

O‘ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY TA’LIM VA
INNOVATSIYALAR VAZIRLIGI
NAMANGAN DAVLAT UNIVERSITETI

KIMYO KAFEDRASI

NOORGANIK KIMYO FANIDAN

Metallarning umumiy xossalari

Metall bog‘lanish tabiati Metall kristall panjara Qotishmalar Metallarning fizika va
kimyoviy xossalari.

Bajardi kimyo yo‘nalishi: _____

K.Kim_ AU_23 guruh Talabasi:

Xudayberganova Shahnoza

Rahbar : _____

NAMANGAN – 2024

Namangan Davlat Universiteti Tabiiy fanlar
fakulteti Kimyo yo‘nalishi
K.Kimyo_AU_23 guruh talabasi
Xudayberganova Shahnozaning Noorganik
kimyo fanidan "Metallarning umumiy
xossalari Metall bog‘lanish tabiati Metall
kristall panjara Qotishmalar Metallarning
fizika va kimyoviy xossalari " mavzusidagi
yozgan kurs ishiga

Taqriz

Ushbu kurs ishi Kimyoviy kinetika mavzusiga bag‘ishlangan bo‘lib, unda kimyoviy reaksiyalar tezligi, unga ta’sir etuvchi omillar, reaksiyalar tartibi hamda kimyoviy kinetikaning nazariy asoslari keng yoritilgan. Ishda kimyoviy tushunchalar, mavzuga oid nazariyalar, ilmiy fikrlar va amaliy mashqlar o‘zaro bog‘liq holda berilgan.

Talaba kurs ishini bayon etishda fanga uslubiy qo‘llanmalar internet ma’lumotlaridan foydalanilgan biroq ommaviy axborot nashrlaridan foydalanmagan.

Yuqoridagilardan kelib chiqib hay'at a'zolari ijobiy ball berishlarini so‘rayman.

Taqrizchi: _____

Kimyoviy kinetika

Reja:

I. Kirish

1.1. Kimyoviy kinetikaning fan sifatida o‘rni va dolzarbligi

1.2. Kurs ishining maqsadi va tadqiqot yo‘nalishi

II. Asosiy qism

2.1. Kimyoviy reaksiyalar tezligi va unga ta’sir etuvchi omillar–Konsentratsiya, harorat, katalizatorlar, bosim va sirt maydonining ta’siri.

2.2. Reaksiya tartibi va tezlik tenglamalari – Massalar qonuni, Arrhenius tenglamasi, reaksiyaning molekulyarligi.

2.3. Kimyoviy kinetikani o‘rganish usullari – Tajriba asosida tezlikni aniqlash, grafik tahlil usullari.

2.4. Kimyoviy kinetikaning amaliy qo‘llanilishi – Sanoat, tibbiyot va biologiyadagi ahamiyati.

Xulosa

Foydalanilgan adabiyotlar

Kirish.

Tabiatda sodir bo'ladigan barcha kimyoviy jarayonlar ma'lum vaqt davomida amalga oshadi. Bu jarayonlarning qanchalik tez yoki sekin kechishini o'rganish, ularni nazorat qilish va zarur holatda tezlashtirish yoki sekinlashtirish imkonini beradigan fan sohasi — **kimyoviy kinetika** deb ataladi.

Kimyoviy kinetika – bu kimyo fanining muhim bo'limi bo'lib, unda reaksiyalar tezligi, unga ta'sir qiluvchi omillar, reaksiyaning tartibi va mexanizmi, reaksiyalar davomida moddalar o'zgarishining matematik modellari o'rganiladi. Ushbu soha yordamida kimyoviy reaksiyalarning ichki mohiyatini chuqur tushunish, reaksiya davomida hosil bo'ladigan oraliq mahsulotlar va faollashtirilgan komplekslar haqida xulosa chiqarish mumkin.

Kimyoviy kinetikaning dolzarbligi bugungi kunda juda yuqori. Chunki zamonaviy texnologiyalar, ayniqsa farmatsevtika, oziq-ovqat sanoati, neft-kimyo sanoati, ekologik monitoring va biotexnologiya sohalarida kimyoviy jarayonlar tezligini boshqarish zarurati kundalik ehtiyojga aylangan. Reaksiyalar qanday tezlikda sodir bo'lishi – mahsulot sifati, energiya sarfi, xavfsizlik va iqtisodiy samaradorlikka bevosita ta'sir ko'rsatadi.

Bundan tashqari, kimyoviy kinetika nazariyasi biologik tizimlarda, masalan fermentativ reaksiyalar, hujayra ichidagi o'zgarishlar, dorilarning organizmda ta'sir ko'rsatish mexanizmini o'rganishda ham qo'llaniladi. Shu sababli ham bu yo'nalish fundamental va amaliy jihatdan dolzarb sanaladi.

Mazkur kurs ishida kimyoviy kinetikaning asosiy tushunchalari: reaksiyalar tezligi, unga ta'sir etuvchi omillar (harorat, konsentratsiya, katalizator, bosim va sirt maydoni), reaksiyalar tartibi va mexanizmi, kinetik tenglamalar, hamda kimyoviy kinetikaning turli sohalaridagi amaliy qo'llanilishi keng yoritiladi.

Shuningdek, mavzuga oid masalalar tahlil qilinib, nazariy bilimlar amaliy misollar bilan mustahkamlanadi.

1.1. Kimyoviy kinetikaning fan sifatida o‘rni va dolzarbligi

Kimyoviy kinetika – kimyoviy reaksiyalar tezligi, ularning mexanizmlari va ularga ta’sir etuvchi omillarni o‘rganadigan kimyo fanining asosiy bo‘limlaridan biri. U nafaqat fundamental kimyo qonunlarini tushunishda, balki sanoat, tibbiyot, ekologiya va texnologiyalarda amaliy yechimlar ishlab chiqishda hal qiluvchi rol o‘ynaydi.

Kimyoviy Kinetikaning Ilmiy Ahamiyati

1. Reaksiya Mexanizmlarini O‘rganish

Kimyoviy kinetika reaksiyalarning bosqichma-bosqich borishini, oraliq mahsulotlar va aktivlangan komplekslarning paydo bo‘lishini aniqlashga yordam beradi.

Misol:

- Elementar reaksiyalar (bir bosqichli) va murakkab reaksiyalar (ko‘p bosqichli) tahlili.
- Zanjirli reaksiyalar (masalan, yonish jarayonlari) va ularning tarmoqlanish mexanizmlari.

2. Termodinamika va Kinetikaning Bog‘liqligi

- **Termodinamika:** Reaksiyaning spontan ravishda yuz berishi mumkinligini aniqlaydi ($\Delta G < 0$).
- **Kinetika:** Reaksiyaning qanchalik tez yoki sekin borishini belgilaydi.

Misol: Oltinugurt dioksidining (SO_2) havoda sekin oksidlanishi termodinamik jihatdan spontan ($\Delta G < 0$), lekin kinetik jihatdan sekin (katalizatorsiz).

3. Kataliz Nazariyasi va Kinetik Modellar

- **Katalizatorlar** reaksiya tezligini oshiradi, lekin muvozanat holatiga ta'sir qilmaydi (Arrhenius tenglamasi: $k = A * e^{-\frac{Ea}{RT}}$)
- **Enzimatik kinetika** (Michaelis-Menten modeli) biokimyoda fermentlar ishlashini tushunish uchun ishlatiladi.

Amaliy Qo'llanilishi va Dolzarbligi

1. Kimyo Sanoati va Reaksiyalarni Optimallashtirish

- **Neftni qayta ishlash:** Krasing, reforming kabi jarayonlarda harorat, bosim va katalizatorlarni tanlash.
- **Polimerlanish reaksiyalari:** Plastmassa, kauchuk ishlab chiqarishda kinetik nazorat.
- **Dori-darmonlar sintezi:** Farmatsevtikada optimal reaksiya sharoitlarini topish.

2. Atrof-muhit Kimyosi va Ekologik Tadqiqotlar

- **Atmosfera reaksiyalari:**
 - Ozon qatlamining parchalanishi (CFC ta'siri).
 - NO_x va SO₂ ning yomg'ir bilan birikib kislota yomg'irlarini hosil qilishi.
- **Chiqqindilarni zararsizlantirish:** Toksinli moddalarning parchalanish tezligini hisoblash.

3. Tibbiyot va Farmakokinetika

- **Dori moddalarining metabolizmi:**

- Yarim yemirilish davri ($t_{1/2}$).
- Birinchi tartibli kinetika (dori konsentratsiyasining vaqtga bogʻliqligi).
- **Enzim inhibitörlari:** Dorilarning fermentlar bilan oʻzaro taʼsiri (masalan, antibiotiklar).

4. Energiya va Materialshunoslik

- **Yonilgʻi xossalari:** Benzin, vodorod energiyasidan samarali foydalanish.
- **Batareyalar va superkondensatorlar:** Elektrokimyoviy reaksiyalarning tezligi va barqarorligi.
- **Nano-materiallar sintezi:** Zarrachalar oʻsishining kinetik nazorati.

Zamonaviy Tadqiqot Yoʻnalishlari

1. Kompyuter Modellash va Kvant Kimyosi

- Molekulyar dinamika va DFT hisoblashlar (Density Functional Theory) orqali reaksiyalarning atom darajasidagi mexanizmlarini oʻrganish.
- Sunʼiy intellekt yordamida yangi katalizatorlarni topish (masalan, vodorod ishlab chiqarish uchun elektrokatalizatorlar).

2. Biokimyoviy Kinetika

- DNK replikatsiyasi va oqsillarning katalizatori (masalan, CRISPR texnologiyasi).
- Dorilarning hujayra darajasidagi taʼsiri (farmakodinamika).

3. Yashil Kimyo va Barqaror Jarayonlar

- Kam energiya talab qiladigan reaksiyalar (masalan, fotokataliz orqali CO₂ ni qayta ishlash).
- Qayta ishlanadigan polimerlar ishlab chiqish.

Kelajakdagi Rivojlanishi

- Yuqori tezlikdagi reaksiyalarni o'rganish (femtokimyoviy usullar).
- Katalitik konvertorlarni takomillashtirish (elektromobil texnologiyalari uchun).
- Biologik tizimlardan ilhomlangan sun'iy fermentlar yaratish.

1.2. Kurs ishining maqsadi va tadqiqot yo‘nalishi

Kurs ishining asosiy maqsadi – kimyoviy kinetikaning nazariy asoslarini o‘rganish, uning amaliy sohalarida qo‘llanilishini tahlil qilish va konkret kimyoviy reaksiyalar tezligiga turli omillarning (harorat, konsentratsiya, katalizator) ta‘sirini eksperimental yoki nazariy usullarda o‘rganish orqali ilmiy va amaliy natijalarga erishishdir.

Asosiy tadqiqot yo‘nalishlari:

1. Nazariy tahlil:

- Kimyoviy kinetikaning fundamental qonunlarini (tezlik tenglamalari, Arrhenius tenglamasi, aktivlanish energiyasi) tushuntirish.
- Reaksiya mexanizmlarini tahlil qilish (elementar va murakkab reaksiyalar).

2. Amaliy eksperimentlar (agar kurs ishi eksperimental bo‘lsa):

- **Reaksiya tezligini o‘lchash:**
 - Vaqt bo‘yicha reagentlar konsentratsiyasining o‘zgarishi (spektrofotometriya, titrlash).
 - Haroratning ta‘sirini o‘rganish (masalan, termostatda turli haroratlarda reaksiya tezligini solishtirish).
- **Katalizator ta‘sirini aniqlash:**
 - Turli katalizatorlar ishtirokida reaksiya tezligining o‘zgarishi.

3. Amaliy ahamiyatini ko‘rsatish:

- Kimyoviy kinetikaning sanoat (neftni qayta ishlash, polimerlar sintezi), atrof-muhit (havoning ifloslanishi), tibbiyot (dori metabolizmi) sohalarida qo‘llanilishi.

4. Kompyuter modellashtirish (agar dasturiy vositalar qo'llanilsa):

- Reaksiya tezligini matematik modellashtirish (Python, MATLAB yandi maxsus dasturlar yordamida).
- Kinetik ma'lumotlarni grafik tarzda tahlil qilish.

Tadqiqotning ilmiy yangiligi va amaliy qiymati:

- **Ilmiy yangilik:**

- Agar tadqiqot yangi reaksiyalarni yoki noan'anaviy sharoitlarda (masalan, yuqori bosimda) kinetik qonuniyatlarni o'rganishga qaratilgan bo'lsa.
- Katalizatorlarning samaradorligini solishtirish orqali optimal sharoitlarni aniqlash.

- **Amaliy qiymat:**

- O'rganilayotgan reaksiyani sanoatda samarali boshqarish uchun tavsiyalar ishlab chiqish.
- Ekologik toza texnologiyalarni rivojlantirishga hissa qo'shish (masalan, chiqindilarni parchalash uchun katalitik usullar).

II. Asosiy qism:

2.1. Kimyoviy reaksiyalar tezligi va unga ta'sir etuvchi omillar– Konsentratsiya, harorat, katalizatorlar, bosim va sirt maydonining ta'siri

Kimyoviy reaksiyalar tezligi – bu vaqt birligida reagentlar konsentratsiyasining kamayishi yoki mahsulotlar konsentratsiyasining o'sishini ifodalovchi miqdordir. Reaksiya tezligini o'lchash uchun turli usullar mavjud bo'lib, ular reaksiya turi, sharoitlar va aniqlik talablariga qarab tanlanadi.

Kimyoviy jarayonlarning sodir bo'lishi yoki bo'lmasligi reaksiyada qatnashuvchi moddalarning bir-biriga bo'lgan kimyoviy mosligiga bog'liq. Har qanday reaksiyaning sodir bo'lishi uchun ma'lum sharoitlar yaratilishi kerak.

Masalan, $\text{H}_{2(\text{g})} + 0,5\text{O}_{2(\text{g})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$, $\Delta H = -241,84 \text{ kJ}$ reaksiya uy sharoitida bir necha yillar davomida oz miqdorda bo'lsa ham, amalga oshishini aniqlab bo'lmaydi. Shu reaksiyaning 500°C dan yuqorida reaksiya tezligi sezilarli boladi, 700°C dan yuqorida yoki uchqun ta'sirida portlash bilan juda qisqa vaqt davomida tugaydi. Bu reaksiyaning entalpiya qiymati katta bo'lishi H_2O ning $\text{H}_2 + \text{O}_2$, aralashmasiga qaraganda turg'un ekanligini bildiradi. Bu reaksiyaga har tomonlama teskari xususiyatga ega bo'lgan



jarayon uchun hech qanday qo'shimcha sharoit yaratish kerak emas, u o'z-o'zidan sodir bo'ladi, lekin mahsulot turg'unligi boshlang'ich moddalarnikidan kam bo'lishi, reaksiya entalpiyasi qiymatidan va ishorasidan ko'rinib turibdi. Reaksiyalarning borish qonuniyatlarini bilgan holda jarayonni boshqarish imkoniyatlariga ega bo'lish va reaksiya tezligiga ta'sir qiluvchi omillardan to'g'ri foydalana bilish kimyogarlar uchun muhim imkoniyatlardan biri bo'ladi.

Kimyoviy reaksiya tezligi, ma'lum vaqt davomida hajm birligida (gomogen reaksiyalar uchun) yoki fazalar chegarasida (geterogen reaksiyalar uchun) sodir bo'lgan kimyoviy jarayon tezligi bilan o'lchanadi. Ko'pincha, kimyoviy reaksiya

tezligini o'lchash uchun vaqt birligida reaksiyaga kirishgan yoki unda hosil bo'lgan moddalardan birining konsentratsiyasini o'zgarishi qayd etiladi. Ba'zi hollarda, reaksiya tezligi haqidagi ma'lumotni reaksiya sodir bo'layotgan sistema-ning biror xususiyati (bosimi, rangning ravshanligi yoki elektr o'tkazuvchanligi)ni o'lchash ham kifoya qiladi.

Reaksiya davomida hajm o'zgarmas (izoxorik) sistemalar uchun τ_1 , va τ_2 vaqtlar oralig'ida reaksiyada qatnashuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi C_1 bilan C_2 oralig'ida o'zgargan bo'lsa, shu vaqt oralig'ida o'lchangan reaksiya tezligini quyidagicha ifodalanadi:

$$V = \frac{(C_2 - C_1)}{(\tau_2 - \tau_1)} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Bu ifodadagi «+» va «—» ishoralar modda konsentratsiyasi ning ortib borishi (mahsulotlar uchun) yoki boshlang'ich moddalardan birining konsentratsiyasi kamayib borishini anglatadi. Bu formuladagi konsentratsiya o'zgarishini o'lchash oralig'idagi vaqt farqi qancha qisqa bo'lsa, hisoblangan tezlik qiymati reaksiyaning haqiqiy tezligiga yaqin bo'ladi.

1. Konsentratsiyaning Ta'siri

Qonun: "Katta konsentratsiyada ko'proq molekulalar to'qnashadi, shuning uchun reaksiya tezlashadi."

Asosiy tushuncha:

- Harakatdagi massa qonuni (Guldberg va Vaage, 1864):
Reaksiya tezligi reagentlar konsentratsiyasiga proporsional:

$$v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$$

Bu yerda:

v – reaksiya tezligi,

k – tezlik doimiysi,

$[A],[B]$ – reagentlar konsentratsiyasi,

m,n – reaksiya tartibi (tajriba orqali aniqlanadi).

Misol: $2H_2+O_2\rightarrow 2H_2O$ reaksiyasida vodorod konsentratsiyasini 2 baravar oshirsak, tezlik 4 baravar ortadi ($v\propto [H_2]$)

2. Haroratning Ta'siri

Qonun: "Harorat oshganda molekulalarning kinetik energiyasi ortadi va to'qnashuvlar samaradorligi oshadi."

Asosiy tushuncha:

Arrhenius tenglamasi (1889):

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

Bu yerda:

k – tezlik doimiysi,

A – chastotali faktor,

E_a – aktivlanish energiyasi (kJ/mol),

R – universal gaz doimiysi (8.314 J/mol·K),

T – harorat (Kelvin).

Qoida: Harorat har 10°C oshganda, reaksiya tezligi 2–4 baravar ortadi.

Misol: Sutning pishishi (harorat oshganda tezlashadi).

3. Katalizatorlarning Ta'siri

Qonun: "Katalizatorlar aktivlanish energiyasini (E_a) kamaytirib, reaksiyani tezlashtiradi, lekin muvozanat holatiga ta'sir qilmaydi."

Turlari:

- **Gomogen katalizatorlar** – reagentlar bilan bir fazada (masalan, suvordagi kislotalar).
- **Geterogen katalizatorlar** – boshqa fazada (masalan, platina yuzasida vodorodning oksidlanishi).

Misol: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ (MnO_2 katalizatori ishtirokida).

4. Bosimning Ta'siri (Gaz fazali reaksiyalar uchun)

Qonun: "Bosim oshganda gaz molekulalari orasidagi to'qnashuvlar ko'payadi."

Asosiy tushuncha:

- **Le Chatelier printsipti:** Tashqi bosim o'zgarganda sistema muvozanatni saqlash uchun javob beradi.
- **Ta'siri:** Faqat gazlarda yoki eritmalaridagi gazsimon moddalarga ta'sir qiladi.

Misol: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ (yuqori bosimda ammiak sintezi tezlashadi).

5. Sirt Maydonining Ta'siri (Qattiq reagentlar uchun)

Qonun: "Sirt maydoni kattaroq bo'lganda, reagentlar o'rtasidagi aloqa zonasi kengayadi."

Asosiy tushuncha:

- Mayda zarrali qattiq moddalar erishi yoki reaksiyaga kirishishi tezroq bo'ladi.

Misol: Ko'mir changi havoda yonishi to'la bo'laklarga qaraganda tezroq sodir bo'ladi.

Jadval: Reaksiya Tezligiga Omillarning Ta'siri

Omil	Ta'sir Mexanizmi		Misol
Konsentratsiya	To'qnashuvlar oshishi	sonining	$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$
Harorat	E_a ning pasayishi		Oziq-ovqatning chirishi
Katalizator	Aktivlanish kamaytirish	energiyasini	H_2O_2 ning parchalanishi (MnO_2 ishtirokida)
Bosim	Gaz siqilishi	molekulalarining	Ammiak sintezi
Sirt maydoni	Reaksiya kengayishi	zonasi	Metallarning kislotalarda erishi

2.2. Reaksiya tartibi va tezlik tenglamalari – Massalar qonuni, Arrenius tenglamasi, reaksiyaning molekulyarligi.

Reaksiya tezligining konsentratsiya bilan qanday bog'langanligiga qarab, biz barcha reaksiyalarni ma'lum tartibdagi reaksiyalar deb bir necha sinfga ajratamiz.

Reaksiya tezligi konsentratsiyaning qanday darajaga chiqarilganligiga bog'liq bo'lsa, reaksiya tartibi o'sha darajani ko'rsatgan songa teng bo'ladi.

Reaksiya tartibi empirik ravishda topiladi.

Reaksiyaning kinetik tenglamasi $v = k[A]^a \cdot [B]^b$ bo'lganligi uchun bu reaksiyaning tartibi konsentratsiyalarning darajasi ko'rsatkichlari yig'indisi $a+b=n$ dir. Agar reagentlar stexiometrik nisbatda olingan bo'lsa, reaksiya orasidagi munosabat umumiy tarzda:

$$v = -\frac{dc}{dt} = kC^n$$

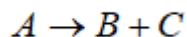
ko'rinishda bo'ladi.

n – reaksiyaning tartibi

k - reaksiyaning tezlik konstantasi,

C -reaksiya uchun olingan moddalarning konsentratsiyasi. Agar $n=1$ bo'lsa, reaksiya birinchi tartibli, $n=2$ bo'lganida esa ikkinchi tartibli bo'ladi va hokazo.

Faqat birgina moddaning parchalanish protsessidan iborat bo'lgan reaksiyalar birinchi tartibli reaksiyalardir. Bunday reaksiyani umumiy tarzda:



Shaklda yozish mumkin. Reaksiyaning tezligi A modda konsentratsiyasining birinchi darajaga ko'tarilganligiga bog'liq bo'ladi, vaqt o'tishi bilan A moddaning konsentratsiyasi kamayadi, demak, reaksiya tezligi ham kamayadi, chunki reaksiya tezligi A moddaning ayni vaqt ichidagi

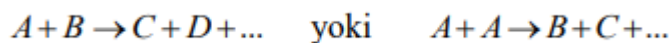
konsentratsiyasiga bog'liqdir. Birinchi tartibdagi reaksiyaning tezlik ifodasi quyidagicha yoziladi:

$$v = -\frac{dc}{dt} = k_1 C$$

Ikkinchi tartibli reaksiyaning tezlik ifodasi ikki moddaning konsentratsiyalar ko'paytmasi yoki bir modda konsentratsiyasi kvadratiga propaotsional bo'ladi:

$$v = -\frac{dc}{dt} = k_2 C_1 C_2 \quad \text{yoki} \quad v = -\frac{dc}{dt} = k_2 C^2$$

2-tartibli reaksiya sxemasi



3-tartibli reaksiyaning tezlik ifodasida uchala modda konsentratsiyalarining ko'paytmasi yoki bir moda konsentratsiyasining uchunchi darajasi bo'ladi:

$$v = -\frac{dc}{dt} = k_3 C_1 C_2 C_3 \quad \text{yoki} \quad v = -\frac{dc}{dt} = k C^3$$

3-tartibli reaksiyaning sxemasi

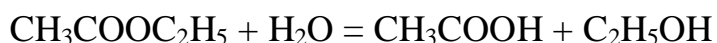


Yuqorida aytilganlardan monomolekulyar birinchi tartibli reaksiyalar, biomolekulyar reaksiyalar esa 2chi tartibli reaksiyalar qatoriga kiradi. Lekin, faqat ayrim hollardagina reaksiyaning tartibli uning molekulyarligi mos keladi. Ko'pchilik hollarda esa bu ikki tushuncha bir-biridan farq qiladi. Reaksiya tartibi va uning molekulyarligi degan tushunchalar quyidagi ikki holda boshqa-boshqa ma'noni beradi.

1. Bu holda reaksiya bosqichlar bilan boradi. Bir necha bosqichda boradigan reaksiya tezligi eng sust boradigan bosqich tezligiga bog'liq bo'ladi, chunki boshqa bosqichlar tez borsa ham, sust boruvchi bosqich, butun protsessni kechiktirib turadi. Agar ana shunday sust boruvchi bosqich, masalan, bimolekulyar reaksiya bo'lsa, u holda barcha protsessning tezligi ikkinchi

tartibli reaksiya qonuniga itoat etadi. Bunday hollarda eng sust boruvchi bosqichning molekulyarligi umumiy protsessning qaysi tartibli reaksiya ekanligini aniqlab beradi.

2. Bu holda reaksiyada ishtirok qiladigan moddalarning konsentratsiyalari orasida katta farq bo'ladi. Masalan, etilatsetatning suyultirilgan eritmada gidrolizga uchrashi tufayli sovunlanish reaksiyasi:



Bimolekulyar reaksiyadir. Lekin, bu reaksiyada suv ko'p bo'lganligidan uning konsentratsiyasi nihoyatda oz o'zgaradi, reaksiya tezligi e'fir konsentratsiyasining o'zgarishigagina bog'liq. Shuning uchun bu reaksiyaning borishi monomolekulyar reaksiyaning kinetik tenglamasiga bo'ysinadi, binobarin, bu reaksiya birinchi tartibli reaksiyadir.

Reaksiyaning molekulyarligi nazariy tushuncha bo'lib, ayni reaksiyani yuzaga chiqarishga haqiqatan necha zarracha o'zaro to'qnashganini ko'rsatadi.

Birinchi tartibli reaksiyalar 1 chi tartibli reaksiyaning tezligi, reaksiya uchun olingan modda konsentratsiyasining birinchi darajasiga to'g'ri proporsional bo'ladi. Masalan: reaksiya boshlanishida v hajmda a mol modda bor edi; t – o'tgandan keyin uning x moli reaksiyaga ortib qoldi. Reaksiya uchun olingan moddaning konsentratsiyasi dastlab $c_0 = \frac{a}{v}$ edi, t sekunddan $c = \frac{a-x}{v}$ bo'ldi. Reaksiya tezligi konsentratsiyaning vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan o'lchanligi uchun:

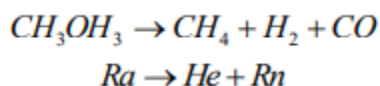
$$\frac{dc}{dt} = kc$$

k -tezlik konstantasi, ya'ni reaksiya $c=1$ bo'lgandagi tezligi.

Birinchi tartibli reaksiyaning tezlik konstantasini hisoblash uchun tajribada a va $a-x$ ni ma'lum vaqt oralig'ida o'lchab boriladi. Agar reaksiyaning tezlik

konstantasi ma'lum bo'lsa, massalar ta'siri qonuni asosida berilgan konsentratsiyalar uchun reaksiya tezligini hisoblab topiladi.

Kimyoviy kinetika hamma vaqt reaksiyaning tezlik konstantasi aniqlanadi. Oddiy efirlarni yuqori harorat ta'sirida parchalanishi, radioaktiv moddalarning yemirilishi birinchi tartibli reaksiyalarga kiradi.



Radioaktivlik, birinchi tartibli reaksiyalar jumlasiga kiradi, shu sababli ularga yarim yemirilish davri xosdir.

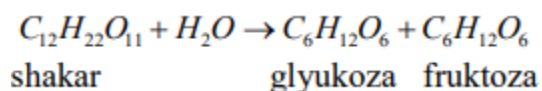
Olingan moddaning yarim yemirilishi uchun ketgan vaqt yarim yemirilishi davri deyiladi va T bilan belgilanadi.

Yarim yemirilish davri bilan tezlik konstantasi k o'rtasidagi bog'lanish quyidagicha:

$$T = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,693}{k}$$

Birinchi tartibli reaksiyalarda va radioaktiv yemirilish hodisalarida yarim yemirilishi davri reaksiya uchun olingan moddaning qancha ekanligiga emas, balki, faqat reaksiyaning tezlik konstantasiga bog'liq bo'ladi.

Masalan, shakarni glyukoza va fruktoza hosil bo'ladigan inversiya reaksiyasi birinchi tartibli reaksiyalar jumlasiga kiradi:



Bu reaksiya tezligi faqat shakar konsentratsiyasiga emas, birinchi tartibli reaksiya qonuniga bo'ysinadi. Chunki reaksiya suv ko'p bo'lgan muhitda, ya'ni

eritmada boradi. Reaksiyaga kirishgan suvning miqdori eritmadagi suvning miqdoriga nisbatan juda kichik shu sababli suvning konsentratsiyasi o'zgarmay qoladi.

3. Ikkinchi tartibli reaksiyalar Ikkinchi tartibli reaksiyalar tezligi hajmga teskari proportsionaldir. Reaksiya vaqtida hajm o'zgarmaydi. Ikkinchi tartibli reaksiyaning yarim yemirilishi davri uchun quyidagi formula mavjud:

$$T = \frac{1}{k \cdot a}$$

bu yerda T –yarim yemirilish davri.

$\frac{1}{a}$ -formula asosida hisoblab topilgan konstanta qiymati.

k-tezlik konstantasi.

Ikkinchi tartibli reaksiyaning yarim yemirilish davri dastlabki konsentratsiyaga teskari proportsional.

Ikki tartibli reaksiya tezligi

$$-\frac{dc}{dt} = k_2 C_1 \cdot C_2$$

C₁-reaksion idishga moddaning konsentratsiyasi

C₂-reagentni konsentratsiyasi

k₂- reaksiyaning tezlik konstantasi Uchinchi tartibli reaksiyaning tezligi:

$$v = -\frac{dc}{dt} = k_3 \cdot C_1 \cdot C_2 \cdot C_3 \quad \text{yoki} \quad \frac{dx}{dt} = k_3 (a - x) \cdot (c - x)$$

Bu reaksiyaning yarim yemirilish davri:

$$T = \frac{3}{2k_3a^2}$$

Uchinchi tartibli reaksiyalarning yarim yemirilish davri dastlabki konsentratsiyaning kvadratiga teskari proportsional

$$a - x = ae^{-R_1 - t} \quad \text{va} \quad \frac{1}{a - x} - \frac{1}{a} = k_2 t$$

hamda

$$\frac{1}{(a - x)^2} - \frac{1}{a^2} = 2$$

Bu uchala holdan ko'rinib turibdiki, reaksiyaning tezligi vaqt o'tgan sari kamayib boradi, chunki bunda dastlabki moddalarning konsentratsiyasi kamayib boradi. Reaksiya tezligi reaksiya tartibi ortishi bilan kamayib boradi.

Reaksiya tartibini aniqlashning bir necha usullari mavjud.

Masalan, modda konsentratsiyasining reaksiya davomida o'zgarishini ko'rsatadigan tajriba natijalarining uch-to'rttasi birin-ketin monomolekulyar, bimolekulyar va trimolekulyar reaksiyalarning tezlik konstantasi tenglamalariga qo'yilib, har qaysi vaqt uchun tezlik konstantasi hisoblab chiqiladi. Tenglamaga ko'ra, k ning qiymatiga ko'ra, reaksiya o'sha tartibga ega bo'ladi.

Reaksiyaning tartibini aniqlashda —yarim yemirilish davri \parallel qiymatidan ham foydalanishi mumkin.

Yuqoridagi birinchi tartibli reaksiyaning yarim yemirilish davri

$$T = \frac{\ln 2}{k_1}$$

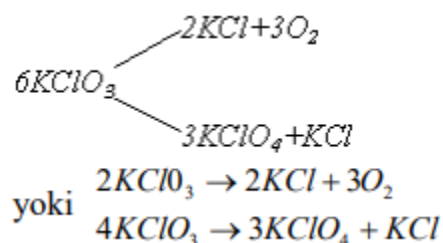
biomolekulyar reaksiyaniki $T = \frac{1}{k_2 a}$ va trimolekulyar reaksiyaniki $T = \frac{3}{2k_3 a^2}$ bo'ladi.

Bu tenglamalarda a -moddaning eng dastlabki konsentratsiyasi. Olingan natijalar yuqoridagi tenglamalarning qaysi birini qanoatlantirsa, reaksiya o'sha tartibga ega bo'ladi.

4. Oddiy va murakkab reaksiyalar. Agar reaksiya o'zining stexometrik tenglamasiga muvofiq birgina bosqichda borsa, bunday reaksiya oddiy reaksiya deb ataladi. Oddiy reaksiyaning kinetik tenglamasi faqat bitta tezlik konstantasi bilan ifodalanadi. Kimyoviy reaksiyalarning ko'pchiligi ancha murakkab tarzda boradi, chunki bir vaqtning o'zida bir necha xil oddiy reaksiyalar yonmayon, ketma-ket, tutash va qaytar tarzda boradi.

Murakkab reaksiyalarning kinetik ta'limoti esa murakkab reaksiyani tashkil qilgan har qaysi oddiy reaksiya bir vaqtning o'zida mustaqil boradi degan farazga asoslanadi. Ularning har qaysisi massalar ta'siri qonuniga asoslanadi.

Kaliy xloratning qizdirilganda parchalanishi parallel reaksiyalarga misol bo'ladi:



Ayrim radioaktiv elementlar parchalanishi parallel ravishda boradi. Organik kimyoda ularni parchalanishi parallel boradi.

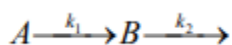
Murakkab reaksiyalardagi oddiy reaksiyalar parallel borayotgan bo'lsa, bu murakkab reaksiyaning umumiy tezligi oddiy reaksiyalar tezliklarining algebraik yig'indisiga teng bo'ladi.

Ayni bir sharoitda reaksiya ikki yoki uch yo'nalishda borishi uchun termodinamik jihatdan imkoniyat bo'lsa, bu jarayonning qaysi biri tezligi ortiq bo'lsa, o'sha jarayon avzal turadi va shu jarayon mahsulotining nisbiy miqdori ortiq bo'ladi.

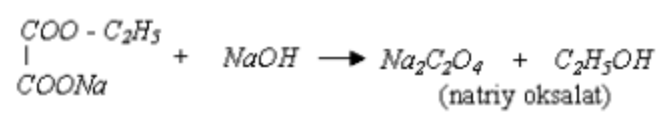
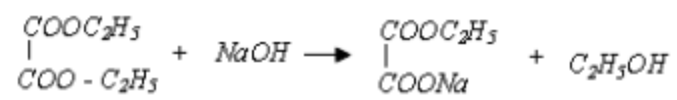
Parallel borayotgan reaksiyalarning tezligi katta bo'lsa, u reaksiya asosiy reaksiya deb, qolganlari yonaki reaksiyalar deb ataladi. Odatda, reaksiya tezligidan qat'iy nazar, bizga kerakli mahsulot hosil qiladigan reaksiya asosiy reaksiya hisoblanadi.

Parallel reaksiyalar sharoitini (temperatura, erituvchi va katalizatorlarni) o'zgartirish yo'li bilan jarayonni kerakli yo'nalishga burish mumkin. Ketma-ket boradigan (konsekutiv) reaksiyalar bir necha ketma-ket bosqichda boradigan reaksiyalardir. Bu reaksiyalarda oraliq modda hosil bo'ladi.

Protsess bosqichlarini A, B, S bilan A bosqichini B bosqichiga o'tishidagi tezlik konstantasini k_1 bilan B bosqichning C bosqichiga o'tishidagi tezlik konstantasini k_2 bilan ishoralasak, ketma-ket reaksiyalarning sxemasi:



Ketma-ket reaksiyalarda umumiy protsessning tezligi bilan eng sekin boruvchi bosqich tezligi bilan o'lchanadi. (Dietiloksalatning ishqorlar bilan sovunlanish reaksiyasi ketma-ket reaksiya) R-a ikki bosqichda boradi:



2.3. Kimyoviy kinetikani o'rganish usullari – Tajriba asosida tezlikni aniqlash, grafik tahlil usullari.

Kimyoviy Kinetikani O'rganish Usullari

Kimyoviy kinetikada reaksiya tezligini o'rganish uchun tajribaviy va grafik tahlil usullari qo'llaniladi. Bu usullar orqali reaksiya tartibi, tezlik doimiysi va aktivlanish energiyasi kabi parametrlarni aniqlash mumkin.

1. Tajriba Asosida Tezlikni Aniqlash

A. Asosiy Prinzip

Reaksiya tezligini o'lchash uchun quyidagilar kuzatiladi:

- Reagentlar konsentratsiyasining vaqtga nisbatan o'zgarishi,
- Mahsulotlar konsentratsiyasining o'sishi,
- Fizik-kimyoviy parametrlar (bosim, rang, pH, elektr o'tkazuvchanlik) o'zgarishi.

B. Tezlikni O'lchash Usullari

1. Kimyoviy Tahlil Usullari

- **Titrlash:** Reaksiya davomida oraliq vaqtlarda reagentlarning konsentratsiyasi titrlash orqali aniqlanadi.
 - **Misol:** KMnO_4 yordamida oksidlanish reaksiyalarini kuzatish.
- **Spektrofotometriya:** Reagent yoki mahsulotlarning yutilish spektrini o'lchash.
 - **Misol:** I_2 ning 520 nm da yutilishi orqali reaksiya tezligini aniqlash.

2. Fizik Usullar

- **Bosim O'zgarishi:** Gaz fazali reaksiyalarda bosim o'zgarishi kuzatiladi.
 - **Misol:** $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (O_2 chiqishi bosimni oshiradi).
- **Elektr Kimyoviy Usullar:**
 - pH o'zgarishi, elektr o'tkazuvchanlik yoki potentsiometriya.
 - **Misol:** Kislota-asos reaksiyalarida pH metr yordamida tezlikni o'lchash.

3. Xromatografiya va Mass-Spektrometriya

- Murakkab aralashmalarda reagent va mahsulotlarning konsentratsiyasini aniqlash.

Grafik Tahlil Usullari

Reaksiya tezligini matematik jihatdan tahlil qilish uchun turli grafik usullar qo'llaniladi.

A. Konsentratsiya–Vaqt Grafiklari

Har bir reaksiya tartibi uchun konsentratsiyaning vaqtga bog'liqligi grafikda ko'rsatiladi.

Reaksiya Tartibi	Tenglama	Chiziqli Grafik	Yarim Yemirilish Davri ($t_{1/2}$)
0-tartibli	$[A]=[A]_0-kt$	$[A]$ vaqtga nisbatan chiziq	$t_{1/2}=[A]_0/2k$
1-tartibli	$\ln[A]=\ln[A]_0-kt$	$\ln[A]$ vaqtga nisbatan chiziq	$t_{1/2}=\ln 2/k$
2-tartibli	$1/[A]=1/[A]_0+kt$	$1/[A]$ vaqtga nisbatan chiziq	$t_{1/2}=1/k[A]_0$

Misol: Agar $\ln[A]$ vaqtga nisbatan chiziqli bo'lsa, reaksiya **1-tartibli** hisoblanadi.

B. Arrhenius Grafigi (Tezlik–Harorat Bog‘liqligi)

Arrhenius tenglamasidan foydalanib, haroratning ta'sirini tahlil qilish:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

$\ln k$ ni $\frac{1}{T}$ (K^{-1}) ga nisbatda chizilsa, **egim** $-\frac{E_a}{R}$ ga teng bo'ladi.

Kesishish nuqtasi ($\ln A$) chastotali faktorni beradi.

Misol: Har xil haroratlarda tezlikni o'lchab, E_a (aktivlanish energiyasi) hisoblanadi.

3. Reaksiya Mexanizmini Tahlil Qilish

A. Dastlabki Tezliklar Usuli (Initial Rates Method)

- Har xil boshlang'ich konsentratsiyalarda reaksiya tezligi o'lchanadi.
- Reaksiya tartibi aniqlanadi:

$$v_0 = k[A]_0^m[B]_0^n$$

Bu yerda v_0 – dastlabki tezlik, m, n – tartiblar.

B. Yopiq Tizim Usullari (Batch Reactors)

- Reaktorlarda reaksiya kuzatilib, vaqt o'tishi bilan konsentratsiya o'zgarishi qayd etiladi.

4. Zamonaviy Kompyuterli Modellash

A. Molekulyar Dinamika Simulyatsiyasi

- Reaksiya yo'llari va aktivlanish energiyasini hisoblash.

B. Sun'iy Intellect va Ma'lumotlar Tahlili

- Katalizatorlarning samaradorligini bashorat qilish.

Xulosa

Usul	Qo'llanilishi	Afzalliklari
Titrlash	Konsentratsiyani aniq o'lchash	Oddiy, arzon
Spektrofotometriya	Rangli reaksiyalar tezligini o'lchash	Yuqori sezuvchanlik
Bosim o'lchash	Gaz reaksiyalari	Tezkor o'lchash
Grafik tahlil	Reaksiya tartibi va E_a aniqlash	Matematik aniqlik

Tajriba va grafik usullar yordamida:

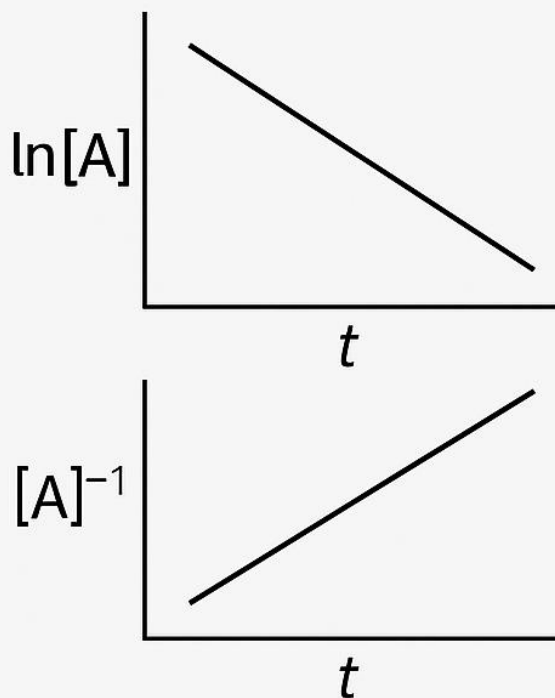
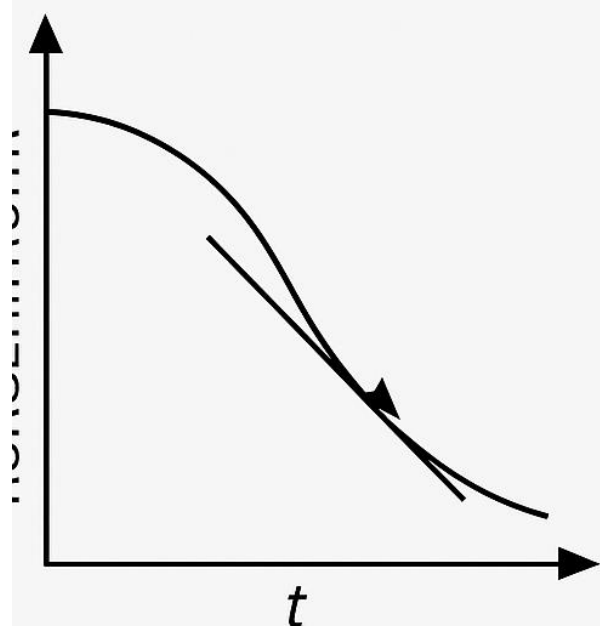
1. Reaksiya tartibi aniqlanadi,
2. Tezlik doimiysi (k) hisoblanadi,
3. Aktivlanish energiyasi (E_a) topiladi,
4. Reaksiya mexanizmlari tushuntiriladi.

Kimyoviy kinetikani o'rganish usullari

Tajriba asosida
tezlikni aniqlash



Grafik tahlil
usullari



2.3.1-rasm.

2.4. Kimyoviy kinetikaning amaliy qo'llanilishi – Sanoat, tibbiyot va biologiyadagi ahamiyati.

Kimyoviy kinetika – bu kimyoviy reaksiyalar tezligi va ularga ta'sir etuvchi omillarni o'rganadigan fan sohasi. Uning amaliy qo'llanilishi sanoat, tibbiyot va biologiyada juda keng va muhim ahamiyatga ega.

1. Sanoatda Kimyoviy Kinetikaning Qo'llanilishi

a) Neft-kimyo va Energiya Sanoati

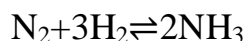
Kreking (neftni qayta ishlash):

Kinetika modellari yordamida yuqori molekulyar og'irlikdagi uglevodorodlarni (masalan, mazut) benzin yoki dizel yoqilg'isiga aylantirish jarayonlari optimallashtiriladi.

Misol: **Katalitik kreking** jarayonida zeolit katalizatorlari ishlatiladi, ular reaksiya tezligini 1000 barobar oshiradi.

Ammiak ishlab chiqarish (Haber-Bosh jarayoni):

Reaksiya:



Kinetik tahlillar shuni ko'rsatadiki, yuqori bosim (~200 atm) va harorat (~450°C) optimal hosildorlikni beradi. Temir katalizatorlari reaksiya tezligini oshiradi.

b) Farmatsevtika va Polimer Sanoati

Dori ishlab chiqarish:

Ko'p bosqichli organik sintezda har bir qisman reaksiyaning tezligi hisobga olinadi.

Misol: Penitsillin ishlab chiqarishda fermentativ biosintez tezligi pH va haroratga bog'liq.

Plastmassalar sintezi:

Polimerlanish reaksiyalarida kinetika zanjir uzunligi va molekulyar og'irlikni nazorat qilish uchun ishlatiladi.

Misol: Polietilen ishlab chiqarishda metallokatalizatorlar (Ziegler-Natta katalizatorlari) qo'llaniladi.

c) Oziq-ovqat Sanoati

Pasterizatsiya va sterilizatsiya:

Mikroorganizmlarning o'lish tezligi haroratga bog'liq (Arrhenius tenglamasi).

Misol: Sutni 72°C da 15 soniya isitish (**HTST metodi**) bakteriyalarni 99,9% yo'q qiladi.

Oziq-ovqatning shelf hayoti:

Antioksidantlar qo'shish orqali oziq-ovqatning chirash tezligi sekinlashtiriladi.

2. Tibbiyotda Kimyoviy Kinetikaning Qo'llanilishi

a) Farmakokinetika (Dori Moddalarining Kinetikasi)

Dorilarning yarim yemirilish davri ($t_{1/2}$):

Kinetika yordamida dorining qondan yo'qolish tezligi aniqlanadi.

Misol:

Paratsetamol: $t_{1/2}$ =2–4 soat (tez metabolizm).

Diazepam: $t_{1/2}$ =20–50soat (sekin metabolizm).

Enzim Inhibitorlari:

Dorilar fermentlar bilan bogʻlanib, ularning faolligini pasaytiradi.

Misol: Statinalar (Xolesterin kamaytiruvchi dorilar) HMG-KoA reduktaza fermentini inhibe qiladi.

b) Diagnostika va Laboratoriya Testlari

Qondagi glukoza oʻlchash:

Glukoza oksidlanish reaksiyasi tezligi asosida qand miqdori aniqlanadi (**glukoz oksidaza fermenti** ishlatiladi).

ELISA testlari:

Antigen-antitana bogʻlanish kinetikasi yordamida viruslar (masalan, HIV) aniqlanadi.

c) Dorilarning Barqarorligi

Dori formulalarini optimallashtirish:

Harorat va namlikka chidamlilikni oʻrganish uchun **tezlatilgan eskirish testlari** (Arrhenius modeli) qoʻllaniladi.

3. Biologiyada Kimyoviy Kinetikaning Qoʻllanilishi

a) Enzim Kinetikasi (Michaels-Menten Modeli)

Ferment-substrat bogʻlanishi:

$$v = \frac{V_{max}[S]}{K_m + [S]}$$

Bu yerda:

v – reaksiya tezligi,

V_{\max} – maksimal tezlik,

K_m – substratga bog‘lanish doimiysi.

Misol: **Laktaza** fermenti sutdagi laktozani parchalaydi (laktoz intolerantsiyasida bu ferment yetishmaydi).

b) DNK va Oqsil Kinetikasi

DNK replikatsiyasi:

Polimeraza fermentlari DNK zanjirini qanday tezda uzaytirishi hisoblanadi (~1000 nukleotid/sekund).

Oqsillarning denaturatsiyasi:

Yuqori haroratda oqsillarning buzilish tezligi o‘lchanadi (masalan, tuxum oqining qovurilishida).

c) Ekologik Biokimyo

Biodegradatsiya:

Mikroorganizmlar tomonidan plastik yoki neft chiqindilarining parchalanish tezligi o‘rganiladi.

Misol: **Pseudomonas** bakteriyalari neftni 2 oy ichida 80% parchalaydi.

XULOSA

1. Kurs ishi mavzusi bilan tanishib chiqdim.
2. Mavzu yuzasidan zarur bo'lgan adabiyotlar ro'yxati tuzildi internet saytlariga alohida e'tibor qaratildi.
3. Kimyoviy kinetika haqida ma'lumotlar to'plandi va o'rganib chiqildi.
4. Kinetika haqida ma'lumlar o'rganildi.
5. Shu ma'lumotlar asosida kurs ishi yozildi.

FOYDALANILGAN ADABIYOTLAR.

ARX ARX Adabiyotlar

1. Волцкий А.В., Сергеевская Е.С. Теория металлургических процессов. -М.: Металлургия, 1996. - 380 с.
2. Филиппов С.И. Теория металлургических процессов. М.: Металлургия, 2000.-230 с.
3. Есин О.А., Гелд П.В. Физическая химия пирометаллургических процессов. Физическая химия пирометалл 1992-6UZ I часть. Свердловск, 1992. – 671 с.
4. Рахимов В.Р. Физикавий ва коллоид кимё. Т.: Ўқитувчи, 1978.
5. www.misis.ru;
6. <http://www.weimar.de>;
7. info4ru.de
8. Ленник Г.А., Пехсин П.О. Современная техника изотермического нанесения покрытий. М.: Металлургия, 2000.-123 с.
9. Ганин Н. И. Диаграмма состояния металлургических систем. М.: Металлургия, 1998. -8 с.