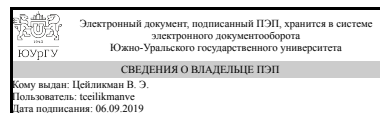


ЮЖНО-УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

УТВЕРЖДАЮ:
Директор института
Высшая медико-биологическая
школа



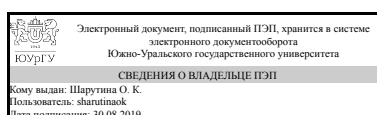
В. Э. Цейликман

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА к ОП ВО от 26.06.2019 №007-03-2010

дисциплины Б.1.12 Неорганическая химия
для направления 19.03.01 Биотехнология
уровень бакалавр тип программы Академический бакалавриат
профиль подготовки Пищевая и биотехнология
форма обучения очная
кафедра-разработчик Теоретическая и прикладная химия

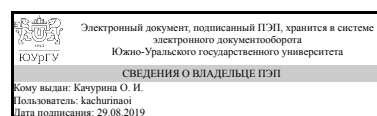
Рабочая программа составлена в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки 19.03.01 Биотехнология, утверждённым приказом Минобрнауки от 11.03.2015 № 193

Зав.кафедрой разработчика,
д.хим.н., проф.



О. К. Шарутина

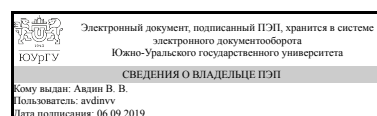
Разработчик программы,
к.хим.н., доц., доцент



О. И. Качурина

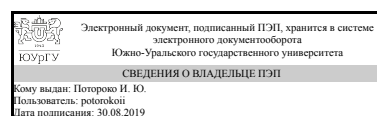
СОГЛАСОВАНО

Декан факультета разработчика
д.хим.н., доц.



В. В. Авдин

Зав.выпускающей кафедрой
Пищевые и биотехнологии
д.техн.н., проф.



И. Ю. Потороко

Челябинск

1. Цели и задачи дисциплины

Цель : заложить теоретические основы профессиональной подготовки студента по направлению «судебная экспертиза», позволяющие свободно ориентироваться в вопросах, возникающих в процессе подготовки по общетехническим и профилирующим дисциплинам и в практической работе. Задачи: 1) привить навыки выполнения основных операций, при проведении химического эксперимента, в том числе аналитического, и обучить правилам обработки его результатов; 2) изучить основные положения современной теории строения атома, теории химической связи, энергетики и кинетики химических реакций, химического равновесия, основных соединений элементов и их химических превращений, основных классов неорганических веществ;

Краткое содержание дисциплины

Введение. Основные понятия и законы химии. Строение атома. Периодический закон. Периодическая система Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение молекул. Энергетика химических процессов. Химическая кинетика и равновесие. Растворы. Электрохимические процессы. Идентификация вещества.

2. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины

Планируемые результаты освоения ОП ВО (компетенции)	Планируемые результаты обучения по дисциплине (ЗУНы)
ОПК-2 способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	Знать:ооо
	Уметь:ооо
	Владеть:ооо
ОПК-3 способностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы	Знать:ооо
	Уметь:ооо
	Владеть:ооо

3. Место дисциплины в структуре ОП ВО

Перечень предшествующих дисциплин, видов работ учебного плана	Перечень последующих дисциплин, видов работ
Нет	Б.1.10 Физика, Б.1.13 Органическая химия, В.1.03 Экология

Требования к «входным» знаниям, умениям, навыкам студента, необходимым при освоении данной дисциплины и приобретенным в результате освоения предшествующих дисциплин:

Нет

4. Объём и виды учебной работы

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 з.е., 144 ч.

Вид учебной работы	Всего часов	Распределение по семестрам
		в часах
		Номер семестра
		1
Общая трудоёмкость дисциплины	144	144
<i>Аудиторные занятия:</i>	64	64
Лекции (Л)	32	32
Практические занятия, семинары и (или) другие виды аудиторных занятий (ПЗ)	16	16
Лабораторные работы (ЛР)	16	16
<i>Самостоятельная работа (СРС)</i>	80	80
Изучение тем и проблем, не выносимых на лекции и практические занятия	20	20
Подготовка к контрольным работам	20	20
Подготовка к ЛР и ПЗ, оформление отчетов	22	22
Подготовка к экзамену	18	18
Вид итогового контроля (зачет, диф.зачет, экзамен)	-	экзамен

5. Содержание дисциплины

№ раздела	Наименование разделов дисциплины	Объем аудиторных занятий по видам в часах			
		Всего	Л	ПЗ	ЛР
1	Введение. Основные понятия и законы химии.	8	2	2	4
2	Строение атома	5	3	2	0
3	Периодический закон. Периодическая система Д.И. Менделеева.	2	1	1	0
4	Химическая связь и строение молекул.	5	4	1	0
5	Химическая кинетика и равновесие.	8	4	2	2
6	Энергетика химических процессов.	6	4	2	0
7	Растворы	14	6	2	6
8	Электрохимические процессы.	12	6	4	2
9	Идентификация вещества.	4	2	0	2

5.1. Лекции

№ лекции	№ раздела	Наименование или краткое содержание лекционного занятия	Кол-во часов
1	1	Введение. Основные понятия и законы химии. Атом, молекула, элемент. Закон сохранения материи – закон сохранения массы вещества и закон сохранения энергии. Основные законы химического взаимодействия. Стехиометрические уравнения. Закон Авогадро. Закон эквивалентов.	2
2	2	Строение атома. Модели строения атома. Квантовые числа и их физический смысл. Энергия электронов. Порядок заполнения уровней и подуровней электронами в многоэлектронном атоме.	3

3	3	Периодический закон. Периодическая система Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Периодический закон как основа химической систематики. Элементы и их важнейшие характеристики. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ.	1
4-5	4	Химическая связь и строение молекул. Ковалентная и ионная связи. Понятие о методе молекулярных орбиталей. Основные характеристики химической связи. Силы межмолекулярного взаимодействия. Водородная связь. Донорно-акцепторное взаимодействие молекул. Комплексные соединения.	4
6-7	5	Химическая кинетика и равновесие. Скорость химической реакции. ЗДМ. Простые и сложные реакции. Молекулярность и порядок реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Гетерогенные реакции. Условия химического равновесия. Константа равновесия и её связь с термодинамической функцией. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Фазовое равновесие.	4
8-9	6	Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Законы Гесса. Энтальпия образования химических соединений. Энтропия и её изменение при химических процессах. Энергия Гиббса и её изменение при химических реакциях. Условие самопроизвольного протекания химических реакций.	4
10-12	7	Растворы. Теория образования растворов. Растворимость твёрдых веществ, жидкостей, газов в воде и влияние на неё температуры. Закон Генри. Свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Растворы электролитов. Диссоциация кислот, солей и оснований. Константа диссоциации. Степень диссоциации и влияние на неё различных факторов. Закон разведения Оствальда. Состояние сильных электролитов в растворе. Реакции в растворах электролитов. Условия смещения равновесия в ионно-обменных реакциях. Гетерогенное равновесие в системе раствор-осадок. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадка. Гидролиз солей. Типичные случаи гидролиза. Степень гидролиза и константа гидролиза. Влияние различных факторов на гидролиз. Значение гидролиза для технологических процессов.	6
13-15	8	Электрохимические процессы. Степень окисления, её определение. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Классификация электрохимических процессов. Термодинамика электродных процессов. Возникновение электродного потенциала. ЭДС гальванического элемента и её измерение. Стандартный водородный электрод. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Кинетика электродных процессов. Электрохимическая и концентрационная поляризация. Последовательность электродных процессов. Электролиз с растворимым и инертным анодом. Практическое применение электролиза. Коррозия.	6
16	9	введение в качественный и количественный анализ	2

5.2. Практические занятия, семинары

№ занятия	№ раздела	Наименование или краткое содержание практического занятия, семинара	Кол-во часов
1	1	Основные классы неорганических соединений. Диссоциация кислот, оснований, солей. Способы получения и свойства.	2
2	2	Электронная конфигурация атомов и ионов элементов. Составление электронных формул атомов элементов и их одноатомных ионов.	2
3	3	Использование п.с. Д.И. Менделеева для объяснения свойств атомов элементов и их одноатомных ионов.	1

3	4	Химическая связь и строение молекул. Определение типа химической связи. Применение МВС и ММО.	1
4	5	Химическая кинетика и равновесие. Составление кинетического уравнения для гомогенных и гетерогенных реакций. Уравнение Вант-Гоффа. Принцип Ле-Шателье-Брауна	2
5	6	Основы химической термодинамики. Определение тепловых эффектов химических реакций.	2
6	7	Растворы. Реакции ионного обмена. гидролиз солей.	2
7	8	Окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений химических реакций методом электронно-ионного баланса.	2
8	8	Изучение работы гальванического элемента. Определение электродных потенциалов и ЭДС гальванического элемента.	2

5.3. Лабораторные работы

№ занятия	№ раздела	Наименование или краткое содержание лабораторной работы	Кол-во часов
1-2	1	Основные классы неорганических соединений. Ознакомление с методами получения оксидов, кислот, оснований (щелочей), солей и изучение их свойств. Химический эквивалент.	4
3	5	Химическая кинетика. Влияние концентрации реагирующих веществ и температуры на скорость химических реакций. Выявление зависимости скорости реакции от концентраций реагирующих веществ и температуры.	1
3	5	Химическое равновесие обратимых реакций. Влияние концентрации на смещение химического равновесия. Изучение влияния изменения концентрации на смещение химического равновесия.	1
4	7	Реакции обмена в растворах электролитов. Ознакомление с методами получения слабых кислот и оснований. Изучение влияния введения одноименного иона на смещение равновесия диссоциации слабого электролита.	2
5	7	Гидролиз солей. Определение характера среды при гидролизе солей. Исследование влияния разбавления и температуры на гидролиз солей.	2
6	7	Приготовление растворов заданной концентрации. Ознакомление с методами проверки концентрации приготовленного раствора.	2
7	8	Коррозия металлов. Способы защиты металлов от коррозии (типы металлических покрытий). Исследование причин возникновения электрохимической коррозии металлов в различных средах, оценка защитных свойств металлических покрытий.	2
8	9	Жесткость воды. Ознакомление с методами определения постоянной и временной жесткостей воды.	2

5.4. Самостоятельная работа студента

Выполнение СРС		
Вид работы и содержание задания	Список литературы (с указанием разделов, глав, страниц)	Кол-во часов
Изучение тем и проблем, не выносимых на лекции и практические занятия. Задание: изучить и законспектировать теоретический материал по заданным темам.	1) ПУМД, осн. лит. 1, с.157-174; 2) ПУМД, осн. лит. 2, с.281-286, с.354-376, с.673-677; 3) ПУМД, осн. лит. 3, с.65-76, с.500-516; 4) ПУМД, осн. лит. 4, с. 67-83; 5) ЭУМД, осн.лит. 1, с.157-174.	20
Подготовка к контрольным работам.	1) ПУМД, осн. лит. 1, с.175-223; 2)	20

Задание: изучить теоретический материал и решить задачи по теме предстоящей контрольной работы.	ПУМД, осн. лит. 2, с.29-34, с.170-211, с.231-254; 3) ПУМД, осн. лит. 3, с.116-201, с.201-242; 4) ПУМД, доп. лит. 1, с.66-95, с.111-139; 5) ПУМД, доп. лит. 7, с. 63-87, с.125-148.	
Подготовка к ЛР и ПЗ. Задание: подготовить шаблон для отчета по ЛР, изучить теоретический материал по теме предстоящей ЛР или ПЗ.	1) ПУМД, осн. лит. 3, с.17-31, с.116-201, с.210-231, с.251-261; 2) ПУМД, доп. лит. 4, с. 10-14; 3) ЭУМД, доп. лит. 3, с.8-49, с.51-78.	22
Подготовка к экзамену	1) ПУМД, осн. лит. 1-4; 2) ЭУМД, осн.лит. 1; 3) конспект лекций	18

6. Инновационные образовательные технологии, используемые в учебном процессе

Инновационные формы учебных занятий	Вид работы (Л, ПЗ, ЛР)	Краткое описание	Кол-во ауд. часов
Самостоятельная работа студентов в подгруппах, направленная на выполнение практической и расчетной частей	Лабораторные занятия	студенты делятся на подгруппы и обсуждают ход выполнения практической части работы, результаты работы, проделанной подгруппой; отчет о проделанной работе выполняет каждый студент самостоятельно в соответствии с требованиями.	16
лекция -консультация	Лекции	Применяется при изучении тем, имеющих четко выраженную практическую направленность. Студенты заранее получают материалы лекции и готовят свои вопросы, на которые лектор дает ответы самостоятельно или с привлечением студентов.	2
Использование проблемно-ориентированного междисциплинарного подхода к изучению наук	Практические занятия и семинары	Решение задач междисциплинарного характера, требующих школьных знаний физики, математики	16

Собственные инновационные способы и методы, используемые в образовательном процессе

Не предусмотрены

Использование результатов научных исследований, проводимых университетом, в рамках данной дисциплины: нет

7. Фонд оценочных средств (ФОС) для проведения текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

7.1. Паспорт фонда оценочных средств

Наименование разделов дисциплины	Контролируемая компетенция ЗУНы	Вид контроля (включая текущий)	№№ заданий
----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	------------

Все разделы	ОПК-2 способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	Контрольные работы	1-6
Все разделы	ОПК-3 способностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы	экзамен	1-5
Все разделы	ОПК-2 способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	Лабораторные работы	1-8

7.2. Виды контроля, процедуры проведения, критерии оценивания

Вид контроля	Процедуры проведения и оценивания	Критерии оценивания
Контрольная работа (текущий контроль)	Контрольная работа проводится письменно по билетам (у каждого студента свой вариант). В каждом билете от 4 до 8 заданий в зависимости от темы. Время подготовки - 45 минут на каждую тему. Контрольные работы проводятся на практических занятиях, присутствует вся группа. При оценивании результатов мероприятия используется балльно-рейтинговая система оценивания результатов учебной деятельности обучающихся (утверждена приказом ректора от 24.05.2019 г. № 179). Правильно решенная задача соответствует 1 баллу. Частично правильный ответ соответствует 0,5 балла. Неправильный ответ на вопрос соответствует 0 баллов. Максимальное количество баллов – соответствует числу заданий в билете (4, 6 или 8). Весовой коэффициент мероприятия – 1.	Зачтено: рейтинг обучающегося за мероприятие больше или равен 60%. Не зачтено: рейтинг обучающегося за мероприятие менее 60%.
Лабораторная работа (текущий контроль)	По выполненной лабораторной работе оформляется отчет (самостоятельно) в соответствии с требованиями кафедры. Бланки отчетов представлены на сайте кафедры. На оформление отчета отводится одна неделя. Оценивается качество оформления, правильность написания уравнений реакций, расчетов и выводов. При оценивании результатов мероприятия используется балльно-рейтинговая система оценивания результатов учебной деятельности обучающихся (утверждена приказом ректора от 24.05.2019 г. № 179). Общий балл при оценке складывается из следующих показателей: Работа сдана в установленные сроки – 2 балла; приведены	Зачтено: рейтинг обучающегося за мероприятие больше или равен 60%. Не зачтено: по содержанию и оформлению отчет не соответствует установленным требованиям, много грубых ошибок. Рейтинг обучающегося за мероприятие менее 60%.

	все уравнения реакций или приведены правильные расчеты – 1 балл; построены графики – 1 балл; выводы логичны и обоснованы – 1 балл. Максимальное количество баллов – 5. Весовой коэффициент мероприятия 1.	
экзамен (промежуточный контроль)	Экзамен проводится в форме устного опроса по билетам. В каждом билете два теоретических вопроса и две задачи, позволяющие оценить сформированность компетенций. Время подготовки к ответу - 60 минут. Одновременно в аудитории может присутствовать не более 8 человек. При ответе студенту могут быть заданы дополнительные вопросы. При оценивании результатов мероприятия используется балльно-рейтинговая система оценивания результатов учебной деятельности обучающихся (утверждена приказом ректора от 24.05.2019 г. № 179). Правильный ответ на вопрос соответствует 5 баллам. Неправильный ответ на вопрос соответствует 0 баллов. Максимальное количество баллов 20.	Отлично: величина рейтинга обучающегося по дисциплине 85...100 %. Хорошо: величина рейтинга обучающегося по дисциплине 75...84 %. Удовлетворительно: величина рейтинга обучающегося по дисциплине 60...74 %. Неудовлетворительно: величина рейтинга обучающегося по дисциплине 0...59 %.

7.3. Типовые контрольные задания

Вид контроля	Типовые контрольные задания
Контрольная работа (текущий контроль)	Образец билета к контрольной "Классы неорганических соединений" 1. Записать процессы ступенчатой диссоциации для гидроксида бария и фосфорной кислоты H_3PO_4. Дать названия всем катионам и анионам. 2. Записать реакции получения всех возможных солей из данной кислоты и данного гидроксида, дать названия полученным солям. Расставить коэффициенты в уравнениях реакций. 3. Записать процессы ступенчатой диссоциации полученных солей. 4. Перевести кислые и основные соли в нормальные (средние). Образец билета к контрольной "Строение атомов " 1. Написать электронную формулу атома элемента с порядковым номером 13. Распределить валентные электроны по атомным орбиталям (магнитно-квантовым ячейкам). Определить число неспаренных электронов в атоме в нормальном состоянии. 2. Показать, как построен внешний энергетический уровень атома висмута $83Bi$. Найти ковалентность атома в нормальном и возбужденных состояниях. 3. Написать электронную формулу атома никеля $28Ni$. Сколько электронов находится на d-подуровне предвнешнего уровня? 4. Для атома никеля (см. вопрос 3) определить максимальную ковалентность. 5. Определить, в каком периоде, группе, подгруппе находится элемент, если электронная оболочка его атома включает следующую конфигурацию: $4d^25s^2$. Назовите этот элемент. 6. Как из атома серы получить сульфид-ион $S(2-)$? Написать уравнение соответствующего процесса. Составить электронные формулы атома серы и иона $S(2-)$. 7. Исходя из положения элементов в периодической системе, определить, какой из приведенных ниже элементов: 1) 12 Mg ; 2) 13 Al ; 3) 14 Si ; 4) 15 P ; 5) 16 S ; 6) 17 Cl

имеет наибольшую величину электроотрицательности.

8. Какой из элементов побочной подгруппы III группы является наименее активным восстановителем. Указать номер периода и сам элемент.

Образец билета "Термодинамика"

1. Выбрать из приведенных ниже реакций те, в результате протекания которых энтальпия системы должна увеличиваться:

- 1) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$; 2) $\text{C}_6\text{H}_6 + 7,5 \text{O}_2 = 6 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$;
3) $\text{Cl}_2 = 2 \text{Cl}$; 4) Испарение бензола: $\text{C}_6\text{H}_6 (\text{ж}) = \text{C}_6\text{H}_6 (\text{г})$

2. Найти $\Delta_f H_{0298}$ для H_2O_2 , используя следующие термохимические уравнения:

а) $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{ж}) = 2 \text{H}_2\text{O} (\text{ж}) + \text{O}_2 (\text{г})$, $\Delta_f H_{0298} = -196 \text{ кДж}$,

б) $2 \text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$, $\Delta_f H_{0298} = -572 \text{ кДж}$.

3. На основании величин ΔG_{0298} ниже приведенных реакций указать, какой (какие) из оксидов способны самопроизвольно восстанавливаться углем:

1. $2 \text{As}_2\text{O}_5 (\text{тв}) + 5 \text{C} (\text{тв}) = 5 \text{CO}_2 (\text{г}) + 4 \text{As} (\text{тв})$; $\Delta G_0 = -420 \text{ кДж}$;

2. $2 \text{As}_2\text{O}_3 (\text{тв}) + 3 \text{C} (\text{тв}) = 3 \text{CO}_2 (\text{г}) + 4 \text{As} (\text{тв})$; $\Delta G_0 = -45 \text{ кДж}$;

3. $2 \text{SiO}_2 (\text{тв}) + 2 \text{C} (\text{тв}) = 2 \text{CO}_2 (\text{г}) + 2 \text{Si} (\text{тв})$; $\Delta G_0 = 870 \text{ кДж}$;

4. $2 \text{B}_2\text{O}_3 (\text{тв}) + 3 \text{C} (\text{тв}) = 3 \text{CO}_2 (\text{г}) + 4 \text{B} (\text{тв})$; $\Delta G_0 = 140 \text{ кДж}$.

4. Указать, при каких значениях ΔH и ΔS процесс может протекать самопроизвольно только при повышенных температурах:

1. $\Delta H < 0$; 3. $\Delta S < 0$;

2. $\Delta H > 0$; 4. $\Delta S > 0$.

5. Выбрать из ниже приведенных процессов тот (или те), для которых выполняется условие, сформулированное в вопросе 4:

1. $\text{C} (\text{тв}) + \text{CO}_2 (\text{г}) = 2 \text{CO} (\text{г}) - 172,5 \text{ кДж}$;

2. $6 \text{C} (\text{тв}) + 3 \text{H}_2 (\text{г}) = \text{C}_6\text{H}_6 (\text{г}) - 49,0 \text{ кДж}$;

3. $2 \text{H}_2\text{S} (\text{г}) + 3 \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г}) + 2 \text{SO}_2 (\text{г}) + 1037 \text{ кДж}$;

4. $\text{NaNO}_3 (\text{тв}) = \text{NaNO}_3 (\text{р-р}) - 20,2 \text{ кДж}$.

6. Рассчитать изменение энергии Гиббса ΔG_0 для реакции

$2 \text{MoS}_2 (\text{тв}) + 7 \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{MoO}_3 (\text{тв}) + 4 \text{SO}_2 (\text{г})$

при стандартных условиях, если ΔG_{0298} для MoS_2 , MoO_3 и SO_2

соответственно равны: -328 ; -669 и -305 кДж/моль . Будет ли данная реакция протекать самопроизвольно?

Образец билета "Состав вещества, вывод химических формул по составу" и "Растворы"

1. ВЫВЕСТИ ПРОСТЕЙШУЮ ФОРМУЛУ МИНЕРАЛА, ИМЕЮЩЕГО СОСТАВ:

34,6% меди; 30,4% железа; 35,0% серы.

2. ВЫЧИСЛИТЬ ПРОЦЕНТНОЕ СОДЕРЖАНИЕ МЕТАЛЛОВ В СЛЕДУЮЩЕМ МИНЕРАЛЕ:

Са и Mg в доломите $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$.

3. Плотность 60 %-ного (по массе) раствора фосфорной кислоты в воде при 293 К равна 1426 кг/м³. Определить количество молей H_3PO_4 в 1 л раствора и в 1 кг растворителя. Чему равна молярная доля кислоты в растворе?

4. Сколько граммов глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ надо растворить в 0,5 л воды, чтобы понизить температуру замерзания ее до -3°C ? Криоскопическая постоянная воды равна 1,86.

Образец билета "Реакции ионного обмена"

1. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации хлорида дигидроксожелеза (III) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

2. Напишите уравнения диссоциации уксусной кислоты CH_3COOH . В какую сторону сместится равновесие диссоциации кислоты, если в ее раствор добавить соль ацетат натрия CH_3COONa ?

3. Определите, растворяется ли NiCO_3 в соляной кислоте. Для этого используйте значения произведения растворимости карбоната никеля (II) $\text{IP}_{\text{NiCO}_3} = 2,3 \times 10^{-14}$ и суммарную константу диссоциации угольной

	кислоты ($K = K_1 \times K_2$). 4. Даны исходные вещества возможных реакций: 1) $6\text{NaCl} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ 2) $2\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ 3) $3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ Определите, какие реакции протекают. Закончите молекулярное уравнение протекающей реакции. Составьте сокращенные ионно-молекулярные уравнения для них. Образец билета " Кинетика и химическое равновесие" 1. Указать, какие из предложенных ниже реакций являются гомогенными, а какие — гетерогенными: а) $\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{тв}) + 4 \text{H}_2 (\text{г}) = 3 \text{Fe} (\text{тв}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{г})$; б) $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{SO}_3 (\text{г}) = \text{H}_2\text{O} (\text{г}) + \text{SO}_2 (\text{г})$; в) $\text{CaO} (\text{тв}) + \text{CO}_2 (\text{г}) = \text{CaCO}_3 (\text{тв})$. 2. Написать кинетическое уравнение для реакции $\text{HJ} (\text{г}) + \text{CH}_3\text{J} (\text{г}) = \text{CH}_4 (\text{г}) + \text{J}_2 (\text{г})$. Определить, во сколько раз увеличится скорость прямой реакции, если повысить: а) концентрацию HJ в 4 раза; б) давление в системе в 3 раза. 3. В газовой среде протекает реакция $\text{B} + \text{C} = \text{D}$. При увеличении концентрации вещества B в 3 раза скорость реакции возросла в 3 раза, при увеличении концентрации вещества C в 3 раза скорость реакции не изменилась. Определить общий порядок реакции и порядок реакции по веществу C. 4. При 50 °C некоторая реакция заканчивается за 2 секунды. Определить, за сколько секунд закончится эта реакция при 0 °C, если температурный коэффициент скорости равен двум. Ответы: 1) за 20 с; 2) за 12 с; 3) за 64 с; 4) за 10 с; 5) за 50 с. 5. Энергия активации первой реакции меньше, чем энергия активации второй реакции. Какая реакция будет протекать при более высокой температуре при прочих равных условиях? Ответы: при более высокой температуре будет протекать 1) первая реакция; 2) вторая реакция; 3) определенного ответа дать нельзя. 6. Записать выражение для константы химического равновесия системы $2 \text{C} (\text{тв}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{CO} (\text{г})$. 7. Выбрать, какими из перечисленных ниже способов можно повысить выход оксида азота (IV) в обратимой реакции $2 \text{NO} + \text{O}_2 = 2 \text{NO}_2 + Q$: 1) повышение T; 2) понижение T; 3) повышение P; 4) понижение P; 5) повышение концентрации исходных веществ; 6) повышение концентрации продукта реакции. 8. Константа равновесия реакции $4 \text{HCl} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{Cl}_2 (\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г})$ при температуре 960 K равна 0,1. Какой знак имеет G этой реакции при данной температуре? Какие вещества преобладают в системе? Ответы: 1) $G < 0$; 2) $G > 0$; 3) преобладают продукты реакции; 4) преобладают исходные вещества. типовыебилеты.pdf
Лабораторная работа (текущий контроль)	В методических пособиях для выполнения лабораторных работ после каждой лабораторной работы приведены задания и вопросы для проверки понимания и закрепления пройденного материала. А перед каждой лабораторной работой имеется раздел с краткой теорией по данной теме. Лабораторные2.pdf; Лабораторные.pdf
экзамен (промежуточный)	ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ Введение. Основные понятия и законы химии. Атом, молекула, химический

контроль)	элемент. Истинная и относительная масса атомов и молекул. Закон сохранения материи – закон сохранения массы вещества и закон сохранения энергии. Основные законы химического взаимодействия. Стехиометрические уравнения. Закон Авогадро. Закон эквивалентов. Определение состава вещества и вывод эмпирических и истинных формул по составу вещества. Состав растворов. Различные способы выражения концентрации растворов. Строение атома. Квантовые числа и их физический смысл. Энергия электронов. Порядок заполнения уровней и подуровней электронами в многоэлектронном атоме. Ковалентность атома в нормальном и в возбужденном состоянии. Периодический закон. Периодическая система Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Периодический закон как основа химической систематики. Элементы и их важнейшие характеристики. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ. Химическая связь и строение молекул. Ковалентная и ионная связи. Понятие о методе молекулярных орбиталей. Основные характеристики химической связи. Силы межмолекулярного взаимодействия. Водородная связь. Донорно-акцепторное взаимодействие молекул. Комплексные соединения. Химическая кинетика и равновесие. Скорость химической реакции. ЗДМ. Простые и сложные реакции. Молекулярность и порядок реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Гетерогенные реакции. Условия химического равновесия. Константа равновесия и её связь с термодинамической функцией. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Законы Гесса. Энтальпия образования химических соединений. Энтропия и её изменение при химических процессах. Энергия Гиббса и её изменение при химических реакциях. Условие самопроизвольного протекания химических реакций. Растворы. Теория образования растворов. Растворимость твёрдых веществ, жидкостей, газов в воде и влияние на неё температуры. Закон Генри. Свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Растворы электролитов. Диссоциация кислот, солей и оснований. Константа диссоциации. Степень диссоциации и влияние на неё различных факторов. Закон разведения Оствальда. Состояние сильных электролитов в растворе. Реакции в растворах электролитов. Условия смещения равновесия в ионно-обменных реакциях. Гетерогенное равновесие в системе раствор-осадок. Производство растворимости. Условия образования и растворения осадка. Гидролиз солей. Типичные случаи гидролиза. Степень гидролиза и константа гидролиза. Влияние различных факторов на гидролиз. Значение гидролиза для технологических процессов. Электрохимические процессы. Степень окисления, её определение. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Классификация электрохимических процессов. Термодинамика электродных процессов. Возникновение электродного потенциала. ЭДС гальванического элемента и её измерение. Стандартный водородный электрод. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Кинетика электродных процессов. Электрохимическая и концентрационная поляризация. Последовательность электродных процессов. Электролиз с растворимым и инертным анодом. Практическое применение электролиза. Коррозия. Образец экзаменационного билета 1. Кинетика химических реакций. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Закон действующих масс (ЗДМ). Молекулярность и порядок реакции.
-----------	--

	2. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Связь константы равновесия и основной термодинамической функции для обратимой реакции. 3. Рассчитать ΔG реакции $2 \text{PbO (тв)} + \text{C (тв)} = 2 \text{Pb (тв)} + \text{CO}_2 (\text{г}) - 42,0 \text{ кДж}$ при температуре 127 оС, если $\Delta_f S^\circ = 200 \text{ Дж/К}$. Будет ли реакция протекать самопроизвольно? 4. Сколько мл раствора H_2SO_4 ($W = 24\% \text{ мас}$, $\rho = 1,174 \text{ г/мл}$) необходимо для приготовления 1 л с $S_{\text{экв}} = 0,1 \text{ моль/л}$? Экз.вопросы.pdf
--	--

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

Печатная учебно-методическая документация

а) основная литература:

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия Учеб. для хим.-технол. специальностей вузов Н. С. Ахметов. - 7-е изд., стер. - М.: Высшая школа, 2006. - 742, [1] с. ил.
2. Глинка, Н. Л. Общая химия Учеб. пособие для вузов Н. Л. Глинка; Под ред. А. И. Ермакова. - 30-е изд., испр. - М.: Интеграл-Пресс, 2006. - 727 с.
3. Коровин, Н. В. Общая химия Текст учеб. для вузов по техн. направлениям и специальностям Н. В. Коровин. - 11-е изд., стер. - М.: Высшая школа, 2009. - 556, [1] с. ил.
4. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия Учеб. по направлению и специальности "Химия". - 2-е изд., испр. - М.: Высшая школа, 2000. - 526, [1] с. ил.

б) дополнительная литература:

1. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии Текст учеб. пособие для нехим. специальностей вузов Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - Изд. стер. - М.: Интеграл-Пресс, 2008. - 240 с.
2. Электронные структуры атомов. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева Учеб. пособие И. В. Крюкова, Г. П. Животовская, Л. А. Сидоренкова, Ю. С. Дворяшина; Юж.-Урал. гос. ун-т, Каф. Общ. химия; ЮУрГУ. - Челябинск: Издательство ЮУрГУ, 2004. - 68, [1] с. ил., табл. электрон. версия
3. Крюкова, И. В. Химическая связь. Строение молекул некоторых неорганических соединений Текст учеб. пособие И. В. Крюкова, Л. А. Сидоренкова ; Юж.-Урал. гос. ун-т, Каф. Общ. химия ; ЮУрГУ. - Челябинск: Издательство ЮУрГУ, 2006. - 75, [1] с. ил.
4. Общая химия. Лабораторные работы Текст Ч. 2 учеб. пособие Г. П. Животовская и др.; Юж.-Урал. гос. ун-т, Каф. Общ. химия ; ЮУрГУ. - Челябинск: Издательство ЮУрГУ, 2006. - 73, [2] с.
5. Животовская, Г. П. Элементы химической термодинамики в курсе общей химии Текст учеб. пособие Г. П. Животовская, Л. А. Сидоренкова, О. Н. Груба ; Юж.-Урал. гос. ун-т, Каф. Общ. химия ; ЮУрГУ. - Челябинск: Издательство ЮУрГУ, 2007. - 46 с. электрон. версия
6. Смолко, В. А. Растворы и их свойства Текст учеб. пособие В. А. Смолко ; Юж.-Урал. гос. ун-т, Каф. Общ. химия ; ЮУрГУ. - Челябинск: Издательство ЮУрГУ, 2008. - 63, [2] с. ил.

7. Задачи и упражнения по общей химии Текст учеб. пособие для вузов по техн. направлениям и специальностям Б. И. Адамсон и др.; под ред. Н. В. Коровина. - Изд. 4-е, перераб. - М.: Высшая школа, 2008. - 253, [2] с. ил.

в) отечественные и зарубежные журналы по дисциплине, имеющиеся в библиотеке:

1. Реферативные журналы ВИНТИ [Электронный ресурс]; сборник / Все-российский институт научной и технической информации.
2. Вестник Московского университета. Серия 2, Химия: науч.журнал / Моск.гос.ун-т им. М.В. Ломоносова (МГУ)

г) методические указания для студентов по освоению дисциплины:

1. Крюкова, И.В. Общая химия: учебное пособие для выполнения лабораторных работ / И.В. Крюкова, Л.А. Сидоренкова, Г.П. Животовская и др. – Челябинск: Изд-во ЮУрГУ, 2007. Ч. I. – 83 с.
2. Животовская, Г.П. Элементы химической термодинамики в курсе общей химии: учебное пособие / Г.П. Животовская, Л.А. Сидоренкова, О.Н. Груба. – Челябинск: Изд-во ЮУрГУ, 2007. – 46 с.
3. Животовская Г.П. Общая химия. Лабораторные работы: учебное пособие / Г.П. Животовская и др. – Челябинск: Изд-во ЮУрГУ, 2006. Ч. II. – 73 с.
4. Животовская, Г.П. Электрохимические процессы / Г.П. Животовская, Е.В. Шарлай, Л.А. Сидоренкова, Е.Г. Антошкина. Челябинск: Издательский центр ЮУрГУ, 2010. – 66 с.
5. Крюкова, И.В. Электронная структура атомов. Периодичность изменения свойств химических элементов и их соединений: учебное пособие / И.В. Крюкова, Г.П. Животовская, Л.А. Сидоренкова. – Челябинск: Издательский центр ЮУрГУ, 2010. – 132 с.
6. Малютина, Е.М. Реакции в растворах электролитов. Задания для самостоятельной работы: учебное пособие / Е.М. Малютина, О.В. Ракова. – Челябинск: Издательский центр ЮУрГУ, 2012. – 50 с.

из них: учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студента:

Электронная учебно-методическая документация

№	Вид литературы	Наименование разработки	Наименование ресурса в электронной форме	Доступность (сеть Интернет / локальная сеть; авторизованный / свободный доступ)
1	Основная литература	Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учебник	Электронно-библиотечная система издательства Лань	ЛокальнаяСеть / Свободный
2	Дополнительная литература	Вестник Московского университета. Серия 2, Химия: науч.журнал / Моск.гос.ун-т им. М.В. Ломоносова (МГУ)	Электронный каталог ЮУрГУ	Интернет / Свободный

3	Дополнительная литература	И.В. Крюкова, Л.А. Сидоренкова, Г.П. Животовская и др. ОБЩАЯ ХИМИЯ. Лабораторные работы. Учебное пособие. Часть I	Электронный каталог ЮУрГУ	Интернет / Свободный
4	Методические пособия для самостоятельной работы студента	Общая химия. Лабораторные работы. Учебное пособие	Электронный каталог ЮУрГУ	Интернет / Свободный
5	Методические пособия для самостоятельной работы студента	Бобкова Л.А. Методические материалы для подготовки к семинарским занятиям по дисциплине «Общая и неорганическая химия»	Электронно-библиотечная система издательства Лань	Локальная Сеть / Свободный

9. Информационные технологии, используемые при осуществлении образовательного процесса

Перечень используемого программного обеспечения:

1. Microsoft-Office(бессрочно)
2. Microsoft-Windows(бессрочно)

Перечень используемых информационных справочных систем:

1. -База данных ВИНТИ РАН(бессрочно)
2. -Информационные ресурсы ФИПС(бессрочно)

10. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Вид занятий	№ ауд.	Основное оборудование, стенды, макеты, компьютерная техника, предустановленное программное обеспечение, используемое для различных видов занятий
Лекции		– комплект учебного лабораторного оборудования, включающий в себя необходимое приборное и химическое обеспечение учебного процесса по общей и неорганической химии;
Лабораторные занятия		– лабораторная мебель: столы химические, шкафы вытяжные и др.; – стеклянная и фарфоровая химическая посуда, химические реактивы, лабораторное оборудование и приборы, необходимые для проведения химического эксперимента: фотоколориметр КФК – 3КМ; шейкер S – 3,02 10M; весы электронные SCL – 150, CAS; весы технические ВЛТК-200; поляриметр П-161; микроскоп МБС-9 Н-852835; pH-метр pH – 81-21; сушильный шкаф; рефрактометр Аббе РПЛ-3; – учебно-наглядные пособия: периодическая система Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей и констант диссоциации.
Практические занятия и семинары		– учебно-наглядные пособия: периодическая система Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей, кислот и оснований.