmalarini ko'rsatish mumkin. Ammoniy gidroksid bilan ammoniy xlorid aralashmasi eritmasini bunga misol qilib olish mumkin.

Bufer eritmalar, yuqorida aytib o'tilganidek, har qanday eritmaga kichik miqdorda kislotasi yoki ishqor qo'shganda yoki mazkur eritmalarni suyultirilganda eritmadagi vodorod ionlari konsentratsiyasi doimiyligini saqlab qoladi.

Bufer aralashmalarning ta'sir mexanizmi sirka kislotasi va natriy atsetati misolida shu bobning nazariy qismida keltirilgan.

Ishning bajarilishi. 5 ta probirkaga pipetka yordamida 0,1 n sirka kislotasi bilan 0,1 n natriy atsetat eritmalaridan jadvalda ko'rsatilgan miqdorda quyib chiqiladi. (jadval 5.1)

Jadval 5.1.

	Probirkalarning nomeri				
	1	2	3	4	5
kislotaning miqdori, ml hisobida	9.5	9.0	5.0	1.0	0.5
tuzning miqdori, ml hisobida	0.5	1.0	5.0	9.0	9.5
pH ning tajribada topilgan qiymati					
pH ning hisoblab topilgan qiymati					

Probirkalardagi eritmalar aralashtirib, universal indikatoridan ularning har qaysisiga 3 tomchidan qo`shiladi va chayqatib aralashtiriladi. Eritmalar har turli rangga bo`yaladi. Probirkalardagi eritmalar rangini universal indikator uchun tuzilgan rangli jadvalga solishtirib ko`rib har qaysi probirkadagi aralashmaning pH i topiladi va uning qiymati yozib olinadi. Barcha eritmalarning pH i formula bo`yicha hisoblab chiqariladi va tajribada topilgan pH qiymatlariga solishtirib ko`riladi.

pHning qiymati quyidagi formula bilan hisoblab chiqariladi:

$$pH = -\lg K + \lg \frac{C_{tuz}}{C_{kis}}$$

Sirka kislotaning dissotsilanish konstantasi $K=1,8 \cdot 10^{-5}$. Qilingan tajribadan xulosa chiqaring.

Buf eritmalarni suyultirish. Uchta probirka olinib, ularda 5 ml dan bufer eritma tayyorlanadi, buning uchun kislota bilan tuz eritmalari quyidagi 5.2-jadvalda ko`rsatilgan nisbatda olinadi.

Jadval 5.2

	Probirkalarning nomeri		
	1	2	3
Kislota va tuzning miqdori ml hisobida	2,5 – 2,5	2,5 – 2,5	2,5 – 2,5
Distillangan suv ml hisobida	0	5	10
pH ning tajribada topilgan qiymati			
pH ning hisoblab topilgan qiymati			

Distillangan suvdan jadvalda ko`rsatilgan miqdorda qo`shiladi. Probirkadagi eritmalar aralashtirilib, har bir eritmadan 5ml dan olinib, universal indikatoridan ularning har qaysisiga 3 tomchidan qo`shiladi va aralashtiriladi. 3 ta probirkadagi eritma rangini solishtirib, xulosa chiqaring. Buf er aralashmalar suyultirilganda pH i o`zgaradimi?

Buf er sig`im.

Eritmaning bufer ta'sirini o`lchash uchun bufer sig`im degan tushuncha qo`llaniladi. 1litr bufer eritmaga qo`shilganda eritmaning vodorod ko`rsatkichini 1 birlikka o`zgartira oladigan kuchli kislota yoki kuchli asosning gramm-ekvivalent miqdori bufer sig`im deb ataladi.

$$\beta = \frac{q}{\Delta pH}$$

β – bufer sig`imi;

ΔpH – bufer eritmaga kislota va ishqor qo`shilgandagi pH ning o`zgarishi.

q - qo`shilgan kislota va ishqorning g-ekv miqdori.

pH₀ – bufer eritmaning kislota yoki ishqor qo`shilishidan oldingi ko`rsatkichi.

pH₁ – bufer eritmaga kislota yoki ishqor qo`shilgandan keyingi vodorod ko`rsatkichi;

q = N V bo`lsa,

$$\beta = \frac{N_{kis} V_{kis}}{pH_0 - pH} \text{ kislota bo`yicha}$$

$$\beta = \frac{N_{ishq} V_{ishq}}{pH - pH_0} \text{ ishqor bo`yicha}$$

Titrlash uchun ketgan kislota va ishqorning gramm-ekvivalent miqdorini, 11 bufer eritma uchun quyidagi formula bo`yicha hisoblanadi.

$$\beta = \frac{N_{ish} V_{ish} 1000}{(pH_1 - pH_0) V_{b.er}} \text{ yoki } \beta = \frac{N_{kis} V_{kis} 1000}{(pH_0 - pH_1) V_{b.er}}$$

Ishning bajarilishi. Bufer sig`im va uni kislota va ishqor bo`yicha aniq`lash.

Tajribani bajarish uchun 2 ta kolbaga 1-tajribadagi 2, 3 – probirkalardagi nisbatlarda atsetatli bufer eritma tayyorlanadi. Har bir kolbaga 1-2 tomchidan metiloranj indikatoridan tomiziladi. Bu erda ikkala kolbada har xil rang hosil bo`ladi. 5:5 nisbatli kolbadagi bufer eritmani, 9:1 nisbatli kolbadagi bufer eritmaning rangiga kelguncha 0.1 n HCl kislota bilan titrlanadi. Titrlash uchun ketgan hajmi yozib olinadi va yuqoridagi formula bo`yicha bufer sig`im hisoblanadi.

1 kolba	CH ₃ COOH	5ml	+	1-2 tomchi metiloranj
	CH ₃ COONa	5ml	+	HCl
2 kolba	CH ₃ COOH	9ml	+	1-2 tomchi metiloranj
	CH ₃ COONa	1ml		

Ishning bajarilishi. Bufer sig`imni ishqor bo`yicha aniqlash.

2 ta kolbaga 1-tajribadagi 3,4 nisbatlarda bufer eritma tayyorlab olinadi. Ikkala kolbaga 1-2 tomchidan metilrot indikatoridan tomizamiz. Ikkala kolbada har xil rang hosil bo`ladi. 1-chi kolbani 2-chi kolbani rangiga kelguncha NaOH bilan titrlanadi. Titrlash uchun ketgan ishqor hajmi yozib olinadi.

1 kolba	CH ₃ COOH	5ml	+	1-2 tomchi metilrot
	CH ₃ COONa	5ml	+	NaOH
2kolba	CH ₃ COOH	1ml	+	1-2 tomchi metilrot
	CH ₃ COONa	9ml		

va yuqoridagi formula asosida bufer sig`im hisoblanadi.

Ishning bajarilishi. Tuproq eritmasining bufer sig‘imini aniqlash. Tuproqning muhim xususiyatlaridan biri uning bufer sig‘imidir (buferlik). Tuproq eritmalari tarkibida karbonatlar, fosfatlar va qisman oqsillar (tuproqning eriydigan qismi) bo‘ladi. Bular tuproq buferligini ta‘minlaydi. Quritilgan 20 g tuproq va 100 ml suvni konussimon kolbaga solib 3 daqiqa davomida chayqatiladi. So‘ngra taxlama filtr orqali filtrlab, filtratning pH i aniqlanadi. Ikkita quruq kolbaga tayyorlangan tuproq eritmasidan pipetkada o‘lchab 20 ml dan quyiladi. Kolbalardan biriga ikki tomchi fenolftalein qo‘shib och pushti rang hosil bo‘lguncha 0,1M konsentratsiyali NaOH eritmasi bilan titrlanadi. Boshqa kolbaga 2-3 tomchi metil qizili indikatoridan tomizib HCl ning 0,1M eritmasi bilan sariq-pushti rang hosil bo‘lguncha titrlanadi.

Bufer hajmi quyidagi tenglama bilan hisoblanadi:

$$B = \frac{g\text{-ekv (ishqor, kislota)}}{pH_2 - pH_1}$$

Solishtirish uchun xuddi shu tajribani bufer eritmasiz, distillangan suvga ishqor yoki kislota qo‘shib pH i tuproq eritmasi pH iga teng eritma bilan amalga oshiriladi. Eslatma. 11 bufer eritmani titrlash uchun sarf bo‘lgan ishqorning gramm-ekvivalen miqdorini hisoblang.

$$C_{g\text{-ekv}} = \frac{N_i \cdot V_i \cdot 1000}{V_{\text{buf}}}$$

bunda N_i -ishqor (kislota) ning normalligi; V_i -bufer eritmani titrlash uchun sarflangan ishqor (kislota) hajmi, ml; V_{buf} -bufer eritmaning hajmi, ml.

Ishning hisoboti. Olingan natijalardan xulosalar qilinib yozib qo‘yiladi.

Insert jadvali.

Insert jadvali. “INSERT” jadvali mustaqil o‘qitish vaqtida olgan ma’lumotlarni, eshitgan ma’ruzalarni tizimlashtirishni ta‘minlaydi; molingan ma’lumotni tasdiqlash, aniqlash 13 chetga chiqish, kuzatish. Avval o‘zlashtirilgan ma’lumotlarni bog‘lash qobiliyatini shakllantirishga yordam beradi. O‘qish jarayonida olingan ma’lumotlarni alohida o‘zlari tizimlashtiradilar – jadval ustunlariga matnda belgilangan quyidagi belgilarga muvofiq kiritadilar:

“V” – men bilgan ma’lumotlarga mos;

“-“ – men bilgan ma’lumotlarga zid;

“+” – men uchun yangi ma’lumot;

“?” – men uchun tushunarsiz yoki ma’lumotni aniqlash, to’ldirish talab etiladi. O’quv faoliyatining tashkillashtirishni jarayonli tuzilmasi: “INSERT” jadvalini to’ldirish qoidasi bilan tanishadilar. Alohida o’zlari to’ldiradilar.

INSERT jadvali:

V	+	-	?

Glossariy

	Фан бо`йича ишлатиладиган атамалар	O`zbek	Рус	инглиз
1	Ichki energiya Внутренняя энергия Internal energy	Termodinamik holat funktsiyasini aniqlovchi umumiy energiya zahirasi	термодинамическая функция состояния, определяющая общий запас энергии системы.	thermodynamic state function, defining the overall system power supply.
2	Osmos Осмоз Osmosis -	Erituvchi molekularining yarim o`tkazgich to`siq orqali o`z-o`zidan o`tish jarayoni	самопроизвольный процесс перехода молекул растворителя через полупроницаемую перегородку (мембрану).	Spontaneous transition of solvent molecules through a semipermeable membrane (membrane).
3	Faza Фаза Phase	Sistemaning boshqa qismlaridan chegara sirt bilan ajralgan, kimyoviy tarkibi va termodinamik xossalari bir xil bo`lgan qismlari	совокупность частей системы, тождественных по химическому составу и термодинамическому состоянию, отделенных от других частей	the combination of parts of the system that are identical in chemical composition and thermodynamic state, separated from the other parts of the phase

		yig`indisi	системы фазовой границей.	boundary system.
4	Erkinlik darajasi Число степеней свободы The number of degrees of freedom	Sistemaning fazalar soni va xiliga halaqit bermasdan turib, ozgartirish mumkin bo`lgan parametrlar soni	число параметров, которые можно произвольно менять, не изменяя при этом числа и вида фаз.	The number of degrees of freedom is the number of parameters that can be freely changed without altering the number and type of phases.
5	Gibbs energiyasi Энергия Гиббса Gibbs Energy	Izobar izotermik sharoitda o`z-o`zidan boradigan jarayonlarni borishini aniqlovchi termodinamik holat funktsiyasi	термодинамическая функция состояния системы, определяющая условия самопроизвольного процессов в изобарно-изотермических условиях.	Thermodynamic state function system, which determines the conditions of spontaneous processes in the isobaric-isothermal conditions.
6	Entalpiya Энтальпия Enthalpy	Izobar jarayonda boradigan issiqlik effektiga teng bo`lgan termodinamik holat funktsiyasi	термодинамическая функция состояния, изменение которой в изобарном процессе равно тепловому эффекту процесса.	thermodynamic state function, which is a change in the isobaric process is equal to the thermal effect of the process.

Foydalanilgan adabiyotlar:

1. Aminov S.N., Qurbonova M.M., Rahmatullaeva M.M. Fizik va colloid kimyo. Darslik. Toshkent, Fan, 2020.-295 b.
2. Aminov S.N., Popkov V.A., Qurbonova M.M., Sharipov A.T., Rahmatullaeva M.M. Fizik va kolloid kimyodan laboratoriya mashg`ulotlar. Toshkent, Fan, 2019.-405 b.

3. Аминов С.Н. Қурбанова М.М., Рахматуллаева М.М. Учебное пособие к лабораторным занятиям по физической и коллоидной химии. Ташкент. “Spectrum scope” 2020.-306 с.
4. Физическая и коллоидная химия: учебник /Под ред. Проф. А.П. Беляева.-М. ГЭОТАР –Медия, 2010. -704 с.
5. Aminov S.N., Qurbonova M.M., Rahmatullaeva M.M., Fizik va kolloid kimyo fanidan masalalar to`plami.T., “Spectrum scope” 2011.-194 b.
6. Atkins P., Paula J. Physical chemistry. New York, 2006.
7. D. H. Everett, F.R.S. Basic principles of colloid science. Department of Physical Chemistry University of Bristol. ISBN 0-85186-443-0 © The Royal Society of Chemistry.
8. Т.М.Бобоев, Н.Р. Paximov. Fizik va kolloid kimyo G’afor G’ulom nomidagi-matbuot ijodiy uyi. Toshkent-2004.
9. Н.И.Акбаров, Р.С. Tillaev, В.У.Са’дullaev Fizikaviy kimyo Toshkent “Universitet” 2014.
10. О’Н. Musaev, Т.М.Бобоев, В.Ш. Hakimjonov. Fizik va kolloid kimyo fanidan praktikum. Toshkent “Universitet” 2007.