

КҮРДЕЛІ ЭФИРДІҢ ГИДРОКСИЛ ИОНЫ ҚАТЫСЫНДА САБЫНДАНУ РЕАКЦИЯСЫНЫҢ ЖЫЛДАМДЫҒЫН ЗЕРТТЕУ

1. Жұмыстың мақсаты:

1. Эфирдің сілтімен сабындану реакциясы үшін кинетикалық заңдылықтарды эксперименталды түрде алыңыз.
2. Әр түрлі температурада осы реакцияның жылдамдық константасының орташа мәнін анықтаңыз.
3. Эфирді сілтімен сабындау процесін белсендіру энергиясын есептеңіз.

2. ТЕОРИЯЛЫҚ БӨЛІМ

Химиялық реакциялар әртүрлі жылдамдықпен жүреді. Химиялық реакциялардың жылдамдығы туралы ілім химиялық кинетика деп аталады. Ерітінділерде болатын химиялық реакцияларды теориялық тұрғыдан қарастыру газдардағы реакцияларға қарағанда әлдеқайда күрделі. Бұл сұйықтық молекулаларының өзара әрекеттесу күштерін аз немесе тіпті жоқ деп санауға болмайтын жақын қашықтықта болуымен түсіндіріледі, бұл көбінесе газдарда рұқсат етіледі. Ерітінділерде реагент молекулаларының еріткіш молекулаларымен, сондай-ақ осы реакцияға тікелей қатыспайтын бөгде заттардың молекулаларымен өзара әрекеттесуін елемеге болмайды. Ерітінділердегі реакциялар жылдамдығының эксперименттік бақыланатын заңдылықтары әртүрлі типтегі реакциялар үшін бірдей емес. Олардың кейбіреулерінде еріткіш маңызды рөл атқармайды, ал басқаларында, керісінше, реакция жылдамдығына қатты әсер етеді. Бөгде заттар әртүрлі реакциялардың жылдамдығын тездетеді, баяулатады немесе әсер етпейді.

Реакция жылдамдығы

Химиялық кинетиканың ең маңызды сандық сипаттамаларының бірі - реакцияның жылдамдығы.

Химиялық реакцияның жылдамдығы деп реакцияға түсетін немесе реакциядан түзіліп шығатын заттардың мөлшерінің уақыт бірлігіне және реакция кеңістігінің бірлігіне келетін өзгерісін айтады:

$$\omega = \pm \frac{1}{R} \frac{dn}{dt},$$

мұнда ω -реакция жылдамдығы; n - заттың моль саны; R - реакциялық кеңістік; t -уақыт.

Заттың уақыт бірлігінде (1 сек, 1 мин, т.с.с) реакцияға түскен мөлшері (n) реакциялық кеңістіктің шамасына яғни реакция көлеміне (гомогенді жүйеде) немесе фазалардың жанасу беттерінің ауданына (гетерогенді жүйеде) пропорционал болады.

Реакция кеңістігіндегі өзгеріс (dn) реакция жүруімен (жабық жүйе) немесе қоршаған ортамен зат алмасумен (ашық жүйе) байланысты болады. Химиялық реакция өтуімен байланысты жабық жүйеде жүретін процестің жылдамдығын қарастырайық. Гомогенді реакцияның жылдамдығы мына теңдеумен өрнектеледі:

$$\omega = \pm \frac{dn}{dt} \frac{1}{V},$$

мұнда V - реакция кеңістігінің көлемі.

Егер жүйенің көлемі тұрақты болса (тұйық жүйе), онда $\omega = \pm \frac{dc}{dt}$, себебі $\frac{n}{V} = c$. Егер реакция көлемі өзгермелі болса (ағындағы реакция), онда

$$\omega = \frac{dc}{dt} + \frac{n}{V} \frac{dV}{dt}.$$

Химиялық реакцияның жылдамдық теңдеуінің түрі реакция теңдеуінің түріне байланысты. Мысалы, реакция теңдеуі $n_1A + n_2B \rightarrow n_3C + n_4D$ деп жазылды дейік, мұнда n_1 , n_2 , n_3 , n_4 - стехиометриялық коэффициенттер. Әр реагенттің мөлшерінің өзгерісі стехиометриялық қатынас бойынша басқаларының мөлшерінің өзгерісімен байланысты. Бұл жағдайда жылдамдықты бастапқы немесе соңғы заттардың кез келгенінің концентрация өзгерісі бойынша анықтауға болады:

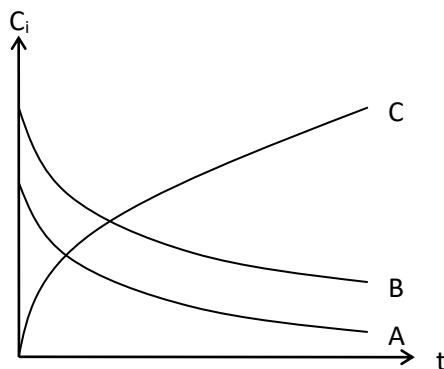
$$-\frac{1}{n_1} \frac{dc_A}{dt} = -\frac{1}{n_2} \frac{dc_B}{dt} = +\frac{1}{n_3} \frac{dc_C}{dt} = +\frac{1}{n_4} \frac{dc_D}{dt}$$

Реакция барысында бастапқы заттың концентрациясы азаятындықтан оның кинетикалық қисығы төмен түсетін сызықпен, ал реакция өнімінің концентрациясы көбейетіндіктен, оның кинетикалық қисығы жоғарылайтын сызықпен сипатталады. 1-суретте көрініп тұрғандай, бастапқы заттың реакцияға жұмсалудың жылдамдығы теріс сияқты, өйткені графиктегі А және В қисықтарға жүргізілген жанамаалар доғал бұрыш жасайды, яғни теңдеулердегі $\frac{dc_1}{dt}$ және $\frac{dc_2}{dt}$ туындыларының таңбалары теріс. Бірақ **жылдамдық ылғида оң шама**, сондықтан бұл жағдайда жылдамдық теңдеуінің алдына "минус" таңбасы қойылады.

Химиялық кинетиканы әрі қарай қарастыруда тек изотермиялық ($T=\text{const}$) және изохоралық ($V=\text{const}$) жағдайлардағы мәліметтер келтіріледі.

Практикада химиялық реакцияның жылдамдығы не бастапқы не соңғы заттардың концентрациясының уақытқа байланысты өзгерісімен анықталады. Бұл өзгерістің қисығы кинетикалық қисық деп аталады.

$A+B \rightarrow C$ реакциясы берілді дейік, бұл реакцияның кинетикалық қисықтары 1-суретте көрсетілген.



**2-сурет. Кинетикалық қисықтар
Реакцияның реттілігі және молекулалығы**

Реакцияның реттілігі химиялық кинетиканың негізгі постулатының теңдеуіндегі концентрацияның дәреже көрсеткішіне тең. $n_1A + n_2B \rightarrow n_3C$ реакциясы үшін негізгі постулаттың теңдеуі:

$$\omega = K \cdot c_A^{n_1} \cdot c_B^{n_2},$$

мұнда n_1, n_2 - реакцияның А және В заттары бойынша алынған жеке реттіліктері; $n_1 + n_2$ - реакцияның қорытынды немесе жалпы реттілігі.

Реакцияның жалпы реттілігі стехиометриялық коэффициенттердің қосындысына тек қарапайым реакциялар үшін тең болады, ал жалпы жағдайда ол орындалмайды.

Химиялық реакцияның келесі бір маңызды сипаттамасы - реакцияның молекулалығы. **Молекулалық деп реакцияның элементар актысына қатысатын молекула санын айтады.** Молекулалығы бірге тең болса - мономолекулалық, екіге тең болса - бимолекулалық, үшке тең болса (сирек кездеседі) - үш молекулалық реакция болып саналады.

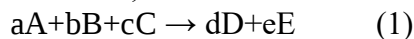
Реакцияның реттілігінің молекулалығынан айырмашылығы:

1. Реттілік эксперимент жолымен табылатын шама. Реттіліктің мәні бүтін, бұлшек, оң және теріс сандарға тең болуы мүмкін, сонымен қатар кейде нөлге де тең болады. Молекулалық - теориялық шама, ол 1,2 сирек жағдайларда 3 санына тең болады.
2. Реттілік - формалды шама, ал молекулалық физикалық мағынасы бар шама.
3. Молекулалық химиялық реакцияның әрбір элементар актсына қатысты, ал реттілік реакцияның жалпы теңдеуіне қатысты шама.

4. Реакцияның реттілігі реакцияның механизміне, температураға, катализаторға, әрекеттесуші заттардың табиғатына және эксперимент жағдайларына тәуелді шама.

Кинетикалық теңдеулер

Химиялық кинетиканың негізгі заңы – массалар әрекеттесу заңы. Бұл заң бойынша химиялық реакцияның жылдамдығы әрекеттесетін заттардың стехиометриялық коэффициенттеріне тең дәрежесімен алынған концентрацияларының көбейтіндісіне пропорционал. Мысалы, кез келген



реакциясы үшін массалар әрекеттесу заңы бойынша реакция жылдамдығы W былай анықталады:

$$W = -\frac{dc}{dt} = kC_A^a C_B^b C_C^c \quad (2)$$

мұнда k – жылдамдық константасы деп аталатын тұрақты шама. Ол әрекеттесетін заттардың табиғатына және температураға тәуелді.

(2) теңдеудегі дәреже көрсеткіштерінің қосындысы (n)

$$n = a + b + c \quad (3)$$

реакцияның толық реттілігі, ал әр заттың концентрациясының дәреже көрсеткіші – реакцияның сол зат бойынша жеке реттілігі деп аталады.

Бірінші реттілікті реакциялар үшін ($n=1$) ($A \rightarrow B$) массалар әрекеттесу заңы бойынша

$$W = -\frac{dc}{dt} = kC_A \quad (4)$$

Интегралдағаннан кейін (бастапқы жағдай $t=0$, $C_A = C_0$) бірінші реттілікті реакцияның жылдамдық константасының теңдеуін аламыз:

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{C_0}{C} \quad (5)$$

мұнда C – реагенттің t уақытына сәйкес концентрациясы.

Осы сияқты, реттілігі 2-ге тең реакциялар үшін де кинетикалық теңдеулерді қарастыруға болады:

Екінші реттілікті қайтымсыз реакция

Екінші реттілікті реакцияны екі түрде жазуға болады:

а) $2A \rightarrow B$ және б) $A + B \rightarrow C$.

Екі а) және б) реакцияларын $c_A = c_B$ жағдайында қарастырайық. Олар үшін химиялық кинетиканың негізгі постулатын жазайық:

$$\omega = Kc_A c_B = Kc_A^2; \quad -\frac{dc}{dt} = Kc_A^2 \quad (6)$$

Бұл теңдеуді интегралдасақ: $\int_{c_0}^c \frac{dc}{c^2} = -K \int_0^t dt$; $\frac{1}{c} - \frac{1}{c_0} = Kt$, бұдан

$$K = \frac{1}{t} \frac{(c_0 - c)}{c_0 \cdot c} \quad (7)$$

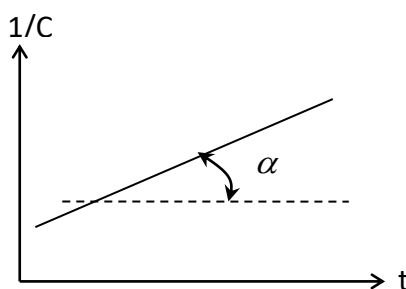
Бұл (7)-теңдеуді есептеулер жүргізу үшін ыңғайлы түрде жазайық: $t=0$ болғанда $c_0 = a$, ал $t > 0$ болғанда A затының x молі реакцияласып, $(a - x)$ - молі қалады. Осыдан $c_0 - c = a - (a - x) = x$, сонда (7) -теңдеу мына түрге келеді:

$$K = \frac{1}{t} \frac{x}{a(a-x)} \quad (8)$$

Соңғы (8)-теңдеуден екінші реттілікті реакциялардың жылдамдық константасының өлшемі анықталады: $\dim \{K_2\} = [\text{конц}]^{-1}[\text{уақыт}]^{-1}$. Екінші реттілікті реакцияның жылдамдық константасын практикада $\frac{1}{c} = \frac{1}{c_0} + Kt$ теңдеуінің графигінен анықтайды, яғни $1/c = f(t)$ тәуелділігі сызықты тәуелділік (2- сурет), бұдан $K = \tan \alpha$.

Екінші реттілікті реакциялардың жартылай ыдырау периодын тек $c_A = c_B$ жағдайы үшін қарастыруға болады. Химиялық реакцияның кез келген реттілігі үшін жартылай ыдырау периодының теңдеуі реагенттердің бастапқы концентрациялары тең болған жағдайда былай жазылады:

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{2^{(n-1)} - 1}{(n-1)K_n \cdot c_0^{n-1}} \quad (9)$$



2 - сурет. $1/C$ - тің уақытқа тәуелділігінің қисығы

Реакцияның реттілігі $n = 2$ болса, онда (7)-теңдеу бойынша

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{1}{Kc_0} \text{ немесе } K = \frac{1}{t_{\frac{1}{2}} \cdot c_0} \quad (10)$$

Бұл (10) - теңдеуден реакцияның жартылай ыдырау периоды заттың бастапқы концентрациясына тәуелді болатынын көреміз.

Енді екінші реттілікті реакциялардың $c_A \neq c_B$ жағдайындағы жылдамдығын қарастырайық:

$$\omega = Kc_Ac_B = -\frac{dc}{dt} \quad (11)$$

Реакция басталмай тұрғанда, яғни $t = 0$ болғанда, $c_A = a$, $c_B = b$ дейік, ал $t > 0$ болғанда реакция мнімінің концентрациясы x , заттардың ағындағы (реакцияласпаған) концентрациясы $(a - x)$ және $b - x$ болады. Бұл кезде (11) - теңдеу былай жазылады:

$$-\frac{dc}{dt} = K(c_A - x) \cdot (c_B - x) \text{ немесе } \frac{dx}{dt} = K(a - x) \cdot (b - x).$$

Соңғы теңдеуді интегралдасак: $\int_{a,b}^x \frac{dx}{(a-x) \cdot (b-x)} = -K \int_0^t dt$, осыдан

$$K = \frac{1}{t(a-b)} \ln \frac{b(a-x)}{a(b-x)} \quad (12)$$

Бұл теңдеу екінші реттілікті реакцияның $c_A \neq c_B$ жағдайындағы кинетикалық теңдеуі болып саналады.

Температура жоғарылағанда химиялық реакциялардың жылдамдықтары артады. Реакция жылдамдығына температураның әсері, әсіресе гомогенді реакцияларда, күштірек сезініледі.

Гомогендік реакциялар жылдамдығының температураға тәуелділігі Вант-Гоффың эмпирикалық жуық ережесімен өрнектеледі: **температура 10 градусқа жоғарылағанда жылдамдық константасы 2-4 есе өседі.**

$$\frac{k_1}{k_2} = 2 - 4 = 3 = \gamma \quad (13)$$

мұнда $k_1, k_2 - (t + 10^0)$ және t температураларындағы реакцияның жылдамдық константалары; γ – реакция жылдамдығының температуралық коэффициенті.

Вант-Гофф ережесіне қарағанда реакция жылдамдығының температураға тәуелділігін Арениус теңдеуі дәл сипаттайды:

$$k = A_0 e^{-E_a/RT} \quad (14)$$

мұнда E_a – активтену энергиясы; R – әмбебап газ тұрақтысы; T – температура, К; A_0 – экспонента алдындағы көбейткіш. (14) теңдеуді логарифмдеп мына қатынасты алуға болады:

$$\lg \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,3R} \frac{(T_2 - T_1)}{T_1 T_2} \quad \text{немесе} \quad \ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{E_a (T_2 - T_1)}{RT_2 T_1} \quad (15)$$

Осы теңдеуді қолданып T_1 және T_2 температураларында анықталған жылдамдық константалары (k_1, k_2) бойынша активтену энергиясын есептеуге болады. (15) – теңдеудегі E_a нәтижесінің тұрақтылығы аз температура аралығында ғана сақталатынын ескеру қажет.

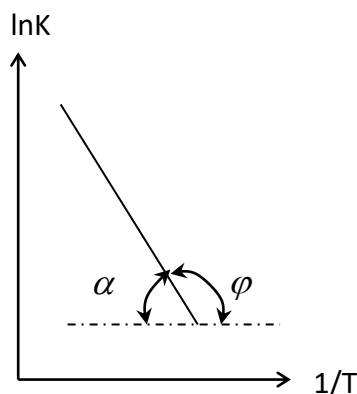
Реакцияның жылдамдық константасының әртүрлі температуралардағы мәндері белгілі болса, $\lg k = f(\frac{1}{T})$ немесе $\ln k = f(\frac{1}{T})$ тәуелділігінің графигі бойынша активтену энергиясын табуға болады (3 сурет).

Активтену энергиясын анықтау әдістері

Активтену энергиясын (E_a) анықтаудың кең тараған әдістері графиктік және есептеу әдістері.

1. График әдісі. Бұл әдіс Аррениустың интегралды теңдеуіне негізделген:

$\ln K = -\frac{E}{RT} + \ln A_0$. Бұл теңдеуді график түрінде былай көрсетеміз (3 - сурет):

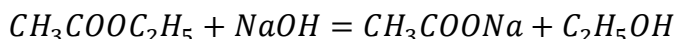


3 сурет. Реакцияның активтену энергиясын графикалық әдіспен анықтау

$$\text{Суреттен } \operatorname{tg} \alpha = \frac{E}{R}; \quad E = R \cdot \operatorname{tg} \alpha; \quad \operatorname{tg} \varphi = -\frac{E}{R}; \quad E = -R \cdot \operatorname{tg} \varphi.$$

Эфирлердің сабындану реакциясының кинетикасы

Ерітіндіде пайда болатын алғашқы генетикалық зерттелген реакциялардың бірі - эфирлердің бимолекулалық сабындану реакциясы, мысалы, этилацетатты (сірке этил эфирін) сілтімен сабындау:



Эфирлердің сабындану реакциясы екінші ретті реакция болып табылады, іс жүзінде қайтымсыз және айтарлықтай жылдамдықпен жүреді.

Төмендегі мәліметтерден көріп отырғанымыздай, реакция жылдамдығы негіздің химиялық табиғатының өзгеруімен өзгермейді және негіздің бастапқы концентрациясының өзгеруімен аз өзгереді (кесте 1).

Кесте 1

Сілтінің табиғаты мен оның бастапқы концентрациясының сірке этил эфирінің сабындану реакциясының жылдамдық константасына әсері

Сілтінің бастапқы концентрациясы, моль/л	Реакцияның жылдамдық константасы, л/(моль·мин)		
	Сілті		
	NaOH	KOH	Ba(OH) ₂
0,0125	6,21	-	6,35
0,0250	6,32	6,46	6,29
0,0500	6,36	6,65	6,23

Экспоненциал алдындағы көбейткіштің, активтену энергияларының, эфирлердің сілтілермен сабындану реакциясының стериялық факторларының мәндері 2-ші кестеде келтірілген.

Басқа эфирлерді алған жағдайда (кесте. 2) көмірсутек радикалындағы атомдар санының өзгеруі активтену энергиясының және процестің жалпы кинетикалық сипаттамасының айтарлықтай өзгеруіне әкелмейтінін көрсетеді. Бұл эфирлердің сабындану реакциясының иондық механизмінің дұрыстығын көрсетеді.

Кесте 2

Эфирлердің сабындану реакциясының кинетикалық параметрлері

Реакцияның параметрі	Эфир		
	CH ₃ COOC ₂ H ₅	CH ₃ COOC ₃ H ₇	CH ₃ COOC ₄ H ₉
Экспоненциал алдындағы көбейткіш, см ³ /(моль·с)	1,38·10 ¹⁰	1,94·10 ¹⁰	2,12·10 ¹⁰
Активтену энергиясы, кДж/моль	46,9	47,3	47,7
Стериялық фактор	0,05	0,07	0,07

Температураның сірке этил эфирінің сілтімен сабындану реакциясының жылдамдығына әсері 3-ші кестеде келтірілген.

3. ҚҰРАЛДЫ СИПАТТАУ

Жабдықтар мен реактивтер

Жұмысты орындау үшін келесі жабдықтар мен реактивтер қажет:

1. Тұрақты температура сақталатын термостат немесе су моншасы (оқытушының нұсқауы бойынша).

2. 100-150 мл екі дөңгелек колба, олардың бірі (тығыз бекітілетін тығынмен) эфир ерітіндісі үшін, екіншісі (кәдімгі резеңке тығынмен) сілтілі ерітінді үшін.

3. Титрлеуге арналған екі конустық эрленмейер колбасы.

4. Титрлеуге арналған бюретка.
5. 50 немесе 100 мл өлшеуіш цилиндр.
6. Сынама алу үшін 10,0 мл пипетка.
7. кері тоңазытқыш.
8. Концентрациясы 0,025 Н сірке этил эфирінің ерітіндісі.
9. 0,025 Н концентрациясы бар сілті ерітіндісі.
10. Концентрациясы 0,025 Н тұз қышқылының ерітіндісі.
11. Фенолфталеин ерітіндісі.
12. Дистелденген су.

5. ЖҰМЫСТЫҢ ОРЫНДАЛУ РЕТІ:

1. Кинетикалық тәжірибені оқытушы берген температураларда өткізу.
2. Реакцияның жылдамдық константасын есептеу.
3. Берілген температуралардағы жылдамдық константасының мәндерін анықтамадан алып, $\lg k = f\left(\frac{1}{T}\right)$ графигін тұрғызып, реакцияның активтену энергиясын анықтау.

Тәжірибені жүргізу және нәтижелерін есептеу:

Көлемі 200 млекі колбаның біріншісіне 50 мл сілті (0,025н), екіншісіне 50 мл эфир (0,025н) ерітіндісін құйып, тығындап, термостатқа 10-15 минутқа қояды. Эфирі бар колбаны термостаттан шығармай оған сілті ерітіндісін құяды. Екі ерітінді араласқан сәтте секундомерді қосады. t уақытында реакцияға түскен сілтінің және эфирдің концентрацияларын (C_x) білу үшін реакциялық қоспадан 5, 10, 20, 30, 40, 60, 80 минут өткен сайын 10 мл пипеткамен үлгі алып отырады. Алынған үлгіге 0,025н HCl қосып, қышқылдың артық мөлшерін сілті ерітіндісімен (0,025н) титрлейді. Индикатор ретінде фенолфталеин қолданылады.

Егер көлемі V_1 мл нормалдігі N_1 қышқылмен араласқан V мл үлгіні титрлеуге көлемі V_2 мл нормалдігі N_2 сілті ерітіндісі жұмсалса

$$N_1 V_1 = (C_0 - C_x) V + N_2 V_2 \quad (15)$$

болады. Осыдан

$$C_0 - C_x = \frac{N_1 V_1 - N_2 V_2}{V} \quad (16)$$

$$C_x = C_0 - \frac{N_1 V_1 - N_2 V_2}{V} \quad (17)$$

Осы шамалар арқылы (7) теңдеу арқылы былай жазылады:

$$k = \frac{1}{2t} \frac{C_x}{C_0(C_0 - C_x)} \quad (18)$$

Зерттеліп отырған реакция екінші реттілі және реагенттер эквивалентті мөлшерде алынғандықтан жылдамдық константасы (7) теңдеу бойынша есептеледі. Осы теңдеуді кинетикалық қисық теңдеуі түрінде қолданып $\frac{1}{C} = f(t)$ графигі арқылы жылдамдық константасын табады (2 сурет). Графиктен экспонента алдындағы көбейткішті де анықтайды.

Алынған нәтижелер кестесі келесі кестеге толтыру керек:

Өлшеу нөмірі	Реакция басынан өткен уақыт, мин.	Үлгіні титрлеуге кеткен $NaOH$ көлемі, мл	$C_0 - C_x$	C_x	Жылдамдық константасы, k

4. ӨНДЕУ АРҚЫЛЫ КӨРСЕТІЛГЕН ДЕРЕКТЕР:

1. $k_{орт}$;

2. $\frac{1}{c} = f(t)$ тәуелділігінің графигі. Графикалық әдіспен табылған константаның мәні;
3. $\lg k = f(\frac{1}{T})$ тәуелділігінің графигі. Осы график бойынша табылған активтену энергиясы мен экспонента алдындағы көбейткіштің мәндері;
4. Алынған кинетикалық сипаттамаларды анықтамалық деректермен салыстыру. Реакцияның n – реттілігін, табылған $k_{\text{орт}}$ – мәнін немесе графикалық әдіспен табылған k мәнін, C_0 бастапқы концентрацияны, уақыт мезеттерінің санын қолдана отырып, келесі тәуелділіктер арқылы $C_x = f(t)$, $\ln(C) = f(t)$, $W = f(t)$ графиктерді тұрғызыңыз.

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. ӨЗІН-ӨЗІ БАҚЫЛАУҒА АРНАЛҒАН СҰРАҚТАР

1. Химиялық реакция жылдамдығының константасы не деп аталады? Реакция тәртібі дегеніміз не?
2. Сірке этил эфирінің сілтімен сабындалу реакциясы қандай тәртіпке ие?
3. Реакцияға түсетін заттардың әртүрлі концентрациясы жағдайында екінші ретті реакция жылдамдығының тұрақтысын есептеу үшін теңдеу келтіріңіз.
4. Температура химиялық реакция жылдамдығына қалай әсер етеді?
5. Сірке этил эфирінің сілтімен сабындалу реакциясының активтену энергиясын есептеу үшін теңдеу келтіріңіз.
6. $\lg k = f(\frac{1}{T})$ тәуелділігі қандай теңдеу бойынша тұрғызылады?
7. Екі температурада анықталған k_1 және k_2 константаларының мәндері бйынша активтену энергиясын қалай есептеуге болады?

Оқу әдебиеттері:

- 1.Оспанов Х.Қ., Қамысбаев Д. Х., Абланова Е. Х., Шәбікова Г. Х. – Физикалық химия. Өскемен: ШҚМУ Баспасы, 1997, 576 бет.
- 2.Оспанова А.К., Сейлханова Г.А. Химиялық кинетика және электрохимия. Алматы , ҚазҰУ, 2006., 2010.
- 3.Шабикова Г.Х., Оспанова А.К., Ашимхан Н.С.Физикалык химия бойынша есептер мен мысал есептер. Алматы. 2013. 271 бет.

4. Шабикова Г.Х. Электрохимия курс дәрістері. - Алматы: Ғылым, 1992. - 193 б. 5. Ә.Қ. Оспанова., Г.А. Сейлханова Физикалық химияның таңдаулы тараулары. – Алматы, 2011 ж. – 149 б. 6. Стромберг А.Г. Физическая химия, М.: 1988, 1999, 2003. Интернет-ресурстары:.

Ғаламтор ресурстары:

1. <http://elibrary.kaznu.kz/ru>