

№1 жұмыс

Тиомочевинаның сілтілік ортада гексацианоферратпен (III) тотығуының кинетикасын зерттеу

Химиялық кинетика химиялық реакцияның жылдамдығын және жылдамдықтың қандай параметрлерге тәуелді болатынын зерттейді. Ең маңызды параметрлер: концентрация, температура, қысым.

Реакция жылдамдығы жалпы түрде зат мөлшерінің уақыт бірлігіндегі және көлем бірлігіндегі өзгерісімен анықталады:

$$w = \pm \frac{1}{R} \cdot \frac{dn}{dt} \quad (1),$$

мұнда R – реакциялық кеңістік; n – берілген компоненттің τ уақыттағы моль саны.

Гомогенді реакциялар үшін R – реакция көлемі, көлемінің тұрақты жағдайында (1) - өрнек жеңілдетіліп былай жазылады:

$$w = \pm \frac{dc}{dt} \quad (2),$$

мұнда dc – концентрацияның dt уақыт ішіндегі өзгерісі.

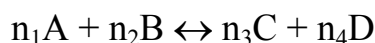
Сөйтіп, реакция жылдамдығы әрекеттесетін заттың концентрациясының уақыт бірлігіндегі өзгерісімен анықталады.

Гетерогенді реакциялар үшін R – меншікті бет (A), бұл кезде (1) - өрнек былай жазылады:

$$w = \pm \frac{1}{A} \cdot \frac{dn}{dt} = \pm \frac{1}{A} \cdot \frac{dc}{dt} \quad (3).$$

Реакцияның жылдамдығы әрқашан оң шама, ал (+) және (-) таңбалары жылдамдықтың бастапқы заттың (-) немесе соңғы реакция өнімінің (+) концентрациясының өзгеруімен анықталуына байланысты. Өйткені реакцияның жылдамдығы реакциядағы кез келген заттың концентрациясының уақыт бойынша туындысымен анықталады. Реакция кезінде бастапқы заттардың мөлшері реакцияға түсіп азаяды, соңғы заттардың (өнімдер) мөлшері стехиометриялық коэффициенттерге сай эквивалентті мөлшерде көбейеді, сондықтан реакция жылдамдығын анықтағанда концентрация өзгерісін барлық заттар үшін бақылаудың қажеті жоқ.

Жалпы алғанда төмендегі теңдеу бойынша жүретін реакцияның жылдамдығы:



бірнеше барабар теңдеулермен көрсетіледі:

$$w = -\frac{1}{n_1} \frac{dc_A}{dt} = -\frac{1}{n_2} \frac{dc_B}{dt} = \frac{1}{n_3} \frac{dc_C}{dt} = \frac{1}{n_4} \frac{dc_D}{dt},$$

мұнда n_1, n_2, n_3, n_4 – стехиометриялық коэффициенттер.

Жылдамдықтың бастапқы заттардың концентрациясына тәуелділігі массалар әрекеттесу заңымен өрнектеледі:

$$w = k \cdot C_A^{n_1} \cdot C_B^{n_2} \quad (4),$$

мұнда k – реакция жылдамдығының константасы (жылдамдық тұрақтысы), n_1 және n_2 – реакцияның А және В компоненттері бойынша алынған жеке реттіліктері. Реакцияның жалпы (толық) реттілігі (n) тең: $n = n_1 + n_2$. Жоғарыдағы (4) – теңдеуді химиялық кинетиканың негізгі постулаты деп атайды, бұл постулат бойынша: химиялық реакцияның жылдамдығы әрекеттесуші заттардың бүтін немесе бөлшек сандарға тең дәреже көрсеткіштерімен алынған белгілі уақыт мерзіміндегі концентрацияларының көбейтіндісіне тура пропорционал.

Химиялық кинетикада негізгі сипаттамалардың бірі жылдамдық константасы (жылдамдық тұрақтысы). Оның физикалық мағынасын былай түсіндіруге болады: әрекеттесуші заттардың барлығының концентрациялары 1-ге тең ($C_A = C_B = \dots = 1$) болғанда гомогенді реакциялар үшін жылдамдық константасы (k) реакцияның жылдамдығына тең, яғни $w=k$, ал гетерогенді реакцияларда $w \neq k$. Жылдамдық константасының размерлігі оны есептейтін, реакция реттілігіне байланысты кинетикалық теңдеумен анықталынады. Жалпы түрде размерлігі былай белгіленеді: $\{k\} = (\text{конц})^{-n+1} \cdot (\text{уақыт})^{-1}$, мұнда n – реакция реттілігі.

Реакция жылдамдығын орташа және шын (шынайы) жылдамдық деп бөледі. Орташа жылдамдық ($\bar{w}$) деп реакцияға қатысушы заттардың (бастапқы заттар немесе реакциядан шығатын өнімдер) концентрация өзгерістерінің осы өзгеріс байқалған уақыт аралығына қатынасын айтады:

$$\bar{w} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} \quad (5).$$

Шынайы жылдамдық (w) деп шексіз аз уақыт аралығында концентрацияның шексіз аз өзгерісін, яғни концентрацияның уақыт бойынша туындысын айтады:

$$w = \pm \frac{dc}{dt}.$$

Демек, шынайы жылдамдық реакцияның берілген уақыттағы жылдамдығы.

Әр түрлі ретті реакциялар үшін кинетикалық теңдеудің дифференциалдық және интегралдық түрлері әр түрлі тәуелділікте болады. Бірінші ретті реакциялар ($A \rightarrow B$) үшін $w = \pm \frac{dc}{dt}$, ал дифференциалдық теңдеулері:

$$-\frac{dC_A}{dt} = K \cdot C_A \text{ немесе } \frac{dx}{dt} = K(a - x),$$

мұнда x – заттың t уақыт ішінде реакцияласқан мөлшері; a – заттың бастапқы концентрациясы.

Кинетикалық теңдеудің интегралдық түрі:

$$K = \frac{1}{t} \ln \frac{C_0}{C} = \frac{1}{t} \ln \frac{a}{a - x},$$

мұнда C_0 – бастапқы концентрация; C – заттың t уақыттағы концентрациясы.

Маңызды кинетикалық сипаттамалардың бірі жартылай ыдырау периоды немесе жартылай әрекеттесу периоды, ол: зат мөлшерінің тең жартысы

реакцияласқан уақыт. Бірінші ретті реакциялар үшін жартылай ыдырау периоды $t_{1/2}$ мына теңдеумен өрнектеледі:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{K} = \frac{0,693}{K} \quad (6).$$

Екінші ретті реакциялар ($A+B \rightarrow C+D$) үшін А және В-ның бастапқы концентрациялары бірдей болса $w = K \cdot C_A^2$. Кинетикалық теңдеудің дифференциалдық түрі:

$$-\frac{dC_A}{dt} = K \cdot C_A^2 \text{ немесе } \frac{dx}{dt} = K(a-x)^2,$$

ал интегралдық түрлері:

$$K = \frac{1}{t} \left(\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} \right) = \frac{1}{t} \frac{x}{a(a-x)}, \quad t_{1/2} = \frac{1}{K \cdot C_0}.$$

Екінші ретті реакцияларда ($A+B \rightarrow C+D$) заттардың бастапқы концентрациялары әр түрлі ($C_A \neq C_B$), болған жағдайда $w = K \cdot C_A \cdot C_B$, дифференциалдық теңдеулер:

$$-\frac{dC_A}{dt} = K \cdot C_A \cdot C_B \text{ немесе } \frac{dx}{dt} = K(a-x)(b-x),$$

мұнда а және в – А және В компоненттерінің бастапқы концентрациялары.

Кинетикалық теңдеудің интегралдық түрі:

$$K = \frac{1}{t(a-b)} \ln \frac{b(a-x)}{a(b-x)}.$$

Реттілігі басқаша реакциялар үшін дифференциалдық және интегралдық кинетикалық теңдеулердің түрі күрделілеу, олар әдебиетте қарастырылады.

Химиялық реакцияның маңызды сипаттамасы оның молекулалығы. Реакцияның молекулалығы реакцияның элементар (қарапайым) сатысында химиялық өзгеріске ұшырайтын бөлшектердің (атом, молекула, радикал) санымен анықталынады. Реакциялар мономолекулалы, бимолекулалы және сирегірек тримолекулалы (үш молекулалы) болып бөлінеді. Реакцияның реттілігі мен молекулалығы тек қарапайым гомогенді реакцияларда бір-біріне тең болады, ал көбінесе олардың айырмашылығы бар. Оның себебі реакция күрделі механизммен жүруінде. Сонымен қатар, айырмашылықтың тағы бір себебі реакцияға түсетін заттардың біреуінің концентрациясының басқасына қарағанда едәуір көп болуында. Бұл кезде концентрациясы көп компоненттің мөлшері реакция барысында іе жүзінде тұрақты болып, реакцияның реті стехиометриялық теңдеумен анықталған мәнінен аз болады. Реакцияның реттілі оның өту жағдайларына байланысты. Мысалы, концентрацияны немесе қысымды өзгерту арқылы реттілікті де өзгертуге болады.

Реакцияның реттілігі мен молекулалығының айырмашылықтары:

- реакция реттілігі кез келген мәнге (оң, теріс, бөлшек сандарға және нөлге) тең болады, ал молекулалығы бір, екі және үшке тең.
- реттілік эксперименталды шама, ол бүкіл реакцияға қатысты, ал молекулалық реакцияның тек жеке элементар сатысына қатысты теориялық шама.

Химиялық реакцияның кинетикалық сипаттамаларының ішіндегі өте маңыздысы реакцияның жылдамдық константасы (жылдамдық тұрақтысы). Жылдамдық константасының мәні көп болса реакцияның жылдамдығы да көп.

n - ші ретті реакциялар үшін (1-ші реттіліктен басқа) бастапқы заттардың концентрациялары тең болған жағдайда жылдамдық константасы мына теңдеумен өрнектеледі:

$$K_n = \frac{1}{(n-1)t} \left[\frac{1}{(a-x)^{n-1}} - \frac{1}{a^{n-1}} \right] \quad (7).$$

Өртүрлі реакциялардың жылдамдық константаларын олардың реттіліктері бірдей болған жағдайда ғана салыстыруға болады.

Реакция реттілігін анықтаудың әдістерін екі үлкен топқа бөліп қарастырады, олар: интегралдық және дифференциалдық әдістер, бұл әдістер туралы физикалық химия оқулықтарында толық берілген [1-6].

Химиялық реакция жылдамдығына температураның әсері

Температураның өсуімен реакцияның жылдамдығы көбінесе өседі. Реакция жылдамдығының температураға тәуелділігі шамамен Вант-Гофф ережесімен анықталады:

$$\frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad (8),$$

мұнда K_{T_2} және K_{T_1} – T_2 және T_1 температуралардағы жылдамдық константасы; γ - жылдамдық константасының температуралық коэффициенті.

Температуралық коэффициенттің мәне $\gamma = 2-4$, демек температураны 10^0C -ға көтерген сайын жылдамдық константасы 2-4 есе өседі. Вант-Гофф ережесі тек шамалы есептеулер үшін қолданылады, температуралық коэффициент мына қатынастан анықталады:

$$\gamma = \sqrt[10]{\frac{K_{T_2}}{K_{T_1}}} \quad (9).$$

Реакция жылдамдығының температураға тәуелділігі Аррениус теңдеуімен дәлірек өрнектеледі:

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{E}{RT^2} \quad (10),$$

мұнда k – жылдамдық константасы; T – температура, К; R - универсалды газ тұрақтысы; E – активтену энергиясы.

Интегралдаған соң (10)- теңдеу мына түрге келеді:

$$\ln K = -\frac{E}{RT} + \text{const} \quad (11),$$

ал экспоненциалды түрде: $K = A_0 e^{-E/RT}$ (12),
мұнда A_0 – экспонента көбейткіші.

Есептеулер үшін көбінесе Аррениус теңдеуінің интегралдық түрі қолданылады:

$$\lg \frac{K_2}{K_1} = \frac{E_a(T_2 - T_1)}{2,3RT_2T_1} \quad (13).$$

Реакцияның активтену энергиясы (E) деп заттардың өзара соқтығысып химиялық әрекеттесуіне қажетті (заттың 1 молекула келетін) минималды энергияны айтады.

Энергиясы активтену энергиясына тең не одан жоғары бөлшектерді активті (белсенді) бөлшектер дейді. Активтену энергиясы энергетикалық тосқауылдан өтуге қажетті энергия. Егер соқтығысатын бөлшектердің энергияларының қосындысы осы реакцияның активтену энергиясына тең немесе одан жоғары болса, ондай соқтығысу тиімді (эффективті) соқтығысу деп аталады. Активті бөлшектердің түзілуін мына схемамен көрсетуге болады: $A + A + E \rightarrow A^* + A^*$, мұнда A^* - активті бөлшек.

Активтену энергиясы – ол потенциалдық тосқауыл, бұл тосқауылдан энергиясы E-ге тең не одан жоғары бөлшектер (активті бөлшектер) ғана өтіп химиялық өзгеріске ұшырайды.

A_0 – экспонента көбейткіші, химиялық кинетикалық активті соқтығысу теориясы бойынша ол соқтығысу факторын (Z_0) көрсетеді. Соқтығысу факторы 1 см³ көлемде, 1 с уақытта екі бөлшектің соқтығысуларының санымен (Z) байланысты. Z_0 және Z шамаларын молекулалық – кинетикалық теория негізінде анықтауға болады [5]. Сондықтан A_0 шамасын Z_0 -мен ауыстырып, жылдамдық константасын мына теңдеумен есептеуге болады:

$$K = Z_0 e^{-E/RT} \quad (14).$$

Активті бөлшектердің бәрі бірдей химиялық реакцияға түсе бермейтіні жиі кездеседі. Бұл жағдай бөлшектердің кеңістікте белгілі бір ретпен бейімделіп орналасуына байланысты. Бөлшектердің әрекеттесулеріне бейімделіп орналасуын стериялық фактор немесе ықтималдылық факторы (P) деп атайды. Стериялық фактор ескеріліп (14) – теңдеу былай жазылады:

$$K = PZ_0 e^{-E/RT} \quad (15).$$

Бұл теңдеу A_0 шамасының мағынасын атады. $A_0 = PZ_0$ болғандықтан, A_0 шамасы соқтығысудың жалпы саны мен стериялық фактордың функциясы екенін көреміз.

Сөйтіп, активтену энергиясы реакция жылдамдығының температураға тәуелділігін сипаттайды. Активтену энергиясының мәні үлкен болса мұндай реакцияның жылдамдығы температураның өсуімен тез өседі, ал E-нің мәні аз болған сайын жылдамдық константасы жоғары болады, яғни энергетикалық тосқауылдан бөлшектердің көп мөлшері өтеді. Активтену энергиясы аз (потенциалдық тосқауылы төмен) реакциялар температураның әсерінсіз-ақ үлкен жылдамдықпен жүреді.

Активтену энергиясын есептеудің тәсілдері

Зерттеу жұмыстарында әдетте активтену энергиясын анықтаудың екі әдісі қолданылады:

а) есептеу әдісі, ол Аррениус теңдеуінің анықталған интеграл түрін пайдалануға негізделген:

$$\lg \frac{K_2}{K_1} = \frac{E_a(T_2 - T_1)}{2,3RT_2T_1} = \frac{E}{4,575} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1T_2} \right) \quad (16).$$

Бұл (16) – теңдеу арқылы активтену энергиясын екі температурадағы жылдамдық константасының мәндері бойынша есептейді:

$$E = \frac{4,575 \lg \frac{K_2}{K_1} T_1 T_2}{T_2 - T_1} \quad (17).$$

б) графикалық әдіс, ол Аррениус теңдеуінің анықталмаған интеграл түрін пайдалануға негізделген: $\ln K = \ln A_0 - \frac{E}{RT}$.

$\ln K = f(1/T)$ тәуелділігі бойынша график тұрғызылып, одан активтену энергиясы және экспонента көбейткіші A_0 анықталады.

Сонымен, химиялық реакциялардың маңызды кинетикалық сипаттамалары: реакция жылдамдығы, жылдамдық константасы, реакция реттілігі, активтену энергиясы және экспонента көбейткіші. Сондықтан осы параметрлерді әртүрлі физика-химиялық әдістермен анықтау химиялық кинетиканың мақсаты болып табылады. Қоспаның физикалық қасиетінің оның құрамына тәуелділігін зерттейтін спектrophотометрия, спектроскопия, масс-спектрометрия, хроматография сияқты әдістер көп таралған. Бұл әдістерді қолдануда алдымен физикалық қасиеттің құрамға тәуелділігінің калибрлеу қисығы тұрғызылады, содан соң осы қисықтан реакцияласатын заттардың концентрациясы анықталады.

Химик-сарапшының кәсіби қызметінде фотоколориметрмен жұмыс істеу жиі кездеседі, сондықтан практикалық жұмыста тиомочевинаның сілтілік ортада гексацианоферратпен (III) (қызыл қан тұзымен) тотығу реакциясының кинетикалық параметрлерін анықтау үшін фотоколориметрдің құрылысы мен оның қолданылуы қарастырылады.

Тиомочевинаның тотығу реакциясы мына теңдеумен жүреді:
 $\text{NH}_2\text{CSNH}_2 + 10\text{OH}^- + 8[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{NH}_2\text{CONH}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 8[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + 5\text{H}_2\text{O}$
 (18) бұл реакция тиомочевина, гексацианоферрат (III) және гидроксил ион бойынша бірінші ретті, реакцияның жалпы реті 3-ке тең. Реакцияның жылдамдық константасын есептеу осы реакцияның жүру жағдайларына тәуелді. Жүру жағдайлары үш вариантқа бөлінеді.

Бірінші вариант: а) Реакцияға түсетін үш заттың концентрациялары әр түрлі, бұл жағдайда реакция жылдамдығы былай өрнектеледі: $w = k \cdot C_A \cdot C_B \cdot C_C$ (19).

б) Үш заттың концентрациялары бір-біріне тең, бұл жағдайда реакция жылдамдығы: $w = k \cdot C^3$ (20).

Екінші вариант: а) Үш заттың біреуінің концентрациясы қалған екеуінікінен артық, бұл кезде оның концентрациясының өзгерісін ескермеуге болады. Реакцияның реттілігі 1-ге азаяды, жылдамдық $w = k \cdot C_A \cdot C_B$ (21).

б) Егер $C_A = C_B$ болса, онда $w = k \cdot C_A^2$ (22).

Үшінші вариант: Үш заттың екеуінің концентрациясы көп артық, бұл кезде $w = k \cdot C_A$, реакцияның реттілігі 1-ге тең.

Әдетте бұл реакцияның кинетикасын күшті сілтілік ерітіндіде (рН=11) және тиомочевинаның концентрациясы қызыл қан тұзының концентрациясынан 10-15 есе артық жағдайда зерттейді. Сонда OH^- және NH_2CSNH^- иондарының концентрацияларының өзгерісін ескермей, оларды реакция барысында тұрақты деп есептеуге болады. Процестің жылдамдығы мына теңдеумен анықталады:

$$w = k \cdot [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}.$$

Демек, реакцияның жылдамдық константасы мына теңдеу арқылы есептеледі:

$$k = \frac{1}{\tau} \cdot \ln \frac{C_0}{C_t} \quad (23)$$

мұнда C_0 және C_t - қызыл қан тұзының бастапқы уақыттағы ($\tau=0$) және t уақыттағы концентрациясы.

Эксперименталдық бөлімі

Құралдар және материалдар: 0,025M Na_2CO_3 -тің ерітіндісі, 0,025M NaHCO_3 -тің ерітіндісі, 0,02M $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ -тің ерітіндісі, 0,02M тиомочевинаның ерітіндісі, термостат, фотоэлектрокалориметр.

Жұмыстың орындалу реті (үшінші вариант): рН=11 болатын буферлік қоспаны дайындаңыз 0,025 M Na_2CO_3 ерітіндісі мен 0,025 M NaHCO_3 ерітіндісі. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ стандартты (анықтамалық) ерітінділерінің сериясын 50 мл өлшеу колбаларында дайындаңыз.

Келесі концентрациялардың стандартты ерітінділерін дайындаңыз (моль/л): 1×10^{-4} , 2×10^{-4} , 3×10^{-4} , 4×10^{-4} , 5×10^{-4} , 6×10^{-4} , 7×10^{-4} , 8×10^{-4} , 9×10^{-4} ; Бұл ерітінділер 0,02 M ерітінді $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ карбонат-бикарбонат буферлік қоспасымен сұйылту арқылы дайындалады.

Стандартты ерітінділердің оптикалық тығыздығын ашу нәтижелері үлгі бойынша кесте жазылады.

Светофильтр: 400 нм

Кювета мөлшері:

10 мм

<i>Колба нөмірі</i>	<i>Концентрация $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, моль/л</i>	<i>Стандартты ерітінді алу үшін жұмыс ерітіндісінің көлемі</i>	<i>Оптикалық тығыздығы, A</i>

Буферлік қоспада 1-ден 4 мл-ге дейін 0,02 M $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ бар өлшеуіш колбаны (50 мл) дайындаңыз. Буферлік қоспада 10-нан 40 мл дейін 0,02 M Тиомочевина ерітіндісі бар колба, карбонат-бикарбонатты буферлік ерітіндісі бар колба.

Реакция қоспасындағы тиомочевинаның концентрациясы $K_3[Fe(CN)_6]$ концентрациясынан 10-15 есе артық болуы керек. Азайтылған заттың жоғарғы концентрациясында күкірт тұндырылуына байланысты ерітінді бұлты болады. Гексацианоферрат (III) концентрациясының төменгі шегі фотоэлектроколориметрдің сезімталдығымен айқындалады. 6×10^{-3} моль/л асатын ерітіндідегі гексацианоферрат (III) концентрациясы кезінде калориметрлеуге арналған сынамаларды сұйылту керек.

Үш колбаны термостатқа салып, 40-50 градус температурада 5-10 минут ұстап тұру керек. Содан кейін тиомочевина ерітіндісін $K_3[Fe(CN)_6]$ (калий гексацианоферраты) ерітіндісі бар колбаға құйып, ерітінділердің құйылу сәтін реакцияның басталу уақыты ретінде белгілейді. Өлшеуіш колбадағы ерітіндінің көлемін буферлік қоспамен белгіге жеткіземіз. Бүкіл эксперимент барысында реакциялық қоспасы бар колба термостатта болады. Гексацианоферрат концентрациясын калибрлеу графигін қолдана отырып оптикалық тығыздық бойынша анықтау керек. Бірінші сынаманы реакция басталғаннан кейін 1 мин арқылы, екіншісін - 10 мин кейін, одан әрі ерітіндінің оптикалық тығыздығының өзгеру қарқынына байланысты іріктеп алу керек.

Сынамалар көлемі таңдалған кювета мөлшерімен анықталады. Алынған нәтижелер үлгі бойынша кестеге енгізіңіз.

Тәжірибе температурасы, бастапқы концентрация $K_3[Fe(CN)_6]$ моль/л, тиомочевинаның юастапқы концентрациясы моль/л

Өлшеу уақыты	Реакцияның бастапқы уақыты	A	Концентрациясы $K_3[Fe(CN)_6]$ Моль/л	C_0/C	K , мин ⁻¹
--------------	----------------------------	---	---------------------------------------	---------	-------------------------

Есептеу және графикалық әдістермен реакция жылдамдығының константасын тауып, оларды салыстырыңыз зерттелетін реакция бірінші ретті реакция ретінде қарастырылатындықтан, ерітінділердің бастапқы және ағымдағы оптикалық тығыздығының мәндерін қолдана отырып ұқсас есептеулер жүргізіңіз. Концентрацияны ерітінділердің оптикалық тығыздығына ауыстыру мүмкіндігін түсіндіріңіз.

Бақылау сұрақтары

1. Химиялық реакцияның жылдамдығы деген не?
2. Реттілік пен молекулалықтың айырмашылығы неде?
3. Реакцияның реттілігін анықтаудың қандай әдістері бар?
4. Жылдамдық константасы деген не, оның физикалық мағынасы?
5. Активтену энергиясының мағынасын түсіндіріңдер.
6. Активтену энергиясын анықтаудың қандай әдістері бар?

Әдебиеттер

1. Оспанов Х.Қ., Қамысбаев Д.Х., Абланова Е.Х., Шәбікова Г.Х. Физикалық химия. Өскемен, 1997. – 575 б.
2. Оспанов Х.Қ., Қамысбаев Д.Х., Абланова Е.Х., Шәбікова Г.Х. Физикалық химия. Екінші басылымы: Алматы, 2002. – 689 б.
3. Киреев В.А. Курс физической химии. М.: Химия, 1975. – 775 с.
4. Семиохин И.А., Страхов Б.В., Осипов А.Н. Кинетика химических реакций. М.: МГУ, 1995. – 347 с.
5. Краснов К.С. Физическая химия. М.: Высшая школа, 1995. – 319 с.
6. Горбачев С.В. Практикум по физической химии. – 1974. – С.388-391.