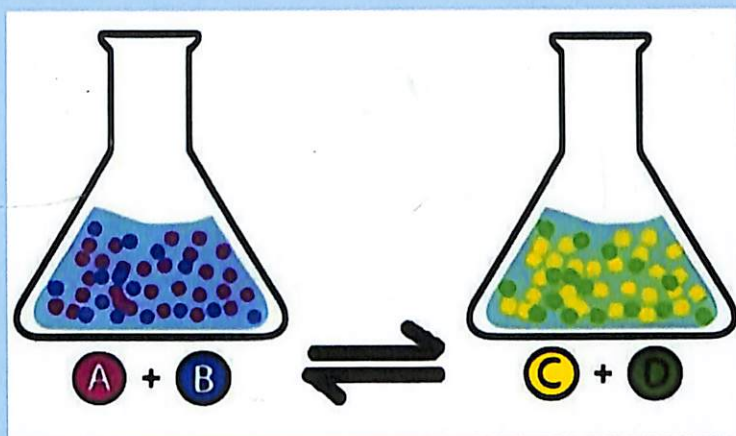


I.I. BOZOROV., B.SH. PRIMQULOV., X.X. KULBASHEVA.,
D.T. YO'LLIYEV.

KINETIKA VA KATALIZ
nomli amaliy mashg'ulotlar uchun uslubiy qo'llanma



DENOV-2025

**Kitob quyidagi ko'rsatilgan
muddatda topshirilishi shart**

**Oldingi foydalanishlar
miqdori**

--	--

70

Kito
mud

O
m

I.I. BOZOROV., B.SH. PRIMQULOV., X.X. KULBASHEVA.,
D.T. YO'LLIYEV.

KINETIKA VA KATALIZ
nomli amaliy mashg'ulotlar uchun uslubiy qo'llanma

Denov-2025

Uslubiy qo'llanma Denov tadbirkorlik va pedagogika instituti "Aniq va tabiiy fanlar" fakulteti "Umumiy kimyo va kimyoviy texnologiyalar" kafedra professor-o'qituvchilari tomonidan yaratilgan bo'lib, o'z ichiga kimyoviy reaksiya tezligi, reaksiya tartibi va molekulyarligi, kataliz jarayonlari hamda ushbu mavzularga oid bo'lgan masalalar, ularning yechimi bo'yicha amaliy mashg'ulotlarini o'tkazish uchun izohlarni qamrab olgan.

Har bir bo'lim bo'yicha nazariy qism hamda masalalar va ularning yechimlari bo'yicha izohlar berilgan.

Uslubiy qo'llanma universitetlarning kimyo fakultetlari bakalavriatura talabalarining - Fizikaviy kimyo va noorganik kimyo umumiy kurs o'quv dasturlariga mos ravishda tuzilgan bo'lib, institutning 60530100-Kimyo, 60710100-Kimyo texnologiya, 60720100-Oziq-ovqat texnologiyasi yo'nalishi talabalari uchun mo'ljallangan.

Taqrizchilar:

Eshqurbonov F.B. - k.f.d., professor, Termiz muhandislik agrotexnologiyalari universiteti.

Xusanov B.M. - k.f.f.d. v/b dots. Denov tadbirkorlik va pedagogika instituti

Mazkur uslubiy qo'llanma "Umumiy kimyo va kimyoviy texnologiya" kafedra yig'ilishida ko'rib chiqilgan. (2025-yil 6-iyundagi 20-son yig'ilish bayonnomasi).

Mazkur uslubiy qo'llanma fakultet uslubiy kengashida ko'rib chiqib ma'qullangan (2025-yil 10-iyundagi 10-son yig'ilish bayonnomasi).

Institut uslubiy kengashining 2025-yil 25-iyundagi 11-sonli qarori bilan nashrga tavsiya etilgan (bayonnomasi № 11).

SO'Z BOSHI

Mazkur uslubiy qo'llanma Denov tadbirkorlik va pedagogika instituti Aniq va tabiiy fanlar fakultetida 60530100-Kimyo, 60710100-Kimyo muhandisligi va 60720100-Oziq-ovqat texnologiyasi ta'lim yo'nalishlari bo'yicha tahsil olayotgan bakalavriatura talabalarini, keyinchalik qanday mutaxassislikni olishdan qat'iy nazar, kimyogar-bakalavr bilishi lozim bo'lgan kinetika va kataliz jarayonlari hamda masalalari yechimi bilan tanishtirishdan iborat.

Umumiy kursni o'qishda asosiy e'tibor kimyoviy reaksiya tezligi, reaksiya tartibi, molekulyarligi va ushbu mavzular bo'yicha masalalar yechimini tushuntirishga qaratilgan.

Tavsiya etilayotgan uslubiy qo'llanma noorganik kimyo va fizikaviy kimyo kursi bo'yicha mo'ljallangan ma'ruza, amaliy mashg'ulotlarini bajarish uchun mo'ljallangan bo'lib, u umumiy kursning o'qitilish tamoyillariga mos ravishda tuzilgan.

Uslubiy qo'llanmaning asosiy vazifasi talabalarga kursning umumiy nazariy qismida beriladigan kimyoviy kinetika, kimyoviy reaksiya tezligi, reaksiya tartibi va molekulyarligi hamda kataliz jarayonlari kabi sohalarini chuqurroq anglash va o'zlashtirishga yordam berishdan iborat.

Qo'llanmada keltirilgan nazariy va amaliy materiallar universitetlarning 60530100-Kimyo va 60710100-Kimyo muhandisligi ta'lim yo'nalishi bo'yicha tahsil olayotgan bakalavriatura talabalari malakasiga qo'yilgan talablar va mazkur dasturlarga mos ravishda tuzilgan bo'lib tavsiya etilayotgan kimyo texnologiya institutlarida va boshqa mutaxassisliklarda o'qitilayotgan fizikaviy kimyo kursi uchun ham qo'llanma sifatida xizmat qilishi mumkin.

Uslubiy qo'llanmani texnikaviy va nashrga tayyorlash ishlari "Umumiy kimyo va kimyoviy texnologiyalar" kafedra o'qituvchisi D.T. Yo'lliyev tomonidan bajarilgan.

KIRISH

Muayyan jarayonning energetik ustunligi va fundamental imkoniyati haqidagi savolga javob beradigan kimyoviy termodinamikadan farqli o'laroq, kimyoviy kinetikaning predmeti bu jarayonlarning sodir bo'lish tezligini o'rganishdir. Ma'lumki, ba'zi reaksiyalar juda tez, deyarli bir zumda sodir bo'ladi, boshqalari esa ancha uzoq vaqt talab etadi va ba'zi bir energiya jihatdan qulay jarayonlar ma'lum sharoitlarda amalda mumkin emas. Kimyoviy kinetikaning mavzusi kimyoviy o'zaro ta'sirlar sodir bo'ladigan mexanizmlarni aniqlashdir, chunki ular to'g'risidagi bilim ma'lum bir jarayonning tezligiga qanday qilib eng samarali ta'sir qilishi mumkinligi haqidagi savolga javob berishi mumkin.

Yuqorida qayd etilgan vazifalarga muvofiq kimyoviy kinetika ta'limotini shartli ravishda ikki qismga bo'lish mumkin. Rasmiy kinetik jarayonning batafsil mexanizmini hisobga olmagan holda, jarayon tezligini yoki reaksiya ishtirokchilarining konsentratsiyasini vaqt funktsiyasi sifatida tavsiflovchi matematik ifodalar va tenglamalarni o'rnatadi. Kimyoviy kinetikaning yana bir bo'limi ko'pincha ko'plab elementar jarayonlarning kombinatsiyasi bo'lgan kimyoviy o'zgarishlarning batafsil mexanizmini ko'rib chiqadi. Bunday yondashuv mos keladigan reaksiyalar tezligini tavsiflovchi fizik-kimyoviy asoslangan nazariy tenglamalarni olish imkonini beradi.

I BOB. KIMYOVIY REAKSIYALARNING TEZLIGI.
REAKSIYALARNING TARTIBI.

I.1. Reaksiya tezligi haqida umumiy tushuncha.

Kimyoviy kinetika - kimyoviy reaksiyalarning tezligiga turli omillarning, ya'ni reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiati, ularning konsentratsiyasi, reaksiya borayotgan harorat, katalizatorning ishtirok etish-etmasligi va boshqa bir qancha omillarning ta'sirini o'rganadi.

Reaksiya tezligini oshirish va reaksiyaga halal beradigan qo'shimcha reaksiyalarning tezligini kamaytirish sanoatning ishlab chiqarish unumini oshirishga, xom ashyodan to'laroq foydalanishga, kam vaqt ichida ko'p mahsulot ishlab chiqarishga imkon beradi.

Kimyoviy reaksiyalarning o'zgarmas temperaturada reaksiya tezligi bilan reagentlarning konsentratsiyasi orasidagi bog'lanishni tekshiradigan sohasi rasmiy (formal) kinetika deyiladi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasining vaqt birligi ichida o'zgarishi reaksiya tezligi deb ataladi.

Reaksiyaga kirishayotgan moddalar miqdori (mol hisobida) vaqt o'tishi bilan kamayib boradi. Buning natijasida reaksiya tezligi massalar ta'siri qonuniga muvofiq vaqt o'tishi bilan kamayib boradi, natijada reaksiya tezligi ham har xil vaqt ichida turlicha bo'ladi.

Shuning uchun kimyoviy reaksiyaning haqiqiy tezligi deb reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyalarini o'tgan vaqtning cheksiz qismlarga bo'lingan holdagi nisbatiga aytiladi:

$$v = \frac{dC}{dt} = \frac{\Delta C}{\Delta T} \quad (1.1)$$

yoki gomogen sistemalar uchun

$$v = \frac{\Delta C}{V \Delta t} \quad (1.2)$$

Geterogen sistemalar uchun

$$v = \frac{\Delta C}{S \Delta t} \quad (1.3)$$

bunda, v -reaksiya tezligi, ΔC -o'zgargan konsentratsiya, t -vaqt, V -hajm.

Turli reaksiya tezligini taqqoslash mumkin bo'lishi uchun tezlik hajm birligida hisoblanadi. Lekin statik (reaksiya berk idishda o'zgarmas hajmda sodir bo'lganda) tajribalar ochiq idishda borganligi uchun, qattiq moddalar konsentratsiyalarining o'zgarishi reaksiya tezligiga katta ta'sir ko'rsatmaganligi uchun odatda hajm va yuza ifodasi tushirib qoldiriladi.

$$v = \frac{\Delta C}{V \Delta t} \quad (1.4)$$

Moddalar ekvivalent miqdorda reaksiyaga kirishgani uchun reaksiya tezligini reaksiyaga kirishuvchi moddalardan yoki reaksiya natijasida hosil bo'layotgan mahsulotlardan birortasining konsentratsiyasini vaqtga qarab o'zgarishi bilan ifodalash mumkin. Odatda qaysi moddaning miqdorini aniq o'lchash (tahlil qilish) oson bo'lsa, reaksiya tezligi ayni modda konsentratsiyasining o'zgarishi bilan o'lchanadi.

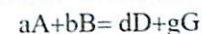
Lekin reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasi vaqt o'tishi bilan kamayib boradi, reaksiya natijasida hosil bo'layotgan moddalarning konsentratsiyasi esa aksincha ortib boradi. Reaksiya tezligi ikkala holda o'lchanganda ham musbat qiymatli bo'lishi uchun, dastlabki moddalar konsentratsiyasining o'zgarishini o'lchaganda $\frac{dC}{dt}$

oldiga - , reaksiya mahsulotlari konsentratsiyasining o'zgarishi o'lchanganda esa + ishora qo'yiladi. Shunday qilib,

$$v = \mp \frac{\Delta C}{\Delta t} \quad (1.5)$$

I.2. Reaksiya tezligiga konsentratsiyaning ta'siri

1867-yilda K. Guldberg va P. Vaagelar tomonidan massalar ta'siri qonuni kashf etildi. Bu qonuniga muvofiq quyidagi reaksiya borayotgan bo'lsa:



reaksiya tezligi kinetic tenglamasi quyidagicha qayd etiladi:

$$v = k[A]^a[B]^b \quad (2.1)$$

Bunda k -reaksiyaning tezlik doimiysi (konstantasi) deb ataladi. Ba'zan bu ifoda kimyoviy reaksiyalarning asosiy postulati deb yuritiladi. Agar reaksiyaga kirishuvchi moddalar har birining konsentratsiyalari birga teng bo'lsa, unda:

$$v = k \quad (2.2)$$

Demak, tezlik doimiysi (k) reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalarining birga teng bo'lgandagi reaksiya tezligidir. Shuning uchun ba'zan k solishtirma tezlik ham deb ataladi. Kinetik hisoblashlarda k topiladi, zarur bo'lsa ma'lum konsentratsiyada boradigan tezlikni, yuqorida keltirilgan tenglamalardan foydalanib hisoblanadi.

Teng konsentratsiyada olingan turli reaksiyalarning tezliklari har-xil bo'lishining sababi, ularning tezlik konstantalari har xil. Misol uchun vodorod bilan F_2 yoki Cl_2 ning ta'sirlashish reaksiyalari konsentratsiyalari teng bo'lgan taqdirda ham bir-xil tezlikda

bormaydi. Vodorodning F_2 bilan reaksiyasi tezroq boradi, sababi u reaksiyada k ning qiymati kattaroq.

Tezlik doimiysining qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiatiga, temperaturaga va katalizatorga bog'liq bo'lib, reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyasiga (yoki parsial bosimga) bog'liq emas.

I.3. Reaksiya tezligiga haroratning ta'siri

Tajribalar ko'rsatishicha harorat ortishi bilan reaksiya tezligi ortadi. Reaksiyaning tezligi:

$$v = kC_1 \cdot C_2 \quad (3.1)$$

bo'lsa, harorat ortganda k kattalashadi, binobarin reaksiya tezligi ortadi.

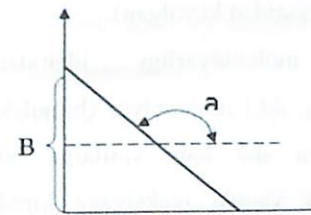
Vant-Goff tajriba asosida quyidagi qoidani topdi: *gomogen reaksiyaning tezligi harorart $10^\circ C$ ga ko'tarilganda 2-4 marta ortadi*. Masalan, $0^\circ C$ da reaksiyaning tezlik doimiysi birga teng bo'lsa, $10^\circ C$ da 2 ga teng bo'ladi; $20^\circ C$ da 4 ga, $30^\circ C$ da 8 ga $40^\circ C$ da 16 ga, $50^\circ C$ da 32 ga, $60^\circ C$ da 64 ga, $70^\circ C$ da 128 ga, $80^\circ C$ da 256 ga, $90^\circ C$ da 512 ga, $100^\circ C$ da esa 1024 ga teng bo'ladi. Demak, reaksiya tezligi geometrik progressiya tarzida ortib boradi.

Reaksiyani $t+10$ dagi tezlik doimiysining t dagi doimiysiga nisbati reaksiya tezligining temperatura koeffitsiyenti deb ataladi va γ bilan belgilanadi.

$$\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t} \quad (3.2)$$

Vant-Goff qoidasiga asosan, gomogen reaksiyalar tezliklarining temperatura koeffitsiyenti 2-4 ga karralidir.

Ko'p reaksiyalarning temperatura koeffitsiyentlari bir-biridan kam farq qiladi, ba'zan katta farq qilishi ham mumkin. Masalan metilatsetat gidrolizining temperatura koeffitsiyenti 1,82 ga teng; lekin qamish shakarining HCl ishtirokida inversiyalanish reaksiyasining temperatura koeffitsiyenti 4,13 ga tengdir.



I-rasm. Arrenius tenglamasidagi koeffitsientlarni tajribada aniqlash grafiqi.

Arrenius 1889-yilda tezlik doimiysi bilan temperatura o'rtasidagi bog'lanishni quyidagi empirik formula orqali ifodaladi:

$$\ln K = B - \frac{A}{T} \quad (3.3)$$

Bu tenglamadan ko'rinib turibdiki, reaksiya tezligi doimiysining logarifmi absolyut temperaturaning teskari qiymatiga bog'liq; agar absissalar o'qiga $1/T$ ni, ordinatalar o'qiga $\ln K$ ni qo'yib, diagramma chizsak, albatta to'g'ri chiziqdan iborat grafikka ega bo'lamiz. Bunday grafik asosida A va B ning qiymatlarini topish mumkin. Grafiq to'g'ri chizig'i ordinata o'qini qayerdan kesib o'tsa, o'sha uzunlik V ning qiymatiga teng bo'ladi. Ikkinchi koeffitsiyent $A = \lg a$ tenglamadagi A doimiy kimyoviy jarayonning aktivlanish energiyasi E ekanligini eslatib o'tamiz.

I.4. Kimyoviy reaksiyalarni kinetik jihatdan sinflarga ajratish

Kimyoviy reaksiyalar kinetik jihatdan molekulyarligi va tartibiga ko'ra sinflarga ajratiladi. Reaksiyaning molekulyarligi bir vaqtda haqiqatdan to'qnashib kimyoviy reaksiyaga kirishgan molekular soni bilan belgilanadi (reaksiyaning molekulyarligi tushunchasi fanga Ya. Vant-Goff tomonidan kiritilgan).

Reaksiya molekulyarligi jihatidan bir molekulyar (monomolekulyar), ikki molekulyar (bimolekulyar), uch molekulyar (trimolekulyar) va shu kabi sinflarga bo'linadi. Uchdan ortiq molekularning bir vaqtda reaksiyaga kirishishi ehtimoldan uzoq bo'lgani uchun tajribada uch molekulyardan ortiq molekulyar reaksiyalar ham nihoyatda kam uchraydi. Odatda ko'pchilik reaksiyalar bimolekulyar bo'ladi.

Bir molekulyar (monomolekulyar) reaksiyalar



sxema bilan ifodalanishi mumkin. Bunday reaksiyalar qatoriga parchalanish va molekular ichida qayta gruppalanish reaksiyalari kiradi.

Masalan, gaz muhitida boradigan reaksiyalar:

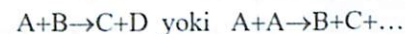


monomolekulyar reaksiyaga misol bo'la oladi. Agar dastlabki moddaning konsentratsiyasi C bo'lsa, monomolekulyar reaksiyaning tezligi massalar ta'siri qonuniga ko'ra:

$$g = \frac{dc}{dt} = kC \quad (4.1)$$

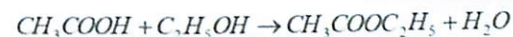
bo'ladi, bunda k -reaksiyaning tezlik doimiysi u sekund⁻¹ yoki minut⁻¹, umuman vaqtning teskari o'lchami bilan ifodalanadi.

Bimolekulyar reaksiyalar deb, bir turdagi moddaning bir molekulari bir vaqtning o'zida, ikkinchi tur moddaning bir molekulari bilan to'qnashuvi yoki bir tur moddaning ikki molekulari o'zaro to'qnashishi natijasida sodir bo'ladigan reaksiyalarga aytiladi. Bimolekulyar reaksiyaning sxemasi:



shaklida yoziladi.

Vodorod yodidning ajralishi: $2HJ \rightarrow H_2 + J_2$ yoki eterifikatsiya reaksiyasi:



bimolekulyar reaksiyaga misol bo'la oladi.

Agar dastlabki moddalarning konsentratsiyalarini c_1 va c_2 bilan belgilasak, oddiy bimolekulyar reaksiyalarning tezligi:

$$g = \frac{dc}{dt} = k \cdot c_1 \cdot c_2 \quad (4.2)$$

Agar $c_1 = c_2$ bo'lsa,

$$g = kc^2 \quad (4.3)$$

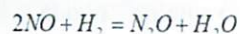
Bimolekulyar reaksiyalarda $k = \frac{l}{\text{mol} \cdot \text{sek}}$ bilan ifodalanadi.

Trimolekulyar reaksiyalar bir vaqtda bir moddaning uch molekulari to'qnashishi natijasida sodir bo'ladi. Bu reaksiyalarning sxemasi: $A + D + C \rightarrow D + E + F + \dots$ yoki $3A \rightarrow B + C + D + \dots$ (4.4) shaklida yoziladi. Oddiy trimolekulyar reaksiyaning tezlik ifodasi

$$g = \frac{dc}{dt} = kc_1c_2c_3 \quad (4.5)$$

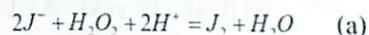
bunda, c_1 c_2 c_3 -dastlabki moddalarning konsentratsiyalari.

Trimolekulyar reaksiyaning tezlik doimiysi $k = \frac{l^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{sek}}$ bilan ifodalanadi. Azot (II)-oksidning vodorod bilan qaytarilishi:



trimolekulyar reaksiyaga misol bo'la oladi.

Ko'pincha faqat reaksiya tenglamasiga qarab reaksiyaning qaysi sinfga kirishi haqida to'g'ri xulosa chiqarib bo'lmaydi. Masalan:



reaksiya yig'indi tenglamaga ko'ra besh molekulyar reaksiya deb o'ylash mumkin. Lekin tajriba ko'rsatishicha bu reaksiyaning oraliq bosqichlaridan birida:



tenglamaga muvofiq gipoyodid kislotaning anioni JO^- hosil bo'ladi.

Hosil bo'lgan JO^- ionlari N^+ ionlari bilan birikadi.



va nihoyat, HJO kuchli oksidlovchi bo'lgani sababli J^- ni oksidlaydi.



Agar (a), (b), (v) va (g) tenglamalarning hamma xadlarini bir-biriga qo'shsak, yig'indi tenglama kelib chiqadi.

O'z-o'zidan ko'rinib turibdiki, shunga o'xshash murakkab reaksiyalarning tezligi uning eng sust boradigan oraliq bosqichdagi tezligiga bog'liq. Yuqoridagi misolda eng sust boradigan bosqich reaksiya (b) dir; bu reaksiya bimolekulyar bo'lgani uchun butun jarayonning tezligi konsentratsiyaning kvadratiga proporsional bo'lishi kerak; tajriba ham buning to'g'riligini tasdiqlaydi.

I.5. Reaksiya tezligi doimiysini hisoblash

Turli tartibli reaksiyalarning tezlik doimiylari ularga mos kinetik tenglamalarni integrallash orqali aniqlanadi.

Birinchi tartibli reaksiyaning kinetik tenglamasi quydagicha:

$$\vartheta = k_1 c \quad \text{yoki} \quad -dc/dt = k_1 c \quad (5.1)$$

bunda c -t vaqt momentidagi modda konsentratsiyasi.

Agar moddaning dastlabki konsentratsiyasini a bilan, t -vaqt oraliqidagi konsentratsiyaning o'zgarishini x bilan belgilasak, u holda $c = a - x$. c ning bu qiymatini (5.1) tenglamaga qo'yib, quyidagi tenglamani olamiz:

$$-d(a-x)/dt = dx/dt = k_1(a-x) \quad \text{yoki} \quad dt = dx/(a-x)$$

(5.2) tenglamani integrallab

$$k_1 \int dt = \int dx/(a-x); \quad k_1 t = -\ln(a-x) + C \quad (5.3)$$

tenglamaga ega bo'lamiz. Tenglamadagi C integrallash doimiysini aniqlash uchun reaksiya boshidagi parametrlarning, ya'ni $t=0$ va $x=0$ qiymatlarning (4.3) ga qo'yamiz. U holda $C = \ln a$ ekanligini topamiz. Yuqorida keltirilgan tenglamaga C ning qiymatini qo'yib, quyidagi formulani olamiz:

$$k_1 t = -\ln(a-x) + \ln a \quad \text{yoki} \quad k_1 = \frac{1}{t} \ln \frac{a}{a-x} \quad (5.4)$$

bu formuladan birinchi tartibli tezlik doimiysining o'lchovi birligi c^{-1} ekanligi kelib chiqadi.

Ikkinchi tartibli reaksiya uchun kinetik tenglama quyidagicha bo'ladi:

$$dx/dt = k_2(a-x)(b-x) \quad \text{yoki} \quad a=b \quad \text{bo'lsa,} \quad dx/dt = k_2(a-x)^2 \quad (5.5)$$

bunda a va b - reaksiyaga kirishuvchi moddalarning dastlabki konsentratsiyalari. (5.5) tenglamani integrallab quyidagi tenglamani olamiz:

$$k_2 \int dt = \int \frac{dx}{(a-x)}, \text{ bundan } k_2 t = \frac{1}{a-x} + C. \quad (5.6)$$

$t=0$ va $x=0$ bo'lganda integrallash doimiysi $C = -1/a$. C ning bu qiymatini (5.6) tenglamaga qo'ysak,

$$k_2 t = \frac{1}{a-x} - \frac{1}{a} \text{ yoki } k_2 = \frac{1}{t} \cdot \frac{x}{a(a-x)}. \quad (5.7)$$

agar reaksiyaga kirishuvchi moddalarning dastlabki konsentratsiyalari ($a \neq b$) o'zaro teng bo'lmasa, u holda integrallashdan so'ng ikkinchi reaksiya doimiysi uchun quyidagi tenglamaga ega bo'lamiz:

$$k_2 = \frac{1}{t} \cdot \frac{1}{a-b} \cdot \ln \frac{b(a-x)}{a(b-x)}. \quad (5.8)$$

bu tenglamada k_2 uchun agar konsentratsiya mol/l da, vaqt sekundlarda ifodalansa, u holda bimolekulyar reaksiya tezligi doimiysi $\frac{l}{\text{mol} \cdot \text{sek}}$ da o'lchanishi kelib chiqadi.

3-tartibli reaksiyalarning kinetik tenglamasi:

$$-\frac{dC}{dt} = k \cdot C^3 \quad (5.9)$$

bu tenglamani integrallab

$$\frac{1}{C^2} = 2kt + \frac{1}{C_0^2} \quad (5.10)$$

bundan esa:

$$k = \frac{1}{2t} \cdot \left(\frac{C_0^2 - C^2}{C^2 \cdot C_0^2} \right) \quad (5.11)$$

Nolinchi tartibli reaksiyalarning kinetik tenglamasi:

$$-\frac{dC}{dt} = k \quad (5.12)$$

bu tenglama integrallangandan keyin:

$$C = -kt + C_0 \quad (5.13)$$

bundan esa

$$k = \frac{1}{t} \cdot (C_0 - C) \quad (5.14)$$

Reaksiya tezligi va reaksiya tartibi tajribalarda quyidagicha aniqlanadi. Dastlabki konsentratsiyalari aniq bo'lgan reaksiyaga kirishuvchi moddalar aralashmasidan ma'lum vaqtdan keyin namuna olinib, uning tarkibidagi reaksiyaga kirishmagan moddalar konsentratsiyasi aniqlanadi. Olingan natijalar 2-rasmda keltirilgan birinchi, ikkinchi va uchinchi tartibli reaksiyalar tezligini ifodalovchi tenglamalariga qo'yilib, ularning qaysi birida tezlik konstantasi o'zgarmas kattalik ekanligi aniqlanadi. Bu doimiy qiymati berilgan reaksiya tezligining doimiysi hisoblanadi. reaksiya tartibi va tezlik doimiysi to'g'risidagi bilimlar reaksiyani amalga oshirishning samarali vaqtini aniqlash imkonini beradi.

Turli tartibdagi kimyoviy reaksiyalarning kinetik kattaliklarini hisoblash tenglamalari.

Tartibi	Kimyoviy reaksiyaning tartibi n.			
	n=1	n=2	n=3	n=0
Kinetik tenglamasi	$-\frac{dC}{dt} = k \cdot C$	$-\frac{dC}{dt} = k \cdot C^2$	$-\frac{dC}{dt} = k \cdot C^3$	$-\frac{dC}{dt} = k$
Tezlik konstantasi k.	$k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{C_0}{C}$	$k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} \right)$	$k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{C^2} - \frac{1}{C_0^2} \right)$	$k = \frac{1}{t} \cdot (C_0 - C)$
Birligi k	[s ⁻¹]	[l ² ·mol ⁻² ·s ⁻¹]	[l ³ ·mol ⁻³ ·s ⁻¹]	[l·mol ⁻¹ ·s ⁻¹]
To'g'ri chiziq tenglamasi	$\ln C = -kt + \ln C_0$	$\frac{1}{C} = kt + \frac{1}{C_0}$	$\frac{1}{C^2} = 2kt + \frac{1}{C_0^2}$	$C = -kt + C_0$
Yarim yemilish davri	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$	$t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot C_0}$	$t_{1/2} = \frac{1}{2 \cdot k \cdot C_0^2}$	$t_{1/2} = \frac{C_0}{2 \cdot k}$

2-rasm. Turli tartibdagi kimyoviy reaksiyalarning kinetik kattaliklarini hisoblash tenglamalari.

I.6. Aktivlanish energiyasi

Mokekulalar orasidagi o'zaro ta'sirlar faqat ular to'qnashganlaridagina sodir bo'ladi, shuning uchun kimyoviy reaksiya tezligi vaqt birligi ichida reaksiyaga kirishuvchi mokekulalarning to'qnashishlar soni bilan aniqlanishi mumkin. Har qanday reaksiyaga kirishuvchi sistmalar uchun bu to'qnashishlar soni shu qadar yuqoriki, agar har bir to'qnashish kimyoviy o'zaro ta'sirlarga olib kelsa, u vaqtda reaksiyalar tezligi juda yuqori bo'lishi kerak. Ammo amalda bunday emas. Sababi hamma to'qnashuvlar ham reaksiya sodir bo'lishiga olib kelavermaydi. Kimyoviy o'zaro ta'sirlarga olib keluvchi to'qnashishlar soni bilan reaksiyaga kirishuvchi mokekulalarning umumiy to'qnashishlar soni orasidagi farq. *Arreniusning quyidagi xulosasiga olib keldi, shunday mokekulalar to'qnashganda reaksiyaga kirishadiki, ularning mokekulalari energiyasi boshqa mokekulalar energiyalarining o'rtacha qiymatidan yuqori bo'ladi. Reaksiya mahsulotlarining mokekulalari hosil bo'lishi uchun reaksiyaga kirishuvchi mokekulalar orasidagi mokekulalararo bog'lar uzilishi zarur.* Agar mokekulalar energiyasi bu bog'larni uzish yoki kamaytirish energiyasidan kichik bo'lsa, u holda ularning to'qnashishlari foydasiz bo'lib, reaksiya mahsulotlarining mokekulalari hosil bo'lmaydi.

Mokekulalar o'zaro to'qnashganda kimyoviy reaksiyalar hosil qiluvchi ularning o'rtacha energiyasidan ortiqcha energiyaga aktivlanish energiyasi deyiladi. Bunday energiyaga ega bo'lgan mokekulalar aktiv mokekulalar deb yuritiladi. Aktiv mokekulalar

soni doimo mokekulalarning umumiy sonidan kam bo'ladi va u quyidagicha aniqlanadi:

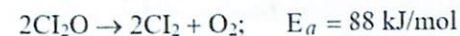
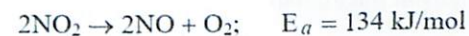
$$N_{\text{akt}} = N \cdot e^{-E_a/RT} \text{ yoki } \ln N_{\text{akt}} = \ln N_0 - E_a/RT \quad (6.1)$$

Bunda N_{akt} –aktiv mokekulalar soni; N_0 – mokekulalarning umumiy soni; E_a – aktivlanish energiyasi.

Kimyoviy reaksiya borishi bilan aktiv mokekulalar soni kamayib boradi, lekin to'qnashish natijasida reaksiyaga kirishuvchi mokekulalar energiyasining qayta taqsimlanishi ro'y beradi. Shuning uchun N_{akt}/N_0 - aktiv mokekulalar ulushi uzluksiz qayta tiklanib boradi va reaksiya to'xtamaydi.

Temperatura ko'tarilishi bilan aktiv mokekulalar soni hamda mokekulalar o'rtasidagi to'qnashishlar soni ham ortadi, bunga mos ravishda kimyoviy reaksiyalar tezligi ham ortadi.

Kimyoviy reaksiyalarning aktivlanish energiyasi odatda (50-300) kJ/mol oralig'ida bo'ladi. Agar aktivlanish energiyasi kichik bo'lsa, u holda aktiv mokekulalar soni ko'p va bunday reaksiya tezligi katta bo'ladi. Bunday reaksiyalarga quyidagi reaksiyalar misol bo'la oladi:



Aktivlanish energiyasining katta qiymatlarida aktiv mokekulalar soni oz va reaksiya tezligi juda katta bo'lmaydi. Bunday reaksiyaga ammiak sintezi misol bo'la oladi, bu reaksiyaning aktivlanish energiyasi 327 kJ/mol ga teng bo'ladi. Odatdagi sharoitlarda reaksiya nihoyatda sekin boradi.

Aktivlanish energiyasini hisoblash uchun (6.1) tenglamani boshqacha ko'rinishda yozib undan foydalanamiz

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad (6.2)$$

5.2 tenglama integrallansa:

$$\ln k = \ln A - E_a/RT \quad (6.3)$$

Ikki xil temperatura uchun (6.3) tenglamani quyidagicha yozish mumkin:

$$k_1 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}} \quad (6.4)$$

$$k_2 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}} \quad (6.5)$$

Birinchi tenglamani ikkinchisidan ayirib, quyidagi tenglamaga ega bo'lamiz:

$$\frac{k_2}{k_1} = \frac{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}}}{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}}} \quad (6.6)$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{-\frac{E_a}{R}(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1})} \quad (6.7)$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = e^{-\frac{E_a}{R}(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2})} \quad (6.8)$$

bu tenglamani integrallab

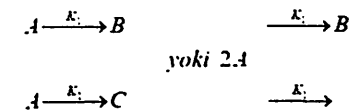
$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad (6.9)$$

(6.9) tenglamadan E_a aktivlanish energiyasining qiymatini topish qiyin emas.

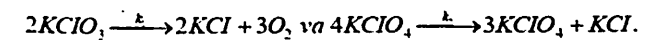
1.7. Murakkab reaksiyalar

Ko'pgina real kimyoviy reaksiyalar o'zaro bog'langan bir necha oddiy reaksiyalar to'plamidan iborat murakkab reaksiyalar jumlasiga parallel (yonma-yon), qaytar, ketma-ket va qo'shma reaksiyalar kiradi.

Parallel (yonma-yon) reaksiya deb, bir-xil dastlabki moddalar bir vaqtda reaksiyaga kirishib, har xil mahsulotlar hosil qiladigan reaksiyalarga aytiladi. Parallel reaksiyalarni sxematik tarzda quyidagi tenglamalar orqali ifodalash mumkin:



Bunday reaksiyalarga kaliy xlorat qizdirilganda ajralish reaksiyalari yaqqol misol bo'la oladi. reaksiya ikki yo'nalishda borishi mumkin:



Reaksiyalarning har biri uchun mos kinetik tenglamalarni yozish mumkin

$$dx_1/dt = k_1(a-x); \quad dx_2/dt = k_2(a-x). \quad (7.1)$$

Bu holda dastlabki moddaning t vaqt ichida x konsentratsiyasining o'zgarishi birinchi va ikkinchi reaksiyalarda berilgan modda konsentratsiyalarining o'zgarishlari x_1 va x_2 yig'indisiga teng, ya'ni $x = x_1 + x_2$. (7.1) tenglamalarni qo'shib, parallel reaksiyalar uchun umumiy kinetik tenglamaga ega bo'lamiz.

$$dx/dt = (k_1 + k_2)(a-x). \quad (7.2)$$

Oddiy reaksiyalarning kinetik tenglamalaridan farqli ravishda parallel reaksiyalarning kinetik tenglamalari bir necha tezlik doimiylarini o'z ichiga oladi.

Qaytar reaksiyalar deb, ikki yo'nalishda (chapdan o'ngga va o'ngdan chapga) boruvchi reaksiyalarga aytiladi. Bunday

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad (6.2)$$

5.2 tenglama integrallansa:

$$\ln k = \ln A - E_a/RT \quad (6.3)$$

Ikki xil temperatura uchun (6.3) tenglamani quyidagicha yozish mumkin:

$$k_1 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}} \quad (6.4)$$

$$k_2 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}} \quad (6.5)$$

Birinchi tenglamani ikkinchisidan ayirib, quyidagi tenglamaga ega bo'lamiz:

$$\frac{k_2}{k_1} = \frac{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}}}{A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}}} \quad (6.6)$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{-\frac{E_a}{R}(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1})} \quad (6.7)$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R}(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}) \quad (6.8)$$

bu tenglamani integrallab

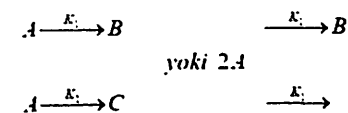
$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad (6.9)$$

(6.9) tenglamadan E_a aktivlanish energiyasining qiymatini topish qiyin emas.

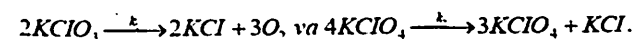
I.7. Murakkab reaksiyalar

Ko'pgina real kimyoviy reaksiyalar o'zaro bog'langan bir necha oddiy reaksiyalar to'plamidan iborat murakkab reaksiyalar jumlasiga parallel (yonma-yon), qaytar, ketma-ket va qo'shma reaksiyalar kiradi.

Parallel (yonma-yon) reaksiya deb, bir-xil dastlabki moddalar bir vaqtda reaksiyaga kirishib, har xil mahsulotlar hosil qiladigan reaksiyalarga aytiladi. Parallel reaksiyalarni sxematik tarzda quyidagi tenglamalar orqali ifodalash mumkin:



Bunday reaksiyalarga kaliy xlorat qizdirilganda ajralish reaksiyalari yaqqol misol bo'la oladi, reaksiya ikki yo'nalishda borishi mumkin:



Reaksiyalarning har biri uchun mos kinetik tenglamalarni yozish mumkin

$$dx_1/dt = k_1(a - x_1); \quad dx_2/dt = k_2(a - x_2). \quad (7.1)$$

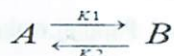
Bu holda dastlabki moddaning t vaqt ichida x konsentratsiyasining o'zgarishi birinchi va ikkinchi reaksiyalarda berilgan modda konsentratsiyalarining o'zgarishlari x_1 va x_2 yig'indisiga teng, ya'ni $x = x_1 + x_2$. (7.1) tenglamalarni qo'shib, parallel reaksiyalar uchun umumiy kinetik tenglamaga ega bo'lamiz.

$$dx/dt = (k_1 + k_2)(a - x). \quad (7.2)$$

Oddiy reaksiyalarning kinetik tenglamalaridan farqli ravishda parallel reaksiyalarning kinetik tenglamalari bir necha tezlik doimiylarini o'z ichiga oladi.

Qaytar reaksiyalar deb, ikki yo'nalishda (chapdan o'ngga va o'ngdan chapga) boruvchi reaksiyalarga aytiladi. Bunday

reaksiyalarning tenglamalarini umumiy holda quyidagicha yozish mumkin:



Qaytar reaksiyalar tezligi to'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklarining farqiga teng. To'g'ri reaksiyalar (A modda konsentratsiyasining kamayishi a) tezligi ϑ_1 va teskari reaksiya (V modda konsentratsiyasining ortishi v) ϑ_2 quyidagi tenglamalar bilan aniqlanadi:

$$\vartheta_1 = k_1(a - x); \quad \vartheta_2 = k_2(b + x). \quad (7.3)$$

U holda vaqtning ixtiyoriy berilgan paytida jarayonning umumiy tezligi

$$\vartheta_2 = k_2(a - x) - k_2(b + x) \quad (7.4)$$

ga teng bo'ladi.

To'g'ri reaksiyaning tezligi vaqt o'tishi bilan kamayib boradi, teskari reaksiya tezligi esa ortib boradi. Bu reaksiya tezliklari tenglashganda muvozanat holati qaror topadi, ya'ni

$$k_1(a - x) = k_2(b + x). \quad (7.5)$$

A va B moddalrning tabiati bilan aniqlanuvchi k_1 va k_2 tezlik doimiylari har xil qiymatga ega bo'lishlari mumkin. Shuning uchun muvozanat holatida dastlabki mahsulot moddalarining konsentratsiyalari teng bo'lmaydi. (7.5) tenglamadan quyidagiga ega bo'lamiz:

$$k_1/k_2 = (b+x)/(a-x). \quad (7.6)$$

k_1/k_2 - nisbat muvozanat doimiysi deyiladi.

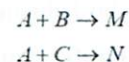
Ketma-ket reaksiyalar deb, ketma-ket oraliq moddalar hosil bo'lishi bilan bosqichma-bosqich boradigan reaksiyalarga aytiladi.



Bu bosqichlarning har biri mono- yoki bimolekulyar reaksiyalardan iborat bo'lib, ular natijasida oraliq moddalar hosil bo'ladi. Ketma-ket reaksiyalarga etil va polisaxaritlarning gidrolizi, uglevodorodlarning termik krekingi misol bo'la oladi.

Ketma-ket reaksiyalarning tezligi juda sekin boruvchi bosqichlardan iboratdir.

Qo'shma (birikuvchi) reaksiyalar deb quyidagi ko'rinishdagi reaksiyalarga aytiladi.



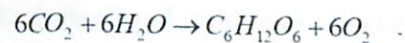
Qo'shma reaksiyalarning asosiy xususiyati shundan iboratki, agar birinchi reaksiya o'z-o'zicha borsa, u holda ikkinchi reaksiya faqat birinchi reaksiya bilan birga sodir bo'ladi. Birinchi reaksiyasiz ikkinchi reaksiya sodir bo'lmaydi. Masalan, vodorod yodid kislotasi kuchli oksidlovchi hisoblanmish vodorod peroksid kabi oksidlanmaydi. Temir (II)-sulfat bilan birga u peroksid vodorodda oson oksidlanadi. Shunday qilib, temir sulfatning oksidlanish reaksiyasi vodorod yodid kislotaning oksidlanishini vujudga keltiradi. Ko'rib chiqilgan ikkala reaksiyalar uchun vodorod peroksid umumiy modda A (aktor), temir sulfat B (modda) induktor bo'lib xizmat qiladi.

I.8. Fotokimyoviy reaksiyalar

Yorug'lik ta'sirida sodir bo'luvchi reaksiyalar fotokimyoviy reaksiyalar deyiladi. Fotokimyoviy jarayonlarga juda ko'p reaksiyalar kiradi. Masalan, vodorod va fluor gazlarining aralashmasi yorug'lik

ta'sirida portlaydi, ammiq-azot va vodorodga ajraladi, ultrabinafsha nurlanish ta'sirida molekulyar kisloroddan ozon hosil bo'ladi. Quyosh nurlarini ultrabinafsha nurlari ta'sirida odam terisida antiraxid faolligiga ega bo'lgan inson organizmi uchun zarur D vitamini sintez bo'ladi. Sanoatda sun'iy D vitamini fotokimyoviy reaksiyalar yordamida olinadi. Yorug'lik ta'sirida oziq-ovqat mahsulotlarining sifati ham o'zgarishi mumkin. Masalan, sut tarkibidagi vitaminlar (D vitaminidan tashqari) kamayadi, sariq yog' oksidlanadi, sut iste'mol uchun yaroqsiz holga keladi.

O'simliklarda sodir bo'ladigan fotosintez-yorug'lik energiyasi, o'simlik ko'k pigment-xlorofill yutishi tufayli uglerod (II)- oksidi suvdan uglerod hamda organik birikmalarning hosil bo'lishi eng muhim fotokimyoviy jarayon hisoblanadi.



Bu jarayon juda murakkab bo'lib, u bir necha bosqichlardan tashkil topgan. Ularning birqanchasi hozirgacha yetarli darajada o'rganilmagan. Fotosintez – Yerdagi muhim biokimyoviy jarayon bo'lib, atmosferadagi kislorod va boshqa organik moddalar zaxirasi bilan uzluksiz ta'minlab turuvchi manba hisoblanadi. Kislorod va boshqa organik moddalar inson va hayvonlarning yashash faoliyatini ta'minlovchi eng muhim omildir. Fotosintezga K. A. Timiryazev asos solgan.

Yorug'likning fotokimyoviy ta'siri natijasida reaksiyaga kirishuvchi moddalarning atom yoki mokekulalari yorug'lik kvantlari-fotonlarni yutib, uyg'ongan holatga o'tadilar. Fotonning energiyasi E nurlanish chastotasi γ bilan quyidagi munosabatda bo'ladi.

$$E = h\gamma \quad (8.1)$$

bunda $h=6.62 \cdot 10^{-34}$ Jc-Plank doimiysi.

(53.1) ifodadan yorug'lik nuri katta chastota, ya'ni kichik to'lqin uzunliklariga ega bo'lgandagina katta energiya va yuqori aktivlikka erishadi. Yorug'lik nurlarida eng aktiv binafsha va eng past aktivlikka esa qizil nurlar ega bo'ladilar.

Modda mokekulalari yorug'lik yutganda atom yoki atomlar guruxini tebranma harakati kuchayadi, ular orasidagi bog'lar esa susayadi, ya'ni bunda mokekulalar aktiv yoki uyg'ongan holatga o'tadilar. Ko'pgina hollarda fotonning energiyasi mokekulalararo bog'larni uzishga yetarli bo'ladi.

Fotokimyoviy reaksiyalarning asosiy qonuni miqdor qonuni bo'lib, u Eynshteynning kvant ekvivalentlik qonunidir. Bu qonunga ko'ra: *har bir foton bir mokekulani o'zgartiradi, boshqacha aytganda, nur ta'sirida kimyoviy reaksiyaga kirishgan har bir mokekula bir kvant energiyani yutadi.*

Fotokimyoviy reaksiyalarning ko'pi Eynshteyn qonuniga bo'ysunadi. Lekin ba'zi bir reaksiyalar bu qonunga bo'ysunmaydi. Bu xil reaksiyalarda bir kvant energiya bir mokekulani emas, balki bir necha mokekulani reaksiyaga kirishganligi, ya'ni reaksiyaga kirishgan mokekulalar soni yutilgan kvantlar sonidan ko'pligi ma'lum bo'lgan. Shuning uchun kvant energiyani mokekulalarni reaksiyaga kiritish qobiliyati kvant unumi bilan o'lchanadi. *Yutilgan bir kvant energiya ta'sirida kimyoviy reaksiyaga kirishgan mokekulalar soni kvant unumi deyiladi, ya'ni:*

$$\gamma = N/n \quad (8.2)$$

bunda γ -kvant unumi; N-reaksiyaga kirishgan molekular soni; n-yutilgan nurlardagi kvantlar soni.

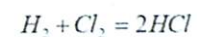
Fotokimyoviy ekvivalentlik qonuniga ko'ra kvant unumi birga teng bo'lishi kerak, ammo shunday reaksiyalar uchraydiki, ularda reaksiya unumi birdan katta yoki birdan kichik bo'lishi mumkin. Masalan, $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ reaksiyada $\gamma=0,23$. Kvant unumining birdan kichik bo'lishiga sabab hosil bo'lgan radikallarning rekombinatsiyasi va dezaktivatsiyasi (ayniqsa suyuqliklarda)dir. Yutilgan kvant faqat aktiv markaz hosil qilishga sarf bo'lishi mumkin, so'ngra aktiv markaz zanjir reaksiyani boshlab yuboradi. Zanjirning uzunligiga qarab, kvant unumi ham har xil bo'lishi mumkin.

Shunday qilib, fotokimyoviy reaksiyalar ikki bosqichda boradi. Bu bosqichlar birlamchi va ikkilamchi fotokimyoviy reaksiyalar deb ataladi. Birlamchi fotokimyoviy reaksiyaning birinchi bosqichi bevosita nur ta'sirida boradi. Ikkinchi fotokimyoviy reaksiyalar esa «qorong'u» reaksiyalar bo'lib, reaksiyaning ikkinchi bosqichidir, bu reaksiyaning borishida nur ishtirok etmaydi. Masalan, $\text{H}_2 + \text{Cl}_2$ reaksiyadan $\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 + h\nu = \dot{\text{Cl}} + \dot{\text{Cl}}$ reaksiya birlamchi, zanjir reaksiya esa ikkilamchi reaksiyadir. Eynshteynning ekvivalentlar qonuni faqat birlamchi fotokimyoviy reaksiyalar uchun o'rinlidir.

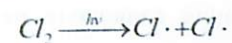
Ikkilamchi fotokimyoviy reaksiyaning yana bir turi fotofizikaviy jarayon bo'lib, nur yutib uyg'ongan dastlabki moddalar qaytadan nur chiqarib (flyuoressensiya, fosforessensiya) barqarorlashib kimyoviy reaksiyaga kirishmasligi kerak.

1.9. Zanjir reaksiyalar

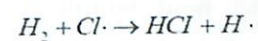
Kimyoviy kinetikaning asosiy qonuni-massalar ta'siri qonuni faqat oddiy birlamchi reaksiyalargagina qo'llaniladi, ularda mahsulot modda molekulari dastlabki modda molekularining o'zaro ta'sirlari va to'qnashishlari tufayli hosil bo'ladi. Biroq ancha murakkab yo'llar bilan boradigan reaksiyalar ham bor. Bunday reaksiyaga yorug'lik ta'sirida vodorod xlorid sintezi misol bo'la oladi:



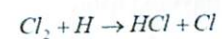
Agar vodorod va xlor aralashmasini juda qisqa vaqt nurlantirilsa, u holda portlash reaksiyasi sodir bo'lib, vodorod xlorid hosil bo'ladi. Bu reaksiya ko'p bosqichli sxema bo'yicha sodir bo'ladi. Birinchi bosqichda yorug'lik kvanti ta'sirida xlor molekulari ikkita atomga bo'linadi (fotodissotsiatsiya):



Hosil bo'lgan xlor atomlari vodorod molekulari bilan reaksiyaga kirishadi va vodorod atomi ajraladi:



vodorod atomi o'z navbatida xlor molekularining biri bilan reaksiyaga kirishadi:



Shunday qilib, ketma-ket takrorlanuvchi reaksiyalar zanjiri amalga oshadi, ularning har biri aktiv zarracha hosil bo'lishiga olib keladi: xlor atomi va vodorod atomi. Bunday reaksiyalar zanjir reaksiyalar deb nom oldi.

Agar oddiy reaksiya natijasida bitta emas, balki bir nechta aktiv zarrachalar hosil bo'lsa, u holda tarmoqlangan zanjir reaksiya kuzatiladi (3-rasm).



3-rasm. Tarmoqlangan zanjir reaksiya.

Aktiv zarrachalar soni ko'chkisimon shaklda ortib boradi va vaqtning boshlang'ich paytida reaksiya tezligi keskin o'sadi.

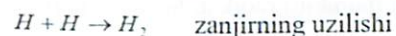
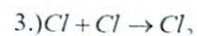
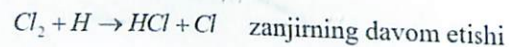
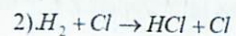
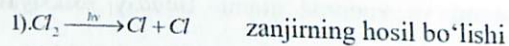
Zanjir reaksiyalarga yonish, oksidlanish, kreking, polimerizatsiya kabi ko'pgina foto ($\gamma > 1$) kimyoviy reaksiyalar kiradi. Zanjir reaksiyalarning zamonaviy nazariyasi N. N. Semyonov va Xinshevdlar tomonidan yaratilgan. Hamma zanjir reaksiyalar uch bosqichni o'z ichiga oladi:

1) zanjirning hosil bo'lishi - bu bosqichda qandaydir tashqi ta'sirlar tufayli reaksiya borayotgan sistemada aktiv zarrachalar hosil bo'ladi;

2) zanjirning davom etishi;

3) zanjirning uzulishi.

Yuqorida keltirilgan vodorod xloridning sintez reaksiyasida bu bosqichlarga quyidagi jarayonlar mos keladi:



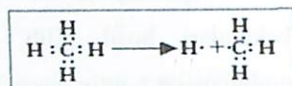
(Cl_2 , H_2) molekulari hosil qilib atomlarning ta'sirlashuvi - atomlarning rekombinatsiyasi - aktiv zarrachalarning yo'qolishiga olib keladi, shuningdek, zarracha jarayonni barham topishiga, ya'ni uzulishiga olib keladi. Atomlarning rekombinatsiyasi hosil bo'lgan molekularlarning parchalanishi uchun yetarli bo'lgan katta miqdordagi energiya ajralishi bilan boradi.

Odatda zanjirning uzilishi atomlarning reaksiya borayotgan idish devoridagi atomlar bilan to'qnashishi orqali amalga oshiriladi. Rekombinatsiya qandaydir aralashma molekulariga ham berilishi mumkin. Shuning uchun zanjir reaksiyalar nafaqat reaksiyaga kirishuvchi, balki aralashmalarning konsentratsiyalarini o'zgarishiga juda kuchli bog'liqdir. Reaksiya boradigan idishning shakli ham zanjir jarayonlariga ta'sir qiladi. Silindr shakliga ega bo'lgan idish sharsimon idishga nisbatan (hajmlari bir xil bo'lishiga qaramasdan) ancha katta sirtga ega, shuning uchun zanjirning uzilish ehtimoliyati ham yuqori.

Qarab chiqilgan vodorod xlorid sintezidagi zanjir reaksiyalarida erkin atomlar aktiv zarrachalar hisoblanadi. Murakkab zanjir reaksiyalarida erkin radikallar aktiv zarrachalar bo'lishi mumkin.

Radikal deganda juftlashmagan elektronli aktiv zarracha (atom yoki atom guruhi) tushuniladi, ular odatda molekularlardan atom yoki atomlar guruhi ajralishi tufayli hosil bo'ladi. Masalan metandagi uglerod atomi vodorod atomlari bilan to'rt juft elektronlar bilan

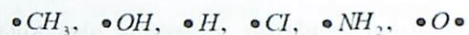
bog'langan. Metan molekulasidan bitta vodorod atomi uzilishi bilan radikal bitta juftlashmagan elektronli metil (aslida vodorod atomini ham radikal deb hisoblash mumkin) radikali hosil bo'ladi:



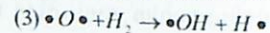
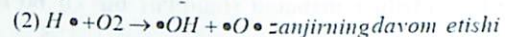
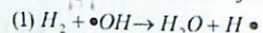
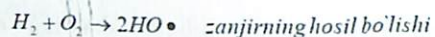
Kislorod atomini ham radikal deb hisoblash mumkin, chunki unda ikkita juftlashmagan elektronlar bor: gidroksid radikali ham mavjud



Kimyoviy formulalarida radikalning faqat bitta juftlashmagan elektronini nuqta bilan ifodalash qabul qilingan. Masalan,



Yuqorida keltirilgan vodorod va xlorini o'zaro ta'sir reaksiyasi vodorodning kislorodda oksidlanish jarayonida radikallarning hosil bo'lishi bilan boradi:



Bu zanjir reaksiyasida $\text{H} \bullet$ va $\bullet \text{OH}$ radikallar hosil bo'lishi bilan birga (2) jarayon davomida 2 ta juftlashmagan elektronli $\bullet \text{O} \bullet$ biradikali hosil bo'ladi. U N_2 [(3) jarayon] molekulari bilan ta'sirlashadi, natijada ikkita $\text{H} \bullet$ va $\bullet \text{OH}$ radikallari hosil bo'lib, ular so'ngra kislorod va vodorod molekulari bilan reaksiyaga kirishadi, ya'ni zanjir tarmoqlangan bo'ladi.

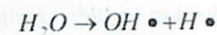
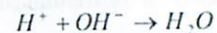
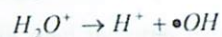
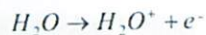
Tarmoqlangan zanjir reaksiyaga yog'larni havo tarkibidagi kislorodda oksidlanish jarayoni ham kiradi. Dastlabki paytda yog'ni oksidlanishida sezilarli o'zgarishlar sodir bo'lmaydi. Bu paytni induksion vaqt deb ataladi. Induksion vaqtni tugashi bilan yog'ni oksidlanish tezligi keskin ortadi. Natijada yog' tarkibida turli xil mahsulotlar yig'iladi. Gidrogenkislotalar, past molekulyar kislotalar, kislotalarning angidridlari, aldegidlar va boshqalar. Yog'da yoqimsiz ta'm va hidga ega bo'lgan, uchuvchan moddalar ham paydo bo'ladi.

I.10. Radiatsion-kimyoviy reaksiyalar

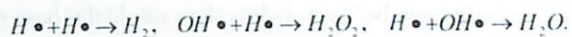
Yuqori energiyali nurlanishlar ta'sirida boruvchi kimyoviy jarayonlarni o'rganuvchi fizik kimyoning bo'limi - radiatsion-kimyoviy reaksiyalar yoki radiatsion kimyo deb ataladi.

Yuqori energiyali nurlanishlarga avvalo rentgen nurlari va γ -nurlanishlar kiradi. Shuningdek neytronlar, elektronlar, musbat va manfiy ionlar ham radiatsion-kimyoviy reaksiyalar sodir qiladi. Yuqori energiyali nurlanishlarning moddalar bilan ta'siri tufayli ionlar va erkin radikallar hosil bo'ladi. Ular o'zaro ta'sirlarning birlamchi mahsulotlari deb ataladi. So'ngra ularda navbatdagi o'zgarishlar kuzatiladi.

Radiatsion - kimyoviy reaksiyalarning eng sodda turlaridan biri suvning radiolizi hisoblanadi. *Radioliz - bu moddalarning ionlashtiruvchi nurlanishlar ta'sirida kimyoviy bo'linishidir.* Ionlashtiruvchi nurlanishlar tufayli suv molekularida quyidagi birlamchi aylanishlar kuzatiladi:



Radikallar bir-biri bilan vodorod, vodorod peroksid va suv hosil qilib ta'sirlashadi:



Nurlanish tufayli hosil bo'lgan $H \bullet$ va $OH \bullet$ radikallar biologik ob'ektlarda ferment va oqsillar bilan reaksiyaga kirishishi mumkin. Bu jarayonlar organizmdagi ko'pgina funksiyalarning o'zgarishiga olib keladi.

Hozirgi vaqtda radiatsion-kimyoviy reaksiyalar kimyo sanoatida turli xil polimerlar va bir qancha boshqa kimyoviy mahsulotlar ishlab chiqarishda, tibbiyotda esa ko'pgina kasalliklarni davolashda qo'llanilmoqda. Oziq-ovqat ishlab chiqarish sanoatida oziq-ovqat xom ashyo mahsulotlarini sterilizatsiya, pasterizatsiya va dezineskiya uchun, kartoshkani saqlashda uni o'sishdan saqlash uchun radioaktiv nurlanishlar, asosan β -va α -nurlanishlardan keng foydalaniladi.

II BOB. KATALIZ

II.1. Kataliz to'g'risida umumiy ma'lumot

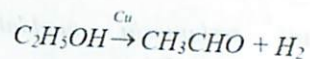
Reaksiyani tezlatuvchi moddalar katalizatorlar deb, katalizatorlar ishtirokida boruvchi reaksiyalar esa katalitik reaksiyalar va bunday reaksiyalarning borish hodisasi kataliz deb ataladi. Katalizator mahsulot tarkibiga kirmaydi va reaksiyadan so'ng to'la ajralib chiqadi.

Agar katalizator ishtirokida reaksiya tezligi ortib borsa, u holda kataliz musbat; reaksiya tezligi kamayib borsa – manfiy hisoblanadi. Odatdagi musbat katalizni sodda kataliz deb ataladi. *Kimyoviy reaksiyalar tezligini kamaytiruvchi katalizatorlar ingibitorlar deb ataladi.* Katalizatorlar to'g'ri va teskari reaksiyalar tezligini bir xil darajada o'zgartirib, kimyoviy muvozanatni buzmaydi. Katalizatorlar muvozanat qaror topishini tezlatishi va sekinlatishi mumkin, ammo uning holatiga ta'sir qilmaydi, ya'ni muvozanat doimiysini o'zgartirmaydi.

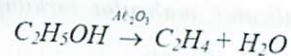
Reaksiya tezligini o'zgartiruvchi katalizator miqdori reaksiyaga kirishuvchi moddalar miqdoriga nisbatan juda kam bo'ladi. Masalan, suvli eritmada natriy sulfitning oksidlanish tezligi katalizator- 10^{-13} mol/l miqdorida mis sulfat qo'shilganda sezilarli darajada ortadi. Katalizator konsentratsiyasining ortishi bilan kimyoviy reaksiya tezligi ham jadallashadi.

Katalizatorlar tanlash (selektivlik) xossasiga ega. Hamma kimyoviy reaksiyalar uchun umumiy katalizator mavjud emas. Masalan, mis yoki nikel katalizatoridan $300-400^{\circ}C$ haroratda etanol

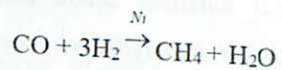
bug'lari o'tkazilsa, atselaldegid hosil bo'lishi bilan spirt degidratlanish reaksiyasi boradi:



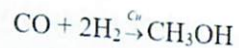
Agar katalizator sifatida alyuminiy oksid olinsa, u holda etilen hosil bo'lishi bilan spirtning degidratatsiyasi sodir bo'ladi:



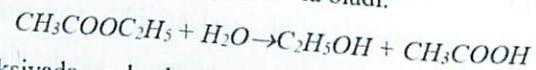
Uglerod oksidning vodorodli aralashmasi nikel katalizator ishtirokida va 240-260°C temperaturada metan hosil bo'lishiga olib keladi:



Bu reaksiyada katalizator sifatida mis olinganda metanol sintez bo'ladi:



Ba'zan kimyoviy jarayonning borishi bilan katalizator hosil bo'ladi. Bunday reaksiyalar avtokatalitik reaksiyalar, hodisaning o'zi esa avtokataliz deb ataladi. Avtokatalizda kimyoviy reaksiya tezligi dastlab juda sekin, mahsulot – katalizator hosil bo'lishi bilan sezilarli darajada tezlashib boradi maksimumga erishishi bilan reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyasi kamayib ketishi tufayli yana sekinlashib ketadi. Avtokatalitik reaksiyalarga murakkab efilarning suvda parchalanishi misol bo'la oladi:



Bu reaksiyada mahsulot uksus kislota dissotsiatsiyasi tufayli eritmada hosil bo'luvchi H^+ ionlari katalizatorlar hisoblanadi.

Kataliz reaksiya borgan sohaga ko'ra gomogen va geterogen (kontakt) katalizatorga bo'linadi. *Katalizator va reaksiyaga kirishuvchi moddalar bir muhitda, bir xil agregat holatda (fazada) bo'lsa, bunday kataliz gomogen kataliz deb ataladi.* Masalan, efilarning ishqorlanish reaksiyasida reagent efil, katalizator kislota-suyuqlik, nitroza usuli bilan HNO_3 olishda esa reagent ham, katalizator ham gazdir.

Geterogen kataliz deb, reagentlar va katalizator turli muhitda, turli agregat holatda bo'lgan katalizga aytiladi. Muhim amaliy ahamiyatga ega bo'lgan oziq-ovqat jarayonlarining asosida geterogen kataliz yotadi. Masalan, azot kislota ishlab chiqarishda platina-radiy katalizator sirtida ammiakning oksidlanish bosqichi yaqqol geterogen katalizdir. Amalda eng ko'p tarqalgan kataliz geterogen kataliz bo'lib, kimyo sanoatida tahminan 80% mahsulot shu usulda ishlab chiqariladi.

Yuqorida ta'kidlab o'tildiki, ingibitorlar reaksiyani sekinlashtiradi. Bu holda, agar ingibitor oksidlanish jarayonini butunlay to'xtatib qo'ysa, uni antioksidlovchi yoki antioksidant deyiladi. Antioksidantlar benzollar – krekingi va moylovchi yog'larning stablizatsiyasi uchun, polimer va elastik (kauchuk) buyumlarini eskirishdan saqlash maqsadlarida keng qo'llaniladi.

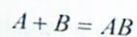
Oziq-ovqat sanoatida antioksidantlardan yog' va tarkibida yog' mavjud bo'lgan mahsulotlarning oksidlanishini yo'qotish, ularning saqlanish muddatini uzaytirish uchun foydalaniladi. Ko'pgina hayvon va o'simlik moylari tarkibiga tabiiy antioksidantlar kiradi. Ularning eng faollari bo'lib, (E guruh vitaminlari) toksoferollar hisoblanadi.

Yog'lar ishlab chiqarish va tozalash jarayonlarida bunday antioksidantlar qisman yo'qotilishi va natijada oziq-ovqat yog'larining oksidlanishiga turg'unligi keskin kamayib ketadi.

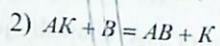
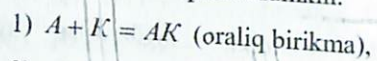
II.2. Gomogen kataliz

Yuqorida ta'kidlanganidek, gomogen katalizda reagentlar va katalizator bir xil fazada, bir xil muhitda bo'ladi. Katalizatorlarning ta'siri shundaki, ular dastlabki moddalar bilan turg'un bo'lmagan oraliq birikmalar hosil qiladi. Oraliq birikmalarni ba'zi bir katalitik reaksiyalarda ajratish va ularning tarkibini aniqlash mumkin bo'lsa, ba'zan ularning mavjudligini faqat maxsus uslublar (masalan, spektrometrik) bilangina aniqlash imkoniyati tug'iladi.

K katalizator ishtirokidagi

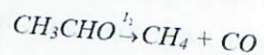


gomogen reaksiyasini quyidagi bosqichlar bo'yicha sodir bo'luvchi jarayon deb tasavvur qilish mumkin:

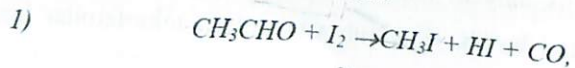


Gomogen katalizda reaksiya tezligini ortishi har bir bosqichning aktivlanish energiyasi kamligi va shuningdek, katta tezlikda borishi bilan xarakterlanadi.

Yuqoridagi sxemada keltirilgan reaksiyadan murakkabroq gomogen katalitik reaksiyalariga yod katalizatorligida atsetaldegidning parchalanishi misol bo'la oladi:



Bu reaksiya ikki bosqichda boradi:



Bu jarayonda katalizator ikki oraliq mahsulotlarini hosil qiladi, so'ngra ular bir-biri bilan ta'sirlashib, katalizator regeneratsiya bo'lishiga olib keladi.

Eritmalarda sodir bo'luvchi ko'pgina reaksiyalarda H^+ va OH^- ionlari katalizatorlar vazifasini bajaradi. Bunday reaksiyalar qatoriga eterifikatsiya, murakkab efirlar gidrolizi, yog'larning gidrolizi kabilar kiradi. Metall ionlari oksidlanish, polimerizatsiya, gidroliz kabi jarayonlarda katalizator vazifasini bajaradilar. Masalan, oziq-ovqat yog'larining oksidlanishi mis, temir, marganes ionlari ta'sirida sezilarli darajada tezlashishi ma'lum. Yog'ning oksidlanish turg'unligini ikki martadan oshiqroq kamayishi uchun 1 kg yog'ga 10^{-7} g mis yoki 10^{-8} g temir qo'shish kifoya.

II.3. Geterogen kataliz

Geterogen katalizda reaksiya katalizator sirtida sodir bo'ladi. Bundan ko'rinib turibdiki, katalizator sirt qatlamining yuzasi va uning tuzilishi katalizatorning aktivligini belgilaydi. Odatda katalizator sirt qatlamining yuzasini oshirish uchun g'ovak struktura beriladi yoki uning sirtiga g'ovak strukturaga ega bo'lgan qandaydir kimyoviy neytral modda (pemza, asbest va boshqalar) ning yupqa qatlami o'tkaziladi.

Qattiq katalizatorning aktivligiga ular sirtining tuzilishi juda katta ta'sir ko'rsatadi. Sirtning barcha qismi emas, balki faqat uning ayrim sohalari – aktiv markazlarigina katalitik aktivlikka ega bo'lishi aniqlangan.

Hozirgi vaqtda katalizator aktiv markazlarining tabiati to'g'risida yetarli tushunchalar mavjud emas. Ba'zi bir ma'lumotlarga ko'ra, katalizator sirtida fizik bir jinsli bo'lmagan atomlar bo'lib, ularning valentligi to'yinmagandir. Aynan shuning uchun ular suyuq va gaz fazasidagi moddalar bilan turg'un bo'lmagan oraliq birikmalarini hosil qilishi mumkin, ya'ni sirtning bu sohalarida kimyoviy reaksiyalar boradi.

Katalizator sirtida aktiv markazlarning mavjudligi ularning katalitik zaharlar ta'siriga o'ta sezgirligida namoyon bo'ladi. *Katalitik zaharlar deb, shunday moddalarga aytiladiki, reagentlar aralashmasiga ulardan juda oz miqdorda qo'shilganda, katalizator aktivligini kamaytiradi yoki butunlay yo'qotadi.* Zaharlarga brom birikmalari, HCN, As, PH₃, AsH₃, As₂O₃, P₂O₅, CO, H₂S, HgCl₂, HgBr₂ lar misol bo'la oladi. masalan, H₂O₂ ni Pt katalizator ishtirokida parchalanish reaksiyasida CO gazi zahardir. Bu zahar ishtirokida reaksiya oldin tez susayib, so'ngra sekin-asta o'z-o'zidan yana tezlasha boshlaydi. Buning sababi H₂O₂ ning parchalanishidan hosil bo'lgan kislorodning CO ni CO₂ ga oksidlashidir. CO₂ esa yomon adsorbilanaadi; CO₂ katalizator uchun zahar emas, CH₄ ga aylantirish yo'li bilan ham (CH₄ zahar emas) CO ni yo'qotish mumkin.

Sirtning bir jinslilik darajasining pasayib borishi, katalizator aktivligini ortib borishiga olib keladi. Amalda bunga katalizator sirtiga turli xil qo'shimchalar kiritish orqali erishiladi. Bu qo'shimchalar sirt strukturasi o'zgartirib, ular katalizator aktivligini oshiradilar. Bunday moddalar **promotorlar** deyiladi.

Aktiv markazlarning ortib borishi aralashma katalizatorlarning yuqori aktivlikka ega bo'lishi bilan tushuntiriladi. Masalan, ammiakning azot oksidigacha oksidlanishida Fe₂O₃ va Bi₂O₃ lardan tarkib topgan katalizatorlar ishlatiladi. Bu oksidlarning har biri alohida kichik katalitik aktivlikka ega bo'ladilar.

N.M. Kobozevning fikricha, aktiv markazlarning tabiatini kristall holat bilan bog'lash, katalizning asosiy turlari bo'lmish gomogen, geterogen va mikroheterogen (kolloid va ferment) katalizlarni bir nuqtai-nazardan qarab izohlashga imkon bermaydi va bu katalizning umumiy nazariyasini yaratishga to'sqinlik qiladi. Demak, aktiv markazlarning tabiatini kristall holati bilan bog'lash noto'g'ri.

Qattiq katalizatorlarda amalga oshiriladigan katalitik jarayonlarning ketma-ket sodir bo'luvchi besh bosqichga bo'lish mumkin:

- 1) katalizator sirtida reaksiyaga kirishuvchi moddalar mokekularining diffuziyasi;
- 2) katalizatorlarda reaksiyaga kirishuvchi modda mokekularining adsorbsiyasi;
- 3) kimyoviy reaksiya;
- 4) reaksiya mahsulotlari mokekularining desorbsiyasi;
- 5) suyuq yoki gaz fazasidagi katalizator sifatida reaksiya mahsuloti mokekularining diffuziyasi.

Birinchi va oxirgi bosqichlar diffuzion, qolganlari esa kinetik bosqichlar deyiladi. Barcha bu bosqichlar turli xil tezliklarda borishi va to'la katalitik jarayonning tezligi uning eng sekin boruvchi bosqichi bilan aniqlanadi. Past temperaturalarda diffuzion bosqichlar

kataliz tezligiga ta'sir qilmaydi chunki, ular tez sodir bo'luvchi kinetik reaksiyalardir. Kinetik bosqichlar (adsorbsiya, kimyoviy reaksiya, desorbsiya) uncha katta qiymatga ega bo'lmagan aktivlanish energiyasi bilan xarakterlanadi, chunki ular katta tezlikda boradi. Temperatura ortishi bilan kimyoviy reaksiyalar tezligiga nisbatan diffuziya tezligi sekin o'sadi, yuqori temperaturalarda diffuzion bosqichlar geterogen kataliz tezligini aniqlaydi.

II.4. Fermentativ kataliz

Tirik organizmlarning faoliyat mahsulotlari hisoblanmish va biokimyoviy jarayonlarni tezlashtiruvchi biologik katalizatorlar fermentlar deb ataladi. Fermentlarni murakkab va oddiy yoki bir komponentli va ikki komponentli fermentlarga bo'lish qabul qilingan. Oddiy fermentlar oqsil moddalardan, murakkab fermentlar esa oqsil moddalardan va koferment deb ataluvchi oqsilmas qismlardan tashkil topgan.

Fermentlar yuqori katalitik aktivligi va o'ziga xos xossalari bilan bir-biridan farq qiladi. Ularning aktivligi noorganik katalizatorlarning aktivligidan bir necha marta kattadir. Masalan, 0°C temperaturalarda 1 mol ferment bir sekund ichida 200000 mol vodorod peroksidni parchalab yuboradi. Bu reaksiya uchun yanada aktivroq noorganik katalizator platina bo'lib, u 20°C temperaturalarda 1 sekund ichida faqat 10-80 mol peroksidni (katalizator atomlarining bir moliga hisoblanganda) parchalaydi.

Fermentlar noorganik katalizatorlarga nisbatan o'ta yuqori ta'sir etish xususiyatiga ega. Ba'zi bir fermentlar amalda faqat qandaydir birgina moddani o'zgartira oladi, Shuningdek, ko'pgina fermentlar

kimyoviy bog'larning faqat ma'lum bir turlarigagina ta'sir qiladi xolos. Masalan, pepsin ferment faqat aromatik kislotalardan hosil bo'lgan oqsil modda molekularidagi peptid bog'larinigina gidrolizlaydi.

Fermentlar noorganik katalizatorlarga qaraganda tashqi sharoitlarga va ularning o'zgarishiga ancha sezgirdir. Ular faqat pH ning ma'lum bir qiymatlaridagina o'zlarining aktivligini namoyon qiladilar; pH ning o'zgarishi darhol fermentlar aktivligining pasayishiga olib keladi. Shuningdek, fermentlar temperaturaning o'zgarishiga juda sezgirdir. Har bir ferment uchun optimal temperatura aniqlangan bo'lib, ular shu temperaturalariga eng yuqori aktivlikni namoyon qiladi. Odatda bu temperaturalar oralig'i $40-60^{\circ}\text{C}$ ni tashkil etadi. Temperaturaning $70-80^{\circ}\text{C}$ dan ortib ketishi, oqsil moddalarning denaturatsiyasi tufayli fermentlar aktivligining butunlay yo'qolishiga olib kelishi mumkin. Bir necha yuz gradus Selsiy temperaturalarda noorganik katalizatorlar aktiv hisoblanadi.

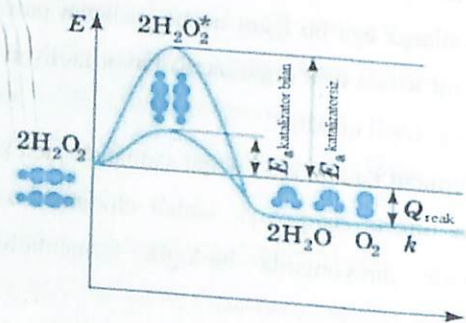
Barcha tirik organizmlarning hayot faoliyati asosida ferment jarayonlar yotadi. Fermentlar yuqori aktivlikka va o'ziga xos xususiyatlarga ega bo'lgani uchun nisbatan past temperaturalarda va qisqa vaqt ichida tirik organizmda hayot faoliyati uchun zarur bo'lgan birikmalar hosil qiladi.

Ferment kataliz oziq-ovqat sanoatida juda katta ahamiyatga ega. Amalda birorta oziq-ovqat ishlab chiqarish sohasi yo'qki, undagi texnologik jarayonlarda biologik fermentativ kataliz yotmagan bo'lsin.

Ma'lumki, non tayyorlash jarayonining asosini hamirning achishi tashkil qiladi. Un tarkibidagi shakar achitgich (hamirturush) bilan reaksiyaga kirishib uglerod ikki oksidi hosil qiladi. Un tarkibida shakar miqdori juda kam bo'lib, u keskin gazsimon holatga o'tishiga olzib kelmaydi. Lekin unda fermentlar-amilazlar mavjudki, ular kraxmalni parchalab yuborishi mumkin. Hamirning bijg'ish (achish) jarayonida ular mono- va disaxaridlarning zaruriy konsentratsiyalari bilan ta'minlaydi. Shunday qilib, non ishlab chiqarish asosini ferment kataliz tashkil qiladi.

Sanoatda spirt ishlab chiqarish texnologik jarayonlarining asosini kraxmalning ferment gidrolizi tashkil qiladi. Shu bilan birga juda ko'p oziq-ovqat mahsulotlarini ishlab chiqarish ferment katalizga asoslangan bo'lib, ularning hammasi ferment katalitik jarayonlarning naqadar muhim ahamiyatga ega ekanligidan dalolat beradi.

Xulosa o'rinda shuni aytish kerakki katalizator qo'llanilgan reaksiyalarda reaksiyaning aktivlanish energiyasi kamayadi. Katalizatorsiz reaksiyalarning aktivlanish energiyalari baland bo'ladi. Buni 4-rasmdan ham ko'rish mumkin.



4-rasm. Reaksiyalarning aktivlanish energiyasi.

III BOB. NAMUNAVIY MASALALAR VA ULARNING YECHIMLARI

III.1. Kimyoviy reaksiyalar tezligining vaqtga bog'liqligiga doir masalalar yechish.

1. Bir litr hajmli idishda biror reaksiya uchun 10 mol/l N_2 olingan bo'lib, 4 minut vaqt o'tgach N_2 dan 1 mol/l qoldi. Reaksiya tezligini (mol/l·s) toping.

Yechimi: bu masalani yechishda $v_{\pm} = \frac{1}{V} \frac{\Delta C}{\Delta t}$ formuladan foydalanamiz. Bu formulada ΔC - konsentratsiyalar farqi. Δt -esa o'tgan vaqt.

$$\Delta C = 10 - 1 = 9 \text{ mol}$$

$$\Delta t = 4 \cdot 60 = 240 \text{ sek}$$

$$v = \frac{1}{V} \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{1 \cdot 9 \text{ mol}}{1 \text{ l} \cdot 240 \text{ sek}} = 0,0375 \text{ mol/l} \cdot \text{s}.$$

2. $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ ushbu reaksiya uchun 20 mol/l N_2 olingan bo'lib, 2 minut vaqt o'tgach 8 mol/l N_2 qoldi. Reaksiya tezligini (mol/l·s) ammiakga nisbatan hisoblang.

Yechimi: Reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, 1 mol N_2 reaksiyaga kirishganda 2 mol NH_3 hosil bo'ladi.

$$20 - 8 \rightarrow 12 \text{ mol } N_2$$



$$12 \text{ mol} \rightarrow x \text{ mol}.$$

$$x = \frac{12 \cdot 2}{1} = 24 \text{ mol } NH_3$$

$$v = \frac{24}{2 \cdot 60} = \frac{24}{120} = 0,2 \text{ mol/l} \cdot \text{sek}$$

3. 2 litr hajmli idishda borayotgan reaksiya tezligi 0,2 mol/l·sek bo'lsa, 40 mol moddadan 1,5 minutdan so'ng necha moli ta'sirlashmasdan qoladi?

Yechimi: Reaksiya tezligi sekundda bo'lganligi uchun reaksiya davom etgan vaqtni sekundga aylantirib olamiz: $1,5 \cdot 60 = 90$ s.

Keyingi navbatda $v = \frac{1}{V} \frac{\Delta C}{\Delta t}$ formuladan ΔC ni topib qiymatlarni qo'yamiz.

$$\Delta C = V \cdot v \cdot \Delta t = 2 \cdot 0,2 \cdot 90 = 36 \text{ mol.}$$

$$C_1 - C_2 = \Delta C$$

$$40 - 36 = 4$$

demak 4 mol modda qoladi.

4. 3 litr sig'imli idishda 24 mol modda bo'lib, 40 sekund vaqt o'tgach 3 mol modda qolgan. Reaksiya tezligini (mol/l·min) hisoblang.

Yechimi:

$$4 \text{ sek} = 0,667 \text{ min};$$

$$v = \frac{1}{V} \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{21 \text{ mol}}{3 \text{ l} \cdot 0,667 \text{ min}} = 10,5 \text{ mol/l} \cdot \text{min}$$

5. 10 litr hajmli idishda 336 gr N_2 va 70 gr H_2 bo'lib, ular o'zaro ta'sirlashganda reaksiya tezligi 0,6 mol/l·min bo'lsa, qancha vaqtdan (sek) so'ng idishdagi azotning massasi 224 grammni tashkil etadi.

Yechimi: $336 - 224 \rightarrow 112$ gr.

Demak, $\Delta C = 112 : 28 = 4$ mol;

$v = \frac{1}{V} \frac{\Delta C}{\Delta t}$ formuladan Δt ni topamiz.

$$\Delta t = \frac{\Delta C}{V \cdot v} = \frac{4 \text{ mol}}{10 \text{ l} \cdot 0,6 \text{ mol/l} \cdot \text{s}} = 40 \text{ sek.}$$

6. $A + B \rightarrow C$ sistmada A va B moddalarning dastlabki konsentratsiyasi tegishli ravishda 0,82 mol/l dan bo'lib, 20 minut vaqt

o'tgach B modda konsentratsiyasini 0,12 mol/l ga teng bo'ldi. Ushbu reaksiya tezligini hisoblang (mol/l·min).

Yechimi: $\Delta C = 0,82 - 0,12 = 0,7$ mol/l. Konsentratsiya mol/l da berilganligi uchun $v = \frac{1}{V} \frac{\Delta C}{\Delta t}$ formuladagi $\frac{1}{V}$ qismini olmaslik ham mumkin.

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{0,7 \text{ mol/l}}{20 \text{ min}} = 0,035 \text{ mol/l} \cdot \text{min}$$

7. Hajmi 6 litr bo'lgan idishda 15 mol A modda bo'lib, reaksiya tezligi 0,2 mol/l·sek, 6 sekund vaqt o'tgach idishdagi A moddaning konsentratsiyasini toping (mol/l).

Yechimi: $C_1 = 15$ mol; $\Delta C = C_1 - C_2$; $v = \frac{1}{V} \frac{\Delta C}{\Delta t}$ formuladan ΔC ni topamiz.

$$\Delta C = v \cdot V \cdot \Delta t = 0,2 \cdot 6 \cdot 6 = 7,2 \text{ mol.}$$

bundan

$$C_1 - C_2 = 7,2$$

$$15 - C_2 = 7,2$$

$$C_2 = 7,8 \text{ mol}$$

Demak, A moddaning 6 sekundan keying konsentratsiyasi

$$C = \frac{7,8 \text{ mol}}{6 \text{ l}} = 1,3 \text{ mol/l bo'lgan.}$$

8. Reaksiyaning o'rtacha tezligi 0,02 mol/l·sek bo'lib, modda konsentratsiyasi reaksiya davomida 1,2 mol/l ga kamaygan bo'lsa, reaksiya qancha vaqt (sek) davom etgan.

Yechimi: $v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$; bundan $\Delta t = \frac{\Delta C}{v} = \frac{1,2 \text{ mol/l}}{0,02 \text{ mol/l} \cdot \text{s}} = 60 \text{ sek}$

9. 8 litr hajmli idishda 4 mol A modda necha sekundan keyin 2 mol bo'lib qoladi. $v = 0,6$ mol/l·min.

Yechimi: $\Delta C = 4 - 2 = 2 \text{ mol}$, $v = 0,6 \text{ mol/l} \cdot \text{min} : 60 = 0,01 \text{ mol/l} \cdot \text{s}$.

$$v = \frac{1 \cdot \Delta C}{V \cdot \Delta t}$$

formuladan

$$\Delta t = \frac{\Delta C}{v \cdot V} = \frac{2 \text{ mol}}{0,6 \cdot 0,01 \text{ mol/l} \cdot \text{s}} = 25 \text{ sekund}$$

10. Reaksiyaning o'rtacha tezligi $4,5 \text{ mol/l} \cdot \text{min}$. Moddaning dastlabki konsentratsiyasi (mol/l) qanday bo'lganda 3 marta kamayishi uchun 4 sekund vaqt sarflanadi.

Yechimi:

$$60 \text{ sek} \text{-----} 4,5 \text{ mol/l}$$

$$4 \text{ sek} \text{-----} x$$

$$x = 0,3 \text{ mol/l}$$

Moddaning dastlabki konsentratsiyasini $C \text{ mol/l}$ bo'lgan desak, undan $0,3 \text{ mol/l}$ sarflangandan keyin $C - 0,3$ qoladi va masala shartiga binoan $\frac{C}{C - 0,3} = 3$ bundan $C = 0,45 \text{ mol/l}$ bo'lgan.

11. Hajmi 10 litr bo'lgan idishga noma'lum miqdorda CO_2 va 4 mol H_2 solindi. 72 sekunddan keyin muvozanat qaror topdi. $K_m = 1$. Reaksiyaning o'rtacha tezligi $0,25 \text{ mol/l} \cdot \text{min}$ bo'lsa, CO_2 ning dastlabki molini toping. ($\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$)

Yechimi: vodorodning dastlabki konsentratsiyasi $\frac{4 \text{ mol}}{10 \text{ l}} = 0,4 \text{ mol/l}$ undan:

$$60 \text{ sek} \text{-----} 0,25 \text{ mol/l}$$

$$72 \text{ sek} \text{-----} x$$

$x = 0,3 \text{ mol/l}$ modda sarflangan. Demak muvozanat vaqtida $0,4 - 0,3 = 0,1 \text{ mol/l}$ H_2 va $0,3 \text{ mol/l}$ dan CO va H_2O bug'lari bo'lgan. CO_2 konsentratsiyasini esa $x \text{ mol/l}$ bilan belgilab $K_m = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}$ formulaga tegishli qiymatlarni qo'yib x ni topamiz. $1 = \frac{0,3 \cdot 0,3}{x \cdot 0,1}$ bundan $x = 0,9 \text{ mol/l}$

kelib chiqadi. Demak CO_2 ning dastlabki konsentratsiyasi $0,3 \text{ mol/l}$ sarflangandan keyin $0,9 \text{ mol/l}$ qolgan bo'lib, $0,3 + 0,9 = 1,2 \text{ mol/l}$ bo'lgan. Bizdan esa CO_2 ning dastlabki konsentratsiyasini molda so'ralganligi uchun $1,2 \text{ mol/l} \cdot 10 \text{ l} = 12 \text{ mol}$ bo'lgan.

12. 5 litr idishdagi modda 0,1 minutda 20 moldan 5 molgacha kamaygan bo'lsa, reaksiya tezligini ($\text{mol/l} \cdot \text{s}$) toping.

Yechimi: $\Delta t = 6 \text{ sek}$; $V = 5 \text{ litr}$; $\Delta C = 20 - 5 = 15 \text{ mol}$.

$$v = \frac{1 \cdot \Delta C}{V \cdot \Delta t} = \frac{15 \text{ mol}}{5 \cdot 6 \text{ sek}} = 0,5 \text{ mol/l} \cdot \text{s}$$

13. Reaksiyaning kislorod bo'yicha tezligi $0,8 \text{ mol/l} \cdot \text{min}$. Kislorodning dastlabki miqdori 128 gr bo'lib, necha sekunddan keyin idishda 16 gr kislorod qoladi. $V = 2,5 \text{ litr}$.

Yechimi: kislorodning dastlabki miqdori $128 : 32 = 4 \text{ mol}$ va qolgan miqdori $16 : 32 = 0,5 \text{ mol}$. Demak $\Delta C = 4 - 0,5 = 3,5 \text{ mol}$, $v = 0,8 \text{ mol/l} \cdot \text{min} : 60 \text{ sek/min} = 0,01333 \text{ mol/l} \cdot \text{sek}$.

$$v = \frac{1 \cdot \Delta C}{V \cdot \Delta t} \text{ ifodadan } \Delta t = \frac{\Delta C}{v \cdot V} = \frac{3,5 \text{ mol}}{2,5 \cdot 0,01333 \text{ mol/l} \cdot \text{s}} = 105 \text{ sek}$$

14. 3 mol A modda 20 sekunddan keyin 1 mol bo'lib qoldi. Agar reaksiya tezligi $1,2 \text{ mol/l} \cdot \text{min}$ bo'lsa, idish hajmi necha litr bo'lgan.

Yechimi: $\Delta C = 3 - 1 = 2 \text{ mol}$; $v = 1,2 \text{ mol/l} \cdot \text{min} : 60 \text{ sek/min} = 0,02 \text{ mol/l} \cdot \text{s}$. $\Delta t = 20 \text{ sek}$.

$v = \frac{1 \cdot \Delta C}{V \cdot \Delta t}$ formuladan V ni topamiz.

$$V = \frac{\Delta C}{v \cdot \Delta t} = \frac{2 \text{ mol}}{0,02 \cdot 1 \cdot 20 \text{ s}} = 5 \text{ litr}$$

15. $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ sistmada CO_2 konsentratsiyasi 10 sekunddan keyin $0,2 \text{ M}$ bo'ldi. Yana 30 sekunddan keyin $0,5 \text{ M}$ bo'ldi. Reaksiya tezligini ($\text{mol/l} \cdot \text{min}$) toping.

Yechimi: $\Delta t = 10 + 30 = 40$ sek:60 sek/min = 0,667 min. $\Delta C = 0,5$ mol/l.

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{0,5 \text{ mol/l}}{0,667 \text{ min}} = 0,75 \text{ mol/l} \cdot \text{min}^{-1}$$

16. $A + 3B \rightarrow 2C$ sistmada 10 sekunddan keyin B moddaning 0,6 M qismi sarflandi. Yana 15 sekunddan keyin C modda miqdori 0,5 M bo'ldi. Reaksiya tezligini (mol/l·min) B modda bo'yicha toping.

Yechimi: $\Delta t = 10 + 15 = 25$ sek:60 sek/min = 0,4167 min. C moddadan jami 0,5 mol/l hosil bo'lgan bo'lsa, B moddadan 1 mol/l sarflangan.

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{1 \text{ mol/l}}{0,4167 \text{ min}} = 2,4 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

17. $A + B \rightarrow 2C$; A va C moddalarning konsentratsiyalari mos ravishda 4M va 7M. Reaksiyaning o'rtacha tezligi A moddaga nisbatan 0,6 mol/l·min bo'lsa, 300 sekund avval shu moddalarning konsentratsiyalari (mol/l) qanday bo'lgan.

Yechimi: $\Delta t = 300$ sek:60 sek/min = 5 min.

1 min da ----- 0,6 mol/l A modda sarflangan

5 min da ----- x

$x = 3$ mol/l A modda sarflanganda keyin A moddadan 4 mol/l qolgan bo'lsa, demak dastlab A modda konsentratsiyasi $4 + 3 = 7$ mol/l bo'lgan. C moddadan esa 5 minut davomida 6 mol/l hosil bo'lgan, C moddaning 300 sek oldingi konsentratsiyasi $7 - 6 = 1$ mol/l bo'lgan.

18. $4NH_3 + 7O_2 \leftrightarrow 4NO_2 + 6H_2O$ ushbu reaksiyada NH_3 ning boshlang'ich konsentratsiyasi 0,8M. 150 sekunddan keyin 3,4 gr/l gacha kamaygan bo'lsa, reaksiya tezligini (mol/l·s) suvga nisbatan toping.

Yechimi: $3,4 \text{ gr} / 17 \text{ gr/mol} = 0,2 \text{ mol/l}$. $\Delta C = 0,8 - 0,2 = 0,6 \text{ mol/l}$. $\Delta t = 150$ sek.

$$v = \frac{0,6 \text{ mol/l}}{150 \text{ sek}} = 4 \cdot 10^{-3}$$

19. Reaksiyaning o'rtacha tezligi 3 mol/l·min. Moddaning dastlabki konsentratsiyasi 0,6 mol/l bo'lsa, 9 sekunddan keyin konsentratsiya necha marta kamayadi.

Yechimi: reaksiya tezligi bo'yicha

60 sek ----- 3 mol/l

9 sek ----- x

$x = 0,45$ mol/l.

demak, dastlabki konsentratsiya 0,6 mol/l desak undan 0,45 mol/l sarflangach 0,15 mol/l qoladi va $0,6 / 0,15 = 4$ marta kamayadi.

20. $A + 3B \rightarrow C + 2D$ sistmada A va B moddalarning dastlabki konsentratsiyalari 5 va 9 mol/l dan bo'lib, 20 sekunddan keyin ularning konsentratsiyalari tenglashgan bo'lsa, D moddaning hosil bo'lish tezligini (mol/l·s) toping.

Yechimi: 20 sekund davomida A moddadan x mol sarflangan bo'lsa, B moddadan 3x mol sarflanadi. Unda D moddadan 2x mol/l hosil bo'ladi.

$$5 - x = 9 - 3x$$

$$x = 2 \text{ mol/l}$$

Demak, 20 sekund ichida $2 \cdot 2 = 4$ mol/l D modda hosil bo'lgan.

$$v = \frac{4 \text{ mol/l}}{20 \text{ sek}} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Mustaqil ishlash uchun misollar.

1. Biror reaksiya uchun 8 mol O_2 olingan bo'lib, 1 minut vaqt o'tgach 2 mol O_2 ortib qoldi. Reaksiya tezligini toping.

Javobi: 0,1 mol/l·sek

2. $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$ ushbu reaksiya uchun 12 mol SO_2 olingan bo'lib, 5 minut o'tgach 2 mol SO_2 ortib qoldi. Reaksiya tezligini (mol/l·s) O_2 ga nisbatan toping.

Javob: $1,67 \cdot 10^{-2}$ mol/l·sek

3. Reaksiya tezligi 0,04 mol/l·sek bo'lsa, 40 mol moddadan 0,25 soatdan so'ng necha mol modda qoladi.

Javob: 4 mol

4. 5 litr sig'imli idishda 30 mol modda bo'lib, 1,5 minut vaqt o'tgach 5 mol modda qoldi. Reaksiya tezligini hisoblang.

Javobi: 0,056 mol/l·sek

5. Hajmi 9 litr bo'lgan idishda 18 mol modda bo'lib, reaksiya tezligi 0,03 mol/l·sek bo'lsa, 0,75 minut vaqt o'tgach idishdagi moddaning konsentratsiyasini toping (mol/l).

Javobi: 0,65 mol/l

6. Hajmi 15 litr bo'lgan idishda 25 mol modda bo'lib, reaksiya tezligi 0,025 mol/l·min bo'lsa, 30 minut vaqt o'tgach idishda qolgan moddaning konsentratsiyasini toping (mol).

Javobi: 13,75 mol

7. Reaksiyaning o'rtacha tezligi 0,4 mol/l·min bo'lib, modda konsentratsiyasi 2,4 mol/l ga kamaygan bo'lsa, reaksiya qancha vaqt (minut) davom etgan.

Javobi: 6 minut

8. Noma'lum hajmli idishga 6 mol CO_2 va 3 mol H_2 solindi va 20 sekunddan keyin $(CO_{2(g)} + H_{2(g)} = CO_{(g)} + H_2O_{(g)})$ reaksiya bo'yicha muvozanat qaror topdi ($K_M=1$). Reaksiyaning o'rtacha tezligi 1,2 mol/l·min bo'lsa, idish hajmini (l) aniqlang.

Javob: 5 litr

9. $A + 2B \rightarrow 3C$ sistmada 20 sekunddan keyin B moddaning 0,4 M qismi sarflandi. Yana 5 sekunddan keyin C modda miqdori 0,9 M bo'ldi. B modda bo'yicha reaksiya tezligini (mol/l·s) toping.

Javob: 0,024

10. Reaksiya tezligi 0,03 mol/l·s ga teng bo'lgan reaksiyada 10 sekund davomida modda konsentratsiyasi 4 marta kamaysa, reaksiya uchun olingan modda miqdorini (mol) aniqlang. $V=1$ litr.

Javob: 0,4 litr

11. Hajmi 10 l bo'lgan idishga 12 mol CO_2 va 4 mol H_2 solindi. $(CO_{2(g)} + H_{2(g)} = CO_{(g)} + H_2O_{(g)})$ reaksiya bo'yicha. Reaksiyaning o'rtacha tezligi 0,25 mol/l·min bo'lsa, necha sekunddan keyin muvozanat ($K_M=1$) qaror topadi?

Javob: 72 sek

12. 5 litr idishda 3,8 mol A va 6,8 mol B modda aralashtirildi. 80 sekunddan keyin 1,2 mol C modda hosil bo'lsa, reaksiya tezligini toping. ($A+B \rightarrow C$)

Javob: $3 \cdot 10^{-3}$ mol/l·s

13. O'rtacha tezligi 2,5 mol/l·min bo'lgan reaksiya ($X_g \rightarrow Y_g$) uchun 5 mol X modda olindi. Agar 24 sekunddan keyin $12,04 \cdot 10^{23}$ dona X sarflanmay qoldi. Reaktoring hajmini toping.

Javob: 3

14. Reaksiya boshlanmasidan oldin moddaning konsentratsiyasi 1,6 mol/litr bo'lib, 5 minutdan keyin 0,2 mol/litr bo'lib qoldi. Reaksiya tezligini (mol/l·s) aniqlang.

Javob: $4,67 \cdot 10^{-3}$

15. 4. Hajmi 4 litr bo'lgan idishda 4 mol A modda miqdori qancha vaqt (min) dan keyin 2 mol bo'lib qolishini aniqlang. Reaksiya tezligi 0,05 mol/l·s.

Javob: 0,167.

16. Hajmi 10 litr bo'lgan idishda turgan A modda miqdori 30 sekunddan keyin 2 mol bo'lib qoldi. Reaksiya tezligi 0,6 mol/l·min bo'lsa, A moddaning boshlang'ich miqdorini (mol) toping?

Javob: 5

17. Reaksiya boshlangandan keyin 90 sekund o'tgach kislorod konsentratsiyasi 0,2 mol/l ni, yana 4,5 min o'tgandan keyin esa 19,2 gr/l ni tashkil qildi. Reaksiyaning o'rtacha tezligini (mol·l⁻¹·min⁻¹) hisoblang.

Javob: 0,1

18. Hajmi 10 litr bo'lgan idishda 6 g vodorod va 142 g xlor o'zaro reaksiyaga kirishdi. Reaksiya tezligi 0,5 mol/(l·min) ga teng bo'lsa, qancha vaqtdan (min) so'ng idishdagi xlorning miqdori 35,5 g ni tashkil etdi?

Javob: 0,3

19. $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$; sistmada A moddaning sarflanish tezligi 0,03 mol/l·s. 30 sekunddan keyin AB moddaning konsentrtasiyasi 2 mol/l ga yetsa, uning boshlang'ich konsentratsiyasini toping.

Javob: 0,2 mol/l

20. Hajmi 10 litr bo'lgan idishga 6 gr H₂ va 142 gr Cl₂ lar o'zaro reaksiyaga kirishdi. Reaksiya tezligi 0,5 mol/l·min bo'lsa, necha minutdan so'ng idishda 35,5 gr xlor qoladi.

Javob: 0,3.

III.2. Kimyoviy reaksiya tezligining konsentratsiyaga bog'liqligiga doir masalalar yechish.

1. $A + B \rightarrow AB$ sistmada A modda konsentratsiyasi 2 marta, B modda konsentratsiyasi 6 marta oshirildi, reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Yechimi: $v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$ formuladan $v = k \cdot 2 \cdot 6 = 12$ reaksiya tezligi 12 marta ortadi.

2. $A + B \rightarrow A_2B$ sistmada A modda konsentratsiyasi 3 marta, B modda konsentratsiyasi 4 marta oshirildi, reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Yechimi: $2A + B \rightarrow A_2B$

$$v = 3^2 \cdot 4 = 9 \cdot 4 = 36$$

reaksiya tezligi 36 marta ortadi.

3. $NO + O_2 \rightarrow NO_2$ ushbu sistmada NO ning konsentratsiyasi 0,03 mol/l dan 0,12 mol/l ga, O₂ ning konsentratsiyasi 0,5 mol/l dan 2 mol/l gacha orttirildi, reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Yechimi: $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$

NO konsentratsiyasi $0,12 : 0,03 = 4$ marta

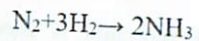
O₂ konsentratsiyasi $2 : 0,5 = 4$ marta oshgan

$$V = k \cdot [NO]^2 \cdot [O_2] = 4^2 \cdot 4 = 64,$$

reaksiya tezligi 64 marta ortadi.

4. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ ushbu reaksiya borayotgan reaktor hajmi 3 marta kamaytirildi, reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Yechimi: Sistmaning hajmi 3 marta kamaytirilishi sistmada bosimning 3 marta oshishiga va reaksiyaga kirishayotgan har ikki moddalar konsentratsiyalarining 3 marta oshishiga olib keladi. Reaksiya tenglamasi



$$V = k \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3 = 3 \cdot 3^3 = 81$$

reaksiya tezligi 81 marta ortadi.

5. $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ ushbu reaksiya borayotgan idishning bosimi 2 marta kamaytirilsa, reaksiya tezligi necha marta va qanday o'zgaradi?

Yechimi: Idishning bosimi kamayishi hajmning ortishi hisobiga yuzaga keladi. Hajmning 2 marta ortishi gazlarning konsentratsiyalarini 2 marta kamaytiradi.

$$V = k[H_2] \cdot [Cl_2] = 2 \cdot 2 = 4$$

Reaksiya tezligi 4 marta kamayadi.

6. $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$ ushbu reaksiya borayotgan idishning hajmi 4 marta orttirilsa, reaksiya tezligi necha marta va qanday o'zgaradi?

Yechimi: $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$, ushbu reaksiyada Fe qattiq modda bo'lganligi uchun bosimning yoki hajmning o'zgarishi uning konsentratsiyasiga bog'liq bo'lmaydi. Bu reaksiya uchun massalar ta'siri qonuni formulasi: $V = k[Cl_2]^3$ bo'ladi.

$$V = k[Cl_2]^3 = 4^3 = 64$$

Reaksiya tezligi 64 marta kamayadi.

7. Quyidagi jadval asosida $2X_2 + 3Y_2 \leftrightarrow 2X_2Y_3$ reaksiya tezligini (mol/l·s) toping.

№	C(X ₂) mol/l	C(Y ₂) mol/l	v (mol/l·s)
1	0.5	0.2	$8 \cdot 10^{-3}$
2	0.2	0.1	v=?

Yechimi: massalar ta'siri qonunidan foydalangan holda jadvaldagi birinchi holatdan reaksiyaning tezlik konstantasi topiladi.

$$v = k \cdot [X_2]^2 \cdot [Y_2]^3$$

$$8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l·s} = k \cdot 0.5^2 \cdot 0.2^3$$

$$k = 4$$

tezlik konstantasi qiymatini jadvalning ikkinchi qismiga qo'yib, reaksiya tezligini topamiz.

$$v = k \cdot [X_2]^2 \cdot [Y_2]^3 = 4 \cdot 0.2^2 \cdot 0.1^3 = 1.6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l·s}$$

8. $2A_2 + B_2 \rightarrow 2A_2B$ sistmada A modda konsentratsiyasi 4 marta kamaytirilganda reaksiya tezligi o'zgarishini uchun B modda konsentratsiyasini necha marta oshirish kerak.

Yechimi: A modda konsentratsiyasi 4 marta kamayganda reaksiya tezligi $4^2 = 16$ marta kamayadi. Reaksiya tezligi o'zgarishini uchun B modda konsentratsiyasini 16 marta oshirish kerak.

9. $A + 2B \rightarrow 3C$ reaksiyada A va B ning miqdori 1:2 mol nisbatda olingan. 4 sekunddan keyin barcha moddalarning umumiy miqdori 1,2 molga teng bo'ldi. A modda bo'yicha $v = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l·s}$. (V=1 litr). A moddaning boshlang'ich konsentratsiyasini toping.

Yechimi: A moddaning dastlabki konsentratsiyasi X mol/l va B moddaning dastlabki konsentratsiyasini 2X mol/l deb olamiz. Reaksiya tezligi bo'yicha

$$1 \text{ sek} \text{-----} 0,05 \text{ mol/l}$$

$$4 \text{ sek} \text{-----} x$$

$x = 0,2 \text{ mol/l}$ A modda sarflangan. Unda B moddadan 0,4 mol sarflanib, C moddadan 0,6 mol/l hosil bo'lgan. A moddaning dastlabki konsentratsiyasini quyidagi tenglik orqali topamiz.

$$(x-0,2)+(2x-0,4)+0,6=1,2$$

$$x=0,4 \text{ mol/l}$$

10. $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ ushbu reaksiya bo'yicha 10 litr idishga boshlang'ich moddalardan 3 va 4 moldan solindi. $k=0,2$ bo'lsa, reaksiya tezligini toping.

Yechimi: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$;

$$[\text{CO}] = \frac{3 \text{ mol}}{10 \text{ l}} = 0,3 \text{ mol/l}, [\text{O}_2] = \frac{4 \text{ mol}}{10 \text{ l}} = 0,4 \text{ mol/l}$$

$$v = k \cdot [\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 0,2 \cdot 0,3^2 \cdot 0,4 = 7,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l} \cdot \text{t}$$

11. $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$; A va B ning dastlabki konsentratsiyalari 3M va 4M dan bo'lib, boshlang'ich tezlik 12 mol/l·min bo'lsa, A moddaning 1/3 qismi sarflangandan keying reaksiya tezligini toping.

Yechimi: dastlab $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$ dan foydalanib k ni topamiz.

$$v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$$

$$12 \text{ mol/l} \cdot \text{min} = k \cdot 3 \cdot 4^2$$

$$k = 0,25 \frac{\text{l}^2}{\text{min} \cdot \text{mol}^2}$$

A moddaning 1/3 qismi ya'ni 1 mol/l sarflanganda B moddadan 2 mol/l sarflanib, A va B moddalarning shu paytdagi konsentratsiyalari 2 va 2 mol/l dan bo'lgan.

$$v = k \cdot 2 \cdot 2^2 = 2 \text{ mol/l} \cdot \text{min.}$$

12. $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ sistmada A va B moddalarning dastlabki konsentratsiyalari mos ravishda 2 va 3 mol/l dan. Reaksiya tezligi 0,06 mol/l·s bo'lsa, tezlik konstantasini toping.

Yechimi: $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$ ushbu formuladan k ni topamiz.

$$k = \frac{v}{\text{A} \cdot \text{B}} = \frac{0,06 \frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{sek}}}{2 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 3 \frac{\text{mol}}{\text{l}}} = 0,01 \frac{\text{l}}{\text{mol} \cdot \text{sek}}$$

13. $\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{CO}_2$ Sistmada $[\text{CO}] = 0,2$; $[\text{O}_2] = 0,1$ bo'lib, O_2 konsentratsiyasi 0,4 M bo'lganda reaksiya tezligi 36 marta ortgan bo'lsa, shu paytdagi CO konsentratsiyasini toping.

Yechimi: $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$; CO ning konsentratsiyasini x marta oshgan desak, kislorod 4 marta oshgan. Demak

$$x^2 \cdot 4 = 36$$

$$x^2 = 9$$

$$x = 3$$

demak CO konsentratsiyasi 3 marta ortib $3 \cdot 0,2 = 0,6 \text{ mol/l}$ bo'lgan.

14. Ammiak olish reaksiyasi avvalida vodorod va azotning konsentratsiyasi mos ravishda 1,0 va 0,6 mol/l. Reaksiya avvalida tezlik 4,8 mol/l·sekund bo'lsa, vodorodning 60% miqdori reaksiyaga kirishgan paytdagi tezlikni (mol/l·min) toping.

Yechimi: $4,8 = k \cdot 0,6 \cdot 1^3$ $k = 8$. Vodorodning 60% miqdori 0,6 mol/l bo'lib, u 0,2 mol/l azotni sarflaydi. Unda vodorod konsentratsiyasi 1-

$0,6=0,4 \text{ mol/l}$, azot konsentratsiyasi $0,6-0,2=0,4 \text{ mol/l}$ bo'ladi.
 $v=8 \cdot 0,4 \cdot 0,4^3=0,2048 \text{ mol/l} \cdot \text{s} \cdot 60 \text{ sek/min}=12,288 \text{ mol/l} \cdot \text{min}$.

15. Reaksiya tenglamasi $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ bilan ifodalangan. Yopiq idishda $0,8 \text{ mol/l}$ N_2 va $1,0 \text{ mol/l}$ H_2 aralashtirildi. 25 % azot ta'sirlashgandan so'ng reaksiya tezligi necha marta o'zgarishini aniqlang.

Yechimi: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$; azotning $0,2 \text{ mol/l}$ i sarflanib $0,6 \text{ mol/l}$ qolgan. Vodorodning esa $0,6 \text{ mol/l}$ i sarflanib $0,4 \text{ mol/l}$ qolgan. Azot konsentratsiyasi $0,8/0,6=1,3333$ marta, vodorod konsentratsiyasi esa $1/0,4=2,5$ marta kamayagan. $v=1,333 \cdot 2,5^3=20,8$ marta kamayadi.

16. Vodorod xlorid olish reaksiyasi avvalida vodorod va xlorning konsentratsiyasi mos ravishda $0,4$ va $0,6 \text{ mol/l}$. Reaksiya avvalida tezlik $0,6 \text{ mol/l} \cdot \text{min}$ bo'lsa, vodorodning yarmi reaksiyaga kirishgan paytdagi tezlikni toping.

Yechimi:

$$v=k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2] \text{ dan}$$

$$k = \frac{v}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{0,6 \text{ mol/l} \cdot \text{min}}{0,4 \text{ mol/l} \cdot 0,6 \text{ mol/l}} = 2,5$$

vodorodning yarmi ya'ni $0,2 \text{ mol/l}$ miqdori xlorning ham $0,2 \text{ mol/l}$ miqdori bilan ta'sirlashadi. Vodorod va xlorning ayni konsentratsiyalari $0,2$ va $0,4 \text{ mol/l}$ dan bo'ladi.

$$v=k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2] = 2,5 \cdot 0,2 \cdot 0,4 = 0,2 \text{ mol/l} \cdot \text{min}$$

17. Quyidagi jadval asosida $n\text{A} + \text{B} = \text{C}$ tenglamadagi n ni toping.

No	$C_A \text{ mol/l}$	$C_B \text{ mol/l}$	$v = \text{mol/l} \cdot \text{s}$
1	0,4	1	0,24
2	0,8	3	5,76

Yechimi: A modda konsentratsiyasi $0,8/0,4=2$ marta, B modda konsentratsiyasi $3/1=3$ marta ortganda, reaksiya tezligi $5,76/0,24=24$ marta ortgan.

Demak,

$$2^n \cdot 3 = 24$$

$$2^n = 8$$

$$n = \frac{\log 8}{\log 2} = 3$$

18. $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ ushbu sistmada bosim 2 marta oshirilsa, reaksiya tezligi necha marta ortadi.

Yechimi: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ bu sistma uchun massalar ta'siri qonuni quyidagi ko'rinishda bo'ladi.

$$v = k \cdot [\text{Cl}_2]^3$$

Fe qattiq modda bo'lganligi uchun konsentratsiyasi o'zgarmaydi. Reaksiya tezligi esa

$$v = k \cdot [\text{Cl}_2]^3 = 2^3 = 8 \text{ marta ortadi.}$$

19. $\text{A(g)} + 2\text{B(g)} \rightarrow \text{C(g)}$ reaksiya tenglamasi bo'yicha tezlik $0,4 \text{ mol/(l} \cdot \text{sek)}$ sistmaning bosimi 2 marta oshirilib, B moddaning konsentratsiyasi 2 marta kamaytirilgandan keying reaksiya tezligini ($\text{mol/(l} \cdot \text{sek)}$) aniqlang.

Yechimi: sistmaning bosimi ikki marta oshirilganda reaksiya tezligi $2 \cdot 2^2 = 8$ marta tezlashadi. B modda konsentratsiyasi 2 marta kamayganda reaksiya tezligi $2^2 = 4$ marta kamayadi. Demak,

$$v = \frac{0,4 \cdot 8}{4} = 0,8 \text{ mol/l} \cdot \text{sek}$$

20. $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$ reaksiyada sistma hajmi 2 marta kamaytirildi va bir vaqtning o'zida har bir moddaning miqdori 3 marta oshirildi. To'g'ri reaksiyaning tezligi qaytar reaksiyaga nisbatan necha marta ortadi?

Yechimi: $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$; o'zgarishlardan keyin sistmadagi har bir moddaning konsentrtasiyasi 6 martadan ortgan. To'g'ri reaksiya tezligi $6 \cdot 6 = 36$ marta ortgan. Teskari reaksiya tezligi esa 6 marta ortgan. Demak, $36/6 = 6$ marta ortadi.

Mustaqil ishlash uchun savollar.

1. $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}_3$ ushbu sistmada A va B moddalarning konsentratsiyalari tegishli ravishda 2 va 4 marta oshirilgan reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Javob: 256

2. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$, ushbu sistmada H_2S konsentratsiyasi 0,4 mol/l dan 2 mol/l ga, O_2 ning konsentratsiyasi 0,2 mol/l dan 1,2 mol/l gacha oshirilgan. Reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Javob: 5400.

3. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ ushbu reaksiya borayotgan reaktorning hajmi a) 2 marta kamaytirilganda; b) 3 marta oshirilganda reaksiya tezligi qanday o'zgaradi?

Javob: a) 8 marta ortadi; b) 18 marta kamayadi.

4. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ ushbu reaksiya borayotgan idishning bosimi a) 3 marta oshirilganda; b) 4 marta kamaytirilganda reaksiya tezliklari qanday o'zgaradi?

Javob: a) 81 marta ortadi; b) 256 marta kamayadi.

5. Agar N_2 konsentratsiyasi 3 marta oshirilsa quyidagi reaksiya tezligi qanday o'zgaradi? $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$.

Javob: 3 marta ortadi

6. $\text{A}(\text{g}) + x\text{B}(\text{g}) \rightarrow 2\text{C}(\text{g})$ reaksiyadagi A va B larning konsentratsiyalari 2 marta oshirilganda to'g'ri reaksiya tezligi 16 marta tezlashishi ma'lum bo'lsa, x ni toping.

Javob: 3

7. $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \leftrightarrow \text{C}(\text{g}) + \text{D}(\text{g})$ muvozanatda turgan sistmada moddarning konsentratsiyalari mos ravishda 9,1,6,6 mol/l. Sistmaga B moddadan 8 mol/l qo'shilganda sistmada hosil bo'ladigan yangi muvozanat holatidagi D moddaning konsentratsiyasini (mol/l) aniqlang.

Javob: 10

8. $\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ reaksiyada kislorodning 25% sarflanganda kimyoviy muvozanat qaror topdi. HCl va O_2 larning dastlabki konsentratsiyasi mos ravishda 0,9 va 0,4 mol/l bo'lsa, barcha moddalarning muvozanat konsentratsiyalari (mol/l) yig'indisini hisoblang.

Javob: 1,2

9. $\text{X} \leftrightarrow 2\text{Y}$ reaksiyada X va Y gazlarning muvozanat konsentratsiyalari yig'indisi 6M ga teng. $K_M = 8$ bo'lsa, X ning muvozanat konsentratsiyasini (mol/l) aniqlang.

Javob: 2 mol/l

10. He ga nisbatan zichligi 7.75 bo'lgan NO va O₂ dan iborat 6 mol aralashma 10 l idishda reaksiyaga kirishdi. O₂ ning 1/3 qismi reaksiyaga kirishganda muvozanat qaror topsa, K_M ni toping.

Javob: K_M= 20

11. NH₃ni oksidlash reaksiyasida (Pt katalizator) uning konsentratsiyasi 5 marta oshirilsa, O₂ konsentratsiyasi 5 marta kamaytirilsa to'g'ri reaksiya tezligi qanday o'zgaradi?

Javob: 5 marta kamayadi

12. A(g)+2B(g)↔C(g); A va B ning dastlabki konsentratsiyasi 3M va 4M bo'lsa, boshlang'ich tezlik 12 mol/l·min. A moddaning 1/3 qismi sarflangandan keying tezlikni toping (mol/l·min).

Javob: 2 mol/l·min.

13. CH₂+2O₂→CO₂+2H₂O reaksiya tenglamasi bo'yicha O₂ hajmiga teng hajmda x N₂+O₂ aralashmasi ishlatilsa, reaksiya tezligi 64 marta sekinlashadi x ni qiymatini toping.

Javob: 7

14. A(g)+2B(g)↔C reaksiya tenglamasi bo'yicha moddalarning boshlang'ich konsentratsiyalari A=0.2, B=0.2, C=0.1 (mol/l). Reaksiyani o'rtacha tezligi 0.02 mol(l·min) bo'lsa, 2 minutdan keyingi moddalarning konsentratsiyalarini hisoblang (mol/l).

Javob: 0,42

15. X→Y+Z reaksiya tenglamasi bo'yicha muvozanat xolatidagi x moddaning konsentratsiyasi 2 mol/l bo'lsa, uning dastlabki konsentratsiyasini (mol/l) toping. (K_m=0,5).

Javob: 3

16. X(g)+nY(g)↔XY₂(g) reaksiyada X va Y ning dastlabki konsentratsiyalari 0.2M va 0.1M bo'lib, boshlang'ich tezlik 2·10⁻²M/s. Reaksiyani tezlik konstantasi qiymatini hisoblang.

Javob: 10

17. A va B moddalar orasidagi reaksiya 2A+B→C bilan ifodalanadi. A va B moddalarning boshlang'ich konsentratsiyalari mos ravishda 2.4 va 4.8 mol/l ni tashkil etadi. Boshlang'ich vaqtdagi tezligi esa 5.184 mol/l (l·min) ga teng bo'lsa, A moddaning konsentratsiyasi 1.2 mol/l ga kamaytirilgan vaqtdagi tezligini hisoblang (mol/l(l·min)).

Javob: 1,134

18. Ushbu reaksiyada O₂ o'rniga havo ishlatilsa reaksiya tezligi qanday o'zgaradi?

Javob: 125

19. A(g)+B(g)↔2C(g) sistmada boshlang'ich moddalardan 3M dan olingan. Ushbu sistmada kimyoviy muvozanat (K_m=4) qaror topgandan so'ng B va C moddalarning konsentratsiyalarini aniqlang (mol/l).

Javob: 1,5:3

20. Vodorod va yod bug'lari orasidagi reaksiyaning biror haroratdagi tezlik konstantasi $0,16 = \frac{1}{\text{mol} \cdot \text{min}}$ bo'lsin. Agar tasirlashuvchi moddalarning dastlabki konsentratsiyalari H₂=0.04mol/l, I₂=0.05mol/l bo'lsa, reaksiyaning dastlabki tezligini toping.

Javob: 3,2·10⁻⁴ mol/l·min.

III.3. Kimyoviy reaksiyalar tezligining haroratga bog'liqligi.

1. Biror reaksiyaning temperatura koefitsiyenti $\gamma=2$ bo'lsa, reaksiya harorati 10°C dan 50°C ga oshganda reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Yechimi: Vant-Goff qoidasiga binoan $\gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$ ifodadan foydalanib yechiladi.

1-usul. $\gamma = 2,$ $\gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = 2^{\frac{50-10}{10}} = 2^{\frac{40}{10}} = 2^4 = 16$
 $t_2 = 50^{\circ}\text{C}$
 $t_1 = 10^{\circ}\text{C}$

2-usul. Vant-Goff qoidasiga binoan harorat har 10°C oshganda reaksiya tezligi 2 martadan oshaveradi.

10°C dan - 20°C gacha 2 marta,

20°C dan - 30°C gacha 4 marta,

30°C dan - 40°C gacha 8 marta,

40°C dan - 50°C gacha 16 marta ortadi.

Demak reaksiya tezligi 16 marta oshadi.

2. Reaksiya tezligi $8 \text{ mol/l}\cdot\text{min}$, $\gamma=2$. Harorat 40°C ga tushirilganda reaksiya tezligini toping.

Yechimi: $t_2-t_1=40^{\circ}\text{C}$

$$\gamma^{\frac{40}{10}} = \gamma^4 = 2^4 = 16$$

Demak, reaksiya tezligi 16 marta sekinlashadi.

Reaksiya tezligi $8:16=0,5 \text{ mol/l}\cdot\text{min}$.

3. Biror reaksiya harorati 60°C dan 30°C gacha kamaytirilsa, $\gamma = 4$ bo'lgan reaksiya tezligi necha marta kamayadi?

Yechimi: $\gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = 4^{\frac{60-30}{10}} = 4^{\frac{30}{10}} = 4^3 = 64$

4. Biror reaksiya harorati 20°C dan 55°C ga oshirilganda $\gamma=3$ bo'lgan reaksiya tezligi necha marta ortadi.

Yechimi: $3^{\frac{55-20}{10}} = 3^{\frac{35}{10}} = 3^{3,5} = 46,8$ marta ortadi. 3 ning 3,5-darajasini topish uchun 3,5 daraja 3 ning logarifmiga ko'paytiriladi.

$$3,5 \cdot \lg(3) = 3,5 \cdot 0,477 = 1,67$$

1,67 sonining butun soni 1 ni 10^1 deb, 0,67 ning teskari logarifmi topiladi.

$$4,68 \cdot 10^1 = 46,8$$

5. Biror reaksiya 10°C da 3 soatda tugaydi. 35°C da qancha vaqtda tugaydi, $\gamma=3$.

Yechimi: $3^{\frac{35-10}{10}} = 3^{2,5} = 15,6$ marta tezlashadi.

Demak, $\frac{3\text{soat}}{15,6} = 0,1923 \cdot 60 = 11,54$ minut davom etadi.

6. $\gamma=4$ bo'lgan reaksiya tezligini 1024 marta oshirish uchun reaksiya haroratini necha $^{\circ}\text{C}$ gradusga oshirish kerak?

Yechimi: $\frac{t_2-t_1}{10} = x$; demak, $4^x=1024$ bo'lishi kerak. Bu tenglikdan x-darajani quyidagicha topish mumkin.

$$\lg 4^x = \lg 1024$$

$$0,6x = 3$$

$$x = 3:0,6$$

$$x = 5$$

bundan, $t_2-t_1=50^{\circ}\text{C}$. Reaksiya haroratini 50°C ga oshirish kerak.

7. Reaksiya harorati 10°C dan 40°C ga oshirilganda reaksiya tezligi 64 marta tezlashgan bo'lsa, reaksiya tezligining temperatura koefitsiyentini toping.

Yechimi:

$$\gamma^{\frac{40-10}{10}} = \gamma^3 = 64$$

$$\gamma^3 = \lg 64$$

$$\gamma^3 = 1,806$$

$$\gamma = 1,806:3 = 0,602$$

$\gamma = 0,602$ bo'lsa $0,602$ ning jadvaldan 4 ekanligi topiladi.

8. $A+B \rightarrow A_2B$ reaksiyaning harorati 20°C dan 50°C ga oshirilib, ($\gamma=2$) reaktor hajmi 2 marta oshirilsa, shu reaksiya tezligi qanday o'zgaradi?

Yechimi: 1) Reaksiyaning harorati 20°C dan 50°C ga oshirilganda reaksiya tezligi necha marta ortishini hisoblab topamiz.

$$2^{\frac{50-20}{10}} = 2^3 = 8 \text{ marta ortadi.}$$

2) Reaktor hajmi 2 marta oshirilsa A va B moddalar konsentratsiyasi 2 martadan kamayadi. Reaksiya tezligi necha marta kamayishini topamiz.

$$V = k[A]^2 \cdot [B] = 2^2 \cdot 2 = 8 \text{ marta kamayadi.}$$

Demak, 1-holatda reaksiya tezligi 8 marta ortgan;

2-holatda reaksiya tezligi 8 marta kamaygan.

$$8 : 8 = 1$$

Demak, reaksiya tezligi o'zgarmaydi.

9. 30°C da 40 sekunddan keyin $0,6 \text{ mol/l}$ modda konsentratsiyasi 2 marta kamaysa, shu reaksiyaning 60°C dagi tezligini ($\text{mol/l}\cdot\text{min}$) aniqlang. ($\gamma=2$)

Yechimi: 40 sekundda $0,6/2=0,3 \text{ mol/l}$ modda reaksiyaga kirishgan bo'lsa, 30°C da reaksiya tezligi

$$v = \frac{0,3 \text{ mol/l}}{40 \text{ sek}} = 0,0075 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}}$$

bo'lgan. 60°C da esa

$$\gamma^{\frac{60-30}{10}} = 2^{\frac{60-30}{10}} = 2^3 = 8$$

marta ortgan va $0,0075 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}} \cdot 8 = 0,06 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}} \cdot 60 \frac{\text{sek}}{\text{min}} = 3,6 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{min}}$

10. 70°C dagi tezligi $1,2 \text{ mol/l}\cdot\text{min}$ bo'lgan reaksiyani 40°C da 40 sekunddan keyin $0,6 \text{ mol/l}$ modda konsentratsiyasi 1,2 marta kamaysa, reaksiyaning temperasura koeffitsiyatini (γ) aniqlang.

Yechimi: 70°C dagi reaksiya tezligi

$$1,2 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{min}} : 60 \frac{\text{sek}}{\text{min}} = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}}$$

40°C da 40 sekundda $0,6 \text{ mol/l} : 1,2 = 0,5 \text{ mol/l}$ qolgan bo'lsa, $0,1 \text{ mol/l}$ modda reaksiyaga kirishgan. Demak 40°C dagi reaksiya tezligi

$$v = \frac{0,1 \text{ mol/l}}{40 \text{ sek}} = 0,0025 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}}$$

Harorat $70-40=30^\circ\text{C}$ ga kamayganda reaksiya tezligi $0,02:0,0025=8$ marta kamaygan bo'lsa, ushbu ifoda o'rinli bo'ladi.

$$\gamma^3 = 8$$

$$\gamma = \frac{\ln 8}{3} = 0,693$$

$0,693$ ning teskari natural logarifmi topilsa, $\gamma=2$ bo'ladi.

11. 5 l idishda $A_{(g)}+B_{(g)}=C_{(g)}+D_{(g)}$ reaksiya 20°C da 4 mol D modda hosil bo'lishi uchun 40 sekund vaqt sarflandi. 5°C da esa 4 mol C modda 5 sekundda hosil bo'lsa, shu reaksiyaning 10°C dagi tezligini toping ($\text{mol/l}\cdot\text{min}$).

Yechimi: 20°C dagi va 50°C dagi reaksiya tezliklari topiladi.

$$20^\circ\text{C} \text{ da } v = \frac{4 \text{ mol}}{5 \cdot 40 \text{ sek}} = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}}$$

$$50^\circ\text{C} \text{ da } v = \frac{4 \text{ mol}}{5 \cdot 5 \text{ sek}} = 0,16 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}}$$

Harorat 30°C ga ortganda reaksiya tezligi $0.16:0.02=8$ marta ortgan. Bundan γ ni topamiz.

$$\gamma^3=8$$

$$\gamma=2$$

Harorat koefitsentai 2 ekanligini bilgan holda harorat 20°C dan 10°C ga tushganda reaksiya tezligi 2 marta kamayib

$$0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}} : 2 = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}}$$

yoki

$$0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{sek}} \cdot 60 \frac{\text{sek}}{\text{min}} = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{min}} \text{ bo'lgan.}$$

12. Temperatura koefitsentlari 3 va 9 bo'lgan ikkita reaksiyaning boshlang'ich temperaturalari tegishli ravishda 40°C va 50°C ga teng. Qanday temperaturada ($^{\circ}\text{C}$) ularning tezliklari tenglashadi?

$$\text{Yechimi: } \frac{t_2 - 50^{\circ}\text{C}}{10} = x \text{ bo'lsa, } \frac{t_2 - 40^{\circ}\text{C}}{10} = x + 1$$

$$3^{x+1} = 9^x$$

$$3^x \cdot 3 = 3^x \cdot 3^x$$

$$x = 1$$

$$\frac{t_2 - 50^{\circ}\text{C}}{10} = 1$$

$$t_2 = 60^{\circ}\text{C}$$

13. 40°C da birinchi reaksiya tezligi ikkinchi reaksiya tezligidan 3 marta kichik. Birinchi reaksiya uchun $\gamma=2$, ikkinchi reaksiya uchun $\gamma=3$ bo'lsa, qanday haroratda ularning tezliklari tenglashadi.

Yechimi: harorat ortganda ikki reaksiya tezligi hech qachon tenglashmaydi reaksiyalarning tezliklari tenglashishi uchun harorat kamayishi kerak.

$$\frac{40^{\circ}\text{C} - t_2}{10} = x; 2^x \text{ va } 3^x$$

ifodalar mos ravishda 1- va 2-reaksiyalar tezliklarining kamayishi.

$$\frac{1}{2^x} = \frac{3}{3^x}$$

$$3^x = 2^x \cdot 3$$

$$1,5^x \cdot 2^x = 2^x \cdot 3$$

$$1,5^x = 3$$

$$x=2,71$$

$$\frac{40^{\circ}\text{C} - t_2}{10} = 2,71$$

$$40^{\circ}\text{C} - t_2 = 27,1$$

$$t_2 = 12,9^{\circ}\text{C}$$

14. Temperatura koefitsiyenti 2 ga teng bo'lgan reaksiya 37°C da 150 sekundda tugaydi, shu reaksiya 47°C da qancha vaqtda tugashini hisoblab toping.

Yechimi: reaksiya

$$\gamma^{\frac{47-37}{10}} = 2^1 = 2 \text{ marta tezlashadi.}$$

Demak, reaksiya $150:2=75$ sekund davom etadi.

15. Temperatura koefitsiyenti 3 ga teng bo'lgan reaksiya 293 K da 3 soatda tugallanadi. Reaksiyani 20 minutda tugallanishi uchun temperaturani qancha kelvinga ko'tarish kerak?

Yechimi: 3 soat \cdot 60 minut/soat $=$ 180 min. 180 minut davom etgan reaksiya 20 minutda tugasa demak reaksiya $180:20=9$ marta tezlashish kerak.

Unda

$$3^x=9$$

$$x=2$$

$$\frac{t_2 - 293}{10} = 2$$

$$t_2 = 313 \text{ K}$$

16. $N_2 + H_2 \leftrightarrow NH_3$ reaksiya sistmasida bosim 3marta oshirildi. Sistma harorati 40°C dan necha gradusgacha o'zgartirilganda to'g'ri reaksiya tezligi 9 marta ortadi? ($\gamma=3$)

Yechimi: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ aytaylik ushbu reaksiyaning tezligi 2 mol/l·min tezlik bilan borayotgan edi. Idishda bosim 3 marta oshirilganda reaksiya tezligi $3 \cdot 3^3 = 81$ marta tezlashadi va $2 \cdot 81 = 162$ mol/l·min bo'ladi. Avvalgi tezlik 2 mol/l·min 9 marta ortsa, reaksiya tezligi 18 mol/l·min bo'lishi kerak. Buning uchun harorat hisobiga reaksiya tezligi $162:18=9$ marta kamayish kerak.

$$3^x = 9$$

$$x = 2$$

$$\frac{40^\circ\text{C} - t_2}{10} = 2$$

$$t_2 = 20^\circ\text{C}$$

17. 30°C da birinchi reaksiyaning tezligi ikkinchi reaksiya tezligidan 4 marta katta bo'lib, birinchi reaksiya uchun tempratura koeffissenti 2 ga, ikkinchisi uchun 4 ga teng. Qanday tempraturada ikkinchi reaksiya tezligi birinchi reaksiya tezligidan 8 marta katta bo'ladi?

Yechimi: ikkinchi harorat noma'lum bo'lganligi uchun $\frac{t_2 - 30^\circ\text{C}}{10} = x$ bilan belgilaymiz. $4 \cdot 2^x$ va $1 \cdot 4^x$ ifodalar mos ravishda t_2

dagi birinchi va ikkinchi reaksiya tezliklari bo'lib, masalar shartiga binoan

$$\frac{1 \cdot 4^x}{4 \cdot 2^x} = 8.$$

bundan:

$$1 \cdot 4^x = 8 \cdot 4 \cdot 2^x$$

$$2^x \cdot 2^x = 32 \cdot 2^x$$

$$2^x = 32$$

$$x = 5$$

Demak, $\frac{t_2 - 30^\circ\text{C}}{10} = x$ ifodaga x qiymatini qo'yib,

$$\frac{t_2 - 30^\circ\text{C}}{10} = 5$$

$$t_2 - 30 = 50$$

$$t_2 = 80^\circ\text{C}$$

18. Oltin katalizatori ostida chumoli kislotani karbonad angidrid va suvga parchalanish reaksiyasi tezligining temperatura koeffitsiyentini aniqlang. Bunda reaksiyaning tezlik konstantasi 140°C da $5.75 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ ga, 180°C da esa $9.2 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$ ga teng.

Yechimi: harorat $180 - 140 = 40^\circ\text{C}$ ga ortganda reaksiya tezligi $9.2 \cdot 10^{-3} : 5.75 \cdot 10^{-4} = 16$ marta ortgan. demak

$$\gamma^4 = 16$$

$$\gamma = 2$$

19. 50°C haroratda birinchi reaksiya tezligi ($\gamma=3$) ikkinchi reaksiya tezligi ($\gamma=4$) ga teng. 0°C da ikkinchi reaksiya tezligi birinчисidan necha marta ko'p?

Yechimi: 50°C da ikkala reaksiyaning tezliklari teng bo'lganligi uchun ikkala reaksiya tezligini 50°C da $1 \text{ mol/l}\cdot\text{sek}$ deb olamiz. 0°C da birinchi reaksiya $3^5=243$ marta kamayadi. Ikkinchi reaksiya esa $4^5=1024$ marta kamayadi. Birinchi reaksiya tezligi $1 \text{ mol/l}\cdot\text{sek}$: $243=4,12\cdot 10^{-3} \text{ mol/l}\cdot\text{sek}$. Ikkinchi reaksiya tezligi esa $1 \text{ mol/l}\cdot\text{sek}$: $1024=9,8\cdot 10^{-4} \text{ mol/l}\cdot\text{sek}$.

Ikkinchi reaksiya tezligi birinchi reaksiya tezligidan

$$\frac{9,8\cdot 10^{-4}}{4,12\cdot 10^{-3}} = 23,7 \text{ ko'p bo'lgan.}$$

20. Harorat 10°C ga oshganda reaksiya tezligi 2 marta ortsa ushbu reaksiya harorati 40°C dan 100°C gacha ko'tarilganda, reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Yechimi: harorat 10°C ga ortganda reaksiya tezligi 2 marta ortsa, demak $\gamma=2$. Reaksiya tezligi esa

$$2^{\frac{100-40}{10}} = 2^6 = 64 \text{ marta ortadi.}$$

Mustaqil ishlash uchun savollar.

1. Biror reaksiyaning temperatura koeffitsiyenti $\gamma = 3$ bo'lsa, harorat 10°C dan 70°C ga oshganda, reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Javob: 729.

2. Biror reaksiya harorati 80°C dan 20°C gacha kamaytirilganda $\gamma=2$ bo'lgan reaksiya tezligi necha marta kamayadi?

Javob: 64.

3. Biror reaksiyaning haroratini 25°C dan 73°C gacha oshirilganda $\gamma=4$ bo'lgan reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Javob: 776.

4. Biror reaksiya harorati 18°C dan 54°C ga oshirilganda $\gamma=2,5$ bo'lgan reaksiyaning tezligi necha marta ortadi?

Javob: 27.

5. Biror reaksiya 20°C da 45 minutda tugaydi. 50°C da qancha vaqtda tugaydi? $\gamma=3$.

Javob: 1,67 minut yoki 100 sekund.

6. Biror reaksiya 60°C da 3 minutda tugaydi. Harorat 20°C gacha tushirilganda reaksiya necha soat davom etadi? $\gamma=2$

Javob: 0,8 soat

7. $\gamma=3$ bo'lgan reaksiyani 100 marta tezlashtirish uchun reaksiya haroratini qanchaga oshirish kerak?

Javob: 42°C .

8. Biror reaksiya harorati 20°C dan 48°C ga oshirilganda reaksiya tezligi 21,674 marta oshgan bo'lsa, reaksiya tezligining temperatura koeffitsiyentini toping.

Javob: 3.

9. Biror reaksiya harorati 65°C dan 25°C ga kamaytirilganda reaksiya tezligi 104,86 marta kamaygan bo'lsa, temperatura koeffitsiyentini toping.

Javob: 3,2.

10. $2\text{A}+3\text{B}\rightarrow\text{A}_2\text{B}_3$ reaksiyaning harorati 10°C dan 40°C ga oshirilib, ($\gamma=3$) reaktor hajmi 2 marta oshirilsa, reaksiya tezligi qanday o'zgaradi?

Javob: 1,185 marta kamayadi.

11. Ikkita reaksiya 290 K haroratda bir xil tezlikda boradi. Bu reaksiyalar uchun harorat koeffitsiyenti (γ) 2 va 3 ga teng. Agar

birinchisida ($\gamma=2$) harorat 350 K, ikkinchisida ($\gamma=3$) 330 K bo'lsa, bu reaksiyalar tezliklari qanday nisbatda bo'ladi?

Javob: 64:81

12. Ma'lum bir reaksiyaning tezligi 100°C haroratda $3.6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$. Bu reaksiyaning tezligi $9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$ bo'lishi uchun qanday haroratda olib borish kerak? Reaksiya harorat koeffitsiyenti 2 ga teng.

Javob: 80°C

13. Temperatura koeffitsiyentlari 2 va 3 bo'lgan ikkita reaksiyaning boshlang'ich temperaturalari tegishli ravishda 20°C va 30°C ga teng. Qanday temperaturalarda ($^{\circ}\text{C}$) ikkinchi reaksiya tezligi birinchisidan 1.125 marta katta bo'ladi?

Javob: 50°C

14. $A_{(g)} + nB_{(g)} \rightarrow \dots$ 90°C dagi ushbu sistemada bosim 2 marta kamaytirilib harorat 30°C gacha oshirilganda reaksiya tezligi 4 marta ortgan bo'lsa, n ning qiymatini aniqlang. $\gamma=4$.

Javob: 3

15. 127°C da reaksiyaning tezligi $0.8 \text{ mol}/(\text{l} \cdot \text{s})$ ga teng. Temperatura 20°C ga oshirilsa, reaksiya tezligi ($\text{mol}/\text{l} \cdot \text{s}$) qanday bo'ladi. $\gamma=2$.

Javob: 3,2

16. Bir fermentativ reaksiya tezligining temperatura koeffitsiyenti 7 ga teng. Harorat 37 dan 47°C gacha o'zgartirilganda reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Javob: 7

17. Reaksiya aralashmasini harorati 10°C ga oshirilganda reaksiya tezligi 3 marta ortadi. Harorat 50 dan 90°C gacha oshirilganda reaksiya tezligi necha marta ortadi?

Javob: 81

18. 150°C haroratda reaksiya 16 minut davom etadi. Reaksiya tezligining temperatura koeffitsiyenti 2 ga teng, agar reaksiya 200°C haroratda o'tkazilsa qancha vaqt davom etishini aniqlang (sek).

Javob: 30 sek.

19. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ reaksiyaning 290 K tezligi $4 \text{ mol}/(\text{l} \cdot \text{min})$. Vodorodning konsentratsiyasi 2 marta oshirilib, temperatura necha gradusga qadar o'zgartirilganda tezlik $1 \text{ mol}/(\text{l} \cdot \text{min})$ bo'lib qoladi? ($\gamma=2$)

Javob: 67°C .

20.353 K haroratda reaksiya tezligi 81 bo'lsa, qanday haroratda uning tezligi 1 ga teng bo'ladi? (Harorat doimisi 3 ga teng)

Javob: 40°C

III.4. Aktivlanish energiyasini topish. Kimyoviy reaksiyalar tezligining aktivlanish energiyasiga bog'liqligi.

1. $A \rightarrow B$ reaksiyaning 15°C dagi tezlik konstantasi $4.48 \cdot 10^{-4}$, 50°C dagi tezlik konstantasi $5.32 \cdot 10^{-2}$ ga teng bo'lsa, reaksiyaning aktivlanish energiyasini toping.

Yechimi: Ushbu masalani yechish uchun S. Arrheniusning tenglamasidan foydalanamiz:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$$k_1 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot 288}}$$

$$k_2 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot 323}}$$

$$\frac{k_2}{k_1} = \frac{e^{-\frac{E_a}{R \cdot 323}}}{e^{-\frac{E_a}{R \cdot 288}}}$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{-\frac{E_a}{R \cdot 323} + \frac{E_a}{R \cdot 288}}$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{-\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{323} - \frac{1}{288} \right)}$$

Manfiy darajani musbat qilish uchun kasrlarni almashtiramiz.

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{288} - \frac{1}{323} \right)}$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a \cdot (323 - 288)}{R \cdot 323 \cdot 288}$$

Ushbu formulaga tegishli qiymatlarni qo'ysak,

$$\ln \frac{5,32 \cdot 10^{-2}}{4,48 \cdot 10^{-4}} = \frac{E_a \cdot (323 - 288)}{8,134 \cdot 323 \cdot 288}$$

$$4,777 = \frac{E_a \cdot 35}{773401,536}$$

$$E_a = 105558,3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = 105,56 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

2. $B \rightarrow A$ reaksiyaning 10°C dagi tezlik konstantasi $1,24 \cdot 10^{-3}$, 40°C dagi tezlik konstantasi $3,44 \cdot 10^{-2}$ bo'lsa, qanday haroratda ($^\circ \text{C}$) tezlik konstantasi $6,35 \cdot 10^{-2}$ bo'ladi.

Yechimi: $\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$ tenglamadan foydalanib, reaksiyaning aktivlanish energiyasi topiladi.

$$\ln \frac{3,44 \cdot 10^{-2}}{1,24 \cdot 10^{-3}} = \frac{E_a \left(\frac{1}{283} - \frac{1}{213} \right)}{8,314}$$

bu tenglamadan $E = 81581,26 \text{ J/mol}$ ekanligini topamiz.

So'ngra $k_1 = 1,24 \cdot 10^{-3}$, $k_2 = 6,35 \cdot 10^{-2}$, $E = 81581,26 \text{ J/mol}$, $T_1 = 283$, $T_2 = x$ bilan belgilab, ushbu tenglamani olamiz.

$$\ln \frac{6,35 \cdot 10^{-2}}{1,24 \cdot 10^{-3}} = \frac{81581,26 \cdot \left(\frac{1}{283} - \frac{1}{x} \right)}{8,314}$$

$$3,936 = \frac{81581,26 \cdot \left(\frac{1}{283} - \frac{1}{x} \right)}{8,314}$$

$$32,72 = 81581,26 \cdot \frac{(x - 283)}{283x}$$

$$9260x = 81581,26x - 23087496,6$$

$$-72321,26x = -23087496,6$$

$$x = 319,2 - 273$$

$$x = 46,2^\circ \text{C}$$

3. Biror reaksiyaning 0°C dagi tezlik konstantasi $3 \cdot 10^{-4}$ bo'lib, aktivlanish energiyasi $135568,3 \text{ J/mol}$ bo'lsa, ushbu reaksiyaning 25°C dagi tezlik konstantasini toping.

Yechimi: $k_1 = 3 \cdot 10^{-4}$, $E = 135568,3 \text{ J/mol}$, $k_2 = x$

$$\ln \frac{x}{3 \cdot 10^{-4}} = \frac{135568,3 \cdot \left(\frac{1}{273} - \frac{1}{298} \right)}{8,314}$$

$$\ln \frac{x}{3 \cdot 10^{-4}} = \frac{135568,3 \cdot (298 - 273)}{8,314 \cdot 273 \cdot 298}$$

$$\ln \frac{x}{3 \cdot 10^{-4}} = 5$$

Ushbu tenglamadan 5 ning teskari natural logarifmi topiladi.

$$\frac{x}{3 \cdot 10^{-4}} = 148,4 \text{ bu yerdan } x = 4,45 \cdot 10^{-2} \text{ bo'ladi.}$$

4. 25°C da davom etayotgan reaksiyaning aktivlanish energiyasini 4000 J/mol ga kamaytirilsa, reaksiya tezligi necha marta ortadi.

Yechimi:

$$k_1 = A \cdot e^{-\frac{E_1}{RT}}$$

$$k_2 = A \cdot e^{-\frac{E_2}{RT}}$$

$$\frac{k_2}{k_1} = \frac{e^{-\frac{E_2}{RT}}}{e^{-\frac{E_1}{RT}}}$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{-\frac{E_2}{RT} + \frac{E_1}{RT}}$$

Darajalar almashtiriladi.

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{\frac{E_1 - E_2}{RT}}$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_1 - E_2}{R \cdot T}$$

Oxirgi tenglamaga qiymatlarni qo'yib,

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{4000}{8,314 \cdot 298}$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = 1,6145$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{1,6145} = 5$$

Demak, reaksiya 5 marta tezlashadi.

5. Agar reaksiya harorati 290 K dan 300 K ga oshirilganda reaksiya tezligi 2 marta tezlashsa, reaksiyaning aktivlanish energiyasini toping.

Yechimi:

$$\ln 2 = \frac{e^{-\left(\frac{1}{290} - \frac{1}{300}\right)}}{8,314}$$

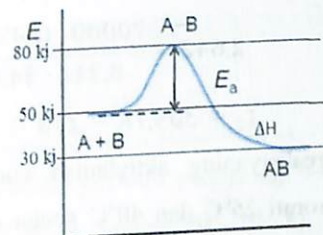
$$0,693 = \frac{e \cdot (300 - 290)}{8,314 \cdot 87000}$$

$$501259,4 = \varepsilon \cdot 10$$

$$\varepsilon = \frac{501259,4}{10}$$

$$\varepsilon = 50125,94 \text{ J/mol}$$

6. Quyidagi rasmdan foydalangan holda $A+B \rightarrow AB$ reaksiyaning aktivlanish energiyasini toping.



Yechimi: rasmdan ko'rinib turibdiki ushbu reaksiyaning aktivlanish energiyasi $E_a = 80 - 50 = 30 \text{ kJ/mol}$.

7. Organik moddaning izomerlanish reaksiyasining 70°C dagi yarim yemirilish davri 5 min. Qanday haroratda ushbu reaksiyada yarim yemirilish davri 70 minut bo'ladi. Ushbu reaksiyaning aktivlanish energiyasi 70 kJ/mol .

Yechimi: bu reaksiyani birinchi tartibli reaksiya deb qarash mumkin. Unda

$$T_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k}$$

$$k_{70^\circ\text{C}} = \frac{\ln 2}{T_1} = \frac{0,693}{5 \text{ min}} = 0,139 \cdot \text{min}^{-1}$$

$$k_{t_2} = \frac{\ln 2}{T_2} = \frac{0,693}{70 \text{ min}} = 0,0099 \cdot \text{min}^{-1}$$

Tezlik konstanta qiymatlarini quyidagi formulaga qo'yib t_2 ni topamiz.

$$0,139 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot 343}}$$

$$0,0099 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot t_2}}$$

$$\frac{0,139}{0,0099} = e^{E_a \left(\frac{1}{R \cdot t_2} - \frac{1}{R \cdot 343} \right)}$$

$$\ln 14,04 = \frac{E_a (343 - t_2)}{R \cdot 343 \cdot t_2}$$

$$2,642 = \frac{70000 \cdot (343 - t_2)}{8,314 \cdot 343 \cdot t_2}$$

$$t_2 = 309,7K - 273 = 36,7^{\circ}C$$

8. Biror reaksiyaning aktivlanish energiyasi 12 kJ/mol. Shu reaksiyaning harorati 25°C dan 40°C gacha oshirilsa, reaksiya tezligi qanday o'zgaradi.

Yechimi: bu masala quyidagicha yechiladi.

$$k_1 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot 298}}$$

$$k_2 = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot 313}}$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{298} - \frac{1}{313} \right)}$$

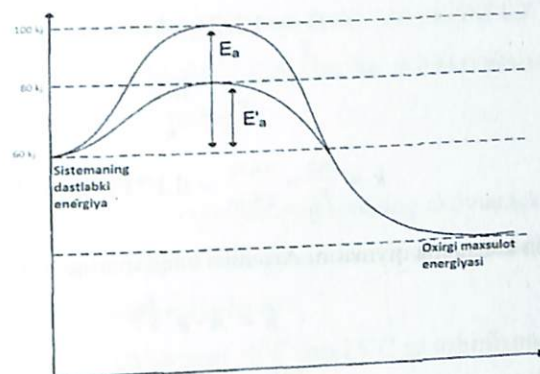
$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{12000 \cdot (313 - 298)}{8,314 \cdot 313 \cdot 298}$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = 0,232$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{0,232} = 1,26$$

Demak, reaksiya tezligi 1.26 marta ortadi.

9. Quyidagi diagrammadan foydalangan holda normal haroratda borayotgan ushbu reaksiya katalizator kiritilganda necha marta tezlashishini toping.



Yechimi: bu masala yechimi yuqoridagi 4-masala kabi topiladi. Reaksiyaning aktivlanish energiyasi 20 kJ yoki 20000 j ga kamaymoqda.

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{20000}{8,314 \cdot 273}$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = 8,8$$

$$\frac{k_2}{k_1} = 6635$$

Reaksiya katalizator ishtirokida olib borilganda katalizatorsiz reaksiyaga qaraganda 6635 marta tezroq boradi.

10. 25°C da borayotgan A → B reaksiyada A moddaning 8 mol miqdoridan 12 minutdan keyin 1 moli qoldi. Reaksiyani birinchi tartibli deb hisoblab, uning aktivlanish energiyasini toping.

Yechimi: 12 minutda modda miqdori 8 marta kamaygan bo'lsa, A moddaning yarim yemirilish davrini topish mumkin.

$$2^n = 8$$

$$n = 3$$

Demak, 12 minut vaqt ichida modda 3 ta yarim yemirilish davrini o'tkazgan. Moddaning yarim yemirilish davri

$$T_{\frac{1}{2}} = 12:3 = 4 \text{ minut.}$$

$$T_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k}$$

$$k = \frac{\ln 2}{T_{\frac{1}{2}}} = \frac{0,693}{4 \text{ min}} = 0,1733 \cdot \text{min}^{-1}$$

Olingan konstanta qiymatini Arrhenius tenglamasiga qo'yamiz.

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$$

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{R \cdot T}$$

$$\ln 0,1733 = \ln A - \frac{E_a}{8,314 \cdot 298}$$

$$-1,753 = \ln A - \frac{E_a}{2477,6}$$

$$\frac{E_a}{2477,6} = \ln A + 1,753$$

$$E_a = \frac{2,477,6(\ln A + 1,753)j}{\text{mol}}$$

Mustaqil ishlash uchun masalalar.

1. $A \rightarrow B$ reaksiyaning 5°C dagi tezlik konstantasi $3,58 \cdot 10^{-3}$, 23°C dagi tezlik konstantasi $2,8 \cdot 10^{-2}$ bo'lsa, reaksiyaning aktivlanish energiyasini toping.

Javob: 78173,6 j/mol

2. $B \rightarrow A$ reaksiyaning 15°C dagi tezlik konstantasi $4,2 \cdot 10^{-4}$, 30°C dagi tezlik konstantasi $1,8 \cdot 10^{-2}$ qanday haroratda ($^\circ\text{C}$) tezlik konstantasi $3,2 \cdot 10^{-2}$ bo'ladi.

Javob: $32,4^\circ\text{C}$

3. Biror reaksiyaning 10°C dagi tezlik konstantasi $1,8 \cdot 10^{-4}$ bo'lib, aktivlanish energiyasi 49161,35 j/mol bo'lsa, ushbu reaksiyaning 40°C dagi tezlik konstantasini toping.

Javob: $2,6 \cdot 10^{-3}$

4. 30°C da davom etayotgan reaksiyaning aktivlanish energiyasi 6000 j/mol ga kamaytirilsa, reaksiya necha marta tezlashadi?

Javob: 10,8 marta tezlashadi.

5. Agar reaksiya harorati 18°C dan 25°C ga oshirilganda reaksiya 3 marta tezlashsa, reaksiyaning aktivlanish energiyasini toping.

Javob: 113154,6 j/mol

6. 200°C da HJ ning parchalanish reaksiyasining aktivlanish energiyasi 165 kJ/mol. Ushbu reaksiya katalizator bilan olib borilganda esa 120 kJ/mol. Katalizator qo'llanganda shu reaksiya necha marta tezlashgan.

Javob: 93136.

7. $\text{O}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{O}_2 + \text{NO}_2$ reaksiyaning aktivlanish energiyasi 10 kJ/mol. Shu reaksiyaning harorati 27°C dan 37°C gacha oshirilganda reaksiya tezligi necha marta ortadi. Reaksiyaning tezligining Vant-Goff qoidasiga munosabatini aniqlang.

Javob: 1,14 marta ortadi. Harorat 10°C ga ortganda reaksiya tezligi 2-4 marta ortmaganligi uchun bu reaksiya Vant-Goff qoidasiga bo'ysunmaydi.

8. 300°C da borayotgan reaksiyaning aktivlanish energiyasi 123 kJ/mol bo'lsa, shu reaksiyaning k ni toping.

Javob: $6,13 \cdot 10^{-12} \text{A}$

9. Harorat 10°C dan 50°C gacha ko'tarilganda $\gamma=2.5$ bo'lsa, reaksiyaning aktivlanish energiyasini toping.

Javob: 69,7 kJ/mol.

10. Quyidagi ma'lumotlar asosida reaksiyaning aktivlanish energiyasini toping.

T.kel	726	746
k.c ⁻¹	0,0103	0,02447

Javob: 194,8 kJ/mol.

11. Harorat 10°C dan 50°C gacha ko'tarilganda $\gamma=2,5$ bo'lsa, reaksiyaning aktivlanish energiyasini toping.

Javob: 69,7 kJ/mol.

Reaksiyalarning tartibini topish bo'yicha masalalar ishlash.

1. $A+B \rightarrow \dots$ reaksiyada A va B moddalarning dastlabki konsentratsiyalari mos ravishda 0,3 va 0,2 mol/l dan bo'lib, reaksiyaning dastlabki tezligi $1,2 \cdot 10^{-2}$ mol/l·s. B modda konsentratsiyasi o'zgartirilmagan A modda konsentratsiyasi 0,6 mol/lga yetkazilganda reaksiya tezligi $1,92 \cdot 10^{-1}$ mol/l·s bo'lgan bo'lsa, A modda bo'yicha reaksiya tartibini toping.

Yechimi: masala shartidan reaksiya tezligining

$$\frac{1,92 \cdot 10^{-1}}{1,2 \cdot 10^{-2}} = 16$$

marta ortishi faqat A modda konsentratsiyasi 2 marta ortganligi tufayli ekanligini tushunish mumkin. Chunki B modda konsentratsiyasi o'zgarmayapti.

$$2^n = 16$$

$$n = \frac{\ln 16}{\ln 2} = 4$$

Demak, reaksiya tartibi 4 bo'lib, $4A+B \rightarrow \dots$ ko'rinishda bo'lgan.

2. Quyidagi jadvalda keltirilgan ma'lumotlar asosida $nA+mB \rightarrow \dots$ reaksiyaning A va B moddalar bo'yicha tartibini toping.

№	C _A (mol/l)	C _B (mol/l)	v (mol/l·min)
1	0,4	1,5	$6 \cdot 10^{-2}$
2	1,2	1,5	$5,4 \cdot 10^{-1}$
3	1,2	3	4,32

Yechimi: B modda konsentratsiyasi o'zgarmsdan A modda konsentratsiyasi $\frac{1,2}{0,4} = 3$ marta ortganda reaksiya tezligi $\frac{5,4 \cdot 10^{-1}}{6 \cdot 10^{-2}} = 9$ marta tezlashgan.

bundan:

$$3^n = 9$$

$$n = 2$$

B modda konsentratsiyasi $\frac{3}{1,5} = 2$ marta ortganda reaksiya tezligi esa $\frac{4,32}{0,54} = 8$ marta ortmoqda. Bundan

$$2^m = 8$$

$$m = 3$$

Shunday qilib, reaksiyaning A modda bo'yicha tartibi 2 va B modda bo'yicha esa 3 ekanligi kelib chiqadi. Reaksiya esa $2A+3B \rightarrow \dots$ bo'lgan.

3. $A \rightarrow B$ reaksiyada 5 minut davomida A moddaning 60% miqdori B moddaga aylangan bo'lsa, ushbu reaksiyaning tezlik konstantasini toping.

Yechimi: reaksiyani birinchi tartibli deb qarash mumkin. Birinchi tartibli reaksiyalar uchun tezlik konstantasi $k = \frac{1}{t} \ln \frac{C_0}{C}$ formula bilan topamiz.

$$k = \frac{1}{5 \text{ min}} \ln \frac{100}{40} = \frac{1}{5 \text{ min}} \cdot 0,9163 = 0,183 \cdot \text{mol}^{-1}$$

4. 60°C da oksalat kislotaning konsentrlangan H₂SO₄ da parchalanish reaksiyasini turli vaqtlardan keyin qolgan aralashmani ma'lum miqdorini to'la neytrallashga sarflangan KMnO₄ eritmasining hajmlari quyidagi jadvalda berilgan. Ushbu jadvaldagi ma'lumotlar asosida reaksiya tartibini va reaksiyaning tezlik konstantasini toping.

t, min	0	120	240	420	600
V, ml	11,45	9,63	8,11	6,22	4,79

Yechimi: 1-usul. jadvaldagi ma'lumotlardan foydalangan holda k ni topish uchun ma'lumotlarni nolinci, birinchi, ikkinchi va uchunchi reaksiya tartibli k ni topish formulalariga qo'yib ko'rish orqali bilamiz.

Nolinci tartib uchun $k = \frac{1}{t} \cdot (C_0 - C)$

$$1) k = \frac{1}{120} \cdot (11,45 - 9,63) = 1,5 \cdot 10^{-2}$$

$$2) k = \frac{1}{120} \cdot (9,63 - 8,11) = 1,27 \cdot 10^{-2}$$

$$3) k = \frac{1}{180} \cdot (8,11 - 6,22) = 1,05 \cdot 10^{-2}$$

$$4) k = \frac{1}{180} \cdot (6,22 - 4,79) = 7,94 \cdot 10^{-3}$$

Yuqoridagi holatlardan ko'rinib turibdiki k qiymati bir xil emas. Demak, reaksiya nolinci tartibli emas.

Birinchi tartibli reaksiyalar uchun $k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{C_0}{C}$

$$1) k = \frac{1}{120} \cdot \ln \frac{11,45}{9,63} = 1,44 \cdot 10^{-3}$$

$$2) k = \frac{1}{120} \cdot \ln \frac{9,63}{8,11} = 1,43 \cdot 10^{-3}$$

$$3) k = \frac{1}{180} \cdot \ln \frac{8,11}{6,22} = 1,47 \cdot 10^{-3}$$

$$4) k = \frac{1}{180} \cdot \ln \frac{6,22}{4,79} = 1,45 \cdot 10^{-3}$$

Yuqorida reaksiyaning tezlik konstantasi deyarli o'zgarmayotganligi reaksiya birinchi tartibli ekanligidan dalolat beradi. k ning qiymati esa

$$k = \frac{1,44 \cdot 10^{-3} + 1,43 \cdot 10^{-3} + 1,47 \cdot 10^{-3} + 1,45 \cdot 10^{-3}}{4} = 1,4475 \cdot 10^{-3}$$

2-usul: ushbu masalani quyidagi jadvalda keltirilgan tenglamalarga reaksiya natijalarini qo'yib ko'rilganda ham k qiymatini o'zgarmsdan qolgan tenglama reaksiyaning tartibini bildirishidan foydalansak ham bo'ladi.

0-tartib	1-tartib	2-tartib	3-tartib
$C = -k_0 \cdot t + C_0$	$\ln C = \ln C_0 - kt$	$\frac{1}{C} = kt + \frac{1}{C_0}$	$\frac{1}{C^2} = kt + \frac{1}{C_0^2}$

Yuqorida ushbu reaksiyamiz birinchi tartibli ekanligini bilganimiz xolda, reaksiya natijalarini birinchi tartibli tenglamaga qo'ysak:

$\ln C = \ln C_0 - kt$; bundan $k = \frac{\ln C_0 - \ln C}{t}$. Olingan natijalarni ushbu

formulaga qo'ysak:

$$1) k = \frac{\ln 11,45 - \ln 9,63}{120 \text{ min}} = 1,44 \cdot 10^{-3}$$

$$2) k = \frac{\ln 9,63 - \ln 8,11}{120 \text{ min}} = 1,43 \cdot 10^{-3}$$

$$3) k = \frac{\ln 8,11 - \ln 6,22}{180 \text{ min}} = 1,47 \cdot 10^{-3}$$

$$4) k = \frac{\ln 6,22 - \ln 4,79}{180 \text{ min}} = 1,45 \cdot 10^{-3}$$

3-usul: har-bir reaksiyaning tartiblari uchun moddaning yarim yemirilish formulalaridan:

0-tartib	1-tartib	2-tartib	3-tartib
$t_{\frac{1}{2}} = \frac{C_0}{2k}$	$t_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k}$	$t_{\frac{1}{2}} = \frac{1}{k \cdot C_0}$	$t_{\frac{1}{2}} = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{k \cdot C_0^2}$

Buning uchun avval reaksiyaning har-bir bosqich holati uchun yarim yemirilish davri topiladi.

1-holat uchun $2^n = \frac{C_0}{C}$ formuladan

$$2^n = \frac{11,45}{9,63}$$

$$2^n = 1,189$$

$$n = \frac{\ln 1,189}{\ln 2} = 0,25$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{t}{n} = \frac{120 \text{ min}}{0,25} = 480 \text{ min}$$

2-holat uchun:

$$2^n = \frac{9,63}{8,11}$$

$$n = 0,248$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{t}{n} = \frac{120 \text{ min}}{0,248} = 484 \text{ min}$$

3-holat uchun:

$$n = 0,38287$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{t}{n} = \frac{180 \text{ min}}{0,38287} = 470 \text{ min}$$

4-holat uchun:

$$n = 0,377$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{t}{n} = \frac{180 \text{ min}}{0,377} = 477,5 \text{ min}$$

Bu ma'lumotlar asosida

$$1) k = \frac{\ln 2}{t_{\frac{1}{2}}} = \frac{0,693}{480 \text{ min}} = 1,44 \cdot 10^{-3}$$

$$2) k = \frac{\ln 2}{t_{\frac{1}{2}}} = \frac{0,693}{484 \text{ min}} = 1,43 \cdot 10^{-3}$$

$$3) k = \frac{\ln 2}{t_{\frac{1}{2}}} = \frac{0,693}{470 \text{ min}} = 1,47 \cdot 10^{-3}$$

$$4) k = \frac{\ln 2}{t_{\frac{1}{2}}} = \frac{0,693}{477,5 \text{ min}} = 1,45 \cdot 10^{-3}$$

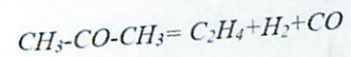
Yuqorida k ning qiymati deyarli o'zgarmasdan qolishi reaksiya birinchi tartibli ekanligidan dalolat beradi.

5. Atsetonning parchalanish reaksiyasining eksperimental natijalari quyidagi jadvalda keltirilgan.

P.Torr	300	500	700
$t_{1/2}$	23,8	24	23,9

Jadvaldagi ma'lumotlar asosida reaksiya tartibini va k ni toping.

Yechimi: atsetonning parchalanish reaksiyasi monomolekulyar ya'ni birinchi tartibli.



k esa

$$1) k = \frac{\ln 2}{t_{\frac{1}{2}}} = \frac{0,693}{23,8} = 2,9 \cdot 10^{-2}$$

$$2) k = \frac{\ln 2}{t_{\frac{1}{2}}} = \frac{0,693}{24} = 2,89 \cdot 10^{-2}$$

$$3) k = \frac{\ln 2}{t_{\frac{1}{2}}} = \frac{0,693}{23,9} = 2,9 \cdot 10^{-2}$$

k ning qiymati o'zgarmaganligi reaksiya birinchi tartibligidan dalolat beradi.

6. Saxarozaning inversiyalanishini o'rganish jarayonida quyidagi jadvalda keltirilgan ma'lumotlar olindi.

Vaqt.(sek)	kuzatilgan natija.(α .gradus)
0	11.20
1035	10.35
3113	8.87
4857	7.64
9231	5.19
12834	3.61
18520	1.60
26320	-0.16
32640	-1.10
76969	-3.26
	-3.37

Reaksiyaning tartibini toping.

Yechimi: ushbu masalani grafik asosida yechimini ko'ramiz.

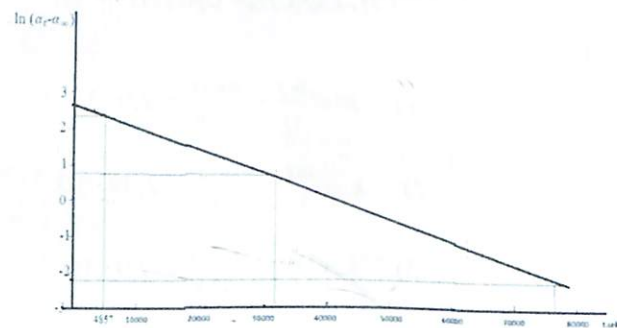
$$1) t=0 \text{ bo'lganda } \ln(\alpha_t - \alpha_\infty) = \ln(11.2 - (-3.37)) = 2.67$$

$$2) t=4857 \text{ bo'lganda } \ln(7.64 - (-3.37)) = 2.4$$

$$3) t=32640 \text{ bo'lganda } \ln(-1.1 - (-3.37)) = 0.82$$

$$4) t=76969 \text{ bo'lganda } \ln(3.26 - (-3.37)) = -2.2$$

Olingan natijalarni grafik tarzida ifodalasak, quyidagi holat kelib chiqadi.



To'g'ri chiziqning bunday holatda yotishi 1-tartibli reaksiyalarga xos.

7. Reaksiyon idishga ekvivalent miqdorda I_2 va fenilpropan kislotaning Na li tuzi solindi. Reaksiyaga kirishmay qolgan yodni qolgan eritmadan bir xil hajmda olib, natriy tiosulfat bilan titrlab quyidagi natijalar olindi.

	Vaqt.min	Hajm (ml) 0.1N $Na_2S_2O_3$
1 tajriba	0	24.96
	29	8.32
2 tajriba	0	21.00
	34.5	7.00

reaksiya tartibini toping.

Yechimi: 1-usul. moddaning yarim yemirilishidan foydalanib yechim topamiz.

1) Modda 29 minutda $24.96/8.32=3$ marta kamaygan.

$$2^n = 3$$

$$n = \frac{\ln 3}{\ln 2} = 1.585$$

$$t_{1/2} = \frac{t}{n} = \frac{29 \text{ min}}{1.585} = 18.3 \text{ min}$$

2) Modda 34,5 minutda $21/7=3$ marta kamaygan.

$$2^n = 3$$

$$n = \frac{\ln 3}{\ln 2} = 1.585$$

$$t_{1/2} = \frac{t}{n} = \frac{34.5 \text{ min}}{1.585} = 21.77 \text{ min}$$

Birinchi tartibli reaksiyalar uchun bo'lgan $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$ formulaga

qo'ysak:

$$a) k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} = \frac{0,693}{18,3 \text{ min}} = 3,79 \cdot 10^{-2}$$

$$b) k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} = \frac{0,693}{21,77 \text{ min}} = 3,18 \cdot 10^{-2}$$

Reaksiyaning tezlik konstanta qiymati har-xil chiqmoqda. Demak reaksiya birinchi tartibli emas.

2) Olingan natijalarni ikkinchi tartibli reaksiyalar uchun keltirilgan $t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot C_0}$ qo'ysak:

$$a) k = \frac{1}{C_0 \cdot t_{1/2}} = \frac{1}{24,96 \cdot 18,3 \text{ min}} = 2,19 \cdot 10^{-2}$$

$$b) k = \frac{1}{C_0 \cdot t_{1/2}} = \frac{1}{21 \cdot 21,77 \text{ min}} = 2,187 \cdot 10^{-2}$$

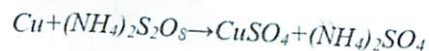
Ikkala holatda ham k ning qiymati deyarli o'zgarmadi. Demak reaksiya ikkinchi tartibli.

2-usul: ushbu masalani Osvalt-Noyes formulasidan foydalanib ishlash ham mumkin

$$n = \frac{\ln \frac{t_2}{t_1}}{\ln \frac{C_0^1}{C_0^2}} + 1 = \frac{\ln \frac{34,5}{29}}{\ln \frac{24,96}{21}} + 1 = \frac{\ln 1,1896}{\ln 1,1886} + 1 \approx 2$$

Demak, reaksiya tartibi 2.

8. Quyidagi reaksiyani o'rganish natijasida quyidagi ma'lumotlar olindi:



$t, \text{ min}$	5	10	25
$C_{CuSO_4}, \text{ mol/l}$	0,010	0,020	0,048

Agar ammoniypersulfatning dastlabki konsentratsiyasi 0,219 mol/l bo'lsa, reaksiya tartibini toping.

Yechimi: 5 minut davomida 0,01 mol/l $CuSO_4$ olingan bo'lsa, reaksiyaga binoan 0,01 mol/l $(NH_4)_2S_2O_8$ sarflangan. $0,219 - 0,01 = 0,209$ mol/l bo'lgan.

Bu ma'lumotlarni birinchi tartibli reaksiyalarning kinetik tenglamasiga qo'yib, k ni topsak: $k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{C_0}{C}$

$$1) k = \frac{1}{5} \cdot \ln \frac{0,219}{0,209} = 0,2 \cdot 0,04674 = 9,35 \cdot 10^{-3}$$

$$2) k = \frac{1}{10} \cdot \ln \frac{0,219}{0,199} = 0,1 \cdot 0,09577 = 9,58 \cdot 10^{-3}$$

$$3) k = \frac{1}{25} \cdot \ln \frac{0,219}{0,171} = 0,04 \cdot 0,24741 = 9,9 \cdot 10^{-3}$$

yuqorida olingan k ning qiymatlari monoton tarzda ortib borishi, reaksiya tartibi noto'g'ri tanlanganligidan dalolat beradi. 2- va 3- tartibli reaksiyalarning kinetik tenglamasiga qo'yilganda ham k ning qiymati har xil chiqadi. Demak, reaksiya tartibi butun sonlar emas.

Endigi navbatda reaksiya tartibini nolinch va kasr tartibli reaksiyalar uchun qo'yib ko'ramiz. Nolinch tartib uchun quyidagi natijalar olinadi.

$$k = \frac{1}{t} \cdot (C_0 - C)$$

$$1) k = \frac{1}{5} \cdot (C_0 - C) = \frac{1}{5} \cdot (0,219 - 0,209) = \frac{1}{5} \cdot 0,01 = 2 \cdot 10^{-3}$$

2)

$$k = \frac{1}{10} \cdot (C_0 - C) = \frac{1}{10} \cdot (0,219 - 0,199) = \frac{1}{10} \cdot 0,02 = 2 \cdot 10^{-3}$$

$$3) k = \frac{1}{25} \cdot (C_0 - C) = \frac{1}{25} \cdot (0,219 - 0,171) = \frac{1}{25} \cdot 0,048 = 1,92 \cdot 10^{-3}$$

Endi reaksiya tartibini aniqlash uchun Vant-Goffning differensial tenglamasidan foydalanamiz.

$$n = \frac{\ln \frac{\vartheta_1}{\vartheta_2}}{\ln \frac{C_1}{C_2}} = \frac{\ln \frac{\frac{\Delta C_1}{\Delta t_1}}{\frac{\Delta C_2}{\Delta t_2}}}{\ln \frac{C_1}{C_2}}$$

Bu formuladan foydalanish uchun reaksiya vaqtini istalgan ikki qismga ajratib olamiz. Bunda

$$\Delta C_1 = 0,219 - 0,199 = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}}; \Delta t_1 = 10 \text{ min}; \Delta C_2 = 0,199 - 0,171 = 0,028 \frac{\text{mol}}{\text{l}}; \Delta t_2 = 15 \text{ min.}$$

Bundan:

$$\vartheta_1 = \frac{0,02 \text{ mol/l}}{10 \text{ min}} = 0,002 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot \text{min}; \vartheta_2 = \frac{0,028 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}{15 \text{ min}} = 0,00187 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot \text{min.}$$

C_1 va C_2 lar esa tanlangan vaqt oralig'idagi o'rtacha konsentraciya

$$C_1 = (0,219 + 0,199)/2 = 0,219; C_2 = (0,199 + 0,171)/2 = 0,185$$

$$n = \frac{\ln \frac{\vartheta_1}{\vartheta_2}}{\ln \frac{C_1}{C_2}} = \frac{\ln \frac{0,002}{0,00187}}{\ln \frac{0,219}{0,185}} = \frac{\ln 1,06952}{\ln 1,1838} = 0,4$$

Demak, reaksiya tartibi 0,4 bo'lgan.

9. Moddaning boshlang'ich konsentratsiyasi 1 mol/l dan 3 mol/l gacha oshirilganda yarim yemirilish davri 180 minutdan 20 minutgacha kamaygan bo'lsa, reaksiyaning konstantasini toping.

Yechimi:

0-tartib	1-tartib	2-tartib	3-tartib
$t_{1/2} = \frac{C_0}{2k}$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$	$t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot C_0}$	$t_{1/2} = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{k \cdot C_0^2}$

Yuqoridagi holatlardan faqat 3- tartibli yarim yemirilish formulasidagina k o'zgarimas bo'ladi.

$$1) k = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{180 \text{ min} \cdot 2 \cdot 1^2} = 8,333 \cdot 10^{-3}$$

$$2) k = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{20 \text{ min} \cdot 2 \cdot 3^2} = 8,333 \cdot 10^{-3}$$

Demak, reaksiya 3-tartibli.

10. A modda B va C moddalar bilan teng konsentratsiyada aralastirildi. ($C_0=1 \text{ mol/l}$) 1000 sekund vaqt o'tgach A moddaning yarmi qoldi. Agar ushbu reaksiya nolinch, birinchi, ikkinchi va uchinchi tartibli bo'lsa, 2000 sekundan keyin A moddaning qanday qismi qoladi.

Yechimi:

1) nolinch tartib reaksiyalar uchun $t_{1/2} = \frac{C_0}{2k}$

dan k ni topamiz: $k = \frac{C_0}{2 \cdot t_{1/2}}$

$$k = \frac{C_0}{2 \cdot t_{1/2}} = \frac{1}{2 \cdot 1000} = 5 \cdot 10^{-4}$$

Endi esa $k = \frac{1}{t} \cdot (C_0 - C)$ formuladan $C = C_0 - kt = 1 \text{ mol/l} - 5 \cdot 10^{-4} \cdot 2000 = 0$ mol/l.

Demak, modda to'liq sarflangan.

2) birinchi tartibli reaksiya uchun $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$ formuladan

$$k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} = \frac{0,693}{1000} = 6,93 \cdot 10^{-4}$$

$k = \frac{1}{t} \cdot \frac{C_0}{C}$ formuladan

$$\ln \frac{C_0}{C} = k \cdot t$$

$$\ln \frac{1}{C} = 6,93 \cdot 10^{-4} \cdot 2000$$

$$\ln \frac{1}{C} = 1,386$$

$$\frac{1}{C} = e^{1,386} = 2,718^{1,386} = 4$$

$$C = 0,25 \text{ mol/l.}$$

Demak, 25% qolgan.

3) ikkinchi tartibli reaksiyalar uchun $t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot C_0}$ formuladan

$$k = \frac{1}{t_{1/2} \cdot C_0} = \frac{1}{1000 \cdot 1} = 1 \cdot 10^{-3}$$

Endi $k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{C_0 - C}{C_0 \cdot C} \right)$ formuladan

$$\frac{1}{C} = kt + \frac{1}{C_0} = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 2000 + \frac{1}{1} = 3$$

$$\frac{1}{C} = 3$$

$$C = 0,3333 \text{ mol/l}$$

Demak, reaksiya ikkinchi tartibli bo'lganda 2000 sekunddan keyin A moddaning 33,33% miqdori qolar ekan.

4) uchinchi tartibli reaksiyalar uchun $t_{1/2} = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{k \cdot C_0^2}$ formuladan

$$k = \frac{3}{2 \cdot t_{1/2} \cdot C_0^2} = \frac{3}{2 \cdot 1000 \cdot 1^2} = 1,5 \cdot 10^{-3}$$

Endi $\frac{1}{C^2} = 2kt + \frac{1}{C_0^2}$ formuladan

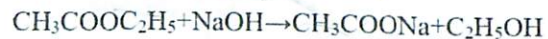
$$\frac{1}{C^2} = 2 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3} \cdot 2000 + \frac{1}{1^2} = 7$$

$$\frac{1}{C^2} = 7$$

$$C = 0,378$$

Demak, reaksiya 3-tartibli bo'lganda 37,8% A modda qolar ekan.

11. Ikkinchi tartibli quyidagi reaksiyaning



tezlik konstantasi 5,4 l/mol·sek. Agar moddalarning dastlabki konsentratsiyalari 0,02 mol/l dan bo'lsa, 10 minut davomida necha mol efir reaksiyaga kirishadi. Efirning 98% miqdori shu vaqt davomida reaksiyaga kirishishi uchun uning dastlabki konsentratsiyasi qanday bo'lishi kerak.

Yechimi: $k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} \right)$ formuladan

$$\frac{1}{C} = kt + \frac{1}{C_0}$$

$$\frac{1}{C} = 5,4 \cdot 10 \cdot 60 + \frac{1}{0,02}$$

$$\frac{1}{C} = 3290$$

$$C = 0,0003 \text{ mol/l}$$

Demak, efirning 0,02 - 0,0003 = 0,0197 mol/l miqdori sarflangan.

Endi efirning dastlabki konsentratsiyasini x bilan belgilasak, 10 minutdan keyingi konsentratsiyasini 0,02x deb belgilaymiz.

$$\frac{1}{C_0} = kt - \frac{1}{C}$$

$$\frac{1}{x} = kt - \frac{1}{0,02x}$$

$$x = 0,0157 \text{ mol/l.}$$

12. 10°C da 0,025 N li etilatsetat eritmasi bilan 0,0125 N li NaOH eritmasi o'rtasidagi reaksiyada (1-tartibli) 16,8 minut davomida etilatsetatning yarmi reaksiyaga kirishadi. Vant-Goff qoidasidan foydalangan holda 25°C da qanday vaqt davomida 50% etilatsetat reaksiyaga kirishadi. ($\gamma=2$). Reaksiyaning aktivlanish energiyasini toping.

Yechimi: 10°C da $k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{C_0}{C}$ formuladan

$$k = \frac{1}{16,8} \cdot \ln \frac{0,025}{0,0125} = 0,04125$$

25°C da reaksiya tezligi

$$\gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = 2^{1,5} = 2,82843$$

marta tezlashgan.

Demak, 25°C da $k = 0,04125 \cdot 2,82843 = 0,1167$ ga teng bo'lgan.

Endi esa 25°C da $k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{C_0}{C}$ formuladan

$$t = \frac{1}{k} \cdot \ln 2 = 5,94 \text{ min.}$$

Aktivlanish energiyasini topish uchun Arrenius tenglamasidan foydalanamiz.

$$k_{25^{\circ}\text{C}} = A \cdot e^{-\frac{E_a}{8,314 \cdot 298}}$$

$$k_{10^{\circ}\text{C}} = A \cdot e^{-\frac{E_a}{8,314 \cdot 283}}$$

$$\frac{k_{25^{\circ}\text{C}}}{k_{10^{\circ}\text{C}}} = e^{\frac{E_a}{8,314 \cdot 298} - \frac{E_a}{8,314 \cdot 283}}$$

$$\frac{k_{25^{\circ}\text{C}}}{k_{10^{\circ}\text{C}}} = e^{\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{298} - \frac{1}{283} \right)}$$

$$\frac{k_{25^{\circ}\text{C}}}{k_{10^{\circ}\text{C}}} = e^{\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{283} - \frac{1}{298} \right)}$$

$$\ln \frac{k_{25^{\circ}\text{C}}}{k_{10^{\circ}\text{C}}} = \frac{E_a \cdot (298 - 283)}{8,314 \cdot 298 \cdot 283}$$

$$\ln \frac{0,1167}{0,04125} = \frac{E_a \cdot (298 - 283)}{8,314 \cdot 298 \cdot 283}$$

$$1,04 = \frac{E_a \cdot 15}{8,314 \cdot 298 \cdot 283}$$

$$E_a = 48611 \text{ J/mol}$$

13. NO_2 va CO larning dastlabki konsentratsiyalari $0,5 \text{ mol/l}$ bo'lganda va 435 K haroratda bir soatdan keyin CO_2 ning konsentratsiyasi $0,05 \text{ mol/l}$ bo'ldi. Qanday haroratda bir soatda CO_2 konsentratsiyasi 2 marta ko'p bo'ladi. $E_a = 29260 \frac{\text{kal}}{\text{mol}}$.

Yechimi: reaksiyani ikkinchi tartibli deb hisoblab:

$$k_{435} = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{C_0 - C}{C_0 \cdot C} \right) = \frac{1}{60} \cdot \left(\frac{0,5 - 0,45}{0,5 \cdot 0,45} \right) = 3,7 \cdot 10^{-3}$$

T_2 da CO_2 ning konsentratsiyasi $0,1 \text{ mol/l}$ bo'lgan. Demak $C_0 = 0,5 \text{ mol/l}$, $C = 0,4 \text{ mol/l}$ bo'lgan.

$$k_{T_2} = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{C_0 - C}{C_0 \cdot C} \right) = \frac{1}{60} \cdot \left(\frac{0,5 - 0,4}{0,5 \cdot 0,4} \right) = 8,333 \cdot 10^{-3}$$

Endi esa $\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a \cdot (T_2 - T_1)}{R \cdot T_2 \cdot T_1}$ formuladan T_2 ni topamiz.

$$\ln \frac{8,333 \cdot 10^{-3}}{3,7 \cdot 10^{-3}} = \frac{29260 \cdot (T_2 - 435)}{8,314 \cdot T_2 \cdot 435}$$

$$0,812 = \frac{29260 T_2 - 12728100}{8,314 \cdot T_2 \cdot 435}$$

$$2936,7 T_2 = 29260 T_2 - 12728100$$

$$T_2 = 483,5 \text{ K.}$$

14. Br^- va ClO^- ionlarining o'zaro reaksiyasini o'rganish uchun 100 ml $0,1 \text{ N}$ li NaClO eritmasini 48 ml $0,5 \text{ N}$ li NaOH eritmasi va 21 ml distillangan suv bilan aralashtirildi. Hosil bo'lgan aralashma 25°C

li termostatga joylanibunga 81 ml 1% li KBr eritmasi qo'shildi. Har-xil vaqtlar oralig'ida aralashmadagi BrO⁻ ionlari aniqlandi. Olingan natijalar quyidagi jadvalda keltirilgan.

t, min	0	3,65	7,65	15,05	26,00	47,60	90,60
BrO ⁻ , mol/l	·10 ⁻²	0,0560	0,0953	0,1420	0,1800	0,2117	0,2367

NaClO va KBr larning t=0 dagi konsentratsiyasi mos ravishda 0,00323 M va 0,002508 M bo'lib, eritmaning pH qiymati 11,28 bo'lsa, reaksiyaning tartibini va tezlik konstantasini toping.

Yechimi: reaksiya tartibini 2-tartibli deb hisoblasak quyidagi formuladan foydalanamiz:

$$k = \frac{1}{t \cdot (a - b)} \ln \frac{b(a - x)}{a(b - x)}$$

$$a=0,00323; b=0,002508; a-b=0,000722$$

$$k_{3,65} = \frac{1}{3,65 \cdot 0,000722} \ln \frac{0,002508(0,00323 - 0,00056)}{0,00323(0,002508 - 0,00056)}$$

$$k_{3,65} = 23,45 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Boshqa vaqtlar uchun k ning qiymati:

$$k_{7,65} = 23,42 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$k_{15,05} = 23,3 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$k_{26} = 23,52 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$k_{47,6} = 23,9 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$k_{90,6} = 23,8 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Bu ma'lumotlar reaksiyaning ikkinchi tartibli ekanligidan va k ning o'rtacha qiymati esa $23,62 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ ekanligini ko'rsatadi.

15. A moddaning yarim yemirilish davri 2,5 minut. A moddaning parchalanish reaksiyasining tezligi 2,5 minutdan keyin 2,83 marta kamaydi. Reaksiyaning tartibini toping.

Yechimi: A modda konsentratsiyasi 2,5 minut davomida 2 marta kamaygan.

$$\frac{\vartheta_1}{\vartheta_2} = 2,83$$

$$\vartheta_1 = k_1 \cdot C_1^n$$

$$\vartheta_2 = k_2 \cdot C_2^n$$

$$\frac{C^n}{0,5C^n} = 2,83$$

$$2^n = 2,83$$

$$n=1,5$$

16. Quyidagi jadvalda keltirilgan A moddaning parchalanish reaksiyasi natijalari asosida reaksiya tartibini va reaksiyaning tezlik konstantasini toping.

C _A , mol/l	0,1	0,082	0,067	0,055	0,045
t, sek	0	10	20	30	40

Yechimi: ushbu masalani grafik usulida yechib ko'ramiz.

1) Nolinchi tartibli reaksiyalar uchun $C = -kt + C_0$.

$$t=0; C=0,1$$

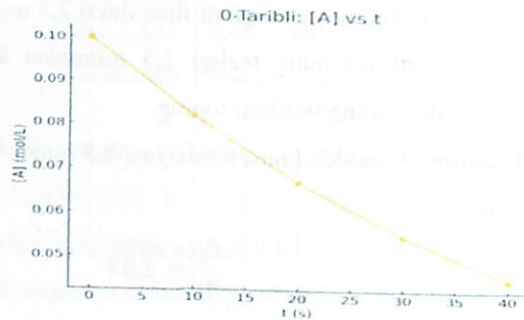
$$t=10; C=0,082$$

$$t=20; C=0,067$$

$$t=30; C=0,055$$

$$t=40; C=0,045$$

Bu ma'lumotlarni grafikda tasvirlasak:



2) Birinchi tartibli reaksiyalar uchun $\ln C = -kt + \ln C_0$

$$t=0; \ln C_0 = -2,3$$

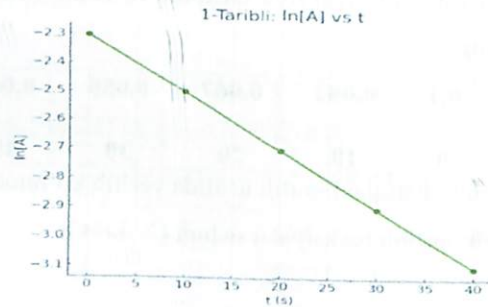
$$t=10; \ln C_0 = -2,5$$

$$t=20; \ln C_0 = -2,7$$

$$t=30; \ln C_0 = -2,9$$

$$t=40; \ln C_0 = -3,1$$

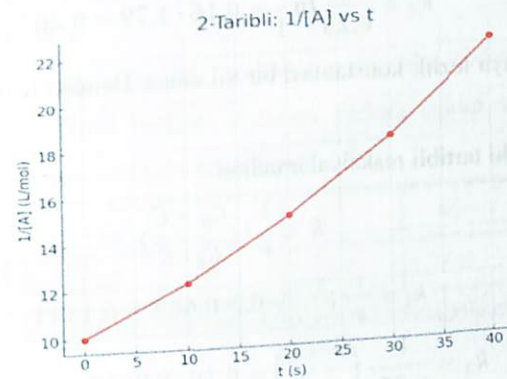
Bu ma'lumotlarni grafikda tasvirlasak:



3) Ikkinchi tartibli reaksiyalar uchun $\frac{1}{C} = kt + \frac{1}{C_0}$

t=0;	C ₀ =0.1;	$\frac{1}{C} = 10$
t=10;	C ₀ =0.082;	$\frac{1}{C} = 12,2$
t=20;	C ₀ =0.067;	$\frac{1}{C} = 14,93$
t=30;	C ₀ =0.055;	$\frac{1}{C} = 18,18$
t=40;	C ₀ =0.045;	$\frac{1}{C} = 22,22$

Bu ma'lumotlarni grafikda tasvirlasak:



Yuqoridagi uchta grafikdagi 2-sida ya'ni reaksiya tartibi 1 bo'lganda olingan chiziq to'g'ri chiziq bo'ldi. Demak reaksiya tartibi 1 ekan.

Reaksiyaning tezlik konstantasi

$$k = -\frac{\ln C_2 - \ln C_1}{t_2 - t_1}$$

$$k = -\frac{(-3,1 - (-2,3))}{40 - 0} = 0,02 \text{ C}^{-1}$$

17. Biror moddaning dastlabki konsentratsiyasi 3 mol/l dan 1 mol/l qolguncha 5 minut vaqt o'tdi. Shu moddaning dastlabki

konsentratsiyasi 6 mol/l dan 1 mol/l qolguncha esa, 6,25 minut vaqt ketdi. Ushbu reaksiyaning tartibini va tezlik konstantasini toping.

Yechimi. birinchi tartibli reaksiya uchun

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{C_0}{C}$$

$$k_1 = \frac{1}{5} \ln \frac{3}{1} = 0,2 \cdot 1,1 = 0,22$$

$$k_2 = \frac{1}{6,25} \ln \frac{6}{1} = 0,16 \cdot 1,79 = 0,287$$

Reaksiya tezlik konstantasi bir xil emas. Demak, reaksiya tartibi 1 emas.

Ikkinchi tartibli reaksiyalar uchun

$$k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{C_0 - C}{C_0 \cdot C} \right)$$

$$k_1 = \frac{1}{5} \cdot \left(\frac{3-1}{3 \cdot 1} \right) = 0,2 \cdot 0,667 = 0,1333$$

$$k_2 = \frac{1}{6,25} \cdot \left(\frac{6-1}{6 \cdot 1} \right) = 0,16 \cdot 0,8333 = 0,1333$$

Reaksiyaning tezlik konstantasi o'zgarmasdan qolmoqda. Demak reaksiya tartibi 2.

Mustaqil ishlash uchun masalalar.

1. $A+B=C+D$ ushbu gomogen reaksiya uchun o'zgarmas haroratda quyidagi natijalar olingan:

Vaqt.sek	0	50	100	200	300	400	500
B modda konsentratsiyasi, mol/l	0,18	0,11	0,074	0,030	0,012	0,004	0,002

a) reaksiya tartibini;

b) ushbu haroratdagi reaksiyaning tezlik konstantasini;

c) 80% modda sarflanadigan vaqtni toping.

Javob: a-1; b-0,0098·c⁻¹; c-164 sek.

2. $nA \rightarrow B$ ushbu reaksiyada birinchi tajribada A moddaning dastlabki konsentratsiyasi 1 mol/l bo'lganda 4 minutdan keyin 0,5 mol/l qoldi. Ikkinchi tajribada esa A moddaning dastlabki konsentratsiyasi 2 mol/l bo'lganda 5 minutdan keyin uning 0,5 mol/l qoldi. Reaksiya tartibini toping.

Javob: 3

3. Birinchi tartibli reaksiya natijasida kislotani hosil bo'lishi o'rganildi. Hosil bo'lgan kislotani titrlash uchun sarflangan ishqor eritmasi hajmi jadvalda keltirilgan.

Vaqt.min	0	27	60	
Hajm.ml	0	18.1	26.0	29.7

Ushbu reaksiyaning birinchi tartibli ekanligini va yarim

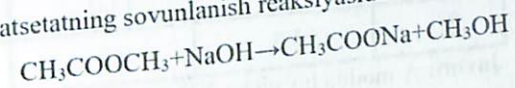
yemirilish davrini toping.

Javob: $k=0,0348$ o'zgarmas bo'lgani uchun reaksiya birinchi tartibli. $t_{1/2} \approx 20$ min.

4. Modda konsentratsiyasi 0,502 mol/l dan 1,007 mol/l gacha oshirilganda yarim yemirilish davri 51 sekunddan 26 sekundgacha kamaydi. Reaksiya tartibini va tezlik konstantasini toping.

Javob: reaksiya tartibi 2. konstanta 0,039

5. Metilatsetatning sovunlanish reaksiyasida



Quyidagi natijalar olindi.

Vaqt, min	3	5	7	10	15	25
C _{NaOH} , mmol/l	7.40	6.34	5.50	4.64	3.63	2.54

Agar efir va ishqorning dastlabki konsentratsiyalari 0.01 mol/l dan bo'lsa, reaksiya tartibini va konstantasini toping.

Javob: $n=2; k=0,0117$.

6. $A+B \rightarrow AB$ ushbu reaksiyada A va B moddalarning dastlabki konsentratsiyalari turlicha bo'lgandagi reaksiya tezliklari quyidagi jadvalda keltirilgan. Reaksiyaning kinetik tenglamasini yozing.

[A] ₀ , mol/l	[B] ₀ , mol/l	w_0 , mol/(l·s)
1,0	1,0	0,025
0,1	1,0	0,0025
1,0	0,1	0,00025

Javob. $v = k \cdot A \cdot B^2$

7. Gaz fazali $A+B \rightarrow C$ reaksiyaning tezligi A va B moddalarning turli parsial bosimlariga bog'liq holda o'rganildi. Olingan natijalar jadvalda keltirilgan. A va B moddalar uchun reaksiya tartibini toping.

№ tajriba	p_A , mm. sim. ust.	p_B , mm. sim. ust.	w , mol/(l·sek)
1	4,0	15,0	$2,59 \cdot 10^{-7}$
2	9,0	12,0	$1,05 \cdot 10^{-6}$
3	13,0	9,0	$1,64 \cdot 10^{-6}$

Javob: A modda bo'yicha 2; B modda bo'yicha 1.

8. Quyidagi jadvalda 923 K da gaz fazali $A \rightarrow B$ reaksiyada bosim va yarim yemirilish davrlari orasidagi bog'liqlik keltirilgan.

P, mm sim.ust.	50	100	200	400
$t_{1/2}$, sek	648	450	318	222

reaksiya tartibini toping.

Javob: 1,5.

9. Ammoniy seanatning mochevinaga izomerlanish reaksiyasini o'rganish maqsadida 22,9 ammoniy sianatni suvda eritib, eritma hajmini 1 litrgacha yetkazildi va jadvaldagi ma'lumotlar olindi.

t, min	0	20,0	50,0	65,0	150
m(mochevin), gr	0	7,0	12,1	13,8	17,7

a) reaksiya tartibini

b) tezlik konstantasini

c) 300 minutdan keyingi mochevina massasini toping.

Javob: $a=2; b=0,058; c \approx 20$ gr.

10. 70°C da birinchi tartibli reaksiya 1 soatda 40% amalga oshdi. Harorat qanday (°C) bo'lganda 30 minut davomida ushbu reaksiya 80% amalga oshadi. Reaksiyaning aktivlanish energiyasi 60 kJ/mol.

Javob: 103°C.

