

Т.С.СИРЛИБОЕВ, С.Э.НУРМОНОВ, И.ТИРКАШЕВ,
М.Қ.СОДИҚОВ, В.Г.КАЛЯДИН, А.А.АКРОМХЎЖАЕВ

КИМЁВИЙ КИНЕТИКА ВА КАТАЛИЗ

$$V = k[A] \cdot [B]$$

**Т.С.СИРЛИБОЕВ, С.Э.НУРМОНОВ, И.ТИРКАШЕВ,
М.Қ.СОДИҚОВ, В.Г.КАЛЯДИН, А.А.АКРОМХЎЖАЕВ**

КИМЁВИЙ КИНЕТИКА ВА КАТАЛИЗ

*Назария, лаборатория ва мустақил ишлар
бўйича ўқув қўлланма*

Тошкент—2004

Ҳозиргача кимёвий кинетика ва катализ фани бўйича махсус дарслик ёки қўлланма ўзбек тилида ёзилмаган. Ушбу ўқув қўлланма бу соҳадаги биринчи рисоладир. Унда фаннинг асосий бўлимларига бевосита тегишли бўлган маълумотлар атрофлича акс эттирилган.

Ўқув қўлланма назарий ва амалиёт қисмларидан иборат. Улар бўйича мисол ва масалалар, ҳамда саволлар келтирилган. Яна, алоҳида коллеквиум ва мустақил иш мавзулари, уларга тегишли саволлар ҳам берилган.

Ушбу рисола университетларнинг кимё факультетлари ва кимё соҳасидаги олий ўқув юртларининг бакалаврият ўқув тизимига мўлжалланган. Магистрантларга, аспирантларга, илмий ходимларга ва тегишли кимё саноати ходимларига ҳам фойдаланиш учун тавсия қилинади.

Ўқув қўлланмада айрим камчиликлар бўлиши мумкин. Улар бўйича билдирилган барча фикр мулоҳаза ва таклифлар мамнуният билан қабул қилинади ва эътиборга олинади.

Муаллифлар

**Тақризчилар: профессор Тиллаев Р.С.
профессор Каримов Р.Ҳ.**

МУНДАРИЖА

| | |
|---|----|
| КИРИШ..... | 5 |
| 1 – боб. КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯ ТАРТИБИ ВА УНИ АНИҚЛАШ УСУЛЛАРИ | |
| 1.1. Назарий қисм | |
| 1.1.1. Реакция тартиби, унинг назарий ва тажрибада топилган қийматларини ўзаро мос келмаслик сабаблари..... | 7 |
| 1.1.2. Реакция тартибини топиш усуллари..... | 15 |
| 1.1.2.1. Интеграл усуллар..... | 17 |
| 1.1.2.2. Дифференциал усуллар..... | 24 |
| 1.2. Амалий қисм..... | 28 |
| 1.3. Ўз – ўзини текшириш учун мисол, масала ва саволлар..... | 32 |
| 2 – боб. КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯНИНГ ТЕЗЛИК ДОИМИЙСИ ВА УНИ ҲИСОБЛАШ УСУЛЛАРИ | |
| 2.1. Назарий қисм | |
| 2.1.1. Тезлик доимийси ҳақида тушунча..... | 36 |
| 2.1.2. Тезлик доимийсини ҳисоблаш усуллари..... | 36 |
| 2.1.3. Ҳисоблаш масалалари..... | 42 |
| 2.2. Амалий қисм..... | 43 |
| 2.3. Ўз – ўзини текшириш учун мисол, масала ва саволлар..... | 48 |
| 3 – боб. КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯ ТЕЗЛИГИ ВА ЭРИТМАНИНГ ИОН КУЧИ | |
| 3.1. Назарий қисм | |
| 3.1.1. Бирламчи туз эффеќти. Бренстед – Бьеррум тенгламаси..... | 51 |
| 3.2. Амалий қисм..... | 55 |
| 3.3. Ўз – ўзини текшириш учун мисол, масала ва саволлар..... | 57 |
| 4 – боб. КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯ ТЕЗЛИГИГА ҲАРОРАТНИНГ ТАЪСИРИ. ФАОЛЛАНИШ ЭНЕРГИЯСИ ВА УНИ АНИҚЛАШ УСУЛЛАРИ | |
| 4.1. Назарий қисм | |
| 4.1.1. Ҳарорат ва реакция тезлиги..... | 59 |
| 4.1.2. Фаолланиш энергияси ва унинг реакцияни тезлик доимийси билан боғлиқлиги..... | 63 |
| 4.1.3. Фаолланиш энергиясини ҳисоблаш усуллари. | 67 |

| | |
|--|-----|
| 4.1.3.1. График усул..... | 67 |
| 4.1.3.2. Аналитик усул..... | 71 |
| 4.2. Амалий қисм..... | 71 |
| 4.3. Ўз – ўзини текшириш учун мисол, масала ва саволлар..... | 73 |
| 5 – боб. ГОМОГЕН КАТАЛИЗ | |
| 5.1. Назарий қисм..... | 76 |
| 5.1.1. Гомоген катализнинг асосий томонлари..... | 77 |
| 5.1.2. Гомоген каталитик реакцияларнинг турлари..... | 87 |
| 5.2. Амалий қисм..... | 92 |
| 5.3. Ўз – ўзини текшириш учун мисол, масала ва саволлар..... | 94 |
| 6 – боб. ГЕТЕРОГЕН КАТАЛИЗ | |
| 6.1. Назарий қисм..... | 97 |
| 6.1.1. Гетероген каталитик реакцияларнинг турлари..... | 97 |
| 6.1.2. Гетероген каталитик реакцияларнинг босқичлари, уларнинг кетиш жойлари, хемосорбция, бундай реакцияларнинг энергитик йўналиши..... | 99 |
| 6.1.3. Гетероген реакцияларда қўлланиладиган катализаторларнинг афзалликлари ва камчиликлари..... | 103 |
| 6.1.4. Катализаторларни тайёрлаш усуллари..... | 104 |
| 6.1.5. Катализаторларнинг фаоллиги..... | 108 |
| 6.1.6. Катализаторларнинг селективлиги..... | 110 |
| 6.1.7. Катализаторларнинг солиштирма сирт юзаси..... | 112 |
| 6.1.8. Катализаторларнинг унумдорлиги..... | 113 |
| 6.1.9. Катализаторларнинг ингибирланиши, регенерацияси..... | 114 |
| 6.2. Амалий қисм..... | 121 |
| 6.3. Ўз – ўзини текшириш учун мисол, масала ва саволлар..... | 124 |
| ИЛОВА | |
| 1. Коллоквиум мавзулари ва улар бўйича саволлар..... | 128 |
| 2. Мустақил иш мавзулари..... | 134 |
| АДАБИЁТЛАР..... | 148 |

КИРИШ

Кимёвий кинетика—кимёвий реакцияларнинг тезлиги тўғрисидаги фандир. Реакция тезлиги деганда эса бошланғич моддалар миқдорининг вақт бирлиги ичида ўзгариши тушунилади. Кимёвий кинетиканинг асосий тушунчаларига реакция тезлиги билан бир қаторда реакция тартиби ва молекулярлиги, тезлик ва мувозанат доимийликлари, фаоланиш энергияси, стерик омил, кинетик тенглама ва кинетик чизиқлар ҳам киради.

Кимёвий кинетика яна формал кинетика ва кинетиканинг назарияларидан иборат. Биринчиси—кимёвий жараёнлар тезлигини турли хил тенгламалар кўринишида математик ифодалаш бўлса, иккинчиси—кимёвий таъсирлашувлар механизми тўғрисидаги таълимотлардир.

Реакцияларнинг кимёвий кинетика бўйича табақаланиши, бошқа кимё фанларидагидан, масалан, анорганик ёки органик кимёдагидан анча фарқ қилади. Бунда, асосан, реакцияларнинг босқичлиги, тартиби ва молекулярлиги, ҳамда жараёнлар муҳитининг агрегат ҳолати ҳисобга олинади, жумладан, босқичлиги бўйича реакциялар оддий—бир босқичда кетадиган ва мураккаб—кўп босқичли, яъни: қайтар, ёнма—ён, кетма—кет, туташ ва занжир реакциялардан иборатдир. Реакция муҳитининг агрегат ҳолатига қараб эса гомоген ва гетероген реакцияларга бўлинади. Кимёвий реакциянинг тезлигига бошланғич моддалар концентрацияси ва ҳароратдан ташқари яна таъсирлашувчи кимёвий заррачаларни (молекула, атом, ион, радикал, ўтиш комплекси ва бошқалар) табиати, эритмани ион кучи, ингибитор, инициатор, катализатор ва бошқа бир қатор омиллар ҳам таъсир қилади. Улар ичида энг асосийларидан бири катализаторнинг жараёни кетишда қатнашишидир. Шунинг учун кўпчилик ҳолларда кимёвий кинетика ва катализ (катализатор иштирокида борадиган реакция) битта ягона фан сифатида қаралади.

Каталитик реакциялар ҳам ўз навбатида муҳитнинг агрегат ҳолатига қараб гомоген ва гетерогенга, кетиш механизми бўйича эса оксидланиш—қайтарилиш ва кислота—асосиларга бўлинади. Катализнинг энг асосий хусусиятларидан бири—дастлабки босқичдаёқ муҳитда

беқарор ўтиш комплексларини ҳосил бўлиши ва бунинг натижасида жараённинг фаоланиш энергиясини камайишидир.

Кимёвий кинетика ва катализ фанини ўрганишнинг нафақат назарий, балки унинг бир қатор жуда катта амалий аҳамиятлари ҳам бор. Масалан, реакцияни кинетик жиҳатдан тадқиқ қилиш орқали унинг боришини муқобил шароити топилади ва ушбу жараённи бошқаришнинг самарадорлиги оширилади. Бунда олинган натижалар эса тегишли кимёвий маҳсулотни ишлаб чиқариш технологиясини яратишда қўлланиладиган асосий кўрсаткичлардир.

Ушбу ўқув қўлланмада кимёвий кинетика ва катализ фани бўйича юқорида баён қилинганларни аксарияти келтирилган ва улар етарли даражада тавсифланган.

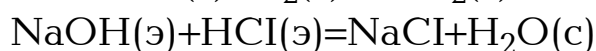
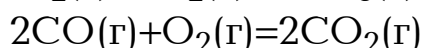
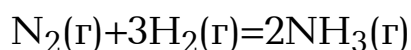
1–боб. КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯ ТАРТИБИ ВА УНИ АНИҚЛАШ УСУЛЛАРИ

1.1. Назарий қисм

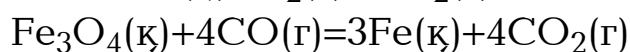
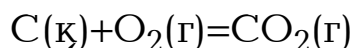
1.1.1. Реакция тартиби, унинг назарий ва тажрибада топилган қийматларини ўзаро мос келмаслик сабаблари

Кимёвий реакциялар бошланғич моддаларнинг фазовий (агрегат) ҳолати бўйича гомоген ва гетероген (гомофазали ва гетерофазали) реакцияларга бўлинади.

Гомоген реакцияларда реакция системасидаги бошланғич компонентлар бир хил фазовий ҳолатда, суюқлик ёки эритма ҳолатда бўлади. Қуйида шундай реакцияларга бир қанча мисоллар келтирилган ва ҳар бир реагентдан кейин унинг фазовий ҳолати кўрсатилган; (г) – газ, (с) – суюқ, (э) – эритма.



Гетероген реакцияларда барча бошланғич моддалар турли хил фазовий ҳолатда масалан: газ – суюқлик; газ – эритма; эритма – қаттиқ ҳолатларда бўлади. Бунда реакция гомофазали сингари бутун ҳажм бўйича эмас, балки реакция системаси фазалари сиртида кетади. Қуйида бундай реакцияларга мисоллар келтирилган:

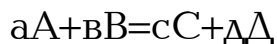


Барча кимёвий реакцияларни шартли равишда оддий (элементар) ва мураккаб (кетма – кет, параллел, кетма – кет – параллел ва бошқа) реакцияларга ажратиш мумкин.

Оддий реакция деб бир босқичда кетадиган реакцияларга айтилади. Агар бундай реакциялар гомоген бўлса унга нисбатан массалар таъсири қонунини қўллаш мумкин. Бунда реакция тезлигининг реагентлар концентрациясига боғлиқлиги қуйидагича ифодаланади:

Элементар гомоген реакция тезлиги, тезлик доимийси ва таъсирлашувчи моддаларнинг тўлиқ кимёвий тенгламадаги стехиометрик коэффициент даражали концентрациялари кўпайтмасига тўғри пропорционал.

Гипотетик кўринишдаги



(A ва B — реагентлар; C ва D — маҳсулот; a, b, c, d — стехиометрик коэффициентлар) гомоген реакция учун бу қонунни қуйидагича математик ифодалаш мумкин:

$$V = k C_A^a C_B^b \quad (1)$$

бунда: V — реакция тезлиги, k — реакциянинг тезлик доимийси, C_A ва C_B — мос равишда A ва B моддалар концентрацияси, a ва b — стехиометрик коэффициентлар. Кимёвий реакция тезлиги билан бошланғич моддалар концентрацияси орасидаги боғлиқликни ифодаловчи (1) кўринишдаги тенглама тезлик тенгламаси ёки дифференциал кинетик тенглама дейилади. Ундаги даража кўрсаткичи «a» ва «b» (бошқача белгиланиши ҳам мумкин, масалан α ва β) реакциянинг хусусий тартибидир.

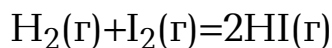
«a» — A модда бўйича хусусий тартиб;

«b» — B модда бўйича хусусий тартиб.

Реакцияни умумий тартиби ($n_{ум.}$) барча газ (г) ёки эритма (э) ҳолатдаги моддалар бўйича хусусий тартиблар йиғиндисидан иборат:

$$n_{ум.} = \text{«a»} + \text{«b»}$$

Намуна



Агар бу реакцияни оддий реакция деб қабул қилсак тезлик тенгламаси қуйидагича бўлади:

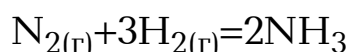
$$V = k C_{H_2} \cdot C_{I_2}$$

водород бўйича реакция тартиби 1

йод бўйича реакция тартиби 1

реакциянинг умумий тартиби 2

Намуна:



Реакцияни оддий реакция деб қарасак, тезлик тенгламаси қуйидагича ифодаланади:

$$V = kC_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$$

| | |
|--------------------------------|---|
| азот бўйича реакция тартиби | 1 |
| водород бўйича реакция тартиби | 3 |
| реакциянинг умумий тартиби | 4 |

Кўпчилик кимёвий реакциялар мураккаб, яъни бир қанча босқичлардан иборат бўлиб, бундай реакциялар учун хусусий тартиб қиймати оддий реакциялардан фарқ қилади ва тўлиқ кимёвий тенгламадаги стехиометрик коэффициентлар қийматига мос келмайди. Шу ҳолатни ифодаловчи бир қанча мисоллар келтирамиз.

| Реакция ва унинг тўлиқ кимёвий тенгламаси | Назарий кинетик дифференциал тенгламаси | Тажрибада аниқланган кинетик дифференциал тенгламаси |
|--|---|--|
| $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{r}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r})$ | $V = -\frac{dC_{\text{N}_2\text{O}_5}}{2dt} = kC_{\text{N}_2\text{O}_5}^2$ | $V = -\frac{dC_{\text{N}_2\text{O}_5}}{2dt} = kC_{\text{N}_2\text{O}_5}$ |
| $\text{NiCl}_3(\text{a}) + \text{Cl}_2(\text{a}) = \text{CCl}_4(\text{a}) + \text{Ni}(\text{a})$ | $V = -\frac{dC_{\text{Cl}_2}}{dt} = kC_{\text{NiCl}_3} \cdot C_{\text{Cl}_2}$ | $V = -\frac{dC_{\text{Cl}_2}}{dt} = kC_{\text{NiCl}_3}$ |

Шундай қилиб, мураккаб реакцияларда тўлиқ кимёвий тенгламага қараб кинетик дифференциал тенглама турини аниқлаб бўлмайди, оддий реакцияларда эса аниқлаш мумкин.

Мураккаб реакциялар учун реакциянинг хусусий ва умумий тартибининг тажрибада аниқланган ва назарий қийматларининг мос келмаслиги (массалар таъсири қонуни асосида) қуйидаги 3 ҳолат билан тушунтирилади:

2. лимитловчи босқичга боғлиқлиги;
3. бир хил реакциянинг турли хил шароитда олиб борилиши;

4. реакциянинг гетерофазалиги.

Қуйида бу ҳолатларни бир неча намуналарда кўриб ўтамиз.

1. Бир неча босқичлардан иборат мураккаб реакцияларда лимитловчи босқич мавжудлиги:



Кетма – кет босқичлардан энг секин кетадигани лимитловчи (тезликни аниқловчи) босқич дейилади. Мураккаб кимёвий жараённинг тезлиги ана шу лимитловчи босқичга боғлиқ бўлади ва мос равишда шу босқич кинетик тенгламаси билан ифодаланади. Реакциянинг хусусий ва умумий тартиби ҳам шу ҳолат кинетик тенгламасидаги қийматлар ёрдамида аниқланади.

Масалан: агар $2N_2O_{5(g)} \rightarrow 2N_2O_4 + O_2$ реакцияни оддий реакция деб қабул қилсак кинетик тенгламаси қуйидагича ифодаланади:

$$V = - \frac{dC_{N_2O_5}}{dt} = kC_{N_2O_5}^2 \text{ (Г)}$$

яъни реакциянинг N_2O_5 бўйича хусусий тартиби 2 га ва реакциянинг умумий тартиби ҳам 2 га тенг бўлади.

Реакциянинг тажрибада аниқланган кинетик тенгламаси эса қуйидагича:

$$V = - \frac{dC_{N_2O_5}}{dt} = kC_{N_2O_5}$$

яъни реакциянинг реагент бўйича хусусий тартиби ҳам, реакциянинг умумий тартиби ҳам 1 га тенг. Бу ҳолат қуйидагича тушунтирилади. Ушбу реакция мураккаб ҳисобланиб кетма – кет кетадиган қуйидаги босқичлардан иборат:

1. $N_2O_5 \rightarrow N_2O_3 + O_2$ (секин)
2. $N_2O_3 \rightarrow NO_2 + NO$ (тез)
3. $NO + N_2O_5 \rightarrow 3NO_2$ (тез)
4. $4NO_2 \rightarrow 2N_2O_4$ (тез)

Юқорида келтирилган реакцияларнинг бориш схемасидан кўринадики, азот (V) оксидининг парчаланиш босқичи (1) лимитловчи босқич ҳисобланади. Бу босқич

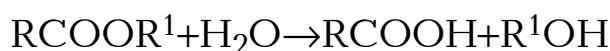
оддий реакция бўлиб, $V(1) = kC_{N_2O_5}$ кинетик тенглама билан ифодаланади. Бутун реакциянинг тезлиги лимитловчи босқич тезлиги билан ифодаланганлиги учун кинетик тенгламаси ҳам шу босқич кинетик тенгламасига мос келади:

$$V_{\text{ум.}} = v = -\frac{dC_{N_2O_5}}{dt} = kC_{N_2O_5} \text{ (Г)}$$

Демак, N_2O_5 бўйича реакциянинг хусусий тартиби ҳам, реакциянинг умумий тартиби ҳам 2 эмас 1 га тенг экан.

2. Бир хил реакцияни турли хил шароитда олиб бориш.

Мураккаб эфирларнинг кислотали шароитда гидролизланиш реакцияси қуйидагича ифодаланади:



ва мос равишда массалар таъсири қонунига мувофиқ ушбу реакциянинг кинетик дифференциал тенгламаси қуйидагича:

$$V = kC_{\text{эф.}} C_{H_2O}$$

Тенгламадан кўринадики,

| | |
|---------------------------------|------------|
| реакциянинг эфир бўйича тартиби | 1, |
| сув бўйича тартиби | 1, |
| умумий тартиби | 2 (1+1=2). |

Лекин тажрибада аниқланишича юқоридаги реакциянинг тезлиги

$$V = -\frac{dC_{RCOOR^1}}{dt} = \frac{dC_{RCOOH}}{dt} = kC_{\text{эф.}},$$

кўринишга эга ва шунга мувофиқ реакциянинг

| | |
|---------------------|----|
| эфир бўйича тартиби | 1, |
| сув бўйича тартиби | 0, |
| умумий тартиби | 1. |

Мураккаб эфир гидролизида реакция тартибининг (ҳам хусусий, ҳам умумий) назарий ва амалий қийматларини мос келмаслиги реакциянинг сувли муҳитда бориши, реакция давомида сув концентрациясининг ўзгариши жуда ҳам кам эканлиги, яъни ўзгармас деб қабул қилиниши билан тушунтирилади. Бу ҳолатда реакциянинг сув бўйича тартиби 0, умумий тартиби 1 га тенг бўлади.

Агар гидролизланиш реакцияси сувли муҳитда эмас, балки органик эритувчиларда олиб борилса, у ҳолда реакция тезлиги ҳам эфир концентрациясига, ҳам сув концентрациясига боғлиқ бўлади ва реакциянинг кинетик дифференциал тенгламаси қуйидагича ифодаланади:

$$V = -\frac{dC_{\text{эф.}}}{dt} = \frac{dC_{\text{RCOOH}}}{dt} = kC_{\text{эф.}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}$$

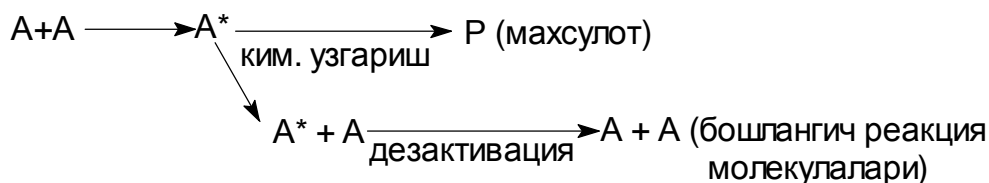
яъни, реакциянинг эфир бўйича тартиби – 1

сув бўйича тартиби – 1 (сувли муҳитдаги каби 0 эмас).

реакциянинг умумий тартиби 2 (1+1=2).

Шундай қилиб, шароитга қараб мураккаб эфирнинг гидролизланиш реакциясининг хусусий тартиби ва мос равишда умумий тартиби бир хил реакция учун ҳам фарқ қилади.

Мономолекуляр реакция тартибининг ўтказилиш шароитига, жумладан реагент концентрациясига боғлиқлигига яна бир мисол келтирамиз. Мономолекуляр реакция асосан қуйидаги схема бўйича содир бўлади:



Реагент молекулаларининг умумий концентрацияси C_A , фаол ҳолатдаги молекулалар (A^*) концентрацияси C_{A^*} бўлсин, бунда тезлик тенгламасини ҳар бир босқич учун қуйидагича ифодалаш мумкин:

а) фаолланиш $V_a = k_a C_A^2$ (1)

б) кимёвий реакция $V_x = k_x C_{A^*}$ (2)

в) реагент фаол молекуласининг дезактивацияси

$$V_g = k_g C_{A^*} C_A \quad (3)$$

Жараённинг стационар ҳолати учун:

$$V_a = V_k + V_g$$

Бу тенгламага (1 – 3) қийматларини қўямиз:

$$k_a C_A^2 = k_x C_{A^*} + k_g C_{A^*} C_A$$

бундан

$$C_{A^*} = \frac{k_a C_A^2}{k_x + k_g C_A}$$

келиб чиқади ва кимёвий реакция тезлиги тенгласи (схемада иккинчи босқич) қуйидагича ифодаланади:

$$V_x = k_x C_{A^*} = \frac{k_a k_x C_A^2}{k_x + k_g C_A} \quad (4)$$

тенгламадан мономолекуляр реакция тезлигининг А реагент концентрациясига боғлиқлигини умумий реакция тартиби турлича бўлган 3 хил ҳолати бўлиши мумкин:

А (газ) реагент концентрацияси (босим) жуда кичик бўлган ҳолат.

$$K_A C_A \ll K_X$$

у ҳолатда (4) тенглама

$$V = k_a C_A^2$$

кўринишида бўлади. Бу ҳолатда мономолекуляр реакция тартиби 2 га тенг.

2) А (газ) реагент концентрацияси (босим) юқори бўлган ҳолатда

$$K_A C_A \gg K_X$$

тенглама эса қуйидаги кўринишга эга бўлади:

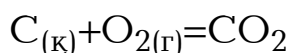
$$V = \frac{k_a k_x C_A^2}{k_D C_A} = \frac{k_a k_x}{k_D} \cdot C_A$$

яъни, кўриб ўтилган мономолекуляр реакциянинг тартиби 1 га тенг.

3) А реагент концентрацияси юқоридаги икки ҳолат оралиқ концентрацияси қийматини қабул қилса, реакция тартиби каср сонга тенг бўлади ва 1 – 2 оралиғида ётади. Бу ҳолатда

унинг қиймати K_x ва K_A доимийликлар нисбати билан ифодаланади.

3. Реакция гетерофазалиги. Агар реакция гетерофазали бўлса массалар таъсири қонуни асосига ҳисобланган реакциянинг назарий тартиби тажрибада аниқланган қийматга мос келмайди. Масалан:



$$V_{наз.} = kC_c \cdot C_{O_2}$$

яъни: С концентрацияси бўйича хусусий тартиб — 1

O_2 концентрацияси бўйича хусусий тартиб — 1
умумий тартиб эса 2 га тенг.

$$V_{таж.} = kC_{O_2}$$

С концентрацияси бўйича хусусий тартиб — 0.

O_2 концентрацияси бўйича хусусий тартиб — 1.
умумий тартиб ҳам 1 га тенг.

Гетероген реакцияларда реакция тезлиги қаттиқ ҳолатдаги реагент концентрациясига боғлиқ бўлмайди, балки унинг дисперслигига, яъни сирт юзасига боғлиқ ва бу реагент бўйича реакциянинг хусусий тартиби 0 га тенг.

Шундай қилиб «Реакция тартиби» тушунчаси бўйича қуйидагича хулоса қилиш мумкин:

Реакция тартиби формал тушунча;

0—3 оралиғида мусбат, манфий, касрли ва бутун сонларни қабул қилиши мумкин;

Реакция тартиби оддий реакциялар учун ҳам, мураккаб реакциялар учун ҳам қўлланилади;

Реакция тартибининг қиймати реакцияни ўтказиш шароитига ҳам боғлиқ.

Гомоген реакциялар тезлиги фақат дифференциал кинетик тенглама билан ифодаланмасдан, тезлик билан реагентларнинг бошланғич ва охириги концентрацияси, реакция давомийлиги орасидаги боғлиқликни ифодаловчи интеграл кинетик тенглама билан ҳам ифодаланиши мумкин. 1—жадвалда турли тартибли реакциялар учун дифференциал, интеграл кинетик тенгламалар ва тезлик доимийсининг (интеграл кинетик тенгламадан келтириб чиқарилган) ифодаланиши келтирилган.

- А.А.Безденежных, Инженерные методы составления уравнений скоростей реакции и расчета кинетических констант, Ленинград, 1973.
- О.В.Брагин, А.А.Либерман, Превращение углеводов на металлсодержащих катализаторах, Москва, 1981.
- А.Е.Чичибабин, Основные начала органической химии, Москва, 1963.
- Р.А.Буянов, За коксование катализаторов, Новосибирск, 1983.
- Б.Дельман, Кинетика гетерогенных реакций, Москва, 1972.
- В.А.Дзисько, Основы методов приготовления катализаторов, Новосибирск, 1982.
- А.Н.Несмеянов, Н.А.Несмеянов, Начала органической химии, Москва, 1969.
- И.М.Иоффе, В.А.Решетов, А.М.Добровольский, Гетерогенный катализ, Ленинград, 1985.
- О.Я.Нейланд, Органическая химия, Москва, 1990.
- Б.Треннел, Хемосорбция, Москва, 1958.
- А.А.Петров, Х.В.Бальян, А.Т.Трощенко, Органическая химия, Москва, 1981.
- В.В.Перекалин, С.А.Зонис, Органическая химия, Москва, 1973.
- И.М.Иоффе, Л.М.Письмен, Инженерная химия гетерогенного катализа, Ленинград, 1972.
- И.М.Иоффе, В.А.Решетов, А.М.Добротворский, Расчетные методы в прогнозировании активности гетерогенных катализаторов, Ленинград, 1977.
- С.Л.Киперман, Основы химической кинетики в гетерогенном катализе, Москва, 1979.
- В.Н.Антонов, Производства ацетилен, Москва, 1959.
- П.А.Кирпичников, Л.М.Попова, Химия и технология мономеров для синтетических каучуков, Ленинград, 1981.
- О.В.Крылов, Катализ неметаллами, Ленинград, 1967.
- О.В.Крылов, В.Ф.Киселев, Адсорбция и катализ на переходных металлах и их оксидах, Москва, 1981.
- Х.У.Усманов, А.А.Юльчибаев, Т.С.Сирлибаев, Успехи химии, 1977.
- Г.В.Лисичкин, А.Е.Юффа, Гетерогенные металло комплексные катализаторы, Москва, 1981.
- Н.К.Лунев, М.Т.Русов, Катализ и катализаторы, Киев, 1968.
- Методы исследование катализаторов, под редакцией Д.Томаса, Р.Ламберта, Москва, 1983.