

МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ЛУГАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «ЛГПУ»)

Институт естественных наук
Кафедра химии и биохимии

УТВЕРЖДАЮ

Директор

Института естественных наук

С. Ю. Гаврик

02 20 26 г.




Приложение к рабочей программе учебной дисциплины

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации
обучающихся по дисциплине

Физическая химия

По направлению подготовки 04.03.01 Химия
Профиль подготовки Медицинская и фармацевтическая химия
Квалификация выпускника бакалавр
Форма обучения очная
Курс 3

Разработчик
доцент кафедры химии и
биохимии ФГБОУ ВО «ЛГПУ»
Хрусталева Н.М.
Заведующий кафедрой
химии и биохимии
 В.Д. Дяченко

Протокол
от « 22 » 01 20 26 г. № 5

Луганск, 2026

1. ПАСПОРТ ФОНДА ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

1.1. Область применения

Фонд оценочных средств (ФОС) – неотъемлемая часть рабочей программы дисциплины «Физическая химия» и предназначен для контроля и оценки образовательных достижений студентов, освоивших программу дисциплины.

1.2. Цели и задачи фонда оценочных средств

Цель ФОС – установить соответствие уровня подготовки обучающегося требованиям ФГОС ВО бакалавриат по направлению подготовки 04.03.01 Химия, утвержденному приказом Министерства науки и высшего образования Российской Федерации от 17 июля 2017 г. № 671 (с изменениями и дополнениями).

1.3. Перечень компетенций, формируемых в процессе освоения основной образовательной программы

Процесс освоения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций и индикаторов их достижения:

Код по ФГОС ВО	Индикатор достижения
Общепрофессиональные	
ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	ОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов ОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии ОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности
ОПК-2. Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	ОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности ОПК-2.2. Проводит синтез веществ и материалов разной природы с использованием имеющихся методик ОПК-2.3. Проводит стандартные операции для определения химического и фазового

	состава веществ и материалов на их основе ОПК-2.4. Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования
ОПК-4. Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач	ОПК-4.3. Интерпретирует результаты химических наблюдений с использованием физических законов и представлений

1.4. Этапы формирования компетенций и средства оценивания уровня их сформированности

Этапы формирования компетенций	Компетенции	Контрольно-оценочные средства / способ оценивания
Тема 1. Введение. Основные понятия и термины термодинамики	ОПК-1	Тестирование по теоретическому материалу
Тема 2. Первый закон термодинамики	ОПК-1 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 3 Термохимия.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 4. Второй закон термодинамики, термодинамические потенциалы	ОПК-1 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 5. Химическое равновесие.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 6. Фазовое равновесие.	ОПК-1	Выполнение индивидуальных

	ОПК-2 ОПК-4	домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 7. Основные понятия и термины химической кинетики.	ОПК-1	Тестирование по теоретическому материалу
Тема 8. Кинетика простых реакций. реакций.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 9. Кинетика сложных реакций	ОПК-1 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 10. Зависимость скорости реакций от температуры, энергия активации.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 11. Кинетика гетерогенных реакций. Катализ.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 12. Теории химической кинетики.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Промежуточная аттестация	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Экзамен (письменный)
Тема 13. Растворы. Теории	ОПК-1	Выполнение индивидуальных

растворов.	ОПК-2 ОПК-4	домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 14. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 15. Равновесия в системах жидкость-жидкость.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 16. Растворы электролитов. Теория сильных электролитов.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 17. Электропроводность растворов электролитов.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 18. Гальванические элементы, электрохимические цепи.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу
Тема 19. Электролиз. Коррозия.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Выполнение индивидуальных домашних заданий, защита лабораторных работ, контрольная работа, тестирование по теоретическому материалу

Тема 20. Поверхностные явления.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Защита лабораторных работ, тестирование по теоретическому материалу
Промежуточная аттестация	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-4	Экзамен (письменный)

1.5. Описание показателей формирования компетенций

Код компетенции	Планируемые результаты обучения (показатели)
ОПК-1	<p>знать: предметную область физической химии, ее роль в развитии знаний о природе и различных областях экономики; основные закономерности протекания химических реакций и физико-химических процессов (термодинамические свойства веществ, тепловые эффекты химических и физико-химических процессов, возможность и направление процессов, состояние химического и фазового равновесия; скорость и механизм химических реакций, явление катализа); основы учения о растворах, способы выражения количественного состава растворов, физико-химические свойства растворов; основы теории электролитов, закономерности протекания реакций ионного обмена; взаимосвязь между химическими и электрическими явлениями, их роль в жизнедеятельности организмов; методику работы с несложными измерительными электроприборами; технику безопасности при выполнении химического эксперимента и работе с электроприборами;</p> <p>уметь: рассчитывать термодинамические характеристики химических реакций; предвидеть возможность химических реакций; предвидеть кинетические закономерности протекания реакций на основе их механизма; анализировать возможности влияния на протекание реакции в желаемом направлении и с соответствующей скоростью; решать химические задачи по изученным темам;</p> <p>владеть навыками выполнения исследовательского эксперимента с использованием аппаратного обеспечения; пользования справочной литературой.</p>
ОПК-2	<p>знать: методику работы с несложными измерительными электроприборами; технику безопасности при выполнении химического эксперимента и работе с электроприборами;</p> <p>уметь: анализировать возможности влияния на протекание реакции в желаемом направлении и с соответствующей скоростью;</p> <p>владеть навыками выполнения исследовательского эксперимента с использованием аппаратного обеспечения;</p>

	пользования справочной литературой.
ОПК-4	<p>знать: предметную область физической химии, ее роль в развитии знаний о природе и различных областях экономики; основные закономерности протекания химических реакций и физико-химических процессов (термодинамические свойства веществ, тепловые эффекты химических и физико-химических процессов, возможность и направление процессов, состояние химического и фазового равновесия; скорость и механизм химических реакций, явление катализа); основы учения о растворах, способы выражения количественного состава растворов, физико-химические свойства растворов; основы теории электролитов, закономерности протекания реакций ионного обмена; взаимосвязь между химическими и электрическими явлениями, их роль в жизнедеятельности организмов; методику работы с несложными измерительными электроприборами; технику безопасности при выполнении химического эксперимента и работе с электроприборами;</p> <p>уметь: рассчитывать термодинамические характеристики химических реакций; предвидеть возможность химических реакций; предвидеть кинетические закономерности протекания реакций на основе их механизма; анализировать возможности влияния на протекание реакции в желаемом направлении и с соответствующей скоростью; решать химические задачи по изученным темам;</p> <p>владеть навыками выполнения исследовательского эксперимента с использованием аппаратного обеспечения; пользования справочной литературой.</p>

1.6. Критерии оценивания компетенций на разных этапах их формирования

Вид текущей учебной работы	Количество баллов		
	ОФО	О-ЗФО	ЗФО
5 семестр			
Выполнение и защита лабораторных работ	20		
Контрольные работы	20		
Самостоятельная работа (решение индивидуальных заданий)	20		
Письменный экзамен	40		
Итого за семестр:	100		
6 семестр			
Выполнение и защита лабораторных работ	20		

работ			
Контрольные работы	20		
Самостоятельная работа (решение индивидуальных заданий)	20		
Письменный экзамен	40		
Итого за семестр:	100		

Накопительная система оценивания по 100-балльной шкале

Четырехбалльная система оценивания экзамена	100-балльная шкала	Буквенная шкала, соответствующая 100-балльной шкале	Система оценивания зачета
Отлично	90–100	А – отлично – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы; все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному	Зачтено
Хорошо	83–89	В – очень хорошо – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы; все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения большинства из них оценено числом баллов, близким к максимальному	
Хорошо	75–82	С – хорошо – теоретическое содержание курса освоено полностью; некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно; все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые виды заданий выполнены с ошибками	
Удовлетворительно	63–74	Д – удовлетворительно – теоретическое содержание дисциплины освоено частично, но пробелы не носят существенного характера; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы; большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые из выполненных заданий, содержат ошибки	
Удовлетворительно	50–62	Е – посредственно – теоретическое содержание курса освоено частично;	

		некоторые практические навыки работы не сформированы, многие предусмотренные программой обучения учебные задания не выполнены либо качество выполнения некоторых из них оценено числом баллов, близким к минимальному	
Неудовлетворительно	21–49	FX – неудовлетворительно – теоретическое содержание курса освоено частично; необходимые практические навыки работы не сформированы; большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий не выполнено либо качество их выполнения оценено числом баллов, близким к минимальному; при дополнительной самостоятельной работе над материалом курса возможно повышение качества выполнения учебных заданий	Не зачтено
Неудовлетворительно	0–20	F – неудовлетворительно – теоретическое содержание курса не освоено; необходимые практические навыки работы не сформированы; все выполненные учебные задания содержат грубые ошибки, дополнительная самостоятельная работа над материалом курса не приведет к какому-либо значимому повышению качества выполнения учебных заданий	

2. КОНТРОЛЬНО-ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА

2.1. Оценочные средства текущего контроля (типовые)

Задания для индивидуальных домашних заданий и (или) проведения контрольных работ:

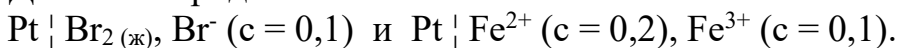
1. Найти изменение внутренней энергии при испарении 200 г бензола при 25°C, приняв, что пары бензола подчиняются законам идеальных газов, и что объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара. Мольная теплота испарения бензола 30,92 кДж/моль.
2. Вычислите количество теплоты, которое выделится при сгорании 20 л диборана (н.у.), если ΔH_{298}° $B_2O_{3(к)}$ и $B_2H_{6(г)}$ соответственно равны –1264 и +31,4 кДж/моль. Целесообразно ли использовать в качестве топлива диборан вместо этана, если стандартная теплота сгорания этана –1559,88 кДж/моль?
3. Найти изменение энтропии при превращении 2 молей воды, взятой при 25°C, в пар при 130°C и постоянном давлении 101,325 кПа, если удельная теплота парообразования воды равна 2255,18 Дж/г, мольная теплоёмкость жидкой воды $C_p=75,31$ Дж/моль·К, а мольная

- теплоёмкость пара $C_p=30,124$ Дж/моль·К. На каком из этапов происходит наибольший прирост энтропии и почему?
4. Вычислите значения ΔH°_{298} , ΔG°_{298} и ΔS°_{298} для процесса
$$\text{MeCO}_3 (\text{к}) \rightleftharpoons \text{MeO}(\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$$
и составьте ряд термической стабильности карбонатов MgCO_3 , BaCO_3 , CaCO_3 . Как влияет на течение этих процессов температура?
 5. Вещества А и В в количестве 3 и 4 моль соответственно, находящиеся в сосуде емкостью 2 л, реагируют согласно уравнению $5\text{A} + 3\text{B} \rightleftharpoons \text{A}_5\text{B}_3$. До достижения равновесия прореагировало 1,6 моль вещества А. Определите количества прореагировавшего вещества В и полученного продукта. Рассчитайте константу равновесия K_c .
 6. Химическое равновесие реакции $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ $c(\text{COCl}_2) = 10$ моль/л; $c(\text{CO}) = 2$ моль/л; $c(\text{Cl}_2) = 4$ моль/л. В равновесную систему добавили хлор, так что его концентрация возросла в два раза. Определите новые равновесные концентрации всех реагирующих веществ после восстановления равновесия.
 7. 10 г карбоната кальция помещают в сосуд емкостью 1 л и нагревают до 800°C . Сколько граммов неразложившегося CaCO_3 останется? Какое количество неразложившегося карбоната останется, если первоначально его будет 20 г?
 8. Реакция идёт по уравнению $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$. При 508°C константа скорости этой реакции равна $0,16$ л·моль⁻¹·мин⁻¹. Вычислите начальную скорость реакции, если исходные концентрации реагирующих веществ были: $[\text{H}_2] = 0,04$ моль/л, $[\text{I}_2] = 0,05$ моль/л. Чему будет равна скорость этой реакции, когда концентрация водорода понизится до $0,03$ моль/л?
 9. Период полураспада радиоактивного ^{14}C равен 5600 лет. В останках мамонта содержание ^{14}C составило $1/32$ от исходного. Определите, когда жил мамонт.
 10. Сколько времени необходимо для того, чтобы реакция второго порядка прошла на 60 %, если за 20 мин она проходит на 30 %? Начальные концентрации реагирующих веществ одинаковы и составляют 2,0 моль/л.
 11. Раствор вещества А смешивается с равным объемом вещества В, содержащим такое же число молей. Происходит реакция $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Через 1 час прореагировало 75 % А. Сколько А останется в растворе через 2 часа, если реакция имеет а) первый порядок по А и нулевой по В; б) первый порядок по А и В; в) нулевой порядок по А и В.
 12. Для реакции омыления этилформиата гидроксидом натрия при температурах 283 и 318 К значения констант скорости составляли соответственно 2,307 и 21,65 л·моль⁻¹·мин⁻¹. Рассчитайте время, на протяжении которого омыляется 30 % эфира при 300 К, если начальные концентрации эфира и гидроксида одинаковы и равны 0,06 моль/л.

13. При 150°C химическая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитайте, через сколько минут закончилась бы эта реакция при 200°C и при 80°C .
14. Энергия активации реакции разложения йодоводорода $2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ в газовой фазе при 800 К равна 190 кДж/моль. В присутствии платины она снижается до 60 кДж/моль. Определите, во сколько раз скорость реакции в присутствии катализатора выше скорости некаталитического разложения йодоводорода.
15. Энергия активации денатурации вируса гриппа составляет 630 кДж/моль. Период полураспада вируса при 30°C составляет 5 часов. Рассчитайте период полураспада при температурах $36,6^{\circ}\text{C}$ и 38°C . Рассчитайте при указанных температурах время, за которое произойдет распад 90 %, 99 %, 99,9 % вирусов, если считать, что реакция денатурации вируса подчиняется кинетическим закономерностям реакций первого порядка.
16. Определите температуру замерзания раствора, содержащего 0,625 г мочевины в 50 г воды. Криоскопическая постоянная воды равна 1,86.
17. Сколько граммов нафталина растворено в 50 г хлороформа, если полученный раствор кипит при $62,234^{\circ}\text{C}$? Температура кипения хлороформа $61,2^{\circ}\text{C}$, а эбулиоскопическая постоянная его 3,76.
18. Вычислите осмотическое давление морской воды при 27°C , если NaCl в ней содержится (г/л) примерно 27,2; MgCl_2 – 3,4; MgSO_4 – 2,3; CaSO_4 – 1,3; KCl – 0,6. Кажущаяся степень диссоциации указанных солей равна единице.
19. Сероуглерод и четырёххлористый углерод, неограниченно растворимые друг в друге жидкости, образуют смеси, близкие к идеальным. При 40°C давление пара сероуглерода равно 616,7 мм.рт.ст., а четырёххлористого углерода – 215,8 мм.рт.ст. Вычислите при этой температуре общее и парциальные давления паров каждого компонента, равновесных со смесью, содержащей: а) 30 % (мольных) сероуглерода; б) 90 % по массе сероуглерода.
20. Какова молярная концентрация раствора уксусной кислоты с $\text{pH} = 3$?
21. Воспользовавшись уравнением Дебая и Гюккеля, вычислите средний коэффициент активности ионов и их активность в 0,001 моляльном растворе CuCl_2 .
22. При 25°C удельная электропроводимость масляной кислоты при разбавлении 64 л равна $1,812 \cdot 10^{-4} \text{ ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$. Подвижность ионов H^+ и $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COO}^-$ при этой температуре соответственно равны 349,8 и $32,6 \text{ ом}^{-1} \cdot \text{см}^2$. Вычислите константу диссоциации масляной кислоты.
23. Вычислить при 25°C электродвижущую силу элемента, образованного никелевым электродом, погружённым в 0,05 М раствор NiSO_4 и медным электродом, погружённым в 0,02 М раствор CuSO_4 , считая

диссоциацию солей полной. Запишите схему полученного гальванического элемента и уравнения электродных процессов.

24. Даны электроды:



Вычислите их электродные потенциалы при 25°C, составьте из них элемент и определите его ЭДС. Напишите уравнения электродных реакций и реакции, протекающей в элементе.

25. При прохождении 18000 Кл электричества через подкисленный раствор сульфата никеля на катоде выделилось 5 г никеля. Вычислите выход по току процесса выделения никеля и объём одновременно образовавшегося водорода, измеренный при нормальных условиях

Задания для защиты лабораторных работ

1. Что называется теплотой образования вещества, теплотой сгорания, теплотой растворения, тепловым эффектом химической реакции?
2. Сформулировать основной закон термохимии. В чем заключается его физический смысл? Привести примеры использования закона Гесса для определения тепловых эффектов химических реакций.
3. Сформулировать следствия из закона Гесса. Каким образом эти следствия могут быть использованы для расчета тепловых эффектов химических реакций?
4. Объяснить, почему закон Гесса является следствием первого закона термодинамики. Показать, изменению каких термодинамических функций равен тепловой эффект реакции при постоянном объеме и при постоянном давлении.
5. Какие процессы протекают при растворении соли, почему одни соли растворяются с выделением теплоты, а другие – с поглощением? Как влияет тепловой эффект растворения соли на зависимость ее растворимости от температуры? Проанализировать полученные в работе данные и объяснить знаки тепловых эффектов при растворении CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
6. В чем заключается сущность калориметрического метода измерения теплоты растворения?
7. Описать устройство термометра Бекмана и порядок его настройки.
8. Составить план эксперимента по определению тепловых эффектов других физических и физико-химических процессов с использованием того же оборудования, что и в данной работе.
9. От каких факторов зависит скорость охлаждения? Чем отличаются кривые охлаждения смесей от кривых охлаждения чистых веществ и чем вызваны эти отличия?
10. Сформулировать правило фаз Гиббса. Описать возможные виды фазовых равновесий в однокомпонентной и двухкомпонентной системе.
11. Изобразить диаграмму плавкости с неограниченной взаимной растворимостью компонентов в твердом и жидком состоянии. Дать

пояснения к диаграмме, определить число степеней свободы, число и вид фаз на различных ее участках.

12. Изобразить диаграмму плавкости систем, компоненты которой нерастворимы друг в друге в твердом состоянии, и неограниченно растворимы в жидком состоянии. Дать пояснения к диаграмме, определить число степеней свободы, число и вид фаз на различных ее участках.

13. Привести кинетический вывод закона действующих масс. Объяснить физический смысл констант равновесия K_p , K_c , K_a , K_x , вывести уравнения связи между ними.

14. Привести термодинамический вывод закона действующих масс. На примере показать вычисление констант равновесия по термодинамическим данным.

15. Объяснить зависимость константы равновесия от температуры. Привести уравнения изобары и изохоры химической реакции в интегральной и дифференциальной форме.

16. На примере пояснить смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье. В каких случаях смещение равновесия происходит за счет изменения константы равновесия, а в каких без изменения константы равновесия?

17. Пояснить термодинамические соотношения между ЭДС гальванического элемента и химической энергией, вывести уравнение Нернста.

18. Что называется скоростью гомогенной химической реакции, в каких единицах она измеряется? От каких факторов зависит скорость химической реакции? В чем отличие между средней и истинной скоростью химической реакции?

19. Сформулировать закон действующих масс для скорости элементарной гомогенной химической реакции. Почему стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции и коэффициенты в кинетическом уравнении редко совпадают?

20. Сформулировать правило Вант-Гоффа и написать уравнение Аррениуса для зависимости константы скорости химической реакции от температуры. Почему при повышении температуры скорость химических реакций, как правило, увеличивается?

21. Объяснить физический смысл энергии активации. Рассказать о способах экспериментального определения энергии активации. Как влияет величина энергии активации на скорость реакции?

22. Дать характеристику и привести примеры реакций первого, второго, третьего порядка. Написать уравнения для вычисления констант скорости реакций n -го порядка.

23. Описать экспериментальные методы определения порядка реакции и констант скорости реакции.

24. Что такое катализ, какие вещества называются катализаторами? Каким образом катализатор влияет на энергию активации химической реакции, тепловой эффект реакции, константу равновесия?

25. Привести примеры гомогенного катализа в растворах. Показать влияние концентрации катализатора на скорость реакции.

Задания для тестирования по теоретическому материалу
Раздел "Химическая термодинамика"

1. Какие виды взаимодействия могут осуществляться между окружающей средой и изолированной (закрытой, открытой) системой?
2. Какие из свойств системы являются экстенсивными (интенсивными)?
3. Какое из приведенных уравнений позволяет рассчитать максимальную работу расширения идеального газа в изобарном (изохорном, изотермическом) процессе?
4. Какие виды энергии включает в себя внутренняя энергия системы?
5. Какое уравнение выражает связь между внутренней энергией и энтальпией?
6. Какие из приведенных формулировок отвечают первому закону термодинамики?
7. Какое из выражений первого закона термодинамики применимо к изобарному (изохорному, изотермическому) процессу?
8. Какой из законов является основным законом термохимии?
9. Тепловой эффект какой реакции отвечает стандартной теплоте образования вещества
10. Для каких из приведенных веществ стандартная теплота образования равна нулю?
11. Какие факторы влияют на величину теплового эффекта реакции?
12. Какие из приведенных соединений являются термодинамически неустойчивыми (устойчивыми)? (Используйте данные таблицы "Термодинамические константы неорганических соединений")
13. Из приведенных высказываний о тепловом эффекте химической реакции выберите те, которые являются истинными
14. Какое из приведенных утверждений находится в согласии с термохимическим уравнением
15. Рассчитайте тепловой эффект приведенных реакций и отметьте те из них, которые являются экзотермическими (эндотермическими)
16. Какой объем газа должен вступить в реакцию, чтобы выделилось кДж тепла, если термохимическое уравнение имеет вид.....
17. Чему равно изменение энтальпии реакции превращения вещества..... в вещество, если известно, что при сгорании 1 моль выделяется кДж, а при сгорании 1 моль выделяется кДж
18. Каким из уравнений можно воспользоваться для расчета изменения энтальпии ΔH процесса
19. Изменение какой из термодинамических функций показывает тепловой эффект эндотермической (экзотермической) реакции, протекающей при постоянном объеме (давлении)?

20. Закончите определение "Количество теплоты, необходимое для нагревания 1 моль (1 г) вещества на 1 К при постоянном давлении (объеме) называется"
21. Каким законом определяется зависимость теплового эффекта реакции от температуры?
22. Какое из приведенных уравнений или неравенств показывает изменение энтропии в обратимом (необратимом) процессе, протекающем в изолированной (закрытой, открытой) системе?
23. В каком состоянии тело имеет энтропию, равную нулю?
24. Какие из приведенных процессов протекают с возрастанием (уменьшением) энтропии?
25. Какое условие необходимо, чтобы в изолированной системе процесс протекал самопроизвольно?
26. Какая термодинамическая функция и как изменяется при уменьшении (увеличении) упорядоченности системы?
27. При каком сочетании энтальпийного и энтропийного факторов химическая реакция не может протекать самопроизвольно ни при каких условиях (протекает при любых условиях; протекает при температуре выше, ниже определенного значения)?
28. Рассчитайте стандартные изменения энтальпии и энтропии химических реакций и выберите те, для которых энтальпийный фактор является благоприятным (неблагоприятным), а энтропийный - неблагоприятным (благоприятным). Используйте данные таблицы "Термодинамические константы неорганических соединений"
29. Если ΔG° для химической реакции больше (меньше, равно) нуля, какой вывод является верным?
30. Каково условие самопроизвольного протекания химической реакции при постоянном давлении (объеме) в стандартных условиях (условиях, отличных от стандартных)?
31. Рассчитайте изменение энергии Гиббса химических реакций и выберите те, которые в стандартных условиях могут протекать самопроизвольно (Используйте данные таблицы "Термодинамические константы неорганических соединений")
32. Выберите уравнение, показывающее связь между энергией Гиббса и энтальпией (энергией Гельмгольца и внутренней энергией; энергией Гиббса и внутренней энергией; энергией Гиббса и энергией Гельмгольца)

Раздел "Химическое равновесие"

33. Какое из приведенных ниже уравнений или неравенств показывает, что реакция, протекающая при постоянных давлении и температуре (объеме и температуре) находится в состоянии химического равновесия?
34. Какие факторы влияют на константу химического равновесия?
35. Какое из приведенных выражений, согласно закону действующих масс, равно константе равновесия реакции

36. Найдите значение константы равновесия для реакции $A + B \rightleftharpoons C + D$, если исходные концентрации веществ А и В были равны соответственно ... моль/л и ... моль/л, а равновесная концентрация вещества С равна ... моль/л
37. Выберите из приведенных факторов такие, которые позволяют смещать равновесие, не изменяя (изменяя) при этом константу равновесия
38. Как можно повысить выход вещества..... в равновесной системе
39. Для каких из приведенных реакций уменьшение (увеличение) давления (объема) приведет к смещению равновесия в сторону прямой (обратной) реакции?
40. Для каких из приведенных реакций увеличение (уменьшение) температуры приведет к смещению равновесия в сторону обратной (прямой) реакции?
41. Как взаимосвязаны между собой константы равновесия K_p и K_c ?
42. Как взаимосвязаны между собой константа равновесия химической реакции и стандартная энергия Гиббса химической реакции?
43. Константы равновесия каких химических реакций возрастают (уменьшаются) с ростом температуры?
44. Из приведенных реакций отметьте те, для которых константа равновесия будет возрастать (убывать) с ростом температуры

Раздел "Фазовое равновесие"

45. Какое из приведенных уравнений описывает правило фаз Гиббса?
46. Определите наибольшее количество фаз, которые могут находиться в равновесии в системе, состоящей из
47. Какому состоянию системы отвечает фигуративная точка К на приведенной диаграмме состояния воды?
48. Какие фазы находятся в равновесии в точке М на приведенной диаграмме состояния двухкомпонентной системы А-В с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и взаимной нерастворимостью в твердом состоянии (образующих в твердом состоянии химические соединения; неограниченно растворимых в жидком и твердом состоянии)?

2.2. Оценочные средства для промежуточной аттестации (экзамен)

5 семестр

1. Предмет химической термодинамики. Метод и ограничения термодинамики. Основные понятия: тело, система, состояние, процесс. Интенсивные и экстенсивные термодинамические параметры.

2. Функции состояния. Внутренняя энергия, энтальпия. Внутренняя энергия идеального газа.

3. Работа. Обратимые и необратимые процессы. Максимальная работа. Максимальная работа расширения идеального газа в различных процессах. Теплота.

4. Средняя и истинная теплоемкость. Теплоемкость при постоянном давлении и постоянном объеме. Удельная и молярная теплоемкость. Теория теплоемкости газов и твердых тел. Эмпирические уравнения зависимости теплоемкости газов от температуры. Число степеней свободы. Разность $C_p - C_v$ для идеального газа. Квантовая теория теплоемкости. Теплоемкость твердых веществ по Эйнштейну и Дебаю.

5. Первый закон термодинамики. Аналитическое выражение первого начала. Частные случаи уравнения первого закона для различных процессов.

6. Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций при постоянном давлении и объеме. Связь между q_p и q_v . Термодинамические и термохимические обозначения. Теплоты образования, сгорания, растворения. Закон Гесса и следствия из него.

7. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа.

8. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики. Математическое выражение второго закона термодинамики.

9. Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при обратимых и необратимых процессах. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Статистический характер второго закона термодинамики.

10. Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка. Абсолютные значения энтропии.

11. Основные термодинамические функции. Термодинамические потенциалы. Свободная энергия Гиббса или изобарно-изотермический потенциал. Свободная энергия Гельмгольца или изохорно-изотермический потенциал. Работа химической реакции. Условия равновесия и самопроизвольного течения процессов.

12. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Закон действующих масс. Термодинамический вывод закона действующих масс. Уравнение максимальной работы (уравнение Гиббса-Гельмгольца).

13. Различные способы выражения констант равновесия. Расчет констант равновесия по термодинамическим данным. Комбинирование равновесий.

14. Влияние температуры и давления на химическое равновесие.

15. Фазовые равновесия, основные понятия – фаза, компонент, степень свободы. Правило фаз Гиббса.

16. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Диаграмма состояния серы. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.

17. Двухкомпонентные системы с одной фазой переменного состава. Системы, не образующие химических соединений. Эвтектика.

18. Двухкомпонентные системы с одной фазой переменного состава. Системы, образующие химические соединения, плавящиеся конгруэнтно и инконгруэнтно.

19. Твердые растворы, компоненты которых взаимно неограниченно и ограниченно растворимы.

20. Предмет и метод химической кинетики. Скорость химической реакции. Экспериментальное изучение скорости.

21. Кинетическая классификация химических реакций. Порядок и молекулярность реакций. Способы определения порядка реакций.

22. Кинетические уравнения простых реакций первого, второго, третьего порядка.

23. Сложные реакции – параллельные, последовательные, обратимые, сопряженные.

24. Цепные реакции.

25. Фотохимические реакции.

26. Кинетика гетерогенных реакций.

27. Зависимость скорости реакции от температуры для реакций с термическим характером активации. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.

28. Основные положения теории активных соударений.

29. Основные положения теории активированного комплекса.

30. Основные закономерности катализа. Гомогенный катализ. Кислотно-основный катализ. Гетерогенный катализ. Ферментативный катализ.

6 семестр

1. Общая характеристика молекулярных растворов как дисперсных систем, их классификация. Межмолекулярное взаимодействие в растворах, термодинамика процесса растворения. Теории растворов. Способы выражения концентрации растворов.

2. Растворы жидкость – газ. Факторы, влияющие на растворимость газов в жидкостях. Закон Генри и Генри-Дальтона.

3. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Свойства предельно разбавленных растворов: Давление насыщенного пара растворителя над раствором (закон Рауля).

4. Зависимость температуры замерзания и температуры кипения растворов от концентрации. Криоскопический и эбулиоскопический метод определения молекулярной массы растворённого вещества.

5. Осмос и осмотическое давление, физические основы осмоса. Закон Вант-Гоффа. Биологическая роль осмоса. Метод определения молекулярной массы по осмотическому давлению.

6. Растворы летучих жидких веществ. Идеальные растворы, давление насыщенного пара, закон Рауля.

7. Растворы с положительным и отрицательным отклонениями от закона Рауля. Причины отклонений. Состав жидкой и паровой фазы. Диаграммы состав – температура кипения и состав – давление пара.

8. Законы Коновалова. Азеотропные растворы. Перегонка растворов летучих жидких веществ.

9. Давление пара бинарных систем из частично смешивающихся и несмешивающихся жидкостей. Перегонка с паром.

10. Распределение третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями. Коэффициент распределения, экстрагирование.

11. Основные положения теории электролитической диссоциации, причины и механизм диссоциации. Отличие свойств растворов электролитов от свойств молекулярных. Изотонический коэффициент, его связь со степенью диссоциации

12. Закон разбавления растворов Оствальда для бинарного и тринарного электролита.

13. Растворы сильных электролитов. Основные положения теории сильных электролитов Дебая – Гюккеля.

14. Активность, коэффициент активности, кажущаяся степень диссоциации. Ионная сила раствора. Правило ионной силы Льюиса – Рендалла.

15. Методы определения коэффициентов активности.

16. Электропроводность растворов электролитов, факторы, на неё влияющие. Удельная и эквивалентная электропроводность.

17. Абсолютная скорость движения ионов, подвижность ионов; аномальная подвижность ионов водорода и гидроксила. Закон Кольрауша. Числа переноса.

18. Метод измерения электропроводности и его применение. Кондуктометрия.

19. Общая характеристика электрохимических процессов. Равновесие в электрохимических системах. Скачки потенциала на границах фаз в электрохимических системах: контактный, на границе металл – раствор, диффузионный, адсорбционный, мембранный. Строение двойного электрического слоя.

20. Равновесные электродные потенциалы. Водородная шкала электродных потенциалов, стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений.

21. Классификация электродов.

22. Электрохимические цепи (гальванические элементы): химические и концентрационные.

23. Термодинамические соотношения между напряжением (ЭДС) гальванического элемента и химической энергией. Уравнение Нернста.

24. Методы измерения ЭДС. Насыщенный элемент Вестона, электроды сравнения – водородный, каломельный, хингидронный. Электрохимический метод измерения рН. Потенциометрическое титрование.

25. Электрохимическая кинетика. Законы Фарадея, выход вещества по току.

26. Поляризация электродов при прохождении электрического тока. Перенапряжение электрохимической реакции и перенапряжение концентрации. Химическая поляризация электродов.

27. Особенности электролиза водных растворов и расплавов электролитов.

28. Химическая и электрохимическая коррозия металлов и методы борьбы с ней, пассивность металлов, ингибиторы коррозии.

29. Химические источники тока, аккумуляторы. Роль электрохимии в современном производстве.

30.Молекулярные взаимодействия на поверхности раздела фаз. Понятие межфазной поверхности. Поверхностная энергия, поверхностное натяжение. Силовая и энергетическая трактовка поверхностного натяжения.

31.Поверхностные явления, их классификация и причины возникновения.

32.Адгезия, смачивание, растекание. Уравнение Юнга. Капиллярные явления. Уравнение Жюрена. Роль капиллярных явлений в природе и технологии.

33.Адсорбция. Количественные характеристики адсорбции. Уравнение Гиббса.

34.Адсорбция на поверхности раздела раствор – газ. Уравнение Шишковского. Поверхностно-активные и поверхностно-инактивные вещества. Роль ПАВ в быту и технологии.

35.Адсорбция на поверхности твердого тела из растворов. Ионообменная адсорбция. Применение ионообменников.

36.Адсорбция газов и паров на твердой поверхности. Изотермы адсорбции Генри, Фрейндлиха.

37.Мономолекулярная адсорбция. Уравнение Лэнгмюра.

38.Полимолекулярная адсорбция. Уравнение Брунауэра, Эмметта, Теллера.