

СІЛТІЛІК ЕРІТІНДІДЕГІ КАЛИЙ (III) ГЕКСАЦИАНОФЕРРАТЫМЕН ТИОМОЧЕВИНАНЫҢ ТОТЫҒУ РЕАКЦИЯСЫНЫҢ КИНЕТИКАСЫН ЗЕРТТЕУ

1. ЖҰМЫСТЫҢ МАҚСАТЫ.

Сілтілік ерітіндідегі калий (III) гексацианоферратымен тиомочевинаның тотығу реакциясының жылдамдығының орташа константасының графикалық және аналитикалық әдістерін анықтау

2. ТЕОРИЯЛЫҚ БӨЛІМ

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.

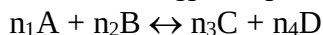
Сөйтіп, реакция жылдамдығы әрекеттесетін заттың концентрациясының уақыт бірлігіндегі өзгерісімен анықталады.

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

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

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 A және B 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 өлшем бірлігі реакция реттілігіне байланысты, кинетикалық теңдеумен анықталынады. Жалпы түрде өлшем бірлігі 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 τ -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 τ - 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 элементарлы (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 іс жүзінде тұрақты болып, реакцияның реті стехиометриялық теңдеумен анықталған мәнінен аз болады. Реакцияның реттілігі 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°C -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, K ; R – универсалды газ тұрақтысы; E – белсендену (активтену) энергиясы.

Интегралдаған соң (10)- теңдеу мына түрге келеді:

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

ал экспоненциалды түрде:

$$K = A_0 e^{-E/RT} \quad (12)$$

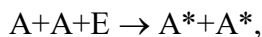
мұнда A_0 – экспонента көбейткіші.

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

Энергиясы белсендену (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 белсендену (активтену) энергиясына тең немесе одан жоғары болса, ондай соқтығысу тиімді (эффективті) соқтығысу деп аталады. Активті бөлшектердің түзілуін мына схемамен көрсетуге болады:



мұнда A^* – белсенді (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 см^3 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, белсендену (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 белсендену (активтену) энергиясын анықтаудың екі әдісі қолданылады:

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

$$\lg \frac{K_2}{K_1} = \frac{E_a(T_2 - T_1)}{2,3RT_1T_2} = \frac{E}{4,575} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1T_2} \right) \quad (16)$$

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

$$E = \frac{4,575 \lg \frac{K_2}{K_1} T_1T_2}{T_2 - T_1} \quad (17)$$

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 спектрофотометрия, спектроскопия, масс-спектрометрия, хроматография сияқты әдістер көп таралған. Бұл әдістерді қолдануда алдымен физикалық қасиеттің құрамға тәуелділігінің калибрлеу қисығы тұрғызылады, содан соң осы қисықтан әрекеттесуші 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:



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:

$$w = k \cdot C_A \cdot C_B \cdot C_C \quad (19)$$

б) Үш заттың концентрациялары бір-біріне тең, бұл жағдайда реакция жылдамдығы:

$$w = k \cdot C^3 \quad (20)$$

Екінші вариант:

а) Үш заттың біреуінің концентрациясы қалған екеуінікінен артық, бұл кезде оның концентрациясының өзгерісін ескермеуге болады. Реакцияның реттілігі 1-ге азаяды, жылдамдығы былай өрнектеледі:

$$w = k \cdot C_A \cdot C_B \quad (21)$$

б) Егер $C_A = C_B$ болса, онда

$$w = k \cdot C_A^2 \quad (22)$$

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 (pH=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 τ уақыттағы концентрациясы.

3.ЖҰМЫСТЫҢ ОРЫНДАЛУ РЕТІ

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):

Буферлік қоспаны дайындау үшін бірдей көлемдегі 0,25M Na_2CO_3 және 0,25 M NaHCO_3 қоспалары алынады, pH=11 болуы тиіс.

Көлемі 50 мл колбаларда $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ тұздың стандартты ерітінділерін дайындау керек. Олардың концентрациялары: $1 \cdot 10^{-4}$, $2 \cdot 10^{-4}$, $3 \cdot 10^{-4}$, $5 \cdot 10^{-4}$, $6 \cdot 10^{-4}$, $7 \cdot 10^{-4}$, $8 \cdot 10^{-4}$, $9 \cdot 10^{-4}$ моль/л болуға тиіс. Стандартты ерітінділерді 0,02 M $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ерітіндісін карбонат-бикарбонат қоспасымен сұйылту арқылы дайындайды.

Стандартты ерітінділердің оптикалық тығыздықтары фотокалориметрде өлшенеді. Алынған мәліметтер төменгі кестеге жазылады. Светофильтр - 400 нм, кювета - 10 мм.

Эксперименттік мәліметтерге арналған кесте

Колба нөмірі	$K_3[Fe(CN)_6]$ концентрациясы, моль/л	Стандартты ерітінді дайындау үшін жұмсалған жұмыс ерітіндісі, мл	Оптикалық тығыздық (А)

Алынған мәліметтер арқылы калибрлеуші график тұрғызылады: $C_{кон}$ (х)-осі, оптикалық тығыздық (у)-осі.

Үш колбаға (50 мл) 1-4 мл 0,02 М $K_3[Fe(CN)_6]$ буферлік қоспадағы ерітінді; 10-40 мл 0,02 М тиомочевина буферлік қоспадағы ерітінді; карбонат-бикарбонат буферлік ерітінді құяды.

Реакция өтетін колбада тиомочевинаның концентрациясы $K_3[Fe(CN)_6]$ концентрациясынан 10-15 есе артық болуға тиіс. Тотықсызданатын заттың концентрациясы жоғары болғандықтан ерітіндіде күкірт тұнбасының бөлінуі байқалады. $K_3[Fe(CN)_6]$ ерітіндінің концентрациясының төменгі шегі жұмыстың фотокалориметрдің аспаптық дәлдігіне байланысты. Ал $K_3[Fe(CN)_6]$ ерітіндісінің концентрациясы $6 \cdot 10^{-3}$ моль/л-ден артық болған жағдайда ерітіндіні сұйылту керек.

Тиомочевина ерітіндісінің $K_3[Fe(CN)_6]$ ерітіндісіне құйып, уақытты белгілеу керек. Бұл реакция басталған уақыты болып саналады. Өлшеуіш колбадағы ерітінді көлемін сызық белгісіне дейін жеткізу керек. $K_3[Fe(CN)_6]$ концентрациясын калибрлеуші график көмегімен фотокалориметрде өлшенген оптикалық тығыздық арқылы табылады. Ол үшін араластырылған қоспадан үлгілер алынады. Бірінші үлгі араластырылған қоспадан 5 мин өткеннен кейін алынады. Содан кейін оның оптикалық тығыздығы өлшенеді. Екінші үлгі 10 мин кейін алынады. Кейінгі үлгілердің алу уақыты оптикалық өзгерістерге байланысты. Үлгі көлемі қолданған кюветаға байланысты.

4.НӘТИЖЕЛЕРДІ ӨНДЕУ

Анықталған мәліметтер 2-кестеге жазылады.

Тәжірибе өтетін температура – 40-50°C, $K_3[Fe(CN)_6]$ алғашқы концентрациясы, моль/л; тиомочевинаның алғашқы концентрациясы, моль/л.

Есептелген мәліметтерге арналған кесте

Уақыт, мин (араластыру уақытынын бастап)	Оптикалық тығыздық, А	$K_3[Fe(CN)_6]$ концентрациясы, моль/л	C_0/C	$K, \text{мин}^{-1}$

Алынған мәліметтер бойынша реакция жылдамдығының константасын екі әдісті пайдаланып анықтаңыз

а) есептеу әдісі бойынша, мына теңдеуді пайдаланып:

$$k = \frac{1}{\tau} \cdot \ln \frac{C_0}{C_t}$$

б) және графикалық әдіс арқылы. $\ln C = f(x)$ тәуелділігі бойынша график тұрғызу керек. $\lg \alpha = -k$ тендеуге сәйкес реакция жылдамдығының константасы анықталады.

Оларды салыстырып қорытынды жасаныз.

Ерітінділердің концентрациясың оптикалық тығыздығымен ауыстыру мүмкіндігін түсіндіріңіз. Алынған мәліметерді талдап реакцияның кинетикасы туралы қорытынды жасаныз.

5. ҚАУІПСІЗДІК ТЕХНИКАСЫ

Жұмысты орындау барысында тыйым салынады:

1. Оқытушының рұқсатынсыз құрылғыларды қосып өшіру.
2. Кернеулі қондырғыны қараусыз қалдыруға.
3. Жерге қосылмаған жабдықпен жұмыс жасауға.

Зертханалық жұмысты орындау кезінде студент міндетті:

- халатта жұмыс істеу, қажет болған жағдайда жеке қорғаныс құралдарын пайдалану;
- жұмысты ұқыпты жасау, тазалықты сақтау;
- пайдаланылған ерітінділерді арнайы ыдыстарға төгіп тастау;
- химиялық ыдыстарды, реактивтерді, жабдықтарды ұқыпты ұстау;
- жұмысты көрсетілген ретпен орындау.

6. ЕСЕПКЕ ҚОЙЫЛАТЫН ТАЛАПТАР

Есепте келесі бөлімдер болуы керек:

1. Жұмыстың мақсаты.
2. Эксперименттердің аралық және соңғы нәтижелері.
3. Нәтижелерді өңдеу бойынша есептеулер.
4. Эксперименттер мен есептеулердің нәтижелері бойынша қорытынды.
5. Жұмысқа студент пен оқытушы қол қоюы керек.

7. 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 мағнасы?
5. Активтену энергиясының мағнасын түсіндіріңдер.
6. Активтену энергиясын анықтаудың қандай әдістері бар?

8. ҰСЫНЫЛАТЫН ӘДЕБИЕТТЕР ТІЗІМІ

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.