

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Забайкальский государственный университет»
(ФГБОУ ВО «ЗабГУ»)

Факультет Энергетический

Кафедра Химии

УЧЕБНЫЕ МАТЕРИАЛЫ
для студентов заочной формы обучения

по дисциплине Физическая химия
наименование дисциплины

для направления 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии»
код и наименование направления подготовки

Направленность «Энерго- и ресурсосберегающие химические процессы»

Общая трудоемкость дисциплины 432 часа (12 зачетных единицы)

Виды занятий	Распределение по семестрам в часах		Всего часов
	5 семестр	6 семестр	
Общая трудоемкость	180	252	432
Аудиторные занятия, в т.ч.:	16	20	36
лекционные (ЛК)	8	10	18
практические (семинарские) (ПЗ, СЗ)	0	0	0
лабораторные (ЛР)	8	10	18
Самостоятельная работа студентов (СРС)	164 контрольная работа	160	324
Форма промежуточного контроля в семестре	зачет	36 экзамен	36
Курсовая работа (курсовой проект) (КР, КП)	0	36	36

Краткое содержание курса

5 семестр

Задачи и методы физической химии. Теплота и работы разного рода. Закон Кирхгоффа. Второй закон термодинамики и его формулировки. Термодинамические потенциалы и соотношение Максвелла. Третий закон термодинамики. Методы вычисления термодинамических потенциалов. Способы вычисления изменений химического потенциала. Растворы различных классов. Давление насыщенного пара жидких растворов. Коэффициенты активности и их определение. Термодинамическая классификация растворов. Гетерогенные системы. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Фазовые переходы второго рода. Равновесие жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Различные виды фазовых диаграмм. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Химическое равновесие. Явления и теории адсорбции. Функция распределения. Микроканонический и канонический ансамбли. Сумма по состояниям. Молекулярная сумма по состояниям. Вращательная сумма по состояниям. Колебательная сумма по состояниям. Межмолекулярные взаимодействия. Модели статистической термодинамики.

6 семестр

Химическая кинетика. Порядок реакции. Необратимые реакции. Сложные реакции. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Кинетика разветвленных цепных реакций. Реакции в потоке. Факторы, влияющие на скорость реакции. Поверхность потенциальной энергии. Метод переходного состояния. Теория соударений. Реакции в растворах. Эксимеры, эксиплексы и их свойства. Общие принципы катализа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотного катализа. Специфический и общий основной катализ. Гетерогенный катализ. Кинетика каталитических реакций во внутренней диффузионной области. Теория мультиплетов. Растворы электролитов. Ион-дипольное взаимодействие. Теории растворов электролитов. Неравновесные явления в растворах электролитов. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей. Электрохимическое равновесие. Электродные потенциалы. Двойной электрический слой. Модели двойного электрического слоя. Стадии электродного процесса. Полярография. Коррозия. Химические источники тока.

Форма текущего контроля

5 семестр

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1.

Контрольная работа состоит из ответов на 5 теоретических вопросов и решений 6 задач по физической химии. Для выбора теоретических вопросов и задач по основным разделам дисциплины необходимо руководствоваться данными таблиц 1 и 2, соответственно.

Таблица 1

Выбор теоретических вопросов по последней цифре номера зачетной книжки

Теоретические Задания	Последняя цифра номера зачетной книжки									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	0
Номера контрольных вопросов из перечня для подготовки к зачету в конце учебных материалов	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50

Таблица 2

Варианты задач по последним двум цифрам зачетной книжки

Варианты задач	Две последние цифры в зачетной книжке	Варианты задач	Две последние цифры в зачетной книжке
1	01, 26, 51, 76	14	14, 39, 64, 89
2	02, 27, 52, 77	15	15, 40, 65, 90
3	03, 28, 53, 78	16	16, 41, 66, 91
4	04, 29, 54, 79	17	17, 42, 67, 92
5	05, 30, 55, 80	18	18, 43, 68, 93
6	06, 31, 56, 81	19	19, 44, 69, 94
7	07, 32, 57, 82	20	20, 45, 70, 95
8	08, 33, 58, 83	21	21, 46, 71, 96
9	09, 34, 59, 84	22	22, 47, 72, 97
10	10, 35, 60, 85	23	23, 48, 73, 98
11	11, 36, 61, 86	24	24, 49, 74, 99
12	12, 37, 62, 87	25	25, 50, 75, 00
13	13, 38, 63, 88	-	-

Рекомендации по выполнению и оформлению контрольных работ № 1 (5 семестр) и № 2 (6 семестр) по физической химии

Контрольная работа оформляется в тетради 18 листов, на титульный лист наклеивается типовый титульный лист с указанием ФИО, группы, номера варианта. Допускается оформление контрольной работы в печатном виде. В этом случае, необходимо придерживаться требований, изложенных в методической инструкции **МИ 01-02-2018** Общие требования к построению и оформлению учебной текстовой документации¹.

При написании полных ответов на теоретические вопросы следует давать определения терминов, приводить уравнения, схемы химических реакций и пользоваться учебниками по физической химии для студентов вузов химических и химико-технологических специальностей. Решение задач должно обязательно содержать формулы с объяснением физических величин и их единиц измерения. Нумерация формул, таблиц и рисунков в работе - сквозная. Графики выполняются на миллиметровой бумаге карандашом или же в графическом редакторе в соответствии с требованиями².

Объем контрольной работы должен составлять не более 25 страниц в печатном виде и не менее 12 страниц в рукописном виде. В конце работы должен быть список использованной литературы, оформленный в соответствии с ГОСТ 7.80-2000; работа подписывается студентом с проставлением даты ее окончания.

¹ [https://zabgu.ru/files/html_document/pdf_files/fixed/Prikladnaya_geologiya/Instrukciya_MI_01-02-2018\(4\).pdf](https://zabgu.ru/files/html_document/pdf_files/fixed/Prikladnaya_geologiya/Instrukciya_MI_01-02-2018(4).pdf)

² Степановских, Е. И. Использование графических зависимостей в физической химии : [учеб. пособие] / Е. И. Степановских, Л. А. Брусницына, Т. А. Алексеева ; [науч. ред. В. Ф. Марков] ; М-во образования и науки рос. Федерации, Урал. федер. ун-т. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2017. — 130 с.

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАДАНИЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 1.

Задача 1.

Для химической реакции, указанной в таблице 3 (в скобках после формул указано агрегатное состояние вещества: г - газообразное, ж – жидкое, к – кристаллическое или твердое), вычислить ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0 , K_p при $T = 298$ К. При решении этой задачи необходимо пользоваться справочником³.

Сделайте заключение:

1. Является данная реакция экзотермической или эндотермической?
2. Как изменилась энтропия системы после протекания реакции? Беспорядок в реакционной системе повышается или понижается?
3. Чему равно изменение свободной энергии Гиббса? Протекает ли данная реакция самопроизвольно при стандартных условиях?⁴

Таблица 3

Уравнения реакций для термодинамических расчетов

Варианты	Уравнения реакций
1	$4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 4\text{NO}(\text{г})$
2	$\text{CCl}_4(\text{ж}) + 4\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + 4\text{HCl}(\text{г})$
3	$2\text{S}_2(\text{к}) + \text{CH}_4(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{CS}_2(\text{ж})$
4	$\text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
5	$\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{COCl}_2(\text{г})$
6	$\text{CH}_3\text{Cl}(\text{г}) + \text{NH}_3(\text{г}) = \text{CH}_3\text{NH}_2(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г})$
7	$6\text{CH}_4(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 2\text{CO}(\text{г}) + 10\text{H}_2(\text{г})$
8	$\text{H}_2(\text{г}) + \text{CCl}_4(\text{ж}) = \text{CHCl}_3(\text{ж}) + \text{HCl}(\text{г})$
9	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{г})$
10	$2\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NOCl}(\text{г})$
11	$2\text{NO}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$
12	$\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$
13	$2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$
14	$\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$
15	$2\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2\text{O}(\text{г})$
16	$2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$
17	$4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$
18	$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$
19	$6\text{CH}_4(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 2\text{CO}(\text{г}) + 10\text{H}_2(\text{г})$
20	$4\text{HI}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{I}_2(\text{к})$

³ Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. - СПб.: Иван Федоров, 2002 - 239 с.

⁴ Клебанов, А.В. Задачник по физической химии. второй закон термодинамики: методическая разработка / А.В. Клебанов, М.А.Бандюк. – Могилев: Могилевский государственный университет им. А.А. Кулешова, 2012. – 51 с.

21	$2\text{N}_2 (\text{r}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{r}) = 4\text{NH}_3 (\text{r}) + 3\text{O}_2 (\text{r})$
22	$\text{CH}_3\text{I} (\text{r}) + \text{NH}_3 (\text{r}) = \text{CH}_3\text{NH}_2 (\text{r}) + \text{HI} (\text{r})$
23	$2\text{NO} (\text{r}) + \text{Cl}_2 (\text{r}) = 2\text{NOCl} (\text{r})$
24	$4\text{HBr} (\text{r}) + \text{O}_2 (\text{r}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{r}) + 2\text{Br}_2 (\text{r})$
25	$2\text{N}_2 (\text{r}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{r}) = 4\text{NH}_3 (\text{r}) + 3\text{O}_2 (\text{r})$

Задача 2.

Определить изменение энтропии [ΔS^0 , Дж/(моль·К)] при протекании реакции (табл. 4) при давлении $1,013 \cdot 10^5 \text{ Н/м}^2$ и температуре $25 \text{ }^\circ\text{C}$, а также теплоту реакции обратимого процесса (ΔH_{298}^0), зная электродвижущую силу (E_{298}^0 , В) и сделать вывод о возможности протекания самопроизвольного процесса.

Таблица 4

Уравнения реакций для термодинамических расчетов

Варианты	Реакции	E_{298}^0 , В	ΔH_{298}^0 , кДж/ моль
1	$\text{Pb} (\text{т}) + 2\text{AgCl} (\text{т}) = \text{PbCl}_2 \text{aq} + 2\text{Ag} (\text{т})$	0,490	-105,5
2	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} = \text{Hg}_2\text{Br}_2 + 2\text{KCl}$	0,128	-29,54
3	$\text{Pb} + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 (\text{т}) = \text{PbCl}_2 + 2\text{Hg}$	0,394	-128,98
4	$\text{Cd} + 2\text{AgCl} (\text{т}) = \text{CdCl}_2 + 2\text{Ag}$	0,625	-136,4
5	$\text{TI} (\text{т}) + \text{AgCl} (\text{т}) = \text{TI} (\text{т}) + \text{Ag}$	0,558	-78,17
6	$2\text{Ag} + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 (\text{т}) = 2\text{AgCl} + 2\text{Hg}$	0,046	+ 11,25
7	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 (\text{т}) + 2\text{KOH} \text{aq} = \text{Hg}_2\text{O} (\text{т}) + 2\text{KCl} (\text{т}) + \text{H}_2\text{O}$	0,1542	+ 13,73
8	$\text{CuAc}_2 \text{aq} + \text{Pb} = \text{PbAc}_2 \text{aq} + \text{Cu}$	0,4764	+69,09
9	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \text{aq} = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4 \text{aq}$	1,100	-207,1
10	$\text{Ag} (\text{т}) + 1/2\text{I}_2 (\text{т}) = \text{AgI} (\text{т})$	0,688	-64,2
11	$\text{Ag} + 1/2\text{Br}_2 (\text{ж}) = \text{AgBr}$	0,994	-99,16
12	$2\text{Hg} + \text{Br}_2 (\text{ж}) = \text{Hg}_2\text{Br}_2$	0,925	-206,77
13	$2\text{Hg} + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{Hg}_2\text{Cl}_2$	1,092	-264,85
14	$\text{Pb} (\text{т}) + \text{I}_2 (\text{т}) = \text{PbI}_2 (\text{т})$	0,662	-175,1
15	$\text{PbO}_2 (\text{т}) + \text{Pb} (\text{т}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{aq} = 2\text{PbSO}_4 (\text{т}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,581	-608,68
16	$\text{Cd} (\text{т}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{CdCl}_2 (\text{т})$	1,763	-389,0
17	$\text{Cd} (\text{т}) + \text{Br}_2 (\text{ж}) = \text{CdBr}_2 (\text{т})$	1,468	-314,5
18	$\text{Cu} (\text{т}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{CuCl}_2 (\text{т})$	1,023	-205,9
19	$\text{Cu} (\text{т}) + 1/2\text{I}_2 (\text{т}) = \text{CuI} (\text{т})$	0,025	-695,3
20	$\text{Cu} (\text{т}) + 1/2 \text{Br}_2 (\text{ж}) = \text{CuBr} (\text{т})$	0,544	-105,1
21	$\text{Cu} (\text{т}) + 1/2 \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{CuCl} (\text{т})$	0,839	-134,7
22	$\text{Mg} (\text{т}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{MgCl}_2 (\text{т})$	3,723	-134,7
23	$\text{Ni} (\text{т}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{NiCl}_2 (\text{т})$	1,610	—315,9
24	$\text{Zn} (\text{т}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{ZnCl}_2 (\text{т})$	2,123	—415,9
25	$\text{Fe} (\text{т}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{FeCl}_2 (\text{т})$	1,800	—342,7

Задача 3.

Решить задачу⁵ на закон распределения и его практическое применение: экстрагирование веществ из растворов (табл. 5).

Таблица 5

Задачи на закон распределения

Варианты	Условия задач
1	Вычислить коэффициент распределения хинона между эфиром и водой при 19,5 °С, если концентрации хинона (моль/л) в воде равны 0,002915 и 0,008415, а в эфире, соответственно, 0,00893 и 0,02714.
2	Коэффициент распределения йода между четыреххлористым углеродом и водой при 25 °С равен 85,47. Какой объем четыреххлористого углерода необходимо взять, чтобы однократным экстрагированием извлечь из 0,5 л водного раствора: а) 99,9; б) 99,0; в) 90,0 % йода?
3	Коэффициент распределения йода между амиловым спиртом и водой $C_{\text{спирт}}/C_{\text{вода}}$ при 25 °С равен 230. Вычислить концентрацию йода в амиловом спирте, если равновесная концентрация йода в водном слое равна 0,2 г.
4	Коэффициент распределения йода между амиловым спиртом и водой $C_{\text{спирт}}/C_{\text{вода}}$ при 25 °С равен 230. Вычислить растворимость йода в амиловом спирте, если растворимость йода в воде при 25 °С равна 0,340 г/л.
5	Коэффициент распределения йода между четыреххлористым углеродом и водой равен 85,47. Вычислить концентрацию йода в воде, если после взбалтывания раствора с четыреххлористым углеродом концентрация йода в слое CCl_4 стала 0,1088 моль/л.
6	Коэффициент распределения йода между амиловым спиртом и водой равен 230. Взбалтывают 1 л воды с 400 см ³ амилового спирта, содержащими 2,5 г йода. Вычислить количество йода, перешедшего в водный раствор.
7	Коэффициент распределения этилового спирта между водой и четыреххлористым углеродом при 25 °С равен 41,8. Определить концентрацию спирта в четыреххлористом углероде при той же температуре, если равновесная концентрация спирта в воде: а) 0,406 моль/л; б) 1,477 моль/л.
8	Вычислить концентрацию йода в воде (моль/л), если 250 см ³ амилового спирта, содержащего 10 г/л йода, взболтать с 1 л воды. Коэффициент распределения йода между амиловым спиртом и водой равен 230.
9	При 25 °С раствор, содержащий 10,53 г/л фенола в амиловом спирте, находится в равновесии с водным раствором, содержащим 0,658 г/л фенола. Какое количество фенола будет экстрагировано из 0,500 л 0,4 М водного раствора двукратным извлечением фенола амиловым спиртом?

⁵ Яргаева, В. А. Физическая химия: вопросы и многовариантные задачи : учебное пособие / В. А. Яргаева ; [науч. ред. Л. И. Чекмарева]. - Хабаровск : Изд-во Тихоокеан. гос. ун-та, 2017. - 110 с.

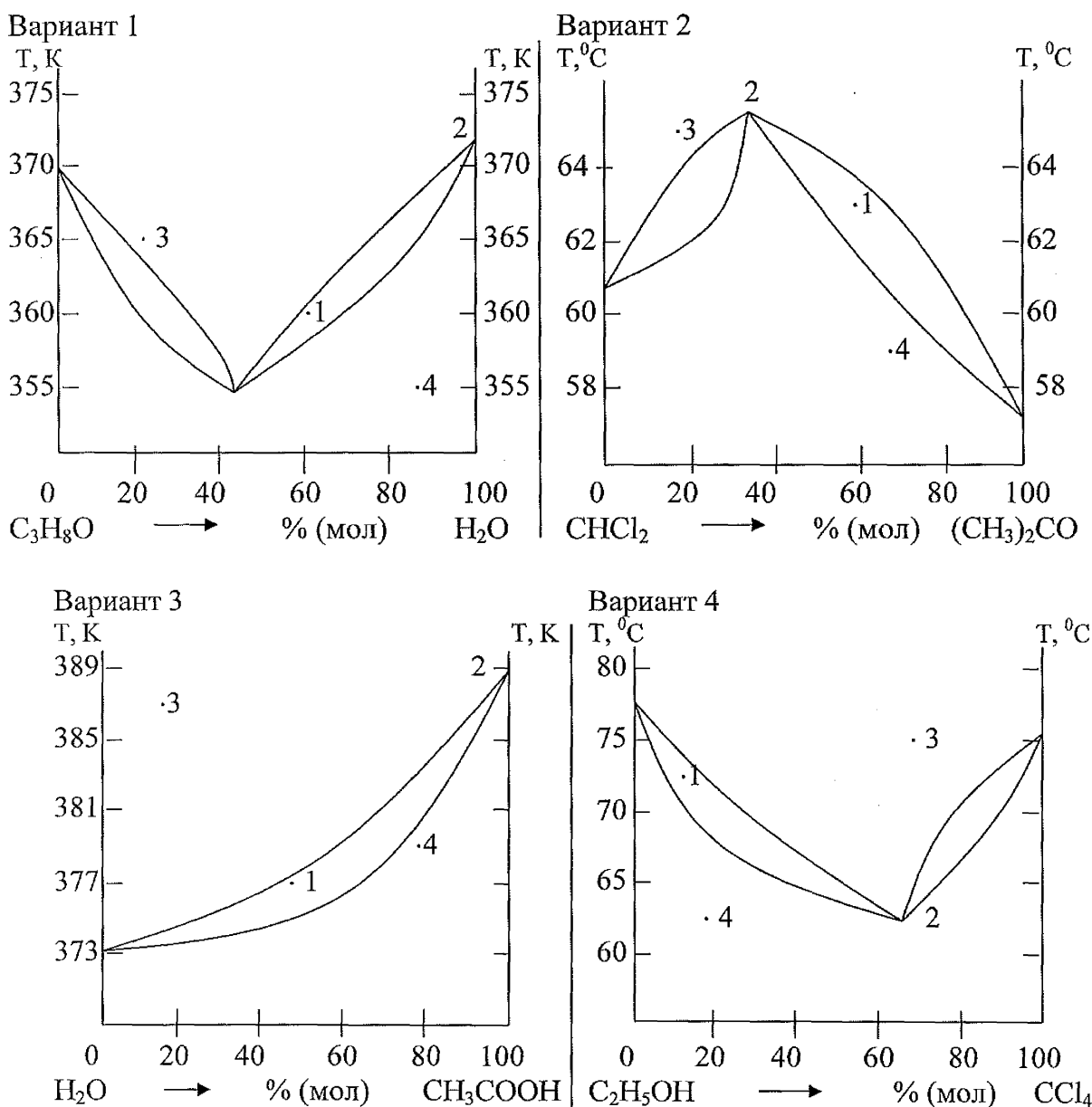
	(Для каждой экстракции берется 0,1 л амилового спирта).
10	При 15 °С водный раствор янтарной кислоты (0,7 г/100 см ³) находится в равновесии с эфирным раствором янтарной кислоты (0,13 г/100 см ³). Определить концентрацию янтарной кислоты в эфирном растворе, находящемся в равновесии с водным раствором (концентрация кислоты в воде равна 0,2 моль/л).
11	Коэффициент распределения йода между сероуглеродом и водой равен 588,2. Водный раствор, содержащий 0,2 г/л йода, взболтали с 60 см ³ сероуглерода. Определить степень извлечения йода (%) при однократном извлечении 60 см ³ сероуглерода и при трехкратном взбалтывании порциями по 20 см ³ сероуглерода. Йод имеет одинаковую молекулярную массу в воде и сероуглероде.
12	Коэффициент распределения нормальной масляной кислоты между хлороформом и водой C_{CHCl_3}/C_{H_2O} равен 0,52 при 25 °С. Какое количество масляной кислоты можно извлечь из 100 см ³ 0,5 М раствора масляной кислоты в хлороформе при встряхивании его однократно со 100 см ³ воды и при четырехкратном встряхивании, используя каждый раз по 25 см ³ воды?
13	Коэффициент распределения молочной кислоты между хлороформом и водой C_{CHCl_3}/C_{H_2O} при 25 °С равен 0,0203. Какое количество молочной кислоты можно извлечь из 100 см ³ 0,8 М раствора молочной кислоты в хлороформе 100 см ³ воды?
14	В 1 л раствора хлорида ртути (II) в бензоле содержится 0,5 г HgCl ₂ . Сколько экстрагирований необходимо сделать водой порциями по 20 см ³ , чтобы остаток соли в исходном растворе составлял 1 % от первоначального количества? Коэффициент распределения хлорида ртути (II) между бензолом и водой при 25 °С $C_{C_6H_6}/C_{H_2O}$ равен 0,084,
15	При распределении янтарной кислоты между водой и эфиром были получены следующие данные: концентрация кислоты (г/10 см ³) в водном растворе 0,121 и 0,07, а в эфире соответственно 0,022 и 0,0128. Показать, что для янтарной кислоты и растворителей эфира и воды справедлив закон распределения в его простейшей форме.
16	При распределении фенола между водой и бензолом были получены следующие данные: C_1 , (в воде), кмоль/м ³ 0,0316 0,123 0,327 0,750 C_2 (в бензоле), кмоль/м ³ 0,077 0,159 0,253 0,390 Вычислить среднее значение коэффициента распределения K и показателя степени n в уравнении закона распределения.
17	Коэффициент распределения йода между четыреххлористым углеродом и водой равен 85,47. Определить равновесную концентрацию йода в водном слое, если 1 л воды взболтать с 200 см ³ раствора йода в четыреххлористом углероде, содержащем 10 г/л йода. Йод в воде и четыреххлористом углероде имеет одинаковую молекулярную массу.
18	1 л водного раствора содержится 0,15 г йода. Какова будет степень извлечения йода из данного раствора 40 см ³ четыреххлористого углерода:

	а) при однократном извлечении всем количеством растворителя; б) при четырехкратном извлечении порциями по 10 см ³ ? Коэффициент распределения йода между четыреххлористым углеродом и водой равен 85,47.
19	При 15 °С водный раствор янтарной кислоты (1,21 г в 100 см ³) находится в равновесии с эфирным раствором янтарной кислоты (0,22 г в 100 см ³). Определить концентрацию янтарной кислоты в эфирном слое (г/100 см ³), который находится в равновесии с ее водным раствором (0,484 г в 100 см ³). Диссоциацией янтарной кислоты в обоих растворах пренебречь.
20	Вычислить, сколько фенола можно извлечь из 500 см ³ 0,4 М водного раствора фенола при взбалтывании его дважды со 100 см ³ амилового спирта, если при 25 °С раствор, содержащий 10,53 г/л фенола в амиловом спирте, находится в равновесии с водным раствором, концентрация которого C ₁ = 0,658 г/л фенола.
21	При распределении уксусной кислоты между четыреххлористым углеродом и водой были получены следующие её концентрации: C ₁ (CCl ₄), г/л.....2,92 3,63 7,25 10,7 14,1 C ₂ (H ₂ O), г/л..... .48,7 54,2 76,4 93,0 107,0 Уксусная кислота в водном растворе имеет нормальную молекулярную массу. Вывести математическое выражение закона распределения для данной системы и определить графическим способом значения коэффициента распределения K и показателя степени n в уравнении закона распределения.
22	При распределении салициловой кислоты между бензолом и водой при 25 °С были получены следующие данные: C ₁ моль/л.....0,0163 0,0940 0,210 0,558 0,912 C ₂ , моль/л.....0,0184 0,0977 0,329 1,650 4,340 C ₁ - концентрация салициловой кислоты в водном слое; C ₂ - ее концентрация в бензольном слое. Найти графическим способом значения коэффициента распределения K и показателя степени n в уравнении закона распределения.
23	Распределение йода между CCl ₄ и водой при 25 °С определяется следующими данными. В CCl ₄ концентрации (мг/л) равны 0,004412; 0,006966; 0,01088; 0,0256, а в воде соответственно — 0,0000516; 0,0000818; 0,0001276; 0,0001276. Сколько миллилитров CCl ₄ необходимо взять, чтобы одним экстрагированием извлечь из 100 мл водного раствора: а) 90 %, б) 99,9 % растворенного йода.
24	Концентрации янтарной кислоты (г/л) в воде равны 43,4; 43,8; 47,4, а в эфире соответственно — 7,1; 7,4; 7,9. Показать, что для янтарной кислоты и указанных растворителей применим закон распределения в простейшей его форме.
25	Какое количество йода останется в 1 л водного раствора, который был насыщен при 18 °С, после взбалтывания с 100 см ³ сероуглерода CS ₂ ? Растворимость йода при 18 °С в воде 0,28 г/л. Коэффициент распределения йода между сероуглеродом и водой 590.

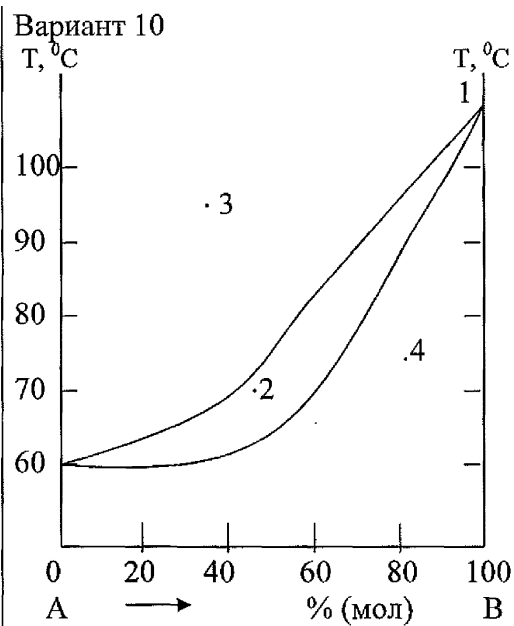
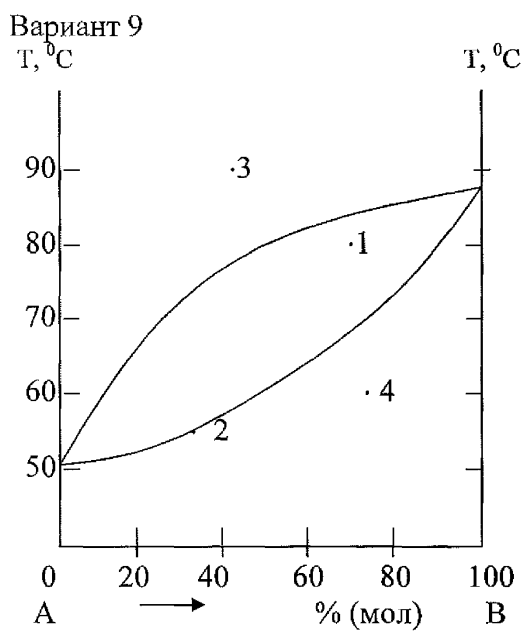
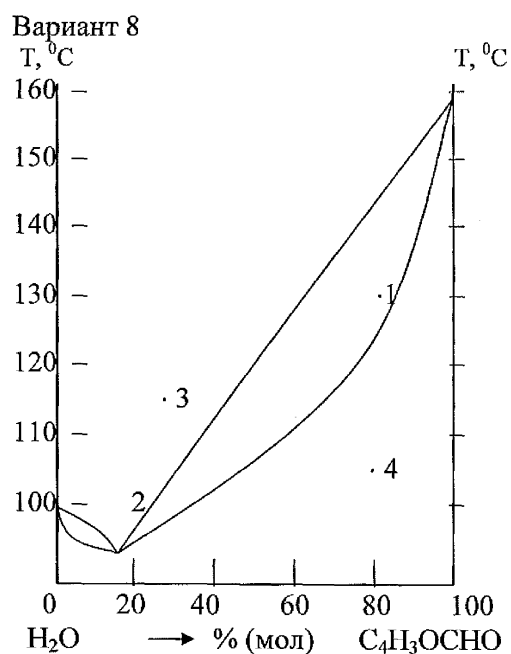
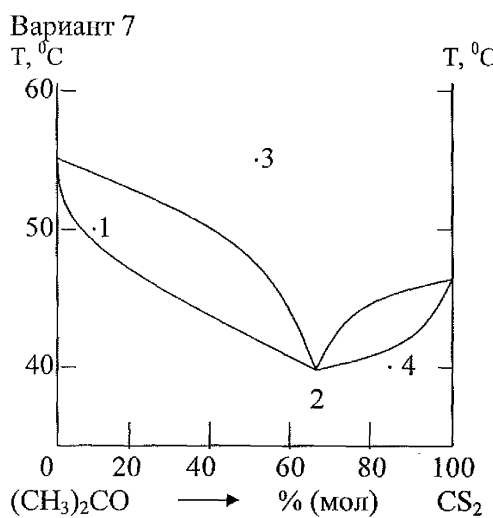
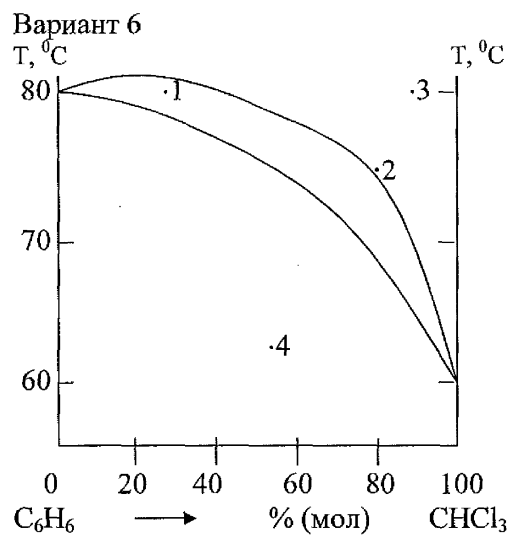
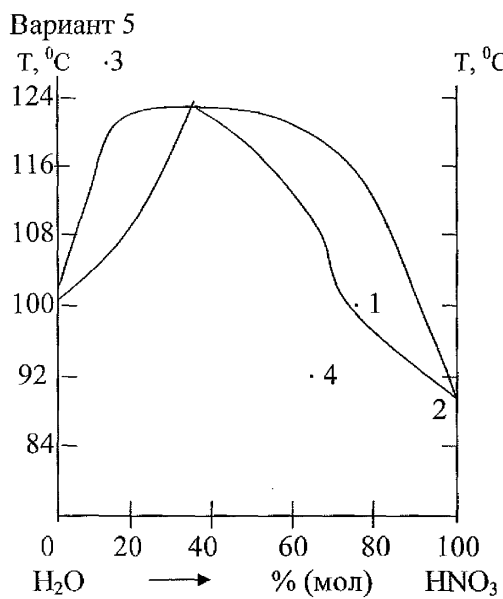
Задача 4.

Дана диаграмма кипения двухкомпонентной жидкой системы⁶.

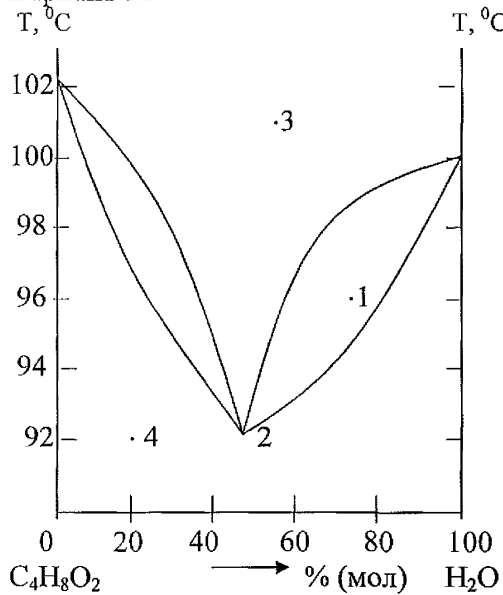
- 1) назовите диаграмму (укажите тип системы);
- 2) для фигуративных точек 1, 2, 3, 4 укажите число компонентов, число фаз (указать, какие);
- 3) рассчитайте по правилу фаз Гиббса число степеней свободы (вариантность) системы в точках 1, 2, 3, 4.



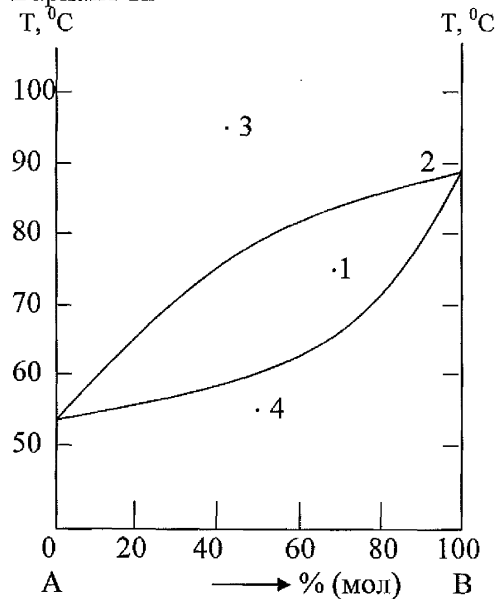
⁶ Яргаева, В. А. Физическая химия: вопросы и многовариантные задачи : учебное пособие / В. А. Яргаева ; [науч. ред. Л. И. Чекмарева]. - Хабаровск : Изд-во Тихоокеан. гос. ун-та, 2017. - 110 с.



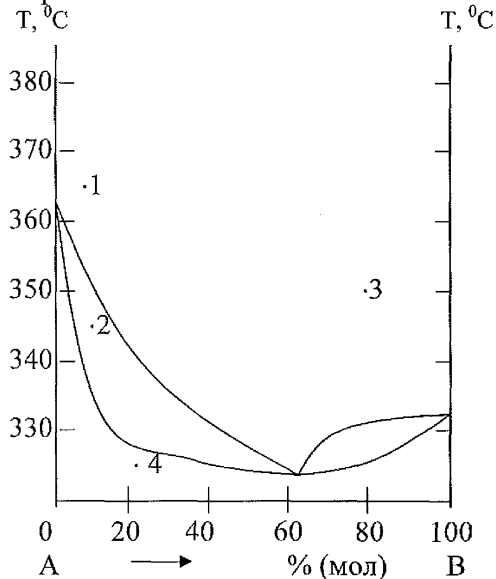
Вариант 11



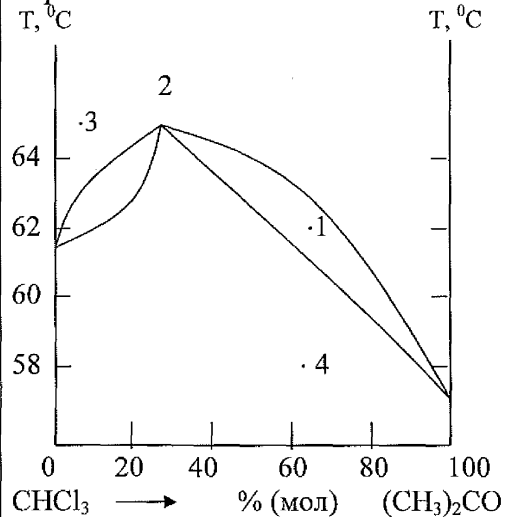
Вариант 12



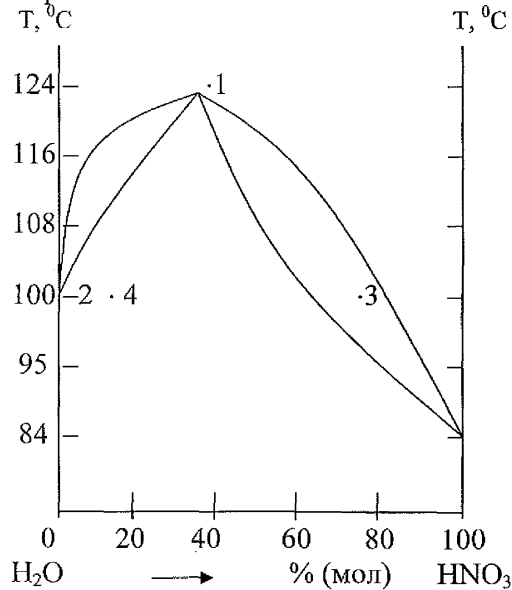
Вариант 13



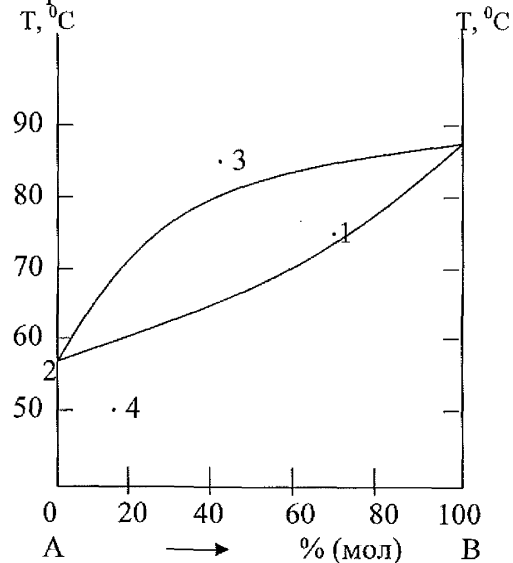
Вариант 14



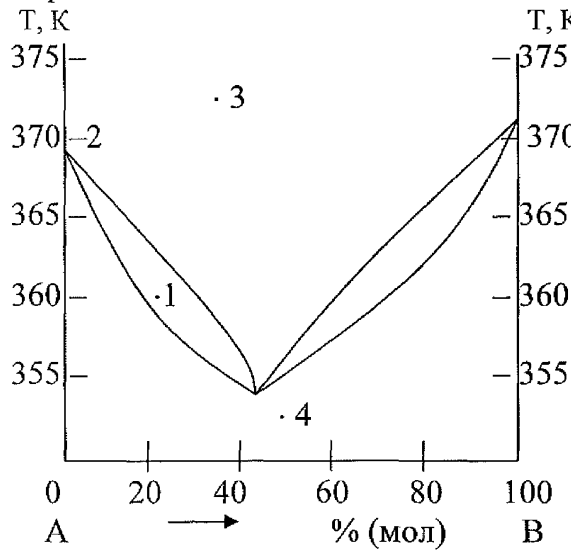
Вариант 15



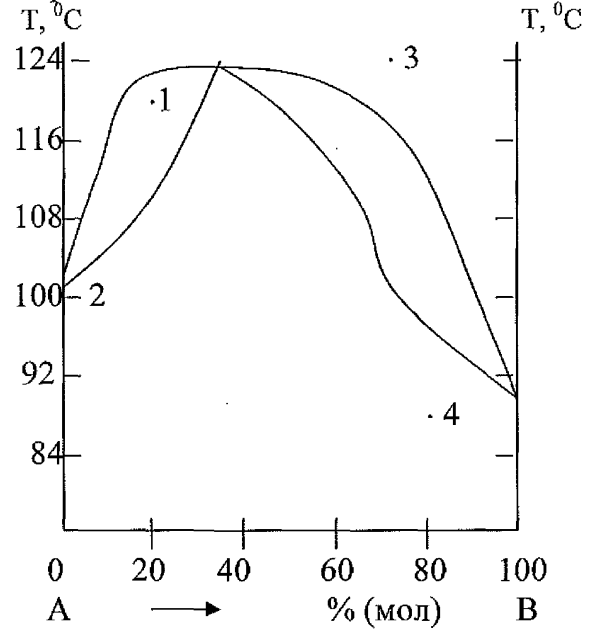
Вариант 16



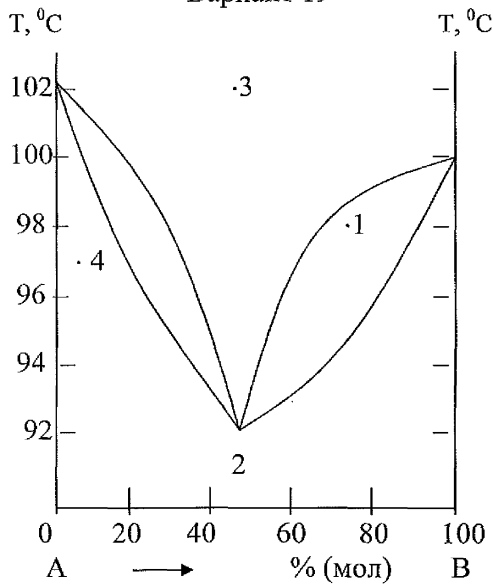
Вариант 17



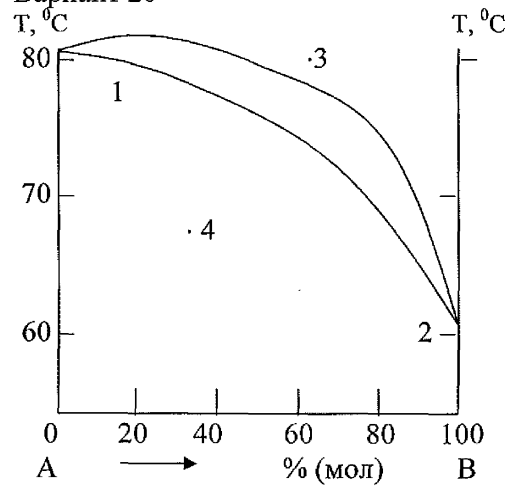
Вариант 18



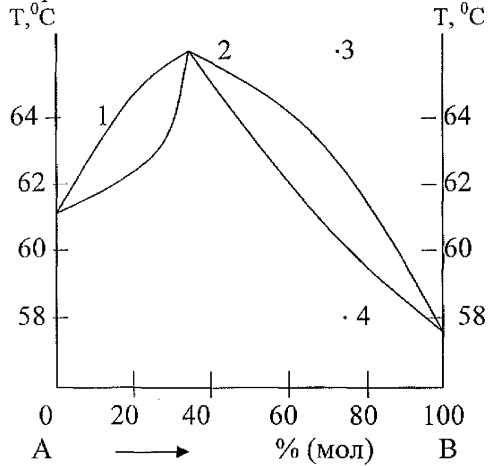
Вариант 19



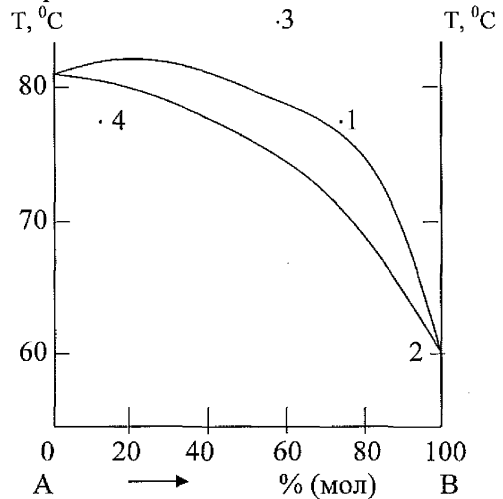
Вариант 20

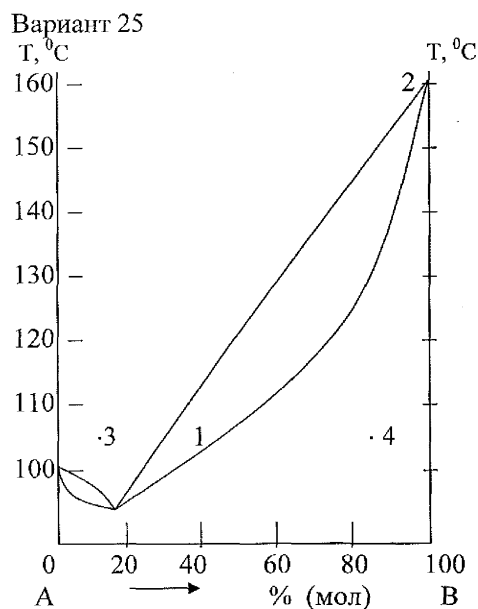
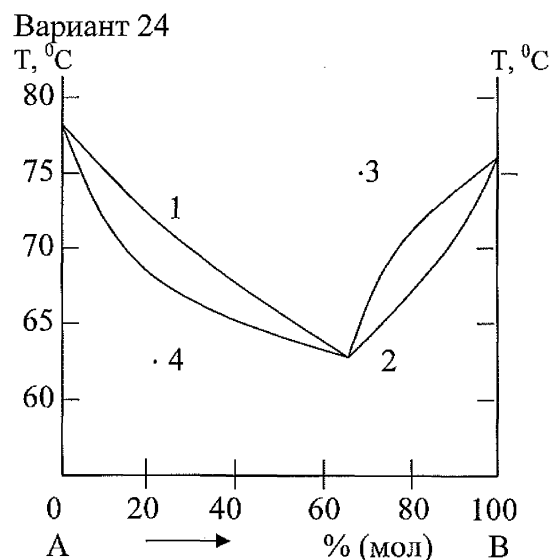
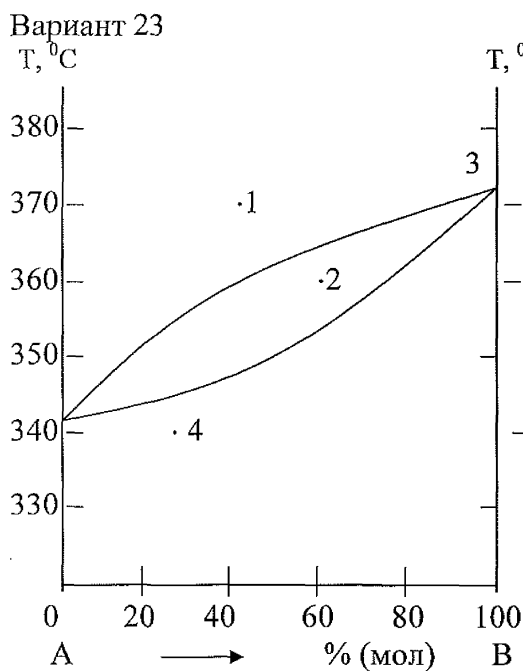


Вариант 21



Вариант 22





Задача 5.

Для приготовления раствора использовали растворители А и вещество С, взяв их в количествах В и Д (табл. 6), соответственно⁷. Вычислите коллигативные свойства полученного раствора:

- 1) понижение температуры замерзания;
- 2) повышение температуры кипения;

⁷ Коллигативные свойства растворов: Методические указания для самостоятельной работы студентов первого курса всех специальностей и форм обучения. / Сост. Т.В. Гомза. — Хабаровск: ХГТУ, Изд-во ХГТУ. 2005 — 20 с.

3) осмотическое давление. Значения криоскопической и эбуллиоскопической констант растворителя взять из справочника⁸.

Таблица 6

Данные для расчета коллигативных свойств растворов

Варианты	А (растворитель)	В (объём или масса растворителя)	С (растворенное вещество)	Д (количество растворенного вещества)
1	H ₂ O	2 дм ³	C ₆ H ₁₂ O ₆	0,09 кг
2	H ₂ O	3 кг	CH ₃ OH	19,2 г
3	H ₂ O	100 см ³	CH ₃ CONH ₂	11,8 г
4	H ₂ O	1,5 дм ³	(NH ₂) ₂ CO	0,054 кг
5	H ₂ O	800 см ³	C ₃ H ₅ (OH) ₃	36,8 г
6	H ₂ O	2 кг	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	136,8 г
7	CS ₂	250 г	C ₁₀ H ₁₆ O	30,4 г
8	CS ₂	0,2 кг	C ₂ H ₅ OH	9,2 г
9	CS ₂	400 г	C ₆ H ₆	31,2 г
10	C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅	0,5 кг	C ₃ H ₅ (OH) ₃	37 г
11	CCl ₄	200 г	C ₃ H ₅ (OH) ₃	9,2 г
12	CCl ₄	500 г	C ₆ H ₆	0,2 моль
13	CHCl ₃	0,4 кг	CH ₃ OH	6,4 г
14	CHCl ₃	100 г	CH ₃ C(=O)CH ₃	5,8 г
15	CHCl ₃	4 кг	C ₆ H ₆	15,6 г
16	C ₆ H ₆	0,2 кг	S	3,2 г
17	C ₆ H ₆	500 г	C ₁₀ H ₁₆ O	30,4 г
18	C ₆ H ₆	0,1 кг	C ₃ H ₅ (OH) ₃	4,6 г
19	C ₆ H ₆	0,8 кг	CH ₃ COOH	0,2 моль
20	C ₆ H ₆	1,5 кг	CH ₃ C(=O)CH ₃	17,4 г
21	C ₂ H ₅ OH	2 кг	C ₆ H ₁₂ O ₆	144 г
22	C ₂ H ₅ OH	200 г	C ₆ H ₅ NH ₂	9,3 г
23	C ₂ H ₅ OH	0,25 кг	HC(=O)H	9 г
24	C ₂ H ₅ OH	300 г	(NH ₂) ₂ CO	0,018 кг
25	C ₂ H ₅ OH	1,5 кг	C ₆ H ₆	46,8 г

⁸ Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. - СПб.: Иван Федоров, 2002 - 239 с.

Задача 6.

Для реакции зависимость константы равновесия реакции K от температуры выражается уравнением⁹ (табл. 7):

$$\lg K = \frac{a}{T} + b \lg T + cT + d \quad (1)$$

(коэффициенты a, b, c, d приведены в табл. 7 ; давление выражено в Па).

Выполнить следующие действия¹⁰:

- 1) определить константу равновесия при температуре T, K ;
- 2) построить график $\lg K = f(1/T)$ в пределах температуры от $(T - 100)$ до $(T + 100) K$;
- 3) указать, как изменяется константа равновесия с увеличением температуры;
- 4) рассчитать средний тепловой эффект реакции ΔH^0 аналитически и графически, используя уравнение изобары химической реакции.

Таблица 7

Данные для расчета константы равновесия

Варианты	Уравнения реакции	$K, \text{Па}^{\Delta v}$	T, K
1	$\beta\text{-NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{HCl}$	$K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{HCl}}$	800
2	$2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2$	$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^4 P_{\text{O}_2}^3}{P_{\text{N}_2}^2 P_{\text{H}_2\text{O}}^6}$	750
3	$2\text{H}_2 + \text{CO} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$	$K_p = \frac{P_{\text{CH}_3\text{OH}}}{P_{\text{H}_2}^2 P_{\text{CO}}}$	450
4	$4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$	$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^2 P_{\text{Cl}_2}^2}{P_{\text{HCl}}^4 P_{\text{O}_2}}$	1300
5	$2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$	$K_p = \frac{P_{\text{NO}}^2 P_{\text{O}_2}}{P_{\text{NO}_2}^2}$	1000
6	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$	$K_p = P_{\text{H}_2\text{O}}$	500
7	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$	$K_p = P_{\text{H}_2\text{O}}$	600
8	$4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2$	$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^4 P_{\text{O}_2}^5}{P_{\text{NO}}^4 P_{\text{H}_2\text{O}}^6}$	700

⁹ Яргаева, В. А. Физическая химия: вопросы и многовариантные задачи : учебное пособие / В. А. Яргаева ; [науч. ред. Л. И. Чекмарева]. - Хабаровск : Изд-во Тихоокеан. гос. ун-та, 2017. - 110 с.

¹⁰ Кудряшов И.В. Сборник примеров и задач по физической химии: учеб. пособие для хим.-технол. спец. вузо / И.В. Кудряшов, Г.С. Каретников. – Москва: Высшая школа, 1991. – 527 с.

<https://studizba.com/files/show/djvu/3026-1-i-v-kudryashov-g-s-karetnikov--sbornik.html>

9	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$	$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$	400
10	$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$	$K_p = P_{CO_2}$	1000
11	$S_2 + 4H_2O \rightleftharpoons 2SO_2 + 4H_2$	$K_p = \frac{P_{SO_2}^2 P_{H_2}^4}{P_{S_2} P_{H_2O}^4}$	1000
12	$S_2 + 4CO_2 \rightleftharpoons 2SO_2 + 4CO$	$K_p = \frac{P_{SO_2}^2 P_{CO}^4}{P_{S_2} P_{CO_2}^4}$	900
13	$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$	$K_p = \frac{P_{SO_3}^2}{P_{SO_2}^2 P_{O_2}}$	700
14	$SO_2 + Cl_2 \rightleftharpoons SO_2Cl_2$	$K_p = \frac{P_{SO_2} P_{Cl_2}}{P_{SO_2Cl_2}}$	400
15	$CO + 3H_2 \rightleftharpoons CH_4 + H_2O$	$K_p = \frac{P_{CH_4} P_{H_2O}}{P_{CO} P_{H_2}^3}$	1000
16	$4CO + 2SO_2 \rightleftharpoons S_2 + 4CO_2$	$K_p = \frac{P_{S_2} P_{CO_2}^4}{P_{CO}^4 P_{SO_2}^2}$	900
17	$COCl_2 \rightleftharpoons CO + Cl_2$	$K_p = \frac{P_{CO} P_{Cl_2}}{P_{COCl_2}}$	400
18	$CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$	$K_p = \frac{P_{CO} P_{H_2O}}{P_{CO_2} P_{H_2}}$	1200
19	$CO_2 + 4H_2S \rightleftharpoons CH_4 + 2H_2O$	$K_p = \frac{P_{CH_4} P_{H_2O}^2}{P_{CO_2} P_{H_2}^4}$	1000
20	$2CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$	$K_p = \frac{P_{CO}^2 P_{O_2}}{P_{CO_2}^2}$	700
21	$CO + H_2 \rightleftharpoons CH_4 + CO_2$	$K_p = \frac{P_{CH_4} P_{CO_2}}{P_{CO}^2 P_{H_2}^2}$	900
22	$C_6H_6 \rightleftharpoons C_2H_4 + H_2$	$K_p = \frac{P_{C_2H_4} P_{H_2}}{P_{C_6H_6}}$	400
23	$C_2H_5OH \rightleftharpoons C_2H_4 + H_2O$	$K_p = \frac{P_{C_2H_4} P_{H_2O}}{P_{C_2H_5OH}}$	400
24	$CH_3CHO + H_2 \rightleftharpoons C_2H_5OH$	$K_p = \frac{P_{C_2H_5OH}}{P_{CH_3CHO} P_{H_2}}$	500
25	$C_6H_6 + 3H_2 \rightleftharpoons C_6H_{12}$	$K_p = \frac{P_{C_6H_{12}}}{P_{C_6H_6} P_{H_2}^3}$	600

Коэффициенты a , b , c , d приведены в таблице 8 на следующей странице.

Данные для зависимости логарифма константы равновесия от обратной температуры

Варианты	a	b	c	d
1	-9650	1,83	-0,00324	28,239
2	-6650	-1,75	0	-10,206
3	3724	-9,1298	0,00308	3,401
4	5750	-2,136	-0,000857	-4,710
5	-5749	1,75	-0,0005	7,899
6	-4600	0,623	-0,00102	17,776
7	-5650	0,67	0,000414	9,616
8	-47500	-1,75	0	-13,706
9	-2692	1,75	-0,00483	1,944
10	-9680	-1,385	-0,00219	17,756
11	-13810	-0,877	0,00267	8,386
12	-23000	4,34	-0,00162	2,576
13	10373	1,221	0	-18,806
14	2250	-1,75	0,000455	-7,206
15	9874	-7,14	0,00188	-1,371
16	23000	-4,34	0,0000002	-2,576
17	5020	1,75	0	3,748
18	-2203	0	-0,0000516	2,3
19	7674	-6,23	0,000906	-1,291
20	-29500	1,75	-0,001225	3,29
21	11088	3,113	-0,0028524	-1,483
22	-6365	2,961	-0,000766	-2,344
23	-1485	7,54	-0,00425	7,006
24	1522	5,42	-0,00229	-2,810
25	9590	-9,9194	0,002285	-6,452

6 семестр

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАДАНИЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 2.

Контрольная работа № 2 состоит из ответов на 6 теоретических вопросов и решений 5 задач. Для выбора теоретических вопросов и задач по основным разделам дисциплины необходимо руководствоваться данными таблиц 9 и 10, соответственно.

Таблица 9

Выбор теоретических вопросов по последней цифре номера зачетной книжки

Теоретические Задания	Последняя цифра номера зачетной книжки									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	0
Номера контрольных вопросов из перечня для подготовки к зачету в конце учебных материалов	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50
	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60

Таблица 10

Варианты задач по последним двум цифрам зачетной книжки

Варианты задач	Две последние цифры в зачетной книжке	Варианты задач	Две последние цифры в зачетной книжке
1	01, 26, 51, 76	14	14, 39, 64, 89
2	02, 27, 52, 77	15	15, 40, 65, 90
3	03, 28, 53, 78	16	16, 41, 66, 91
4	04, 29, 54, 79	17	17, 42, 67, 92
5	05, 30, 55, 80	18	18, 43, 68, 93
6	06, 31, 56, 81	19	19, 44, 69, 94
7	07, 32, 57, 82	20	20, 45, 70, 95
8	08, 33, 58, 83	21	21, 46, 71, 96
9	09, 34, 59, 84	22	22, 47, 72, 97
10	10, 35, 60, 85	23	23, 48, 73, 98
11	11, 36, 61, 86	24	24, 49, 74, 99
12	12, 37, 62, 87	25	25, 50, 75, 00
13	13, 38, 63, 88	-	-

Задача 1.

При изучении кинетики реакции первого порядка $A \rightarrow B$ получены данные для построения кинетической кривой исходного вещества (табл. 11). Постройте кинетическую кривую (график зависимости концентрации (с) от времени) и выполните действия:

а) определите по кривой скорости реакции на пятой и десятой минуте от начала процесса;

б) постройте график зависимости $\ln c = f(t)$ и найдите по нему величину константы скорости реакции;

в) определите по кинетической кривой $c = f(t)$ время полупревращения;

г) вычислите константу скорости реакции графическим интегральным методом;

д) постройте кинетическую кривую продукта реакции¹¹.

Таблица 11

Экспериментальные данные для построения кинетических кривых

Варианты	Показатели	Значения						
		0	3	5	7	12	20	30
1	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	54,88	36,79	24,66	9,07	1,83	0,25
2	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	48,68	30,12	18,64	5,61	0,82	0,07
3	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	51,69	33,29	21,44	7,14	1,23	0,14
4	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	56,55	38,67	26,45	10,23	2,24	0,33
5	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	58,27	40,66	28,37	11,53	2,73	0,45
6	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	60,05	42,74	30,42	13,00	3,34	0,61
7	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	53,26	34,99	22,99	8,05	1,50	0,18

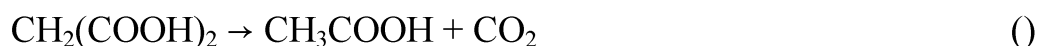
¹¹ Степановских, Е.И. Химическая кинетика: решение задач : учеб.-метод. пособие / Е. И. Степановских, Т. В. Виноградова, Л. А. Брусницына ; [науч. ред. В. Ф. Марков] ; М-во науки и высш. образования Рос. Федерации, Урал. федер. ун-т. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2019. — 176 с.

8	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	50,16	31,66	19,99	6,33	1,01	0,10
9	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	90,00	52,45	36,59	25,53	10,38	2,46	0,41
10	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	90,00	50,90	34,81	23,80	9,21	2,01	0,30
11	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	90,00	49,39	33,11	22,19	8,16	1,65	0,22
12	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	90,00	47,93	31,49	20,69	7,24	1,35	0,17
13	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	90,00	46,52	29,96	19,29	6,42	1,10	0,12
14	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	90,00	45,14	28,50	17,99	5,70	0,90	0,09
15	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	90,00	43,81	27,11	16,77	5,05	0,74	0,07
16	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	110,00	53,54	33,13	20,50	6,17	0,91	0,08
17	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	110,00	55,17	34,83	21,99	6,96	1,11	0,11
18	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	110,00	56,85	36,62	23,58	7,85	1,35	0,15
19	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	110,00	58,59	38,49	25,29	8,85	1,65	0,20
20	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	110,00	60,37	40,47	27,13	9,98	2,01	0,27
21	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	110,00	62,21	42,54	29,09	11,25	2,46	0,37
22	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	110,00	64,10	44,72	31,20	12,69	3,01	0,50

	моль/м ³							
23	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	110,00	63,05	42,51	30,12	11,09	2,00	0,37
24	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	60,95	40,16	27,82	10,08	1,67	0,32
25	Время, мин	0	3	5	7	12	20	30
	Концентрация А, моль/м ³	100,00	59,54	39,65	29,38	11,50	2,04	0,26

Задача 2.

Константа скорости реакции разложения малоновой кислоты



при температуре t_1 равна k_1 (табл. 12), а при температуре t_2 она равна k_2 . Чему равна константа скорости этой реакции при температуре t_3 ?¹²

Выполните действия:

- 1) запишите уравнение Аррениуса в дифференциальной и интегральной форме;
- 2) определите по полученному уравнению значение энергии активации (E_a , кДж/моль);
- 3) используйте найденную величину для определения константы скорости реакции при температуре t_3 .

Таблица 12

Кинетические экспериментальные данные

Варианты	$k_1, \text{мин}^{-1}$	$t_1, ^\circ\text{C}$	$k_2, \text{мин}^{-1}$	$t_2, ^\circ\text{C}$	$t_3, ^\circ\text{C}$
1	0,0684	154	0,0180	140	147
2	0,0624	153	0,0150	138	149
3	0,0516	151	0,0125	136	138
4	0,0420	149	0,0101	134	145
5	0,0360	147	0,0096	133	140
6	0,0300	145	0,0078	131	140
7	0,0250	143	0,0064	129	130
8	0,0220	142	0,0046	126	130
9	0,0684	154	0,0150	138	142
10	0,0624	153	0,0101	134	140

¹² Степановских, Е. И. Химическая кинетика: решение задач : учеб.-метод. пособие / Е. И. Степановских, Т. В. Виноградова, Л. А. Брусницына ; [науч. ред. В. Ф. Марков] ; М-во науки и высш. образования Рос. Федерации, Урал. федер. ун-т. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2019. — 176 с.

11	0,0684	154	0,0180	140	145
12	0,0624	153	0,0150	138	142
13	0,0516	151	0,0125	136	142
14	0,0420	149	0,0101	134	138
15	0,0360	147	0,0096	133	142
16	0,0300	145	0,0078	131	142
17	0,0250	143	0,0064	129	132
18	0,0220	142	0,0046	126	132
19	0,0684	154	0,0150	138	140
20	0,0624	153	0,0101	134	144
21	0,0438	150	0,0213	140	145
22	0,0289	144	0,0070	130	137
23	0,0400	148	0,0118	135	141
24	0,0250	143	0,0125	136	139
25	0,0420	149	0,0064	129	140

Задача 3.

Для электролита, указанного в табл. 13, вычислите ионную силу раствора и средний ионный коэффициент активности¹³ в водном растворе концентрации m , моль/кг при 298 К¹⁴.

Таблица 13

Данные для расчета ионной силы раствора и среднего ионного коэффициента активности

Варианты	Электролиты	m , моль/кг	Варианты	Электролиты	m , моль/кг
1	AlCl ₃	$1 \cdot 10^{-4}$	14	FeCl ₂	$1 \cdot 10^{-3}$
2	CaCl ₂	$1 \cdot 10^{-3}$	15	Cr ₂ (SO ₄) ₃	$5 \cdot 10^{-4}$
3	MgCl ₂	$5 \cdot 10^{-4}$	16	LaBr ₃	$1 \cdot 10^{-4}$
4	LaCl ₃	$1 \cdot 10^{-4}$	17	CuCl ₂	$1 \cdot 10^{-3}$
5	K ₃ Fe(CN) ₆	$5 \cdot 10^{-4}$	18	LaCl ₃	$5 \cdot 10^{-4}$
6	SnCl ₂	$1 \cdot 10^{-3}$	19	CaCl ₂	$1 \cdot 10^{-4}$
7	Na ₂ SO ₄	$1 \cdot 10^{-3}$	20	Cr ₂ (SO ₄) ₃	$1 \cdot 10^{-3}$
8	Pb(NO ₃) ₂	$1 \cdot 10^{-3}$	21	Al(ClO ₃) ₃	$1 \cdot 10^{-3}$
9	Al(ClO ₃) ₃	$1 \cdot 10^{-4}$	22	Fe(NO ₃) ₃	$1 \cdot 10^{-3}$
10	BaCl ₂	$1 \cdot 10^{-4}$	23	K ₂ SO ₄	$1 \cdot 10^{-4}$

¹³ Кудряшов И.В. Сборник примеров и задач по физической химии: учеб. пособие для хим.-технол. спец. вузо / И.В. Кудряшов, Г.С. Каретников. – Москва: Высшая школа, 1991. – 527 с. <https://studizba.com/files/show/djvu/3026-1-i-v-kudryashov-g-s-karetnikov--sbornik.html>

¹⁴ Степановских, Е. И. Ионные системы: решение задач : учеб.-метод. пособие / Е. И. Степановских, Т. В. Виноградова, Л. А. Брусницына ; [науч. ред. В. Ф. Марков] ; М-во образование и науки Рос. Федерации, Урал. федер. ун-т. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2018. — 220 с.

11	BaCl ₂	1 · 10 ⁻³	24	FeCl ₃	5 · 10 ⁻⁴
12	K ₄ Fe(CN) ₆	5 · 10 ⁻⁴	25	LaCl ₃	1 · 10 ⁻³
13	Al ₂ (SO ₄) ₃	1 · 10 ⁻⁴	-	-	-

Задача 4.

При 298 К найти значение стандартной электродвижущей силы гальванического элемента, приведенного в табл. 14, по термодинамическим данным и сравнить полученное значение с ЭДС, вычисленной через стандартные электродные потенциалы.

Необходимо выполнить действия:

- 1) написать уравнения реакций, протекающих на электродах гальванического элемента;
- 2) написать уравнение итоговой реакции;
- 3) записать уравнение Нернста по итоговой реакции и рассчитать ЭДС¹⁵.

Таблица 14

Данные для расчета электродвижущей силы гальванического элемента

Варианты	Схемы гальванического элемента
1	Ag, AgBr _{тв} KBr (a = 1,0 моль/л) Hg ₂ Br _{2тв} , Hg Ag
2	Ag Pt, H ₂ HCl (a = 1,0 моль/л) AgCl _{тв} , Ag
3	Pb, PbCl _{2тв} HCl (a = 1,0 моль/л) H ₂ , Pt Pb
4	Pb, PbCl _{2тв} CuCl ₂ (a = 1,0 моль/л) Cu Pb
5	Zn ZnCl ₂ (a = 1,0 моль/л) AgCl _{тв} , Ag Zn
6	Pb Cd CdSO ₄ (a = 1,0 моль/л) PbSO _{4тв} Pb
7	Pb, PbSO _{4тв} CuSO ₄ (a = 1,0 моль/л) Cu Pb
8	Pb, PbSO _{4тв} K ₂ SO ₄ (a = 1,0 моль/л) Hg ₂ SO _{4тв} , Hg Pb
9	Pb, PbCl _{2тв} KCl (a = 1,0 моль/л) Hg ₂ Cl _{2тв} , Hg Pb
10	Pb, PbBr _{2тв} KBr (a = 1,0 моль/л) AgBr _{тв} , Ag Pb
11	Ag Pb, PbCl _{2тв} HCl (a = 1,0 моль/л) AgCl _{тв} , Ag
12	Ag Pt, H ₂ HCl (a = 1,0 моль/л) Hg ₂ Cl _{2тв} , Hg Ag
13	Pb Zn ZnSO ₄ (a = 1,0 моль/л) PbSO _{4тв} Pb
14	Pb Fe FeSO ₄ (a = 1,0 моль/л) PbSO _{4тв} Pb
15	Fe FeCl ₂ (a = 1,0 моль/л) AgCl _{тв} , Ag Fe
16	Cd CdCl ₂ (a = 1,0 моль/л) AgCl _{тв} , Ag Cd
17	Cd CdCl ₂ (a = 1,0 моль/л) PbCl _{2тв} , Pb Cd
18	Zn ZnCl ₂ (a = 1,0 моль/л) PbCl _{2тв} , Pb Zn

¹⁵ Степановских, Е. И. Ионные системы: решение задач : учеб.-метод. пособие / Е. И. Степановских, Т. В. Виноградова, Л. А. Брусницына ; [науч. ред. В. Ф. Марков] ; М-во образование и науки Рос. Федерации, Урал. федер. ун-т. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2018. — 220 с.

19	Fe FeCl ₂ (<i>a</i> = 1,0 моль/л) PbCl ₂ тв, Pb Fe
20	Ag Pb, PbCl ₂ тв KCl (<i>a</i> = 1,0 моль/л) AgClтв, Ag
21	Fe FeCl ₂ (<i>a</i> = 1,0 моль/л) PbCl ₂ тв, Pb Fe
22	Zn ZnCl ₂ (<i>a</i> = 1,0 моль/л) AgClтв, Ag Zn
23	Fe FeSO ₄ (<i>a</i> = 0,1 моль/л) PbSO ₄ тв Pb Fe
24	Pb, PbCl ₂ тв HCl (<i>a</i> = 0,1 моль/л) H ₂ , Pt Pb
25	Zn ZnCl ₂ (<i>a</i> = 0,1 моль/л) AgClтв, Ag Zn

Задача 5.

Используя данные по зависимости удельного сопротивления r , Ом·м водных растворов веществ А и В от молярной концентрации эквивалентов $C_{эк}$ (табл. 15 - 17) выполнить действия¹⁶:

1) построить графики зависимости удельной α и молярной (эквивалентной) электрической проводимости λ растворов А и В от концентрации $C_{эк}$.

2) рассчитать константы диссоциации А и В и проверить, подчиняются ли растворы веществ А и В в воде закону разведения Оствальда.

3) определить для веществ А и В по данным зависимости молярной (эквивалентной) электрической проводимости λ от концентрации $C_{эк}$ молярную электрическую проводимость при бесконечном разведении λ_{∞} и сопоставить результат со справочными значениями¹⁷, рассчитанными по предельным молярным электрическим проводимостям соответствующих ионов.

Таблица 15

Список веществ для разных вариантов

Варианты	Вещества		Варианты	Вещества	
	А	В		А	В
1	HСN	HСl	14	HСN	HNO ₃
2	HNO ₂	HI	15	HNO ₂	KIO ₃
3	HOCl	HNO ₃	16	HOCl	NaBrO ₃
4	HCOOH	HIО ₃	17	NH ₄ OH	CH ₃ COOK
5	CH ₃ COOH	NaBrO ₃	18	HСN	HI
6	(CH ₃) ₂ AsO·OH	KСNS	19	HNO ₂	HNO ₃
7	C ₆ H ₅ OH	KBrO ₃	20	HOCl	HIО ₃
8	C ₆ H ₅ COOH	CH ₃ COONa	21	HCOOH	NaBrO ₃

¹⁶ Яргаева, В. А. Физическая химия: вопросы и многовариантные задачи : учебное пособие / В. А. Яргаева ; [науч. ред. Л. И. Чекмарева]. - Хабаровск : Изд-во Тихоокеан. гос. ун-та, 2017. - 110 с.

¹⁷ Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. - СПб.: Иван Федоров, 2002 - 239 с.

9	CH ₃ COOH	KCNS	22	HCOOH	KCNS
10	(CH ₃) ₂ AsO·OH	KBrO ₃	23	CH ₃ COOH	HCl
11	C ₆ H ₅ OH	CH ₃ COONa	24	C ₆ H ₅ OH	KBrO ₃
12	C ₆ H ₅ COOH	CH ₃ COOK	25	C ₆ H ₅ COOH	HI
13	NH ₄ OH	HCl	-		

Таблица 16

Удельные сопротивления веществ различных концентраций

Концентрация С _{эк} , кмоль/м ³	Удельное сопротивление ρ, Ом·м								
	H ₂ CN	HNO ₂	HOCl	HCOOH	CH ₃ COOH	(CH ₃) ₂ AsO·OH	C ₆ H ₅ OH	C ₆ H ₅ COOH	NH ₄ OH
0,100	3,10·10 ³	4,32	927	6,06	19,6	131	3,1·10 ³	9,75	2,55
0,050	4,37·10 ³	5,70	1390	8,91	27,6	180	10,8·10 ³	14,10	10,30
0,030	5,84·10 ³	7,50	1810	10,30	34,8	235	14,5·10 ³	18,50	14,50
0,010	10,1·10 ³	13,40	3120	18,20	61,0	402	23,5·10 ³	31,40	25,80
0,005	14,3·10 ³	20,40	4560	25,90	87,0	582	32,7·10 ³	48,80	100,00
0,003	18,3·10 ³	26,80	5560	35,80	103,0	796	41,5·10 ³	57,90	143,00
0,001	31,9·10 ³	52,70	10000	68,50	185,0	1310	74,6·10 ³	10,40	251,00

Таблица 17

Удельные сопротивления веществ различных концентраций

Концентрация С _{эк} , кмоль/м ³	Удельное сопротивление ρ, Ом·м								
	HCl	HI	HNO ₃	HIO ₃	NaBrO ₃	KCNS	KBrO ₃	CH ₃ COONa	CH ₃ COOK
0,100	0,256	0,2542	0,261	0,360	1,17	0,832	0,982	1,37	1,035
0,050	0,501	0,5000	0,514	0,645	2,21	1,600	1,780	2,60	1,970
0,020	1,230	1,2200	1,245	1,455	5,24	3,810	4,240	6,18	4,730
0,010	2,430	2,4300	2,470	2,780	10,20	7,460	8,250	12,00	9,220
0,005	4,820	4,8200	4,900	5,310	21,00	14,500	16,300	23,40	18,200
0,002	11,900	12,100	12,100	13,200	48,60	36,000	40,000	57,00	44,500
0,001	27,700	23,8000	24,200	26,000	95,20	71,400	79,200	113,00	87,600

Другие формы текущего контроля

Текущий контроль в процессе изучения дисциплины «Физическая химия» осуществляется посредством следующих форм:

- решение задач и их обсуждение с точки зрения умения формулировать выводы;
- выполнение контрольной работы и обсуждение полученных результатов в виде собеседования;
- выполнение лабораторных работ и оформление отчетов с представлением полученных результатов;
- учет посещаемости лекций и активность на практических занятиях.

Форма промежуточного контроля

5 семестр

Зачет

К сдаче зачёта допускаются студенты, которые отработали лекционный материал и лабораторный практикум, а также выполнили контрольную работу.

6 семестр

Курсовая работа

Тема курсовой работы выбирается студентом из перечня, предлагаемого ведущим преподавателем. Объем работы должен составлять 25-30 печатных страниц формата А4 с учетом титульного листа, задания на курсовую работу (выдается преподавателем после обсуждения со студентом) и пояснительной записки¹⁸. Лист «Оглавление» содержит наименования двух глав (литературного обзора и экспериментальной части). Введение включает

¹⁸ [https://zabgu.ru/files/html_document/pdf_files/fixed/Prikladnaya_geologiya/Instrukciya_MI_01-02-2018\(4\).pdf](https://zabgu.ru/files/html_document/pdf_files/fixed/Prikladnaya_geologiya/Instrukciya_MI_01-02-2018(4).pdf)

актуальность выбранной темы, цель работы, задачи исследования, объект и предмет исследования, научную гипотезу. Список использованных источников включает 25-35 отечественных и зарубежных научных публикаций, 5-7 учебных пособий, патентов по теме курсовой работы (итого 30 – 42 источника). Выводы формулируются в соответствии с поставленными задачами.

Примерные темы курсовых работ

1. Термодинамические расчеты констант равновесия.
2. Термодинамическая оценка возможности протекания реакций с участием органических соединений.
3. Применение правила рычага к фазовым диаграммам трехкомпонентных систем.
4. Анализ фазовых диаграмм двухкомпонентных систем с простой эвтектикой.
5. Неидеальные растворы.
6. Расчет молекулярной массы растворенных веществ по коллигативным свойствам растворов.
7. Особенности физической адсорбции и ее описание.
8. Методы определения удельной поверхности твердых адсорбентов.
9. Расчет константы скорости сложных реакций.
10. Энергия активации химической реакции и ее определение разными методами.
11. Гетерогенный катализ.
12. Особенности гомогенного катализа.
13. Составление гальванического элемента и его характеристики.
14. Методы защиты металлов от электрохимической коррозии.
15. Мицеллы поверхностно-активных веществ в водных растворах.

Экзамен

К сдаче экзамена допускаются студенты, которые отработали лекционный материал и лабораторный практикум, выполнили контрольную работу, сдали зачёт по данной дисциплине в 5 семестре, а также выполнили, сдали и защитили курсовую работу.

Перечень вопросов для подготовки к зачету (ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 1)

5 семестр

1. Термодинамический метод, термодинамические переменные и их классификации. Постулат равновесия. Функции состояния и функции пути. Теплота и работа различных процессов. Абсолютная температура.
2. Уравнения состояния идеального и реальных газов. Уравнение Ван-дер-Ваальса и его анализ. Вириальные уравнения. Теорема о соответственных состояниях и ее трактовка в классической и статистической термодинамике.
3. Первый закон термодинамики. Его формулировка и следствия. Внутренняя энергия и ее свойства. Энтальпия. Вычисление внутренней энергии и энтальпии из опытных данных
4. Закон Гесса. Различные способы расчета теплот реакций. Стандартные теплоты химических реакций. Энтальпии образования химических соединений.
5. Теплоемкости. Их определение в классической и статистической термодинамике. Использование теплоемкостей для расчетов энергии, энтальпии и энтропии.
6. Зависимость теплот химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа. Некалориметрические методы определения теплот реакций.
7. Второй закон термодинамики. Его формулировки. Обоснование второго закона термодинамики (методы Карно-Клаузиуса, Каратеодори). Энтропия, как функция состояния. Изменение энтропии при необратимых процессах. Неравенство Клаузиуса, «потерянная работа» и «некомпенсированная теплота».
8. Энтропия, ее вычисление и свойства. Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка и его ограничения. Формула Больцмана.
9. Математический аппарат термодинамики. Фундаментальное уравнение

Гиббса. Внутренняя энергия, как однородная функция объема, энтропии и числа молей. Уравнение Гиббса-Дюгема. Термодинамические потенциалы. Соотношения Максвелла и их использование при расчетах энергии, энтальпии и энтропии. Уравнение Гиббса-Гельмгольца, его различные формы и применение в термодинамике.

10. Химический потенциал. Его различные определения. Способы вычисления изменений химического потенциала в термодинамике и статистической термодинамике

11. Химический потенциал реальных газов и его расчеты по методу летучести (фугитивности) Льюиса. Стандартные состояния и системы сравнения.

12. Характеристические функции (т/д потенциалы) и их свойства. Различные формы записи условий термодинамического равновесия.

13. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса.

14. Условия мембранного равновесия. Осмос. Уравнение Вант-Гоффа.

15. Коллигативные свойства жидких растворов. Закон Рауля и его возможный термодинамический вывод.

16. Криоскопические явления в идеальных и неидеальных растворах.

17. Идеальные растворы. Их определение в классической и статистической термодинамике Энтропия смешения и ее расчет для решеточной модели раствора.

18. Неидеальные растворы. Метод активностей Льюиса. Вычисление коэффициентов активности из экспериментальных данных по давлению пара компонентов раствора, криоскопическим данным.

19. Функции смешения, избыточные функции и термодинамическая классификация растворов.

20. Различные отсчетные (стандартные) состояния для химического потенциала (симметричная и несимметричная системы).

21. Уравнение Гиббса-Дюгема. Мольные (интегральные) и парциальные мольные величины. Их определение для бинарных растворов. Взаимосвязь парциальных мольных объемов для систем $H_2O - C_2H_5OH$.

22. Равновесие жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Различные виды диаграмм состояния. Азеотропные смеси. Законы Гиббса-Коновалова.

23. Правило фаз Гиббса. Его обсуждение и применение к диаграммам состояния серы и фосфора. Энантиотропия и монотропия.

24. Правило фаз Гиббса и его применение к различным диаграммам состояния бинарных систем.

25. Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Его применение к процессам плавления, сублимации и испарения в однокомпонентных системах (на примере H_2O).
26. Фазовые переходы второго рода. Уравнения Эренфеста.
27. Химические равновесия в закрытых системах. Условие химического равновесия. Сродство химической реакции. Скорость производства (производство) энтропии при химической реакции. Различные формы записи констант равновесия и связь между ними. Закон действующих масс и его термодинамический вывод.
28. Изотерма химической реакции. Стандартная энергия Гиббса химической реакции.
29. Расчеты констант равновесия с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций и приведенной энергии Гиббса.
30. Зависимость констант равновесия от температуры. Изобара Вант-Гоффа и ее интегрирование.
31. Расчет равновесного состава и выходов продуктов при протекании нескольких химических реакций (на примере реакции образования NH_3 , NO из N_2 и O_2 , гидрирования этилена).
32. Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции. Влияние инертного растворителя на выход продуктов реакции.
33. Гетерогенные химические равновесия с образованием и без образования твердых растворов.
34. Адсорбция и ее определения. Изотерма, изобара и изостера адсорбции. Изотерма Лэнгмюра, ее анализ и области применимости.
35. Полимолекулярная адсорбция. Уравнение БЭТ и его применение для определения поверхности твердых тел.
36. Основные постулаты статистической термодинамики. Метод ячеек Больцмана. Фазовые « μ » и « Γ » пространства. Ансамбли Гиббса. Микроканонический и канонический ансамбли Гиббса.
37. Энтропия в статистической термодинамике. (Формула Больцмана, микроканонический ансамбль, канонический ансамбль).
38. Статистические суммы по состояниям и расчет с их помощью внутренней энергии, энтропии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса.
39. Поступательная сумма по состояниям и ее вклады в термодинамические функции. Формула Закура-Тетроде для энтропии идеального газа.
40. Теорема равнораспределения и область ее применимости. Применение к теории теплоемкостей.

41. Колебательная сумма по состояниям. Теории теплоемкости Эйнштейна и Дебая (без вывода).
42. Вращательные суммы по состояниям. Вклады вращательного движения в термодинамические функции для модели жесткого ротатора.
43. Электронная и ядерная суммы по состояниям. Орто- и пара- водород. Электронная составляющая теплоемкости атомарного хлора.
44. Статистическая теория реальных газов. Метод Урселла-Майер. Статистическое рассмотрение вириального уравнения (без вывода).
45. Метод ячеек в статистической термодинамике жидкостей. Расчет энтропии смешения в рамках решеточной модели раствора.
46. Статистический расчет константы равновесия в смеси многоатомных идеальных газов. Сопоставление статистического и классического термодинамического расчетов.
47. Теория дефектов кристаллов. Метод наибольшего слагаемого при расчете суммы по состояниям.
48. Основные постулаты термодинамики необратимых процессов. Производство энтропии. Линейные законы.
49. Связь между сродством и скоростью химической реакции. Теорема Пригожина. Критерий самопроизвольного протекания процесса.
50. Перекрестные явления и их описание в линейной термодинамике необратимых процессов. Соотношения Онзагера. Принцип Кюри.

**Перечень примерных вопросов для подготовки к экзамену
(ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 2)**

6 семестр

1. Основные понятия и постулаты формальной кинетики. Прямая и обратная кинетические задачи. Параметры кинетических уравнений.
2. Молекулярность и порядок реакции. Методы определения порядка реакции. Реакции переменного порядка (привести примеры).
3. Уравнение Аррениуса. Способы определения опытной энергии активации и ее связь с энергиями активации элементарных процессов.
4. Кинетическое описание необратимых реакций первого порядка в закрытых системах. Время полупревращения и среднее время жизни исходных молекул.
5. Обратимая реакция первого порядка и определение ее кинетических параметров. Скорость реакции и химическое сродство.
6. Необратимые реакции нулевого и второго порядков, определение константы скорости из опытных данных. Время полупревращения (при одинаковых концентрациях компонентов).
7. Необратимые последовательные реакции первого порядка (точное и приближенное решения кинетической задачи). Принцип квазистационарных концентраций и область его применения.
8. Методы квазистационарных и квазиравновесных концентраций в химической кинетике (на любом промере).
9. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Определение его кинетических параметров из опытных данных. Сопоставление со схемой Ленгмюра-Хиншельвуда в гетерогенном катализе.
10. Кинетика ферментативных реакций с конкурентным ингибированием.
11. Разветвленные цепные реакции. Скорость темновой и фотохимической реакции образование HBr. Уравнение Боденштейна-Линдаю
12. Вывод кинетического уравнения для разветвленных цепных реакций и его анализ (на примере горения водорода). Метод квазистационарности Семенова.
13. Разветвленные цепные реакции: полуостров воспламенения и причины появления нескольких пределов воспламенения. Положение первого предела воспламенения для смеси водорода с кислородом.
14. Положение второго предела воспламенения для реакции H_2+O_2

15. Использование адиабатического приближения для описания химической реакции частиц: поверхность потенциальной энергии, путь реакции, энергия активации.
16. Теория активированного комплекса и статический вывод основного уравнения. Взаимосвязь опытной и истинной энергии активации.
17. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Реакции в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума.
18. Теория активных соударений. Уравнение Траутца-Льюиса.
19. Применение теории активных соударений к бимолекулярным реакциям.
20. Использование теории активированного комплекса для оценки стерического множителя теории активных соударений.
21. Интерпретация предэкспоненциального множителя в статическом и термодинамическом аспектах теории активированного комплекса. Энтропия активации.
22. Мономолекулярные реакции и их описание в теории активированного комплекса (в статистическом и термодинамических аспектах).
23. Кинетические особенности мономолекулярных реакций. Применение теории соударений. Схема Линдемана. Поправка Хиншельвуда.
24. Реакции в растворах. Уравнение Смолуховского (без вывода) и его применение в кинетике бимолекулярных реакций. "Клеточный эффект".
25. Кинетические характеристики элементарных процессов фотохимии. Принцип Франка-Кондона.
26. Физические и химические свойства молекул в электронно-возбужденном состоянии.
27. Законы фотохимии. Квантовый выход. "Двухквантовые процессы". Кинетическая схема Штерна-Фольмера.
28. Основные понятия и классификации в катализе. Механизмы каталитических реакций. Особенности гетерогенно-каталитических процессов.
29. Механизмы кислотно-основных каталитических реакций и их классификация. Цеолиты и их свойства. Твердые кислоты как катализаторы.
30. Кинетика реакций специфического кислотного катализа. Механизмы лимитирующие стадии. Функции кислотности Гаммета.
31. Кинетика реакций общего кислотного и общего основного катализа. Механизмы реакций и лимитирующие стадии процесса. Уравнение Бренстеда и его анализ.
32. Корреляционные соотношения между теплотами и энергиями активации различных процессов. Уравнение Бренстеда. Уравнение Семенова для радикальных реакций.

33. Кинетика Ленгмюра-Хиншельвуда для реакций на однородной поверхности катализатора. Особенности кинетики и записи константы равновесия в адсорбционном слое (общий случай).
34. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций с диффузионными ограничениями. Внешняя диффузия (метод равнодоступной поверхности). Внутренняя диффузионная кинетика (без вывода).
35. Кинетика каталитических реакций во внутренней диффузионной области. Решение кинетической задачи Зельдовича-Тиле для необратимой реакции первого порядка.
36. Основные положения теории Аррениуса. Причины устойчивости ионов в растворах электролитов. Энергии кристаллической решетки и сольватации ионов.
37. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля: вывод формулы для потенциала ионной атмосферы в растворе 1,1-валентного электролита.
38. Первое и второе приближения теории Дебая-Хюккеля для расчета среднего ионного коэффициента активности. Современные подходы к теории сильных электролитов.
39. Удельная и эквивалентная электропроводности электронов. Подвижности отдельных ионов. Первоначальная современная формулировка закона Кольрауша.
40. Числа переноса, их зависимость от концентрации раствора. Методы определения чисел переноса.
41. Зависимость эквивалентной электропроводности от температуры и концентрации раствора. Уравнение Онзагера.
42. Процессы диффузии и миграции в растворах электролитов. Формула Нернста-Эйнштейна. Диффузионный потенциал на границе двух разделов.
43. Разности потенциалов в электрохимических системах. Потенциалы Вольта и Гальвани. Потенциал нулевого заряда и методы его определения.
44. Электрохимический потенциал. Условия равновесия на границе электрода с раствором и в электрохимической цепи.
45. Относительные и стандартные электродные потенциалы. Расчет ЭДС с помощью таблиц стандартных потенциалов.
46. Классификация электродов и электрохимических цепей.
47. Уравнение Гиббса-Гельгольца и его применение к электрохимическим системам.
48. Определение методом ЭДС энергии Гиббса, энтальпии и энтропии химической реакции.
49. Определение методом ЭДС коэффициентов активности, рН раствора и чисел переноса.

50. Применение кондуктометрии и потенциометрии для определения термодинамических величин и аналитических цепей.
51. Электрокапиллярные явления. Основное уравнение электрокапиллярности и уравнение Лаппмана. Потенциал нулевого заряда.
52. Модельные представления о двойном электрическом слое (модели Гельгольца, Гуи -Чапмена, Штерна и Грэма)
53. Лимитирующие стадии в электрохимических реакциях. Поляризация электрода и ток обмена.
54. Диффузионная кинетика электродных процессов: три основных уравнения, вывод уравнения поляризационной кривой для реакции типа $O+ne=R$.
55. Полярография: сущность метода, вывод уравнения полярографической волны. Уравнение Ильковича.
56. Основные теории замедленного заряда. Вывод основного уравнения Батлера-Фольмера и его анализ. Уравнение Тафеля.
57. Теория замедленного заряда: влияние двойного электрического слоя на скорость электровосстановления ионов H_3O^+ и $S_2O_8^{2-}$
58. Электрохимическая теория коррозии: Стационарный потенциал и ток саморастворения металла.
59. Методы защиты металлов от коррозии.
60. Химические источники тока. Термодинамические и кинетические аспекты их работы. Причины саморазряда.

Перечень типовых задач (для оценки умений):

1. Зависимость константы диссоциации масляной кислоты C_3H_7COOH от температуры выражается уравнением $lgK = - 1033,4/T - 0,013T + 2,52$. Рассчитайте теплоту диссоциации кислоты при 298 К.
2. Сколько граммов глицерина необходимо растворить в 90 г воды при 30°C, чтобы понизить давление пара на 399,7 Па? Давление пара воды при этой температуре 4242,30 Па.
3. По данным о стандартных электродных потенциалах кадмия и цинка рассчитать э.д.с. элемента, составленного из полуэлементов:
 $Zn^{2+}|Zn$ ($a_{Zn^{2+}} = 5,11 \times 10^{-4}$) и $Cd^{2+}|Cd$ ($a = 0,2$).
4. Бимолекулярная реакция, для которой $C_A = C_B$ протекает за 10 мин на 25 %. Сколько потребуется времени, чтобы реакция прошла на 50 % при той же температуре?

Примеры экзаменационных билетов:

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И
НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Забайкальский государственный
университет»

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2
по дисциплине Физическая химия
направление подготовки 18.03.02 «Энерго-
и ресурсосберегающие процессы в
химической технологии, нефтехимии и
биотехнологии»
семестр 6

1. Необратимые реакции нулевого и второго порядков, определение константы скорости из опытных данных. Время полупревращения.
2. Статистический расчет константы равновесия в смеси многоатомных идеальных газов. Сопоставление статистического и термодинамического расчетов.
3. Как определить константу диссоциации слабого электролита с помощью кондуктометрии?
4. Вычислите $\Delta_f H_{349}^0$ реакции: $C_2H_6(g) = C_2H_4(g) + H_2(g)$, если их энтальпии образования соединений и их теплоемкости равны:

Вещество	$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	$C_{p,298}$, Дж/моль·К	$C_{p,400}$, Дж/моль·К
$C_2H_6(g)$	-84,67	52,49	65,44
$C_2H_4(g)$	52,30	43,55	53,97
$H_2(g)$	-	28,84	29,18

Составил доцент Дабижа О.Н.
« 01 » сентября 2023 г.

УТВЕРЖДАЮ
Зав. кафедрой химии Салогуб Е.В.
« 01 » сентября 2023 г.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И
НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Забайкальский государственный
университет»

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1
по дисциплине Физическая химия
направление подготовки 18.03.02 «Энерго-
и ресурсосберегающие процессы в
химической технологии, нефтехимии и
биотехнологии»
семестр 6

1. Коллигативные свойства жидких растворов. Закон Рауля и его возможный термодинамический вывод.
2. Электрохимическая теория коррозии: Стационарный потенциал и ток саморастворения металла. Методы защиты металлов от коррозии.
3. В чем заключается отличие кривых охлаждения смесей от кривых охлаждения чистых веществ? Каковы причины этих отличий?
4. Вещества А, В и С взяты в равных концентрациях ($c_0 = 1$ моль·л⁻¹). В ходе реакции через 1000 секунд осталось 50 % вещества А. Определите константу скорости реакции. Сколько будет израсходовано вещества А через 2000 секунд, если реакция имеет первый порядок?

Составил доцент Дабижа О.Н.
« 01 » сентября 2023 г.

УТВЕРЖДАЮ
Зав. кафедрой химии Салогуб Е.В.
« 01 » сентября 2023 г.

Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

Основная литература

Печатные издания

1. Стромберг, А.Г. Физическая химия : учеб. / Стромберг А.Г., Семченко Д.П. - 7-е изд., стер. - Москва : Высшая школа, 2009. - 527 с. - ISBN 978-5-06-006161-1 : 1600-00.
2. Практикум по физической химии : учеб. пособие / под ред. М.И. Гельфмана. - Санкт-Петербург : Лань, 2004. - 256с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 5-8114-0537-5 : 170-00.
3. Основы физической химии. Теория и задачи : учеб. пособие. - Москва : Экзамен, 2005. - 480 с. - (Классический университетский учебник). - ISBN 5-472-00834-4 : 253-91.

Издания из ЭБС

4. Физическая химия / Грызунов В.И.; Кузеев И.Р.; Пояркова Е.В.; Полухина В.И.; Шабловская Е.Б.; Приймак Е.Ю.; Фирсова Н.В. - Moscow : Флинта, 2014. - . - Физическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / В.И. Грызунов, И.Р. Кузеев, Е.В. Пояркова, В.И. Полухина, Е.Б. Шабловская, Е.Ю. Приймак, Н.В. Фирсова. - 2-е изд., стер. - М. : ФЛИНТА, 2014. - ISBN 978-5-9765-1963-3. Тип ЭР: ссылка - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785976519633.html>
5. Дабижа, О.Н. Экспериментальные работы по физической химии : учеб. пособие. - Чита : ЗабГУ, 2016. - 245 с. - ISBN 978-5-9293-1743-9 : 245-00. Тип ЭР: файл

Дополнительная литература

Печатные издания

6. Горшков, Владимир Иванович. Основы физической химии : учебник . - 4-е изд. - Москва : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2011. - 407 с. - ISBN 978-5-9963-0546-9 : 234-14.
7. Афанасьев, Борис Николаевич. Физическая химия : учеб. пособие. - Санкт-Петербург : Лань, 2012. - 464 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная лит.). - ISBN 978-5-8114-1402-4 : 743-60.
8. Дабижа, О.Н. Основы физической химии : учеб. пособие. - Чита : ЗаБИЖТ, 2012. - 150 с. - 110-00.

Издания из ЭБС

9. Дерябин, В.А. Физическая химия дисперсных систем : Учебное пособие / Дерябин В.А. - М. : Издательство Юрайт, 2017. - 86. - (Профессиональное образование). - ISBN 978-5-534-05387-6 : 1000.00. Тип ЭР: ссылка - <https://www.biblio-online.ru/book/F731C07C-36EE-4356-9A7A-DFB406BC0F0D> (0+e)

10. Кудряшева, Надежда Степановна. Физическая и коллоидная химия : Учебник и практикум / Кудряшева Н.С., Бондарева Л.Г. - 2-е изд. - М. : Издательство Юрайт, 2017. - 379. - (Бакалавр. Прикладной курс). - ISBN 978-5-534-01087-9 : 142.51. Тип ЭР: ссылка - <https://www.biblio-online.ru/book/2DA78425-E69E-4850-91ED-390A7527473F> (0+e)

Базы данных, информационно-справочные и поисковые системы

11. Научная электронная библиотека (103 журнала по Физической химии, код 31.15.00). – Режим доступа: URL: <http://www.elibrary.ru>.

12. Учебные материалы МГУ по физической химии. – Режим доступа: URL: <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/phys.html>.

13. Электронная библиотека учебных материалов по химии (ресурсы региональных университетов). – Режим доступа: URL: <http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/regions.html>.

14. Химия в сети Internet (сайт химического факультета Воронежского государственного университета). – Режим доступа: URL: <http://www.chem.vsu.ru/content/links.html>.

15. Физическая химия – помощь по химии. – Режим доступа: URL: <http://chembaby.com/fizicheskaya-ximiya/>.

Доцент кафедры химии

_____ Дабижа Ольга Николаевна

Заведующий кафедрой

_____ Салогуб Елена Викторовна