

**Бюджетное учреждение высшего образования
Ханты-Мансийского автономного округа-Югры
"Сургутский государственный университет"**



УТВЕРЖДАЮ
Проректор по УМР

С. В. Коновалова

26 июня 2019 г., протокол УС №6

МОДУЛЬ "ХИМИЯ И ЭКОЛОГИЯ"

Химия

рабочая программа дисциплины (модуля)

Закреплена за кафедрой	Химии
Учебный план	b030302-ЦифрТех-19-1.plx 03.03.02 ФИЗИКА Направленность (профиль): Цифровые технологии в геофизике
Квалификация	Бакалавр
Форма обучения	очная
Общая трудоемкость	3 ЗЕТ
Часов по учебному плану	108
в том числе:	
аудиторные занятия	48
самостоятельная работа	60

Виды контроля в семестрах:
зачеты 1

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр (<Курс>.<Семестр на курсе>)	1 (1.1)		Итого	
	УП	РПД	УП	РПД
Неделя	17,2			
Вид занятий	УП	РПД	УП	РПД
Лекции	16	16	16	16
Лабораторные	32	32	32	32
В том числе инт.	18	18	18	18
Итого ауд.	48	48	48	48
Контактная работа	48	48	48	48
Сам. работа	60	60	60	60
Итого	108	108	108	108

Программу составил(и):

доцент, кандидат химических наук, доцент, Журавлева Людмила Анатольевна



Рабочая программа дисциплины

Химия

разработана в соответствии с ФГОС:

Федеральный государственный образовательный стандарт высшего образования по направлению подготовки 03.03.02 (уровень бакалавриата) (приказ Минобрнауки России от 07.08.2014г. №937)

составлена на основании учебного плана:

03.03.02 ФИЗИКА

Направленность (профиль): Цифровые технологии в геофизике

утвержденного учёным советом вуза от 20 июня 2019 г., протокол УС №6

Рабочая программа одобрена на заседании кафедры

Химии

Протокол от 05 06 2019 г. № 12

Срок действия программы

Зав. кафедрой канд.хим.наук, доцент кафедры химии Севастьянова Екатерина Викторовна



Председатель УМС *к.т.н., доцент Тараканов Д.В.*
07 06 2019 г. *н 06/19*



1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1	Целью данного курса является определение места и роли химии в системе естественных наук, определении ее роли в подготовке бакалавров направления 03.03.02 «Физика» направленности "Цифровые технологии в геофизике", знакомство с наиболее общими и существенными положениями современной химии. Химия является базовой дисциплиной, которая формирует теоретическую базу для профессиональной подготовки студентов-бакалавров по разделам Федерального государственного стандарта, касающимся анализа результатов лабораторных исследований в части основных представлений о молекулярных основах химических процессов; знания современной номенклатуры неорганических соединений; навыков работы с учебной литературой, поиск информации и ее анализ, составление конспектов, таблиц, графиков, алгоритмов, умений определять цели и задачи работы, формировать наблюдения и выводы; базовых навыков проведения лабораторных исследований; умения оценки влияния техногенных и природных факторов, в т.ч., загрязнений воздуха, воды, высоких широт, низких температур на физико-химические характеристики процессов, протекающих при формировании пород.
-----	---

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП

Цикл (раздел) ООП:	Б1.Б.06
2.1	Требования к предварительной подготовке обучающегося:
2.1.1	Химия;
2.1.2	Математика;
2.1.3	Биология.
2.2	Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:
2.2.1	Безопасность жизнедеятельности
2.2.2	Экология
2.2.3	Геофизика
2.2.4	Термодинамика

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ОК-6: способностью работать в коллективе, толерантно воспринимая социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия

ОК-7: способностью к самоорганизации и самообразованию

ОПК-1: способностью использовать в профессиональной деятельности базовые естественнонаучные знания, включая знания о предмете и объектах изучения, методах исследования, современных концепциях, достижениях и ограничениях естественных наук (прежде всего химии, биологии, экологии, наук о земле и человеке)

В результате освоения дисциплины обучающийся должен

3.1	Знать:
3.1.1	• требования техники безопасности при работе в химической лаборатории;
3.1.2	• способы целенаправленного поиска научно-технической информации;
3.1.3	• фундаментальные химические законы и понятия, строение атомов химических элементов и молекул химических соединений, основные типы химических систем, процессы в них протекающие и способы регулирования этих процессов;
3.1.4	• практическое применение знаний фундаментальных разделов химии в профессиональной сфере;
3.2	Уметь:
3.2.1	• выполнять химический эксперимент как индивидуально, так и в группе;
3.2.2	• анализировать учебную и учебно-методическую литературу и использовать ее для построения собственного изложения программного материала в его логической последовательности и с использованием междисциплинарных связей;

3.2.3	• выявлять химическую составляющую сущности проблем, возникающую в профессиональной деятельности;
3.2.4	• применять химические законы для решения практических задач;
3.3	Владеть:
3.3.1	• навыками планирования и проведения химического эксперимента;
3.3.2	• основными методами химического анализа;
3.3.3	• выбором рациональных способов решения профессиональных задач с использованием знаний фундаментальных разделов химии;

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Код занятия	Наименование разделов и тем /вид занятия/	Семестр / Курс	Часов	Компетенции	Литература	Инте ракт.	Примечание
	Раздел 1. Основные понятия и законы химии						
1.1	Основные понятия химии: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество, химическая реакция. Химическая форма движения материи. Место химии в ряду других естественных и гуманитарных наук. Классификация и номенклатура неорганических соединений /Лек/	1	2	ОК-6 ОК-7	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.1 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.2 Л3.3 Л3.4 Л3.5 Л3.6 Л3.7 Л3.8 Л3.9 Л3.10 Л3.13 Л3.14 Э1 Э4	0	Устный опрос
1.2	Химическая эволюция материи. Возникновение химических элементов. Образование веществ. Развитие химических систем. Основные этапы и диалектика развития химии. Натурфилософия. Алхимия. Становление химии как науки. Эпоха количественных законов. Классическая химия. Современный этап развития химии. /Ср/	1	8	ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.4 Л1.5 Л1.6Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.3 Л3.4 Л3.7 Л3.11 Л3.13 Л3.14 Э3 Э5	0	Самостоятельная работа обучающегося включает в себя изучение материала по разделу "Химическая эволюция материи. Возникновение химических элементов. Образование веществ. Развитие химических систем. Основные этапы и диалектика развития химии. Натурфилософия . Алхимия. Становление химии как науки. Эпоха количественны х законов. Классическая химия. Современный этап развития химии".
	Раздел 2. Строение атома и периодический закон, Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева						
2.1	Электронное строение атома. Понятие об описании квантовых систем с помощью волновой функции. Электронная плотность вероятности. Радиальная плотность вероятности. Атомные орбитали. s-, p-, d-, f-АО. Ионизационный потенциал. Средство к электрону. Электроотрицательность. /Лек/	1	2	ОК-6	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.1 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.3 Л3.4 Л3.7 Л3.8 Л3.10 Э3 Э4	0	Устный опрос

2.2	Энергетические диаграммы атомов. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда. Размер атомов и ионов. Орбитальный, кристаллохимический и ковалентный радиусы атома. Классы неорганических соединений. /Лаб/	1	4	ОК-6 ОК-7	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.5 Л1.6Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.2 Л3.3 Л3.4 Л3.5 Л3.7 Л3.12 Л3.13 Л3.14 Э1 Э3 Э5	2	Отчет по лабораторной работе
2.3	Периодический закон Д.И. Менделеева, его физическое обоснование. Особенность тяжелых элементов (ослабление и исчезновение периодичности). Современное значение периодического закона. /Ср/	1	6	ОК-7	Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.3 Л3.4 Л3.5 Л3.7 Л3.9 Э2 Э4	0	Самостоятельная работа обучающегося включает изучение материала по разделу "Периодический закон Д.И. Менделеева, его физическое обоснование. Особенность тяжелых элементов (ослабление и исчезновение периодичности). Современное значение периодического закона".
Раздел 3. Химическая связь							
3.1	Химическая связь, характеристики химической связи: энергия, длина, полярность, валентный угол. Перекрывание АО, как условие образования связи. Типы перекрывания. Образование связывающих и несвязывающих орбиталей (МО). Метод молекулярных орбиталей как линейная комбинация атомных	1	2	ОК-6 ОК-7 ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.1 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.3 Л3.4 Л3.5 Л3.6 Л3.8 Л3.9 Л3.12 Л3.13 Э1 Э3 Э5	0	Устный опрос.
3.2	Метод МО ЛКАО. Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 1-го периода. Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 2-го периода. /Лаб/	1	4	ОК-7	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л1.6Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.2 Л3.3 Л3.5 Л3.7 Л3.11 Л3.12 Л3.13 Л3.14 Э2 Э4	2	Отчет по лабораторной работе.

3.3	Химическая связь, характеристики химической связи: энергия, длина, полярность, валентный угол. Перекрывание АО, как условие образования связи. Типы перекрывания. Образование связывающих и несвязывающих орбиталей (МО). Метод молекулярных орбиталей как линейная комбинация атомных орбиталей. Эффективность (плотность) перекрывания в зависимости от симметрии, относительной энергии АО и расстояния между ядрами. /Ср/	1	6	ОК-7 ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.3 Л3.5 Л3.7 Л3.8 Л3.9 Л3.11 Л3.14 Э1 Э3 Э5	0	Самостоятельная работа обучающегося включает в себя изучение разделов "Химическая связь, характеристики химической связи: энергия, длина, полярность, валентный угол. Перекрывание АО, как условие образования связи. Типы перекрывания. Образование связывающих и несвязывающих орбиталей (МО). Метод молекулярных орбиталей как линейная комбинация атомных орбиталей. Эффективность (плотность) перекрывания в зависимости от симметрии, относительной энергии АО и расстояния между ядрами".
Раздел 4. Основы химической термодинамики и термохимии							
4.1	Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Внутренняя энергия. Понятие об энтропии. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности. Изменение энтропии мира как критерий самопроизвольности процессов. Энтальпия вещества. Энтальпия химической реакции. Закон Гесса. /Лек/	1	2	ОК-6 ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.1 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.5 Л3.7 Л3.9 Л3.11 Л3.13 Л3.14 Э4 Э5	0	Устный опрос
4.2	Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытых системах. Определение теплоты образования индивидуального вещества /Лаб/	1	6	ОК-6 ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.1 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.2 Л3.3 Л3.4 Л3.7 Л3.8 Л3.14	2	Отчет по лабораторной работе "Определение теплоты образования индивидуального"

4.3	Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах. Условия равновесного сосуществования фаз. Обратимые и необратимые химические реакции. Установление химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье– Брауна. /Ср/	1	8	ОК-7 ОПК- 1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.1 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.2 Л3.3 Л3.4 Л3.7 Л3.8 Л3.9 Л3.10 Л3.11 Л3.12 Л3.13 Э1 Э4	0	Самостоятельная работа включает в себя изучение разделов: Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах. Условия равновесного сосуществования фаз. Обратимые и необратимые химические реакции. Установление химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье– Брауна
Раздел 5. Основы химической кинетики							
5.1	Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения. Основной закон химической кинетики. Порядок и молекулярность реакции. Ферментативный катализ. /Лек/	1	2	ОК-6	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.1 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.3 Л3.4 Л3.6 Л3.8 Л3.10 Л3.12 Э4 Э5	0	Устный опрос
5.2	Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения. Основной закон химической кинетики. Порядок и молекулярность реакции. Энергия активации. Кинетическое обоснование принципа Ле-Шателье-Брауна. Путь реакции. Катализ: гомогенный, гетерогенный. Автокатализ. /Лаб/	1	4	ОК-6 ОК-7	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.1 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.2 Л3.5 Л3.7 Л3.9 Л3.11 Л3.13 Л3.14 Э2 Э3	4	Отчет по лабораторной работе "Определение константы скорости реакции и энергии активации иодирования ацетона"
5.3	Ингибирование реакций. Ферментативный катализ. /Ср/	1	8	ОК-7 ОПК- 1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л1.5 Л1.6Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.2 Л3.4 Л3.6 Л3.8 Л3.10 Л3.12 Л3.14 Э2 Э4	0	Самостоятельная подготовка включает изучение разделов: Ингибирование реакций. Ферментативный катализ.
Раздел 6. Многокомпонентные системы							
6.1	Теория растворов. Механизм растворения газов, жидкостей, твердых веществ. Способы выражения концентраций. Коллигативные свойства растворов. /Лек/	1	4	ОК-6	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л1.5 Л1.6Л2.1 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.5 Л3.8 Л3.10 Л3.12 Л3.13 Э3 Э5	0	Устный опрос.
6.2	Приготовление растворов различных концентраций. /Лаб/	1	6	ОК-6 ОПК- 1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л1.5 Л1.6Л2.2 Л2.4 Л2.5Л3.2 Л3.6 Л3.11 Л3.12 Л3.14 Э2 Э3	4	Отчет по лабораторной работе "Приготовление растворов различных концентраций"

6.3	Растворы (твердые, жидкие, газообразные). Влияние условий на взаимную растворимость веществ. Роль сольватации. Особенности растворов высокомолекулярных веществ. Типы взаимодействия веществ - образование смесей, растворов, соединений. /Ср/	1	8	ОК-7	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л1.5 Л1.6Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.3 Л3.4 Л3.7 Л3.9 Л3.10 Л3.12 Л3.13 Л3.14 Э2 Э3	0	Самостоятельная работа включает изучение разделов: Растворы (твердые, жидкие, газообразные). Влияние условий на взаимную растворимость веществ. Роль сольватации. Особенности растворов высокомолекулярных веществ. Типы взаимодействия веществ - образование смесей, растворов, соединений.
6.4	Процесс электролитической диссоциации как взаимодействие веществ. Самоионизация. Закон действующих масс в растворах электролитов. Термодинамическая активность ионов. Термодинамическая и концентрационная константы	1	0	ОК-6	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.1 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.2 Л3.3 Л3.11 Л3.12	0	Устный опрос
6.5	Ионное произведение воды. рН. Гидролиз катионов (как диссоциация кислот - аквакомплексов) и анионов (оснований по Бренстеду). Необратимый гидролиз. Применение гидролиза. Буферные растворы, природные буферные системы. /Лаб/	1	4	ОК-6 ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л1.5 Л1.6Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4 Л2.5Л3.1 Л3.2 Л3.3 Л3.4 Л3.5 Л3.6 Л3.7 Л3.8 Л3.9 Л3.10 Л3.11 Л3.12 Л3.13 Л3.14 Э2 Э4	2	Отчет по лабораторной работе "Теория электролитической диссоциации, протолитическая теория. Буферные растворы"
6.6	Дифференцирующие и нивелирующие растворители. Автопротолиз. Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливные элементы. Электрохимическая коррозия. Окислительно-восстановительные реакции в митохондриях клеток. Электролиз. Напряжение разложения. Перенапряжение. Особенности электролиза концентрированных растворов. /Ср/	1	8	ОК-7	Л1.1 Л1.2 Л1.4Л2.1 Л2.4Л3.1 Л3.3 Л3.4 Л3.6 Л3.8 Л3.10 Л3.12 Л3.14 Э1 Э3 Э5	0	Самостоятельная работа включает изучение тем: Дифференцирующие и нивелирующие растворители. Автопротолиз. Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливные элементы. Электрохимическая коррозия. Окислительно-восстановительные реакции в митохондриях клеток. Электролиз. Напряжение разложения. Перенапряжение. Особенности электролиза концентрированных растворов.
Раздел 7. Дисперсные системы							

7.1	Классификация дисперсных систем: суспензии, эмульсии, дымы, туманы; коллоидные системы. Коллоидные растворы. Строение коллоидной частицы. Лиофильные и лиофобные коллоиды. /Лек/	1	2	ОК-6 ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л2.3 Л2.5 Л3.2 Л3.5 Л3.7 Л3.9 Л3.11 Л3.13 Л3.14	0	Устный опрос
7.2	Методы получения и разрушения коллоидов: пептизация, коагуляция, седиментация коллоидных растворов. Дисперсное состояние вещества. /Лаб/	1	4	ОК-6 ОК-7	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л1.5 Л1.6 Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4 Л2.5 Л3.1 Л3.3 Л3.4 Л3.6 Л3.8 Л3.10 Л3.12 Л3.14	2	Отчет по лабораторной работе «Дисперсное состояние вещества»
7.3	Роль коллоидных растворов в природе и технике. Особенности растворов высокомолекулярных соединений. Полимеры, олигомеры. /Ср/	1	8	ОК-7	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л1.5 Л1.6 Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4 Л2.5 Л3.2 Л3.5 Л3.7 Л3.9 Л3.11 Л3.13 Л3.14 Э1 Э2 Э3 Э4 Э5	0	Самостоятельная работа включает изучение тем: Роль коллоидных растворов в природе и технике. Особенности растворов высокомолекулярных соединений. Полимеры, олигомеры.
7.4	/Зачёт/	1	0	ОК-6 ОК-7 ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4 Л1.5 Л1.6 Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4 Л2.5 Л3.1 Л3.2 Л3.3 Л3.4 Л3.5 Л3.6 Л3.7 Л3.8 Л3.9 Л3.10 Л3.11 Л3.12 Л3.13 Л3.14	0	

5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

5.1. Контрольные вопросы и задания

Представлены в Приложении 1.

5.2. Темы письменных работ

Представлены в Приложении 1.

5.3. Фонд оценочных средств

Представлен в Приложении 1.

5.4. Перечень видов оценочных средств

1. Вопросы устного опроса;
2. Темы лабораторных работ;
3. Вопросы, выносимые на контрольную работу;
4. Вопросы для зачета;

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)				
6.1. Рекомендуемая литература				
6.1.1. Основная литература				
	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Колич-во
Л1.1	Вольхин В. В.	Общая химия: основной курс	СПб. [и др.]: Лань, 2008	25
Л1.2	Вольхин В. В.	Общая химия: избранные главы	СПб. [и др.]: Лань, 2008	15
Л1.3	Глинка Н. Л., Попков В. А., Бабков А. В.	Общая химия: учебник	М.: Юрайт, 2010	20
Л1.4	Коровин Н. В.	Общая химия: рекомендовано Министерством образования и науки Российской Федерации в качестве учебника для студентов высших учебных заведений, обучающихся по техническим направлениям	Москва: Высшая школа, 2007	5
Л1.5	Глинка Н. Л., Попков В. А., Бабков А. В., Нестерова О. В.	Практикум по общей химии: Учебное пособие	Москва: Издательство Юрайт, 2019, https://www.biblio-online.ru/book/praktikum-po-obschey-himii-425855	1
Л1.6	Попков В. А., Трофимова Л. И., Пузаков С. А., Бабков А. В.	Практикум по общей химии: Учебное пособие	Москва: Издательство Юрайт, 2019, https://www.biblio-online.ru/book/praktikum-po-obschey-himii-427005	1
6.1.2. Дополнительная литература				
	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Колич-во
Л2.1	Суворов А. В., Никольский А. Б.	Общая химия: Учеб. пособие для студ. ВУЗов	СПб.: Химия, 1995	2
Л2.2	Дунаев С.Ф.	Практикум по общей химии	Moscow: Издательство МГУ, 2005, http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5211049357.html	1
Л2.3	Суворов А.В., Никольский А.Б.	Общая химия: Рекомендована Министерством образования Российской Федерации в качестве учебника для студентов высших учебных заведений	Moscow: Химиздат, 2007, http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5938081297.html	2
Л2.4	Тихонов Г. П.	Общая химия. Часть I: Учебное пособие для самостоятельной подготовки студентов	Москва: Московская государственная академия водного транспорта, 2006, http://www.iprbookshop.ru/46291.html	1
Л2.5	Тихонов Г. П.	Общая химия. Часть II: Учебное пособие для самостоятельной подготовки студентов	Москва: Московская государственная академия водного транспорта, 2007, http://www.iprbookshop.ru/46292.html	1
6.1.3. Методические разработки				
	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Колич-во

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Колич-во
ЛЗ.1	Глинка Н. Л., Рабинович В. А., Рубина Х. М.	Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для студентов нехимических специальностей высших учебных заведений	М.: Интеграл-Пресс, 2003	18
ЛЗ.2	Крайник В. В., Денисова С. А., Прохоренко Л. Г., Журавлева Л. А.	Общая химия: учебно-методическое пособие	Сургут: ГБОУ ВПО "Сургутский государственный университет", 2013	15
ЛЗ.3	Апарнев А. И., Афонина Л. И.	Общая химия. Сборник заданий с примерами решений: Учебное пособие	Новосибирск: Новосибирский государственный технический университет, 2013, http://www.iprbookshop.ru/44673	1
ЛЗ.4	Вербицкая Н.И.	Общая химия: задачник	Оренбург: Оренбургский государственный университет, ЭБС АСВ, 2005, http://www.iprbookshop.ru/51603.html	1
ЛЗ.5	Диденко Т.А., Реутова О.А.	Общая химия: задачник	Омск: Омский государственный университет им. Ф.М. Достоевского, 2015, http://www.iprbookshop.ru/59627.html	1
ЛЗ.6	Голованова О.А.	Общая химия: учебное пособие	Омск: Омский государственный университет им. Ф.М. Достоевского, 2014, http://www.iprbookshop.ru/59628.html	1
ЛЗ.7	Чернов Е. Б., Журавлева Л. А., Виссер Е. Е.	Химия. Сборник задач: учебное пособие	Сургут: Издательский центр СурГУ, 2017	40
ЛЗ.8	Коровин Н. В.	Общая химия. Теория и задачи	Москва: Лань", 2014, http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723	1
ЛЗ.9	Коровин Н. В., Кулешов Н. В., Гончарук О. Н., Камышова В. К., Ланская И. И., Мясникова Н. В., Осина М. А., Удрис Е. Я., Яштулов Н. А.	Общая химия. Теория и задачи: учебное пособие	2018, https://e.lanbook.com/book/104946	1

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Колич-во
ЛЗ.10	Глинка Н. Л., Попков В. А., Бабков А. В.	Общая химия. Задачи и упражнения: Учебно-практическое пособие	Москва: Издательство Юрайт, 2019, https://www.biblio-online.ru/book/obsc_haya-himiya-zadachi-i-uprazhneniya-433858	1
ЛЗ.11	Лебедев Ю. А., Фадеев Г. Н., Голубев А. М., Шаповал В. Н., Степанов М. Б.	Химия. Задачник: Учебное пособие	Москва: Издательство Юрайт, 2019, https://www.biblio-online.ru/book/himiya-zadachnik-433055	1
ЛЗ.12	Тупикин Е. И.	Химия. В 2 ч. Часть 1. Общая и неорганическая химия: Учебник	Москва: Издательство Юрайт, 2019, https://www.biblio-online.ru/book/himiya-v-2-ch-chast-1-obshchaya-i-neorganicheskaya-himiya-437572	1
ЛЗ.13	Глинка Н. Л., Попков В. А., Бабков А. В.	Общая химия в 2 т. Том 2: Учебник	Москва: Издательство Юрайт, 2019, https://www.biblio-online.ru/book/obsc_haya-himiya-v-2-t-tom-2-434185	1
ЛЗ.14	Чернов Е. Б., Журавлева Л. А.	Химия: сборник задач	Сургут: Сургутский государственный университет, 2016, https://elib.surgu.ru/fulltext/umm/4285_Чернов_Е_Б_Журавлева_Л_А_Химия_Сборник_задач	2

6.2. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет"

Э1	Портал фундаментального химического образования России
Э2	ACS Publications
Э3	ScienceDirect Elsevier
Э4	Химический портал
Э5	Научная электронная библиотека

6.3.1 Перечень программного обеспечения

6.3.1.1	Программы, обеспечивающие доступ в сеть Интернет (например "Google chrom");
6.3.1.2	Программы для демонстрации и создания презентаций ("Microsoft Power Point")

6.3.2 Перечень информационных справочных систем

6.3.2.1	http://www.chem.msu.ru/
6.3.2.2	http://pubs.acs.org/
6.3.2.3	http://www.chemport.ru/
6.3.2.4	http://www.ebiblioteka.ru/
6.3.2.5	http://chemistry-chemists.com/Uchebniki.html

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

7.1	Аудитории для проведения лекций, лабораторных работ;
7.2	Доступ к сети Интернет и локальной сети СурГУ;
7.3	Мультимедийное оборудование (ноутбук, проектор, экран).

8. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА
Приложение к рабочей программе по дисциплине

Химия

Квалификация
выпускника

Бакалавр

Направление
подготовки

03.03.02

Физика

Направленность
(специализация)

Цифровые технологии в геофизике

Форма обучения

очная

Кафедра-
разработчик
Выпускающая
кафедра

Химии

Экспериментальной физики

Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

Этап: проведение текущего контроля успеваемости по дисциплине «Химия»

Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

Этап: проведения текущего контроля по дисциплине

Вопросы устного опроса

Раздел 1 Основные понятия и законы химии

1. Значение химических знаний в подготовке высококвалифицированных кадров по направлению 03.03.02 «Физика» направленности «Цифровые технологии в геофизике».
2. Химические знания – основа важнейших достижений молекулярной теории химических, физико-химических процессов.
3. Основные понятия химии: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество, химическая реакция. Химическая форма движения материи.
4. Место химии в ряду естественных наук. Химическая эволюция материи.
5. Возникновение химических элементов.
6. Образование веществ. Развитие химических систем.
7. Основные этапы и диалектика развития химии. Натурфилософия. Алхимия.
8. Становление химии как науки.
9. Эпоха количественных законов.
10. Классическая химия.
11. Современный этап развития химии.
12. Атомно-молекулярное учение в современной химии.
13. Стехиометрические законы. Стехиометрические и нестехиометрические соединения. Дальтонида и бертоллиды.
14. Строгость законов сохранения.

Раздел 2. Строение атома и периодический закон, периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

1. Атомно-молекулярное учение.
2. Уравнение Шредингера. Квантовые числа.
3. Строение электронной оболочки.
4. Основные принципы формирования электронной оболочки атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
5. Примеры электронного строения атомов элементов 2 периода.
6. Понятие об описании квантовых систем с помощью волновой функции.
7. Электронная плотность вероятности. Радиальная плотность вероятности.
8. Атомные орбитали. s-, p-, d-, f-АО.
9. Энергетические диаграммы атомов. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда.

10. Размер атомов и ионов. Орбитальный, кристаллохимический и ковалентный радиусы атома.
11. Ионизационный потенциал. Сродство к электрону. Электроотрицательность.
12. Периодический закон Д.И. Менделеева, его физическое обоснование.
13. Прогнозирование физических и химических свойств элементов в зависимости от положения в периодической системе и строения атома.
14. Особенность тяжелых элементов (ослабление и исчезновение периодичности). Современное значение периодического закона.

Раздел 3. Химическая связь

1. Химическая связь. Типы химической связи.
2. Характеристики химической связи: энергия, длина, полярность, валентный угол.
3. Дипольный момент молекулы. Полярные и неполярные молекулы
4. Магнитные свойства молекул и веществ.
5. Полярность связи и эффективный заряд на атоме. Молекула LiH как пример ионного соединения.
6. Перекрывание АО как условие образования связи. Типы перекрывания. Образование связывающих, антисвязывающих и несвязывающих молекулярных орбиталей (МО).
7. Эффективность (плотность) перекрывания в зависимости от симметрии, относительной энергии АО и расстояния между ядрами.
8. Метод молекулярных орбиталей в форме ЛКАО МО.
9. Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетеро-ядерных молекул, образованных элементами 1-го и 2-го периодов.
10. Электронодефицитные и электроноизбыточные связи. Кратность связи.
11. Принципы построения энергетических диаграмм простейших многоатомных молекул (CH₄, NH₃, H₂O).
12. Делокализованные (многоцентровые) π -связи (на примере анионов неорганических оксокислот).

Раздел 4. Основы химической термодинамики и термохимии

1. Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Внутренняя энергия.
2. Энтальпия вещества. Энтальпия химической реакции.
3. Закон Гесса. Энтальпия образования вещества.
4. Стандартное состояние вещества. Энтальпия химической связи.
5. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса).
6. Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытых системах.
7. Понятие об энтропии. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности.
8. Изменение энтропии мира как критерий самопроизвольности процессов.
9. Термодинамическая активность.
10. Термодинамическое равновесие – неустойчивое, метастабильное, стабильное.
11. Константа равновесия химической реакции, ее связь со стандартной свободной энергией реакции.
12. Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах. Условия равновесного сосуществования фаз.
13. Обратимые и необратимые химические реакции.

14. Установление химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье–Брауна. Константа химического равновесия.
15. Уравнение изотермы и изобары химической реакции.
16. Прогнозирование смещения химического равновесия.

Раздел 5. Основы химической кинетики

1. Основы химической кинетики.
2. Основные понятия и концепции: скорость, константа скорости, молекулярность, порядок реакции первого, второго, нулевого порядков.
3. Понятие о сложных механизмах.
4. Выражения для констант скоростей реакции первого и второго порядка, время полупревращения.
5. Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения.
6. Обратимые химические реакции.
7. Закон действующих масс (ЗДМ) для химического равновесия.
8. Вывод выражения константы химического равновесия.
9. Зависимость константы химического равновесия от температуры (уравнения Гиббса-Гельмгольца и Вант-Гоффа).
10. Порядок и молекулярность реакции.
11. Экспериментальное определение порядка реакции.
12. Факторы, определяющие скорость реакции.
13. Теория активных соударений и переходного состояния для описания кинетики.
14. Энергия активации, уравнение Аррениуса. Энтропия активации.
15. Сущность понятия "энергия активации", ее изменение по ходу сложных реакций (например, S_E в бензоле).
16. Кинетическое обоснование принципа Ле-Шателье–Брауна.
17. Путь реакции.
18. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ.
19. Ингибирование реакции.
20. Ферментативный катализ.

Раздел 6. Многокомпонентные системы

1. Компонент. Фаза. Способы выражения состава многокомпонентных систем (концентрации компонентов).
2. Растворы (твердые, жидкие, газообразные). Влияние условий на взаимную растворимость веществ. Роль сольватации. Особенности растворов высокомолекулярных веществ.
3. Типы взаимодействия веществ - образование смесей, растворов, соединений.
4. Общие свойства растворов. Механизм растворения.
5. Способы выражения концентраций.
6. Коллигативные свойства растворов.
7. Законы Вант-Гоффа, Рауля и следствие закона Рауля.
8. Осмос. Расчеты осмотического давления. Роль осмоса в биологии.
9. Криоскопия и эбуллиоскопия.
10. Специфика растворов электролитов. Основные понятия и законы.
11. Равновесные процессы в химии. Факторы, влияющие на смещение равновесия.
12. Закон действующих масс для химического равновесия.

13. Кисотно-основное равновесие. Ионное произведение воды. рН водных растворов.
14. Процесс электролитической диссоциации как взаимодействие веществ.
15. Самоионизация.
16. Закон действующих масс в растворах электролитов.
17. Термодинамическая активность ионов.
18. Термодинамическая и концентрационная константы равновесия (в том числе диссоциации).
19. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.
20. Протолитические равновесия.
21. Кислоты, основания, амфолиты по Брэнстеду.
22. Вода как растворитель.
23. Дифференцирующие и нивелирующие растворители.
24. Автопротолиз.
25. Ионное произведение воды. рН.
26. Гидролиз катионов (как диссоциация кислот - аквакомплексов) и анионов (оснований по Бренстеду).
27. Необратимый гидролиз. Применение гидролиза.
28. Буферные растворы, природные буферные системы.
29. Кислоты и основания по Льюису.
30. Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости (устойчивости). Двойные соли.
31. Равновесие осадок–раствор. ПР произведение растворимости.
32. Окислительно-восстановительные процессы.
33. Электродный потенциал. Водородный электрод. Уравнение Нернста.
34. Окислительно-восстановительный потенциал.
35. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции. Ряд напряжений.
36. Гальванические элементы и аккумуляторы.
37. Топливные элементы.
38. Электрохимическая коррозия.
39. Окислительно-восстановительные реакции в митохондриях клеток.
40. Электролиз.
41. Напряжение разложения.
42. Перенапряжение.
43. Особенности электролиза концентрированных растворов.

Раздел 7. Дисперсные системы

1. Классификация дисперсных систем: суспензии, эмульсии, дымы, туманы; коллоидные системы.
2. Коллоидные растворы.
3. Строение коллоидной частицы.
4. Лиофильные и лиофобные коллоиды.
5. Методы получения и разрушения коллоидов: пептизация, коагуляция, седиментация коллоидных растворов.
6. Роль коллоидных растворов в природе и технике.
7. Особенности растворов высокомолекулярных соединений.
8. Полимеры, олигомеры.

Темы лабораторных работ:

Классы неорганических соединений

1. Общая химия: учебно-методическое пособие / Крайник В. В., Денисова С. А., Прохоренко Л. Г., Журавлева Л. А. // Сургут: ГБОУ ВПО "Сургутский государственный университет", 2013;
2. Общая химия: рекомендовано Министерством образования и науки Российской Федерации в качестве учебника для студентов высших учебных заведений, обучающихся по техническим направлениям / Коровин Н. В. // Москва: Высшая школа, 2007;

Строение соединений

1. Общая химия: учебно-методическое пособие / Крайник В. В., Денисова С. А., Прохоренко Л. Г., Журавлева Л. А. // Сургут: ГБОУ ВПО "Сургутский государственный университет", 2013;
2. Дунаев С.Ф. Практикум по общей химии // Москва: изд-во МГУ, 2005;
3. Глинка Н.Л. Практикум по общей химии: Учебное пособие / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков, О.В. Нестерова // М.: Юрайт, 2019;
4. Попков В.А. Практикум по общей химии: Учебное пособие / В.А. Попков, Трофимова Л.И., Пузаков С.А., А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;
5. Глинка Н.Л. Общая химия. Задачи и упражнения / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;

Определение теплоты образования индивидуального вещества

1. Общая химия: учебно-методическое пособие / Крайник В. В., Денисова С. А., Прохоренко Л. Г., Журавлева Л. А. // Сургут: ГБОУ ВПО "Сургутский государственный университет", 2013;
2. Дунаев С.Ф. Практикум по общей химии // Москва: изд-во МГУ, 2005;
3. Глинка Н.Л. Практикум по общей химии: Учебное пособие / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков, О.В. Нестерова // М.: Юрайт, 2019;
4. Попков В.А. Практикум по общей химии: Учебное пособие / В.А. Попков, Трофимова Л.И., Пузаков С.А., А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;
5. Глинка Н.Л. Общая химия. Задачи и упражнения / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;

Определение энергии активации и константы скорости реакции иодирования ацетона

1. Общая химия: учебно-методическое пособие / Крайник В. В., Денисова С. А., Прохоренко Л. Г., Журавлева Л. А. // Сургут: ГБОУ ВПО "Сургутский государственный университет", 2013;
2. Дунаев С.Ф. Практикум по общей химии // Москва: изд-во МГУ, 2005;
3. Глинка Н.Л. Практикум по общей химии: Учебное пособие / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков, О.В. Нестерова // М.: Юрайт, 2019;
4. Попков В.А. Практикум по общей химии: Учебное пособие / В.А. Попков, Трофимова Л.И., Пузаков С.А., А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;
5. Глинка Н.Л. Общая химия. Задачи и упражнения / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;

Приготовление растворов различных концентраций

1. Общая химия: учебно-методическое пособие / Крайник В. В., Денисова С. А., Прохоренко Л. Г., Журавлева Л. А. // Сургут: ГБОУ ВПО "Сургутский государственный университет", 2013;
2. Дунаев С.Ф. Практикум по общей химии // Москва: изд-во МГУ, 2005;

3. Глинка Н.Л. Практикум по общей химии: Учебное пособие / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков, О.В. Нестерова // М.: Юрайт, 2019;
4. Попков В.А. Практикум по общей химии: Учебное пособие / В.А. Попков, Трофимова Л.И., Пузаков С.А., А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;
5. Глинка Н.Л. Общая химия. Задачи и упражнения / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;

Гидролиз катионов (как диссоциация кислот - аквакомплексов) и анионов (оснований по Бренстеду)

1. Общая химия: учебно-методическое пособие / Крайник В. В., Денисова С. А., Прохоренко Л. Г., Журавлева Л. А. // Сургут: ГБОУ ВПО "Сургутский государственный университет", 2013;
2. Дунаев С.Ф. Практикум по общей химии // Москва: изд-во МГУ, 2005;
3. Глинка Н.Л. Практикум по общей химии: Учебное пособие / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков, О.В. Нестерова // М.: Юрайт, 2019;
4. Попков В.А. Практикум по общей химии: Учебное пособие / В.А. Попков, Трофимова Л.И., Пузаков С.А., А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;
5. Глинка Н.Л. Общая химия. Задачи и упражнения / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;

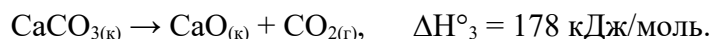
Методы получения и разрушения коллоидов: пептизация, коагуляция, седиментация коллоидных растворов. Дисперсное состояние вещества

1. Общая химия: учебно-методическое пособие / Крайник В. В., Денисова С. А., Прохоренко Л. Г., Журавлева Л. А. // Сургут: ГБОУ ВПО "Сургутский государственный университет", 2013;
2. Дунаев С.Ф. Практикум по общей химии // Москва: изд-во МГУ, 2005;
3. Глинка Н.Л. Практикум по общей химии: Учебное пособие / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков, О.В. Нестерова // М.: Юрайт, 2019;
4. Попков В.А. Практикум по общей химии: Учебное пособие / В.А. Попков, Трофимова Л.И., Пузаков С.А., А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;
5. Глинка Н.Л. Общая химия. Задачи и упражнения / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков // М.: Юрайт, 2019;

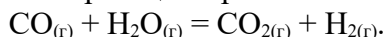
ЗАДАНИЯ ДЛЯ ПРОВЕРКИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Определить молярные массы: оксида фосфора (V), азотистой кислоты, гидроксида железа (III), сульфата натрия.
2. Масса 2,24 л газа (н.у.) равна 2,8 г. Чему равна молекулярная масса газа? Какой это газ?
3. Алюминий массой 10,8 г сплавил с серой массой 2,4 г. Вычислите количество вещества сульфида алюминия, который образуется в результате реакции.
4. Написать формулы оксидов азота (I, II, III, IV, V) и хрома (II, III, VI).
5. При соединении 1,50 г натрия с избытком хлора образовалось 3,81 г хлорида натрия. Найти молярную массу эквивалента натрия, если известно, что молярная масса эквивалента хлора равна 35,45 г/моль.
6. На разложение некоторого количества оксида меди (II) было затрачено 12,8 кДж теплоты. При этом образовалось 5,0 г меди. Определить энтальпию образования оксида меди.
7. Вычислить энтальпию образования карбоната кальция, исходя из следующих данных:





8. Вычислить, возможно ли протекание реакции при 711°C:



9. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции в системе:

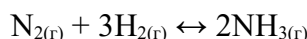


а) в 5 раз увеличить концентрацию CaO?

б) уменьшить давление в 2 раза?

10. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 до 300 К скорость её увеличилась в 2 раза?

11. После достижения равновесия в системе:



равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции, составили (моль/л):

$[\text{N}_2]_p = 1$; $[\text{H}_2]_p = 6$; $[\text{NH}_3]_p = 2$. Определить константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

12. Сколько литров CO_2 (н.у.) выделится при действии избытка HCl на 500 мл 2 н. раствора Na_2CO_3 ?

13. Определить массовую долю $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ в растворе, полученном смешиванием 300 г 10% и 500 г 2% растворов $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

14. Раствор 9,2 г йода в 100 г метанола закипает при 65°C, а чистый метанол кипит при 64,7°C ($E_{\text{метанола}} = 0,84$). Из скольких атомов состоит молекула йода в растворе метанола?

15. При какой концентрации уксусная кислота диссоциирована на 12%? $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,9 \cdot 10^{-5}$.

16. Найти молярную концентрацию ионов H^+ в растворе, если концентрация гидроксил-ионов $[\text{OH}^-]$ в нем составляет $7,4 \cdot 10^{-11}$, определить pH. Указать среду.

17. Написать в ионно-молекулярной форме реакции взаимодействия:

а) сульфида калия и нитрата цинка;

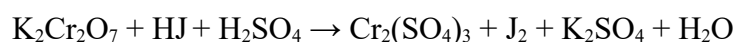
б) сульфата меди и гидроксида натрия.

18. Для каких солей гидролиз протекает ступенчато? Привести примеры солей, гидролиз которых проходит в две, в три ступени, написать уравнения реакций их гидролиза.

19. Для реакции выполнить следующие задания:

а) определить тип ОВР;

б) методом электронного (или ионно-электронного) баланса подобрать коэффициенты в уравнении реакции, указав окислитель и восстановитель.



20. Вычислить потенциал серебряного электрода в растворе, содержащем ионы серебра с концентрацией $6 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

21. Рассчитайте ЭДС элемента, составленного из цинковой и висмутовой пластинок, погруженных соответственно в 0,1 М раствор нитрат цинка и 2 М раствор нитрата висмута. Напишите уравнение электродных процессов, протекающих при работе элемента.

22. Вычислите объем хлора, выделенного при электролизе хлорида натрия током силой 10 А в течение 0,5 ч. Запишите схему процесса электролиза водного раствора хлорида натрия.

Вопросы к зачету по Химии:

1. Значение химических знаний в подготовке специалиста-бакалавра. Химические знания – основа важнейших достижений молекулярной теории химических, физико-химических процессов.
2. Классификация, основы номенклатуры неорганических соединений. Важнейшие представители. Их номенклатура.
3. Развитие представлений о строении атома. Модели атома Резерфорда, Бора. Волновая природа электрона. Уравнение де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции: s-, p-, d- и f-орбитали. Электронная теория атомов и молекул. Атомные орбитали, их энергии и граничные поверхности. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип Паули. Правила Хунда. Понятия: орбитальный радиус и энергия ионизации атома, сродство к электрону и электроотрицательность. Электронная структура атомов в зависимости от положения в периодической системе Д.И. Менделеева (П.С.). Структура s-, p-, d-элементов. Прогнозирование их свойств на основе положения в периодической системе элементов. Квантование энергии электронов. Характеристика групп и периодов ПС. Особенности электронной конфигурации переходных металлов.
4. Современная формулировка Периодического закона. Структура периодической системы и ее связь с электронной структурой атомов, закон Мозли. Периодичность в изменении электронной конфигурации атомов. Периоды и группы. Коротко- и длиннопериодный варианты периодической таблицы. Периодичность в изменении величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов. Положение химического элемента в периодической системе как его главная характеристика. Периодичность в изменении свойств простых веществ и основных химических соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды). Вертикальные, горизонтальные и диагональные аналогии в периодической системе.
5. Основы теории молекулярных орбиталей и теории направленных валентностей (гибридизации). Природа ковалентных связей в молекулах элементов I и II периодов ПС. Электронная теория строения молекул.
6. Основы химической термодинамики и термохимии. Основные понятия термодинамики. Внутренняя энергия. Работа и теплота – две формы передачи энергии. Типы термодинамических систем и процессов. Термохимия. Закон Гесса, его следствия, примеры расчетов.
7. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия. Термохимические процессы. Применение первого начала термодинамики к биосистемам. Второе начало термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса. Химический потенциал. Прогнозирование направления самопроизвольного протекания процессов в изолированной и закрытой системах. Стандартные энтропия и энергия Гиббса.
8. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы и изобары химической реакции. Прогнозирование смещения химического равновесия.
9. Термодинамические условия равновесия. Роль энтропийного и энтальпийного факторов. Стандартная энергия Гиббса образования, стандартная энергия Гиббса биологического окисления. Третье начало термодинамики. Применимость законов термодинамики к живым системам.
10. Химическая кинетика. Основы химической кинетики. Основные понятия и концепции: скорость, константа скорости, молекулярность, порядок реакции первого, второго, нулевого порядков. Понятие о сложных механизмах. Выражения для констант скоростей реакции первого и второго порядка, время полупревращения. Сущность понятия "энергия активации", ее изменение по ходу сложных реакций (например, S_E в бензоле). Уравнение Аррениуса.

11. Обратимые химические реакции. Закон действующих масс (ЗДМ) для химического равновесия. Вывод выражения константы химического равновесия. Зависимость константы химического равновесия от температуры (уравнения Гиббса-Гельмгольца и Вант-Гоффа).
12. Теория активных соударений и переходного состояния для описания кинетики. Энергия активации, уравнение Аррениуса. Энтропия активации.
13. Основы химического катализа. Механизм гетерогенного и гомогенного кислотно-основного катализа. Примеры каталитических реакций и схемы их механизмов. Механизм реакций A_N альдегидов в условиях гомогенного кислотного катализа, механизм гидрирования этилена и ацетиленов в условиях гетерогенного катализа.
14. Кинетика ферментативных реакций. Основы ферментативной кинетики. Механизм ферментативного катализа. Уравнение Михаэлиса-Ментен, его вывод. Ингибирование ферментативных реакций. Уравнение Лайнуивера-Берка. Графический метод расчета параметров ферментативной кинетики.
15. Вода. Роль воды и растворов в жизнедеятельности человека. Физико-химические свойства воды, обуславливающие ее уникальную роль как единственного растворителя. Ионное произведение воды, рН растворов. Понятие об идеальных растворах.
16. Основы теории растворов. Растворимость химических соединений, ее изменение при изменении температуры. Механизм диффузии. Природа взаимодействия растворителя и растворенных веществ. Водные растворы электролитов. Степень диссоциации, изотонический коэффициент, закон разбавления Оствальда. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, моляльность, нормальность. Перерасчет массовой доли и молярной концентрации. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри. Влияние электролитов на растворимость газов (закон И.М. Сеченова). Растворимость газов в крови. Механизм декомпрессионной, или кессонной болезни.
17. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов и неэлектролитов. Закон Рауля и его следствия. Понижение температуры замерзания раствора, повышение температуры кипения раствора. Осмос, осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Криоскопия.
18. Основы теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа ионизации слабого электролита. Закон разведения Оствальда. Общие положения теории Дебая-Хюккеля. Ионная сила растворов.
19. Протолитические равновесия в растворах. Константы, экспоненты констант кислотности и основности. Диссоциация аминокислот, K_k и pK_k . Изoeлектрическая точка. Изменение кислотности в ряду аминокислот по сравнению с соответствующими карбоновыми кислотами и аминами.
20. Кислотно-основные свойства химических соединений. Диссоциация кислот и сопряженных кислот, электронная природа кислотности и основности химических соединений, константы и экспоненты кислотности, их зависимость от строения молекул.
21. Механизм действия буферных систем. Расчет рН буферных растворов. Буферные системы крови и их емкость: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, протеиновая. Роль реакции гидролиза в биохимических процессах.
22. Электролиты. Осмотические свойства растворов электролитов. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Изотонический коэффициент его связь со степенью диссоциации. Роль осмоса в биологических системах. Плазмолиз и цитолиз.
23. Окислительно-восстановительные процессы в растворах. Важнейшие окислители и восстановители. Ионно-молекулярные уравнения окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в Периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции и их направление. Ряд напряжений. Стандартное изменение энергии Гиббса и Гельмгольца окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы

(электродные потенциалы). Определение направления протекания окислитель-новосстановительных реакций по разности окислительно-восстановительных потенциалов. Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.

24. Основные типы химических равновесий. Протолитические равновесия и процессы. Константы, экспоненты кислотности и основности. Диссоциация аминокислот, K_a и pK_a . Изoeлектрическая точка. Изменение кислотности в ряду карбоновых кислот и аминов, ее зависимости от влияния донорных и акцепторных заместителей.

25. Классификация дисперсных систем. Суспензии и эмульсии. Коллоидные растворы. Устойчивость коллоидных растворов. Строение коллоидной частицы и мицеллы. Лиофильные и лиофобные коллоиды. Золи и гели. Пептизация, коагуляция, седиментация коллоидов. Порог коагуляции и его определение. Правило Шульце - Гарди. Взаимная коагуляция. Современные теории коагуляции. Электрокинетические свойства: электрофорез, электроосмос, потенциал течения и потенциалы седиментации. Строение двойного электрического слоя. Электрокинетический потенциал и его зависимость от различных факторов.

Этап: проведение промежуточной аттестации по дисциплине «Химия» (зачет)

Проведение промежуточной аттестации происходит в виде зачета. Задание на зачете содержит теоретический вопрос и практическую задачу.

Практическая часть: наличие всех отчетов о выполнении лабораторных работ.

Задание для показателя оценивания дескриптора «Знает» Сформулируйте развернутый ответ на теоретический вопрос из билета	Вид задания - теоретический
Задание для показателя оценивания дескриптора «Умеет» Решите задачу из билета из представленного перечня типов задач	Вид задания - практический
Задание для показателя оценивания дескриптора «Владеет» Защита отчета одного из лабораторных заданий	Вид задания - практический

Методические материалы, определяющие процедуры оценивания результатов обучения, характеризующих этапы формирования компетенций, описание шкал оценивания

Этап: Проведение текущего контроля успеваемости

Схема оценивания правильности выполнения задания для проверки самостоятельной работы (предлагается задача).

Тип задания	Проверяемые компетенции	Критерии оценки	Оценка
Индивидуальная работа	ОК-7 ОПК-1	Оба задания работы выполнены в целом верно, но решение одного из заданий может содержать незначительные технические ошибки.	Аттестован
		Не выполнено хотя бы одно из двух заданий работы.	Не аттестован

Этап: проведение промежуточной аттестации по дисциплине Химия

В билете на зачете содержится:

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются по двухбалльной шкале с оценками:

- «зачтено»;
- «не зачетно»

Задания на зачете	Проверяемые компетенции	Оценка
Теоретический вопрос	ОК-7 ОПК-1	Зачтено
		Не зачтено
Практическое задание № 1 (решение задачи)	ОК-7 ОПК-1	Зачтено
		Не зачтено
Практическое задание № 2 (защита отчета лабораторной работы)	ОК-7 ОПК-1	Зачтено
		Не зачтено
Общая оценка	ОК-7 ОПК-1	Зачтено
		Не зачтено