Подписано электронной подписью:
Вержицкий Данил Григорьевич
Должность: Директор КГПИ КемГУ
Дата и время: 2023-04-23 00:00:00
471086fad29a3b30e244c728abe3661ab35c9d502104cf0e75e03a5b6fdf6436

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Кемеровский государственный университет»
Новокузнецкий институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного учреждения
высшего образования
«Кемеровский государственный университет»

ФАКУЛЬТЕТ ФИЗИЧЕСКОЙ КУЛЬТУРЫ, ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ И ПРИРОДОПОЛЬЗОВАНИЯ

«УТВЕРЖДАЮ»
Декан ФФКЕП
В.А. Рябов
«08» апреля 2020 г.

Рабочая программа дисциплины

Б1.О.11.02 Общая и неорганическая химия

Направление подготовки (специальность)
45.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)»

Направленность (профиль) подготовки
«Биология и Химия»

Бакалавриат

Квалификация выпускника
Бакалавр

Форма обучения
Очная

Год набора 2020

Новокузнецк 2020

Лист внесения изменений в РПД

РПД Б1.О.11.02 Общая и неорганическая химия

Сведения об утверждении:
Утверждена Учёным советом факультета
(протокол Учёного совета факультета № 6а от 12.03.2020)
на 2020 год набора
Одобрена на заседании методической комиссии
(протокол методической комиссии факультета № 5 от 27.02.2020)
Одобрена на заседании кафедры ЕД
(протокол № 6 от 20.02.2020) _Н.Н. Михайлова _____
(подпись)

Оглавление

1.Цель дисциплины. 4

Формируемые компетенции 4

Индикаторы достижения компетенций 4

Знания, умения, навыки (ЗУВ) по дисциплине 5

2 Объём и трудоёмкость дисциплины по видам учебных занятий. Формы промежуточной аттестации. 5

3. Учебно-тематический план и содержание дисциплины. 6

3.1 Учебно-тематический план 6

3.2. Содержание занятий по видам учебной работы 7

4 Порядок оценивания успеваемости и сформированности компетенций обучающегося в текущей и промежуточной аттестации. 11

5 Материально-техническое, программное и учебно-методическое обеспечение дисциплины 12

5.2 Материально-техническое и программное обеспечение дисциплины. 12

5.3. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы. 13

6 Иные сведения и (или) материалы. 13

6.1.Примерные темы письменных учебных работ 13

6.2. Примерные вопросы и задания / задачи для промежуточной аттестации 19

1.Цель дисциплины.

В результате освоения данной дисциплины у обучающегося должны быть сформированы компетенции основной профессиональной образовательной программы бакалавриата:

ОПК-8

Формируемые компетенции

Таблица 1 - Формируемые дисциплиной компетенции

Наименование вида компетенции *(универсальная, общепрофессиональная, профессиональная)*	Наименование категории (группы) компетенций	Код и название компетенции
общепрофессиональная	Научные основы педагогической деятельности	ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний

Индикаторы достижения компетенций

Таблица 2 – Индикаторы достижения компетенций, формируемые дисциплиной

Код и название компетенции	Индикаторы достижения компетенции по ОПОП	Дисциплины и практики, формирующие компетенцию ОПОП
ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний.	ОПК-8.1 Применяет специальные научные знания предметной области в педагогической деятельности по профилю подготовки. ОПК-8.2 Владеет методами научного исследования в предметной области	Б1.О.10.01 Цитология с основами гистологии и эмбриологии. Б1.О.10.02 Зоология. Б1.О.10.03 Ботаника с основами микробиологии и физиологии растений. Б1.О.10.04 Анатомия человека. Б1.О.10.05 Общая экология Б1.О.10.06 Физиология человека и животных Б1.О.10.07 Биохимия Б1.О.10.08 Молекулярная биология и генетика Б1.О.10.09 Теория эволюции Б1.О.11.01 Основы стехиометрии и химического эксперимента **Б1.О.11.02 Общая и неорганическая химия** Б1.О.11.03 Органическая химия и основы супрамолекулярной химии Б1.О.11.04 Физическая и коллоидная химия Б1.О.11.05 Аналитическая химия Б1.О.11.06 Основы минералогии и кристаллохимии Б1.О.11.07 Прикладная химия и органический синтез Б1.О.11.08 Химия высокомолекулярных соединений Б2.О.01(У) Учебная практика. Ознакомительная практика Б2.О.02(У) Учебная практика. Технологическая практика Б2.О.03(У) Учебная практика. Проектно-технологическая практика Б2.О.04(П) Производственная практика. Педагогическая практика

Код и название компетенции	Индикаторы достижения компетенции по ОПОП	Дисциплины и практики, формирующие компетенцию ОПОП
		ФТД.02 Физиология живых систем

Знания, умения, навыки (ЗУВ) по дисциплине

Таблица 3 – Знания, умения, навыки, формируемые дисциплиной

Код и название компетенции	Индикаторы достижения компетенции, закрепленные за дисциплиной	Знания, умения, навыки (ЗУВ), формируемые дисциплиной
ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний.	ОПК-8.1 Применяет специальные научные знания предметной области в педагогической деятельности по профилю подготовки. ОПК-8.2 Владеет методами научного исследования в предметной области	**Знать**: - Научное содержание и современное состояние предметной области «Химия», лежащее в основе содержания преподаваемого учебного предмета. - Методы проведения научного исследования в предметной области «Химия». **Уметь**: - Использовать научные знания предметной области «Химия » в педагогической деятельности по профилю подготовки. - Применять научные знания предметных областей при разработке образовательных программ, рабочих программ учебных предметов, курсов внеурочной деятельности. - Решать научно-исследовательские задачи педагогической деятельности по профилю подготовки на основе специальных научных знаний. **Владеть:** - Способами получения информации о современном состоянии научных исследований в предметной области «Химия». - Способами применения результатов современных научных исследований предметной области «Химия» в педагогической деятельности по профилю подготовки. - Способами обоснования и представления результатов научного исследования по профилю подготовки.

2 Объём и трудоёмкость дисциплины по видам учебных занятий. Формы промежуточной аттестации.

Таблица 4 – Объем и трудоемкость дисциплины по видам учебных занятий

Общая трудоемкость и виды учебной работы по дисциплине, проводимые в разных формах	Объём часов по формам обучения
	ОФО
1 Общая трудоемкость дисциплины	288
2 Контактная работа обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) (всего)	84

Аудиторная работа (всего):	84
в том числе:	
лекции	32
практические занятия, семинары	-
практикумы	-
лабораторные работы	52
в интерактивной форме	
в электронной форме	
Внеаудиторная работа (всего):	
в том числе, индивидуальная работа обучающихся с преподавателем	
подготовка курсовой работы /контактная работа	
групповая, индивидуальная консультация и иные виды учебной деятельности, предусматривающие групповую или индивидуальную работу обучающихся с преподавателем)	
творческая работа (эссе)	
3 Самостоятельная работа обучающихся (всего)	132
4 Промежуточная аттестация обучающегося	Экзамен – 1 курс 2 семестр 36ч Экзамен – 2 курс 3 семестр 36ч

3. Учебно-тематический план и содержание дисциплины.

3.1 Учебно-тематический план

Таблица 5 - Учебно-тематический план очной формы обучения

№ п/п	Раздел дисциплины	Общая трудоёмкость *(часах)*	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость (в часах)			Формы текущего контроля успеваемости
			аудиторные учебные занятия		самостоятельная работа обучающихся	
		всего	лекции	семинары, практические занятия		
2 семестр						
1.	Основные понятия и законы химии	20	2	8	10	Контрольная работа
2.	Строение вещества. Основные классы неорганических соединений	60	10	10	40	Опрос, отчёт о выполнении практической работы
3.	Химический процесс.	28	4	8	16	Контрольная работа
	Экзамен	36				
	Итого 2 семестр	**144**	**16**	**26**	**66**	
3 семестр						
4.	Растворы	39	4	8	26	Контрольная работа
5.	Химия элементов	70	12	18	40	Индивидуальное задание
	Экзамен	36				
	Итого 3 семестр	**144**	**16**	**26**	**66**	
	Всего:	**288**	**32**	**52**	**132**	

3.2. Содержание занятий по видам учебной работы

Таблица 6 – Содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
	2 семестр	
1	**Раздел 1.**Основные понятия и законы химии	
Содержание лекционного курса		
1.1.	Основные понятия и законы химии	Основные понятия и теоретические представления в химии: химические элементы, простые и сложные вещества, типы химических реакций, стехиометрия, эквивалент, атомная и молярная масса, моль. Вещества в идеальном газовом состоянии. Основные законы химии
Темы лабораторных занятий		
1.2	Техника безопасности при работе в кабинете химии	Знакомство с кабинетом. Порядок работы в лаборатории, общие положения, основные правила, требования к технике безопасности, химическая посуда и обращение с нею.
1.3	Техника лабораторных работ	Ознакомление с некоторыми операциями лабораторной химической практики и измерительными приборами: весы и взвешивание, фильтрование, нагревание, общие приемы работы с газами.
1.4	Методы очистки веществ	Очистка поваренной соли фильтрованием и выпариванием, возгонка иода, перегонка хлороформа.
1.5	Определение молярной массы диоксида углерода.	Определение относительной молекулярной массы углекислого газа путем вытеснения воздуха.
1.6	Эквивалент и молярная масса эквивалентов	Определение молярной массы эквивалента цинка методом вытеснения
	Раздел 2. Строение вещества. Основные классы неорганических соединений	
Содержание лекционного курса		
2.1	Современные представления о строении атома.	Доказательства сложности строения атома, планетарная модель строения атома, атомные спектры и квантовый характер энергетических изменений, постулаты Бора, корпускулярно-волновые свойства микрочастиц, электронные орбитали, квантовые числа, принципы заполнения электронных орбиталей.
2.2	Электронные конфигурации атомов и ионов. Периодический закон	Электронные конфигурации атомов и ионов. Основное и возбужденное состояние атома Периодический закон. Закономерности периодических изменений радиусов и химических свойств элементов в периодической системе.
2.3	Теория химического строения. Ковалентная связь.	Теория химического строения. Электроотрицательность. Валентность. Типы химической связи. Основные характеристики химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Метод МО ЛКАО.
2.4	Ионная, металлическая и водородная связь.	Ионная связь. Поляризация ионов Металлическая связь. Водородная связь. Вещества молекулярного и немолекулярного строения.
2.5	Химические реакции. Основные классы неорганических веществ.	Многообразие неорганических веществ. Классификация неорганических соединений. Классификация химических реакций. Взаимосвязь основных классов неорганических соединений

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
2.6	Координационные соединения	Координационные соединения. Основные положения координационной теории, природа химической связи, номенклатура, равновесия в системах, содержащих комплексные ионы, роль в биологии.
Темы лабораторных занятий		
2.7	Современные представления о строении атома. Электронная структура атомов и одноатомных ионов металлов и неметаллов	Современные представления о строении атома. Электронная структура атомов и одноатомных ионов металлов и неметаллов.
2.8	Периодический закон. Закономерности периодических изменений радиусов и химических свойств элементов в периодической системе.	Периодический закон. Закономерности периодических изменений радиусов и химических свойств элементов в периодической системе.
2.9	Типы химических связей	Типы химической связи. Основные характеристики химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Метод МО ЛКАО. Кристаллические решетки и агрегатное состояние вещества.
2.10	Типы химических реакций	Разложение основного карбоната меди, замещение меди в растворе сульфата меди, соединение цинка с медью, реакция нейтрализации, экзотермические реакции.
2.11	Классы неорганических соединений. Химические свойства оснований и солей	Классы неорганических соединений. Изучение свойств кислот. Химические свойства оснований и солей
2.12	Комплексные соединения	Комплексные соединения. Изучение реакций комплексообразования с неорганическими лигандами.
	Раздел 3.Химический процесс.	
Содержание лекционного курса		
3.1	Энергетика химических процессов	Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчеты. Энтропия и её изменение при химических реакциях. Энергия Гиббса и направленность химических процессов.
3.2	Скорость химических реакций и химическое равновесие.	Скорость химических реакций и химическое равновесие. Определение; факторы, от которых зависит скорость химических реакций, катализ, химическое равновесие и его смещение.
Темы лабораторных занятий		
3.3	Тепловые эффекты химических реакций	Измерение тепловых эффектов химических реакций
3.4	Скорость химических реакций Исследование смещения химического равновесия	Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, от температуры. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.
3 семестр		
	Раздел. Раствор**ы**	
Содержание лекционного курса		
4.1	Растворы. Теория элек-	Растворы. Растворимость веществ воде. Способы выражения

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
	тролитической диссоциации	состава растворов. Теория электролитической диссоциации, константа и степень диссоциации, сильные и слабые электролиты.
4.2	Ионное произведение воды. Гидролиз.	Ионное произведение воды. Водородный показатель, pH. Буферные системы в живых организмах. Гидролиз, степень и константа гидролиза.
4.3	Окислительно-восстановительные равновесия и процессы.	Классификация окислительно-восстановительных реакций. Составление окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и методом полуреакций.
4.4	Электрохимические процессы. Электролиз. Коррозия металлов.	Электродный потенциал, уравнение Нернста, гальванический элемент, окислительно-восстановительный потенциал и направление протекания ОВР, электролиз солей с растворимым и нерастворимым анодом, законы Фарадея. Коррозия металлов.
Темы лабораторных занятий		
4.5	Приготовление растворов заданной концентрации	Приготовление растворов заданной концентрации из твердого вещества и воды, из концентрированной кислоты и воды.
4.6	Электролитическая диссоциация Водородный показатель среды pH Гидролиз солей	Определение реакции среды растворов солей при гидролизе, исследование продуктов гидролиза, влияние температуры и разбавления раствора на степень гидролиза, обратимость гидролиза, полный гидролиз. Расчет величины pH сильного основания и сильной кислоты, слабого основания и слабой кислоты, растворов солей.
4.7	Гетерогенные равновесия в растворах электролитов	Гетерогенное равновесие в растворах. Осаждение труднорастворимых солей, растворение труднорастворимых солей.
4.8	Окислительно-восстановительные реакции	Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода и нитритов. Реакция диспропорционирования йода, зависимость окислительно-восстановительной реакции от pH-среды, определение направления редокс-процесса.
4.9	Электролиз	Выделение водорода из кислоты металлами, вытеснение одних металлов другими, электролиз раствора йодистого калия, сульфата натрия, сульфата меди, электролиз с растворимым анодом, влияние гальванической пары на процесс растворения металла в кислоте, защитные свойства металлопокрытий.
5	**Раздела 5.** Химия элементов	
Содержание лекционного курса		
5.1	Классификация химических элементов. Химические и физические свойства металлов	Классификация химических элементов. Металлы, физические свойства металлов: плотность, температура плавления, электро- и теплопроводность, механические свойства. Химические свойства металлов: взаимодействие с неметаллами, с водой, с водными растворами окислителей, с кислотами, с щелочами. Получение металлов. Бинарные соединения.
5.2	Свойства s-элементов	Общая характеристика s-элементов. Щелочные элементы в природе. Получение и свойства щелочных металлов. Элементы главной подгруппы второй группы
5.3	Свойства p-элементов	Общая характеристика p-элементов. Элементы главных подгрупп 3-8 группы и их важнейшие соединения.
5.4	Общая характеристика d –элементов. Третья побочная подгруппа.	Общая характеристика d –элементов. Третья побочная подгруппа. Подгруппа скандия. Лантаноиды и актиноиды.

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
	Лантаноиды и актиноиды.	
5.5	Свойства элементов 4-8 побочных подгрупп	Химические и физические свойства титана, ванадия, хрома, марганца, железа, цинка, меди и серебра. Общая характеристика платиновых металлов.
Темы лабораторных занятий		
5.6	Щелочные и щелочно-земельные металлы	Физические свойства натрия и окисление его на воздухе, взаимодействие с водой, с растворами кислот, солей; гидролиз карбонатов и гидрокарбонатов щелочных металлов, взаимодействие магния с водой и кислотами, получение гидроксидов щелочных и щелочно-земельных металлов, свойства нерастворимых солей, окрашивание пламени солями щелочных и щелочно-земельных металлов.
5.7	Алюминий, бор и их соединения	Получение ортоборной кислоты и изучение её свойств, получение эфиров ортоборной кислоты, гидролиз тетрабората натрия, получение перлов буры, свойства металлического алюминия, получение и исследование свойств гидроксида алюминия, гидролиз солей алюминия.
5.8	Углерод и кремний	Получение и свойства углекислого газа, образование солей угольной кислоты, гидролиз солей угольной кислоты, получение кремниевой кислоты, вытеснение солей кремниевой кислоты из её солей, гидролиз солей кремниевой кислоты.
5.9	Азот и фосфор	Получение аммиака, растворение аммиака в воде, реакция на ион аммония, образование и распад азотистой кислоты, окислительные и восстановительные свойства азотистой кислоты, получение оксида фосфора (V), получение фосфорных кислот, соли фосфорной кислоты.
5.10	Кислород и сера	Получение кислорода, обнаружение пероксида водорода, окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода, получение оксида серы (IV), из сульфита натрия, свойства серной кислоты.
5.11	Галогены	Получение хлора, горение металлов в хлоре, взаимодействие хлора с неметаллами, хлорная вода и её свойства, получение брома и йода, получение хлороводорода и его свойства.
5.12	Хром, марганец и железо	Получение и свойства оксида хрома (III), гидроксида хрома (III), получение малорастворимых хроматов, смещение равновесия между хроматами и дихроматами. окислительные свойства соединений хрома (VI), окислительно-восстановительные свойства MnO_2 , влияние среды на свойства перманганата калия, взаимодействие железа с кислотами, пассивирование и оксидирование железа, получение гидроксида железа (II) и его свойства, получение гидроксида железа (III) и его свойства.

4 Порядок оценивания успеваемости и сформированности компетенций обучающегося в текущей и промежуточной аттестации.

Для положительной оценки по результатам освоения дисциплины обучающемуся необходимо выполнить все установленные виды учебной работы.

Таблица 7 - Балльно-рейтинговая оценка результатов учебной работы обучающихся по видам (БРС)

Учебная работа (виды)	Сумма баллов	Виды и результаты учебной работы	Оценка в аттестации	Баллы
2 семестр				
Текущая учебная работа в семестре (Посещение занятий по расписанию и выполнение заданий)	**60**	Посещение занятий (наличие конспектов лекций, выполнение лаб. работ)	**10 баллов за 100%** посещение аудиторных занятий	0 - 10
		Защита лабораторных работ (13 работ).	**2 балла** за оформленную в соответствии с требованиями и защищенную лабораторную работу	0-26
		СРС – защита понятийного аппарата	За одно задание от 0,5 б. до: 1 б. (выполнено 51 - 65% заданий) 1,5 б. (выполнено 66 - 85% заданий) 2 б. (выполнено 86 - 100% заданий)	0 - 24
Итого по текущей работе в семестре				**0-60**
Промежуточная аттестация (экзамен)	**40**	2 теоретических вопроса	**По 10 баллов** за теоретический вопрос	0-20
		Прикладное задание	**20 баллов** за правильно выполненное задание	0-20
Итого за экзамен				**0-40**
Суммарная оценка по дисциплине: Сумма баллов текущей и промежуточной аттестации 51 – 100 б.				
3 семестр				
Текущая учебная работа в семестре (Посещение занятий по расписанию и выполнение заданий)	**60**	Посещение занятий (наличие конспектов лекций, выполнение лаб. работ)	**10 баллов за 100%** посещение аудиторных занятий	0 - 10
		Защита лабораторных работ (13 работ).	**2 балла** за оформленную в соответствии с требованиями и защищенную лабораторную работу	0-26
		СРС – защита понятийного аппарата	За одно задание от 0,5 б. до: 1 б. (выполнено 51 - 65% заданий) 1,5 б. (выполнено 66 - 85% заданий) 2 б. (выполнено 86 - 100% заданий)	0 - 24
Итого по текущей работе в семестре				**0-60**
Промежуточная аттестация (экзамен)	**40**	2 теоретических вопроса	**По 10 баллов** за теоретический вопрос	0-20
		Прикладное задание	**20 баллов** за правильно выполненное задание	0-20
Итого за экзамен				**0-40**
Суммарная оценка по дисциплине: Сумма баллов текущей и промежуточной аттестации 51 – 100 б.				

Перевод баллов из 100-балльной шкалы в буквенный эквивалент зачётной оценки

Сумма баллов для дисциплины	Отметка	Буквенный эквивалент
86 – 100	5	Отлично
66 – 85	4	Хорошо
51 – 65	3	Удовлетворительно
0 - 50	2	Неудовлетворительно

5 Материально-техническое, программное и учебно-методическое обеспечение дисциплины.

5.1 Учебная литература

Основная учебная литература

1. Афонина, Л.И. Неорганическая химия : учебное пособие / Л.И. Афонина, А.И. Апарнев, А.А. Казакова. – Новосибирск : Новосибирский государственный технический университет, 2013. – 104 с. – Режим доступа: по подписке. – URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228823 (дата обращения: 16.10.2020). – ISBN 978-5-7782-2172-7. – Текст : электронный.
2. Евдокимова, В.П. Неорганическая химия: учебно-методическое пособие / В.П. Евдокимова; Северный (Арктический) федеральный университет им. М.В. Ломоносова. – Архангельск: Северный (Арктический) федеральный университет (САФУ), 2014. – 111 с.: ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=436337 (дата обращения: 16.10.2020). – Библиогр. в кн. – ISBN 978-5-261-00863-7. – Текст: электронный.

Дополнительная учебная литература

1. Сирик, С.М. Химия s- и p-элементов: учебное пособие : [16+] / С.М. Сирик, Т.Ю. Кожухова; Кемеровский государственный университет, Кафедра аналитической и неорганической химии. – Кемерово: Кемеровский государственный университет, 2016. – Ч. 2. – 134 с.: табл., ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=574124 (дата обращения: 16.10.2020). – Библиогр. в кн. – ISBN 978-5-8353-1786-8. - ISBN 978-5-8353-2069-1 (Ч. 2). – Текст: электронный.
2. Семенов, И.Н. Химия: учебник для вузов / И.Н. Семенов, И.Л. Перфилова. – 3-е изд. – Санкт-Петербург: Химиздат, 2020. – 656 с.: ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=599172 (дата обращения: 16.10.2020). – ISBN 978-5-93808-355-4. – Текст: электронный.

5.2 Материально-техническое и программное обеспечение дисциплины.

Учебные занятия по дисциплине проводятся в учебных аудиториях НФИ КемГУ:

337 Лаборатория химии. Учебная аудитория для проведения:
-занятий лекционного типа;
-занятий лабораторного типа;
- групповых и индивидуальных консультаций;
- текущего контроля и промежуточной аттестации.

Специализированная (учебная) мебель: доска меловая, столы лабораторные, стулья, раковины, вытяжной шкаф, демонстрационный стол.

Оборудование для презентации учебного материала: *переносное* -ноутбук, проектор, экран.

Лабораторное оборудование и материалы: поляриметр, аналитические приборы, весы, термостат, холодильник, реостат, аквадистилятор, материалы для проведения лабораторных работ (колбы, пробирки и другая химическая посуда), реактивы для проведения лабораторных работ, PH-метр, рефрактометр, аппарат для проведения химических реакций, аппарат Киппа, прибор для опытов по химии с электрическим током (лабораторный), прибор для получения галои-

доалканов демонстрационный, установка для перегонки веществ.
Учебно-наглядные пособия: набор «ГИА - Лаборатория по химии», стенды «Периодичная система Менделеева» и другие.
Используемое программное обеспечение: MSWindows (MicrosoftImaginePremium 3 year по сублицензионному договору № 1212/КМР от 12.12.2018 г. до 12.12.2021 г.), LibreOffice (свободно распространяемое ПО).
Интернет с обеспечением доступа в ЭИОС.

5.3. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы.

1. Портал фундаментального химического образования России - http://www.chemnet.ru
2. Мир химии. Краткий курс химии, биографии химиков, статьи, вещества, опыты, музей. Области химии: органическая, аналитическая, экохимия, нефтехимия, термохимия. - http://chemistry.narod.ru
3. neochemistry.ru — Общая химия, органическая и неорганическая химия, решение задач и др. – http://neochemistry.ru/zadachki2/index.php?option=com_frontpage&Itemid=1
4. WebElements: онлайн-справочник химических элементов. - http://webelements.narod.ru/

6 Иные сведения и (или) материалы.

6.1.Примерные темы письменных учебных работ

Контрольная работа «Основные химические понятия и законы химии»

1. Какая масса сульфата бария образуется при взаимодействии раствора, содержащего хлорид бария массой 62,47 г, с избытком серной кислоты?
2. Вычислить объем водорода (при н.у.), необходимого для восстановления 4 моль оксида железа (III).
3. Одинаково ли число молекул в 0,001 кг H2 и в 0, 001 кг O2? В 1 моле H2 и в 1 моле O2? В 1л H2 и в 1л O2 при одинаковых условиях?
4. При 170С некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 1000С, если давление его останется неизменным?
5. Давление газа, занимающего объем 2,5 л, равно 121,6 кПа (912 мм рт. ст.). Чему будет равно давление, если, не изменяя температуры, сжать газ до объема в 1л?
6. На сколько градусов надо нагреть газ, находящийся в закрытом сосуде при 00С, чтобы давление его увеличилось вдвое?
7. При 70С давление газа в закрытом сосуде равно 96 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до -330С?
8. Вычислить массу 1м3 воздуха при 170С и давлении 83,2 кПа (624 мм рт. ст.).
9. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 210С и давлении 104,5 кПа (784 мм рт. ст.). Найти эквивалентную массу металла.
10. Определить эквивалент и эквивалентную массу С в углекислом газе, Fe(OH)3, H2SO3.
11. Одинаков ли эквивалент хрома в хлориде хрома (III) и в сульфате хрома (III); эквивалент железа в хлориде железа (II) и в хлориде железа (III)?
12. При соединении 5,6 г железа с серой образовалось 8,8 г сульфида железа. Найти эквивалентную массу железа и эквивалент, если эквивалентная масса серы равен 16 г.

Тест «Строение атома. Периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева»

Инструкция: в ответе укажите буквы правильных ответов через запятую. Например, а, в

1. Укажите, какие из следующих утверждений являются правильными и полными:

а) Свойства простых веществ находятся в зависимости от атомных масс элементов.

б) Свойства простых веществ, а также их формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.

в) Свойства простых веществ, а также их формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от количества электронов вращающихся вокруг ядра.

г) Свойства простых веществ находятся в зависимости от порядкового номера.

д) Свойства простых веществ, а также их формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.

Инструкция: в ответе укажите букву правильного ответа.

2. Кто из ученых предложил планетарную модель атома:

а) Дж. Томсон б) Э. Резерфорд в) Г. Мозли г) Н. Бор

Инструкция: в ответе запишите формулу.

3. Запишите чему равна энергия кванта:

Инструкция: ответ запишите своими словами.

4. Какие постулаты предложил Н. Бор:

Инструкция: в ответе укажите номера и буквы правильных ответов через запятую. Например, 1Аг, 3Са, 2Вд.

5. Найдите соответствия:

1. Корпускулярно-волновой дуализм электрона 2. Принцип неопределенности электрона
3. Волновая функция электрона

A) В. Гейзенберг B) Э. Шредингер C) М. Планк D) Н. Бор

а) описание состояния электрона в атоме б) описание положение атома как частицы
в) способность проявлять свойства частицы и волны г) невозможность одновременно определить положение и импульс с одинаково высокой точностью
д) описание состояния электрона как стоячей волны без учета пребывания электрона в определенной местности

Инструкция: в ответе укажите номера и буквы всех возможных правильных ответов через запятую. Например, 1Аг, 3Са, 2Вд.

6. Найдите соответствия:

1. Главное квантовое число
2. Орбитальное квантовое число
3. Магнитное квантовое число
4. Спиновое квантовое число

A) ml B) ms C) n D) l E) s F) m

а) энергетический уровень б) собственный момент количества движения электрона
в) среднее расстояние электрона от ядра г) форма электронного облака
д) пространственная ориентация электронного облака
е) энергетический подуровень

Инструкция: в ответе укажите номера и буквы правильных ответов через запятую. Например, 1г, 3а, 2д.

7. Найдите соответствия:

1. Принцип Паули 2. Правило Клечковского 3. Правило Хунда 4. Закон Мозли

а) Электроны располагаются на вырожденных атомных орбиталях так, чтобы суммарный спин был наибольшим

б) В атоме не может быть двух электронов с одинаковыми квантовыми числами

в) Заполнение электронных орбиталей происходит согласно принципу наименьшей энергии

Инструкция: заполните таблицу.

8. Для атома с электронной формулой 1s22s22p4 впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел:

Электроны/Квантовые числа	1	2	3	4	5	6	7	8

9. Укажите для электронной формулы – 1s22s22p63s23p63d54s1

а) номер периода;
б) группу;
в) число электронов;
г) протонов
д) нейтронов

Инструкция: в ответе перечислите буквы в правильном порядке через запятую.

10. Расположите в порядке заполнения атомных орбиталей:

а) n = 1, l = 0
б) n = 2, l = 0

в) n = 2, l = 1
г) n = 3, l = 0
д) n = 3, l = 1
е) n = 3, l = 2
ж) n = 4, l = 0
з) n = 4, l = 1

Инструкция: ответ запишите своими словами

11. Запишите электронную формулу и графическую электронную формулу последнего энергетического уровня олова.

Инструкция: в ответе укажите буквы правильных ответов через запятую. Например, а, в

12. Укажите, какие из следующих утверждений являются верными?

а) некоторый период включает элементы многих подгрупп;

б) каждый период содержит обязательно s-, p- и d-элементы;

в) переходные элементы расположены в периодической системе химических элементов между s- элементами (слева) и p-элементами (справа);

г) F-элементы расположены в периодической системе химических элементов между s-элементами (слева) и d-элементами (справа);

13. Укажите, какие из следующих утверждений являются верными?

а) атомы щелочных и щелочноземельных металлов имеют электроны на s-подуровне;

б) в атомах неметаллов только больших периодов имеются незаполненный d-подуровень;

в) в атомах всех благородных газов имеются завершенные s- и p-подуровни;

г) все переходные элементы имеют электроны на d- и f-подуровне;

д) в атомах галогенов завершается заполнение d-подуровня.

14. Укажите, какие из следующих утверждений являются верными?

а) атомы всех элементов в пределах главной и побочной подгруппы имеют одинаковое число внешних электронов;

б) атомы элементов одного периода, относящиеся к главной и побочной подгруппе с одним и тем же номером группы, имеют одинаковое число валентных электронов;

в) атомы всех элементов главной (или побочной) подгруппы имеют одинаковое число неспаренных электронов;

г) общее число электронов в атоме данного элемента равно порядковому номеру этого элемента в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

15. Укажите, какие из следующих утверждений являются верными?

а) радиус по периоду уменьшается;
б) радиус по периоду увеличивается;
в) радиус по периоду не изменяется;
г) радиус по группе уменьшается;
д) радиус по группе не изменяется;
е) радиус по группе увеличивается.

16. Укажите, какие из следующих утверждений являются верными?

а) энергия ионизации по периоду уменьшается;
б) энергия ионизации по периоду увеличивается;
в) энергия ионизации по периоду не изменяется;
г) энергия ионизации по группе уменьшается;
д) энергия ионизации по группе не изменяется;
е) энергия ионизации по группе увеличивается.

17. Укажите, какие из следующих утверждений являются верными?

а) сродство к электрону по периоду уменьшается;
б) сродство к электрону по периоду увеличивается;
в) сродство к электрону по периоду не изменяется;
г) сродство к электрону по группе уменьшается;
д) сродство к электрону по группе не изменяется;
е) сродство к электрону по группе увеличивается.

Контрольная работа «Теория химического строения»

1. Вычислить разность ЭО для связей K-Cl, Ca-Cl, Fe-Cl, Ge-Cl. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности?

2. Какой характер имеют связи в молекулах NCl3, CS2, ClF, CO2? Указать для каждой из них направление смещение общей электронной пары.

3. Составить валентную схему молекулы хлороформа CHCl3 и указать: а) какая связь наиболее полярна; б) в каком направлении смещено электронное облако этой связи.

4. Вычислить разность ЭО атомов для связей Н-О и О-Г (где Г – Cl, Br, I) в соединениях НОГ и определить: а) какая из связей в каждой молекуле характеризуется большей степенью ионности; б) каков характер диссоциации молекул в водном растворе.

5. Как изменится прочность связи в ряду: HF – HCl – HBr – HI? Указать причины этих изменений.

6. Описать с позиций метода ВС электронное строение молекулы BF_3 и иона BF^4-.

7. Сравнить способы образования ковалентных связей в молекулах CH_4, NH_3 и в ионе NH_4+. Могут ли существовать ионы CH_5+, NH_5^2+?

8. Описать электронное строение молекул CO и CN с позиций методов ВС и МО. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?

9. Длина диполя молекулы фтороводорода равна 4*10-11м. Вычислить ее дипольный момент.

10. Дипольный момент молекулы HCN равен 2,9D. Вычислить длину диполя.

11. Каким типом гибридизации АО бора и азота описывается образование молекулы BF3 и NF3?

12. Указать тип гибридизации АО кремния в молекулах SiH4 и SiF4. Полярны ли эти молекулы?

13. Температура плавления CaCl2 – 7800С, CbCl2 – 5600С; радиус иона Ca2+ равен 0,104 нм, иона Cb2+ - 0,099нм. Объяснить различие температур плавления.

14. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl3 в сравнении с AuCl..

15. Назвать комплексные соли и определить степень окисления комплексообразователя: [Pd(H2O)(NH3)2C1]C1, [Co(H2O)(NH3)4]CNBr, [Co(NH3)5SO4]N03, [Pd(NH3)3Cl]Cl, K4[Fe(CN)6], (NH4)3[RhCl6], Na2[PdI4], K2[Pt(OH)5Cl], K2[Cu(CN)4]; нейтральные: [Cr(H2O)4PO4], [Cu(NH3)2(SCN)2],, [Rh(NH3)3(NO2)3], [Pt(NH3)2Cl4].

16. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений: а) дицианоаргентат калия; б) гексанитрокобальтат (III) калия; в) хлорид гексаамминникеля (II); г) гексацианохромат (III) натрия; д) бромид гексаамминкобальта (III); е) нитрат диакватетраамминникеля (II); ж) трифторогидроксобериллат магния; нейтральные: з) тетраамминфосфатохром; и) диамминдихлороплатина; к) триамминтрихлорокобальт; л) диамминтетрахлороплатина.

17. Ион [NiCl4]2- парамагнитен, а ион [Ni(CN)4]2- —диамагнитен. Определить тип гибридизации АО иона Ni2+ и пространственную структуру каждого комплексного иона.

18. Какими магнитными свойствами обладают ионы: а) [Fe(CN)6]3- и б) [Fe(CN)6]4-?

19. Какие из перечисленных ионов парамагнитны: а) [Co(H2O)5]2+; б) [Co(H2O)6]3+; в) [FeF6]4-?

Контрольная работа «Основные классы неорганических соединений и их взаимосвязь»

1. Реакцией нейтрализации является

1. BaCO3 + 2HCl = BaCl2 + H2O + CO2
2. Ba(OH)2 + H2SO4 = BaSO4 + 2H2O
3. CaCl2 + Na2CO3 = CaCO3 + 2NaCl
4. 3NaOH + FeCl3 = Fe(OH)3 + 3NaCl

2. Реакция горения аммиака

4NH3(г) + 3O2(г) = 2N2(г) + 6H2O(ж) +Q

является реакцией

1. соединения, каталитической, эндотермической
2. замещения, каталитической, экзотермической
3. окислительно-восстановительной, некаталитической, экзотермической
4. обмена, некаталитической, эндотермической

3. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА		ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ	
1)	$SO_2 + H_2O$	А.	$CaSO_3 + H_2$
2)	$SO_3 + H_2O$	Б.	$CaSO_3 + H_2O$
3)	$SO_2 + Ca(OH)_2$	В.	$CaSO_4 + H_2$
4)	$SO_3 + Ca(OH)_2$	Г.	$CaSO_4 + H_2O$
		Д.	H_2SO_3
		Е.	H_2SO_4

4. Какое уравнение реакции подтверждает характерные свойства всех кислотных оксидов?

1. $CO_2 + H_2O + CaCO_3 = Ca(HCO_3)_2$
2. $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$
3. $CO_2 + 2Mg = 2MgO + C$
4. $CO_2 + C = 2CO$

5. Установите соответствие между названиями оксидов и перечнем веществ, с которыми они могут взаимодействовать.

Название оксида		вещества	
А.	оксид углерода (IV)	1)	C, HNO_3, Cu
Б.	оксид меди (II)	2)	Al, Fe_2O_3, H_2O
В.	оксид кальция	3)	Mg, $Ca(OH)_2$, H_2O
Г.	оксид углерода (II)	4)	$NaOH$, Cl_2, O_2
		5)	FeO, CO_2, H_2O
		6)	H_2O, SiO_2, H_2SO_4

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3$

7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow X \rightarrow Cu \rightarrow CuSO_4$.

8. В цепочке превращений

$FeCl_3 \rightarrow X_1 \rightarrow X_2 \rightarrow Fe(OH)_3$

веществами «X_1» и «X_2» могут быть соответственно

1. $Fe_2(SO_4)_3$ и Fe_2O_3
2. $FePO_4$ и Fe_3O_4
3. $Fe(NO_3)_3$ и Fe_2O_3
4. $Fe(OH)_3$ и $Fe_2(SO_4)_3$

Энергетика химических процессов. Химическая кинетика

1. В системе, находящейся при постоянном давлении и температуре, самопроизвольно могут протекать процессы, для которых …

1) $\Delta S < 0$ 2) $\Delta H > 0$ 3) $\Delta G > 0$ 4) $\Delta G < 0$

2. В соответствии с термохимическим уравнением реакции $CH_4(г) + 2O_2(г) \leftrightarrow CO_2(г) + 2H_2O(г)$, $\Delta rH = -802$ кДж для получения 500 кДж теплоты необходимо сжечь _____ литра(ов) (н.у.) метана: 1) 56 2) 28 3) 14 4) 42

3. Если увеличить давление в 10 раз, то скорость прямой реакции $H_2(г) + Br_2(г) \leftrightarrow 2HBr(г)$, при условии ее элементарности, увеличится в ____ раз.

1) 50 2) 100 3) 20 4) 5

4. Количественное влияние температуры на скорость химической реакции выражается … 1) правилом Вант–Гоффа 2) законом действующих масс

3) законом Гесса 4) законом Рауля

5. Для смещения равновесия в системе $MgO(т) + CO_2(г) \leftrightarrow MgCO_3(т)$, $\Delta rH < 0$ в сторону продуктов реакции необходимо …

1) Понизить давление 2) Понизить температуру

3) Ввести катализатор 4) Ввести ингибитор

6. Состояние равновесия характеризуется равенством….

1) температуры продуктов и исходных веществ 2) концентраций продуктов и исходных веществ 3) количеств веществ в системе
4) скоростей, прямого и обратного процессов

Растворы.

1. Формула для нахождения молярной концентрации растворённого вещества имеет вид: ____ (вставьте формулу)
2. Для приготовления 2 л 0,1 М раствора NaOH требуется _____ г гидроксида натрия :1) 40 2) 8 3) 4 4) 10
3. Для повышения температуры кипения раствора на 1,04 ^{0}C, необходимо, чтобы концентрация растворённого в нём неэлектролита составляла ___ моль/кг (Е H2O = 0,52 (град · кг)/моль) : 1) 0,2 2) 2 3)1 4) 0,1
4. Степень электролитической диссоциации может принимать значения
1) $\alpha > 1$ и $\alpha = 0$ 2) $\alpha > 1$ и $\alpha < 1$
3) $\alpha < 1$ и $\alpha = 1$ 4) $\alpha \leq 1$ и $\alpha \geq 0$
5. Химическое взаимодействие возможно между веществами
1) LiCl и KOH 2) NH4Cl и KOH 3) FeCl2 и KOH 4) NaCl и KOH
6. Формула соли, не подвергающейся гидролизу, имеет вид
1) FeCl3 2) K2CO3 3) K2SO4 4)As2S3

Контрольная работа «Растворы»

1.Сколько граммов сульфита натрия потребуется для приготовления 5л 8% раствора, плотностью 1,075г/мл?
2.Из 400г 50% раствора серной кислоты выпариванием удалили 100г воды. Чему равна массовая доля серной кислоты в оставшемся растворе?
3.Найти массы воды и медного купороса, необходимые для приготовления одного литра раствора, содержащего 8% безводной соли. Плотность 8% раствора сульфата меди (II) равна 1,084 г/мл.
4.Какой объем 96% серной кислоты (плотностью r=1,84 г/мл) и какую массу воды нужно взять для приготовления 100 мл 15% раствора серной кислоты (r=1,10 г/мл)?
5.Сколько граммов 30% раствора поваренной соли нужно добавить к 300г воды, чтобы получить 10% раствор соли?
6.Найти массу нитрата натрия, необходимого для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.
7.Сколько граммов карбоната натрия содержится в 500 мл 0.25н раствора?
8.В какой массе эфира надо растворить 3,04г анилина C6H5NH2, чтобы получить раствор, моляльность которого равна 0,3 моль/кг?
9.При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты будет равна 0,2?
10.Вычислить концентрацию H+, HSe- и Se2 – в 0.05М растворе селеноводорода.
11.Вычислить приближенное значение активности ионов K+ и SO42 – в 0,01М растворе сульфата калия.
12.Растворимость карбоната кальция при 350С равна 6,9*10-5моль/л. Вычислить произведение растворимости этой соли.
13.Найти молярную концентрацию ионов водорода в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет 3,2*10-6.
14.Найти молярную концентрацию гидроксид-ионов в водных растворах, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) составляет 10-3.
15.Вычислить pH растворов, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) равна 8,1*10-3
16.Вычислить pH растворов, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) равна 9,3*10-9
17.Определить pH раствора, в 1л которого содержится 0,1г гидроксида натрия. Диссоциацию щелочи считать полной.
18.Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: NaCN, KNO_3, $NaNO_2$, NH_4CH_3COO, $CaCl_2$, $NaClO_4$, KHCOO, KBr? Для каждой из гидролизующихся солей написать уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме и указать реакцию водного раствора.

Контрольная работа «Окислительно-восстановительные реакции»

1.Определить степень окисленности элементов в следующих соединениях: SO_2, H_2S, Na_2SO_3, CS_2, H_2SO_4, As_2S_3. K_2CrO_4, Cr_2O_3, $Fe(CrO_2)_2$, $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Na_3[Cr(OH)_6]$.

2. Закончить уравнения реакций:

а) $Mn(OH)_2 + Cl_2 + KOH = MnO_2 +$

б) $NO_2 + KMnO_4 + H_2O = KNO_3 +$

В) $KI + K_2Cr_2O_7 + H2SO4 =¦ I_2 +$

г) $Ni(OH)_2 + NaClO + H2O =¦ Ni(OH)_3 +$

д) $Zn + H_3AsO_3 + H_2SO_4 ¦= AsH_3 +$

4. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом — анодом. Написать уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислить значения стандартных э. д. с.

5. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1 М раствор AgNO3, и стандартного водородного электрода. Написать уравнения электродных процессов и суммарной реакции, происходящей при работе элемента. Чему равна его э.д.с.?

6. Указать, в каком направлении могут самопроизвольно протекать следующие реакции:

а) $H_2O_2 + HOCl = HC1 + O_2 + H_2O$;

б) $2HIO_3 + 5H_2O_2 = I_2 + 5O_2 + 6H_2O$;

в) $I_2 + 5H_2O_2 = 2HIO_3 + 4H_2O$.

7. Никелевые пластинки опущены в водные растворы перечисленных ниже солей. С какими солями никель будет реагировать

а) $MgSO_4$; б) NaCl; в) CuSO4; г) $A1C1_3$; д) $ZnCl_2$; е) $Pb(NO_3)_2$?

8. Написать уравнения элекродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов $BaC1_2$ и $Pb(NO_3)_2$ с угольными электродами.

9. Составить схемы электролиза водного раствора хлорида цинка, если: а) анод цинковый; б) анод угольный.

10. Составить схемы электролиза водного раствора сульфата меди, если: а) анод медный; б) анод угольный.

11. Раствор содержит ионы Fe^2+, Ag+, Bi^3+ и $PЬ^2$+ в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла?

12. При электролизе растворов $CuC1_2$ на аноде выделилось 560 мл газа (условия нормальные). Найти массу меди, выделившейся на катоде.

6.2. Примерные вопросы и задания / задачи для промежуточной аттестации

Таблица 9 - Примерные теоретические вопросы и практические задания / задачи к промежуточному контролю

Разделы и темы	Примерные теоретические вопросы	Примерные практические задания / задачи
2 семестр		
Основные понятия и законы химии	1. Основные понятия химии: атом, молекула, химический элемент, виды химических формул, относительная атомная и молекулярная масса, эквивалент, моль, молярная масса, эквивалентная молярная масса, химические реакции и уравнения. 2. Основные количественные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон эквивалентов, закон кратных отношений, закон постоянства состава, закон Авогадро и следствия из него. 3. Строение атома: доказательства сложности строения атома, планетарная модель строения атома, атомные	1. Почему у алюминия энергия ионизации ниже, чем у магния? 2. Почему свойства d-элементов изменяются не так резко, как свойства s- и p- элементов? 3. Почему радиус по периоду от скандия до меди изменяется незначительно?

	спектры, постулаты Бора, двойственная природа электрона, принцип неопределенности, уравнение Шредингера. 4. Атомные орбитали, квантовые числа, принципы заполнения орбиталей (принцип минимальной энергии, принцип запрета Паули, правило Гунда, правило Клечковского), электронные формулы.	
Строение вещества. Основные классы неорганических соединений	5. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронное строение атома (формулировка Менделеева, современная формулировка, структура периодической системы, физический смысл порядкового номера элемента, связь между электронным строением атомов и положением элементов в периодической системе.) 6. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов: радиусы атомов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. 7.Классификации и номенклатура неорганических веществ. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда –Лоури. 8. Химическая связь: определение и характеристики химической связи, основные виды связей. Метод валентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи, гибридизация атомных орбиталей. Полярность связей и молекул. 9. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия, силы отталкивания и суммарное взаимодействие. Водородная связь.	1. Температура плавления CaCl2 – 7800С, CbCl2 – 5600С; радиус иона Ca2+ равен 0,104 нм, иона Cb2+ - 0,099нм. Объяснить различие температур плавления. 2. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl3 в сравнении с AuCl.. 3. Назвать комплексные соли и определить степень окисления комплексообразователя: [Pd(H2O)(NH3)2C1]C1, [Co(H2O)(NH3)4]CNBr, [Co(NH3)5SO4]N03, [Pd(NH3)3Cl]Cl, K4[Fe(CN)6], (NH4)3[RhCl6], Na2[PdI4], K2[Pt(OH)5Cl], K2[Cu(CN)4]; нейтральные: [Cr(H2O)4PO4], [Cu(NH3)2(SCN)2],, [Rh(NH3)3(NO2)3], [Pt(NH3)2Cl4]. 4. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений: а) дицианоаргентат калия; б) гексанитрокобальтат (III) калия; в) хлорид гексаамминникеля (II); г) гексацианохромат (III) натрия; д) бромид гексаамминкобальта (IП); е) нитрат диаквaтетраамминникеля (II); ж) трифторогидроксобериллат магния; нейтральные: з) тетраамминфосфатохром; и) диамминдихлороплатина; к) триамминтрихлорокобальт; л) диамминтетрахлороплатина.
Химический процесс.	10 Основы химической термодинамики: предмет химической термодинамики, основные понятия (система, параметры состояния, термодинамические функции, энергия системы, теплота и работа, термодинамические процессы).	1.Если увеличить давление в 10 раз, то скорость прямой реакции H2(г) + Br2(г)↔2HBr(г), при условии ее элементарности, увеличится в ____ раз. 2. Количественное влияние температуры на скорость хими-

	11. Первый закон термодинамики, энтальпия. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические уравнения. Энтальпия (теплота) образования и сгорания. 12. Основной закон термохимии и следствия из него. Калорийность пищи. Второй закон термодинамики. Энтропия и ее изменения при различных процессах. Энергия Гиббса и направленность химических реакций. 13. Комплексные соединения: донорно-акцепторный механизм, комплексообразователи, лиганды, структура и свойства комплексных соединений. Константа нестойкости. 14.Химическая кинетика: скорость химической реакции, зависимость скорости реакции от различных факторов, порядок и молекулярность реакции, катализ и его типы. 15. Химическое равновесие, константа химического равновесия, смещение равновесия, принцип Ле Шателье.	ческой реакции выражается … 1) правилом Вант–Гоффа 2) законом действующих масс 3) законом Гесса 4) законом Рауля
3 семестр		
Растворы	16.Растворы: способы выражения концентраций растворов, физико-химические свойства разбавленных растворов неэлектролитов (осмос, давление пара над раствором, температуры кипения и замерзания, растворение газов в жидкостях, экстракция). Криоскопия и эбулиоскопия. 17.Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации, слабые и сильные электролиты, диссоциация воды, ионное произведение воды, водородный показатель. 18.Основные типы химических реакций в растворах: реакция гидролиза, нейтрализации, осаждения и растворения. Кислотно-основные буферные системы. 19.Сильные электролиты. Произведение растворимости. 20. Дисперсные системы. Коллоидные растворы, растворы высокомолекулярных соединений. 21.Редокс-процессы: степень окисления, отличие от валентности; важнейшие окислители и восстановители, типы окислительно- восстановительных реакций, методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. 22. Электродные потенциалы. Ряд	1.Найти молярную концентрацию ионов водорода в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет 3,2*10-6. 2.Найти молярную концентрацию гидроксид-ионов в водных растворах, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) составляет 10-3. 3.Вычислить pH растворов, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) равна 8,1*10-3 4.Вычислить pH растворов, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) равна 9,3*10-9 5.Определить pH раствора, в 1л которого содержится 0,1г гидроксида натрия. Диссоциацию щелочи считать полной. 6.Написать уравнения элекродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов $BaC1_2$ и $Pb(NO_3)_2$ с угольными электродами. 7. Составить схемы электролиза водного раствора хлорида цинка, если: а) анод цинковый; б) анод угольный.

	напряжений металлов. Окислительно-восстановительные потенциалы и определение направления окислительно- восстановительных процессов. Гальванические элементы. 23. Электролиз. Законы электролиза. Коррозия металлов, биокоррозия и способы защиты металлов от коррозии.	8. Составить схемы электролиза водного раствора сульфата меди, если: а) анод медный; б) анод угольный.
Химия элементов	24.Физические и химические свойства металлов. 25.Химические и физические свойства s-металлов. 26.Химические и физические свойства p-металлов. 27.Основные закономерности химии d-элементов. 28.Химические и физические свойства d-элементов IV-VIII групп периодической системы. 29.Химические и физические свойства d-элементов I-II групп периодической системы. 30.Свойства и распространенность неметаллов. Водород. 31 Химические и физические свойства элементов IVA группы периодической системы. 32.Химические и физические свойства элементов VA группы периодической системы. 33.Химические и физические свойства элементов VIA группы периодической системы. 34 Химические и физические свойства элементов VIIA группы периодической системы. 35.Лантаниды и актиниды. 36.Основные методы синтеза и очистки неорганических соединений.	***Индивидуальное задание «Р-элементы VIA- группы»*** 1.Объясните закономерности изменения величин ионизационных потенциалов, сродства к электрону и электроотрицательности атомов р-элементов VI группы. 2.Как можно получить серу из диоксида серы? Из сероводорода? 3.Закончите уравнения реакций: $Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow$ $HI + H_2SO_{4(к)} \rightarrow$ 4.Вычислите pH раствора, полученного приливанием к 5 л воды 3,3 мл 96 %-ого (ρ = 1,84 г/мл) раствора серной кислоты. 5.Внесенная в лабораторию бумага, пропитанная раствором ацетата свинца, через некоторое время чернеет, о наличии какого газа в лаборатории это свидетельствует? ***Индивидуальное задание «Р-элементы VA- группы»*** 1.Дайте общую характеристику р-элементов V группы периодической системы на основании электронного строения их атомов. 2.Какие равновесные системы существуют в водном растворе аммиака, и как они смещаются при нагревании раствора, при добавлении кислот, щелочей, ионов-комплексообразователей? Относится ли раствор аммиака к сильным или слабым основаниям? 3.Опишите строение оксида фосфора (III). Уравнениями реакций покажите, как этот оксид

		взаимодействует: а) с водой и растворами щелочей при обычной температуре; б) с горячей водой, в результате чего образуется фосфин и фосфорная кислота. 4.Закончите уравнения реакций: $P_2H_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$ $NaNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$ 5.Найдите концентрацию ионов водорода в растворах одноосновных сильных кислот, если их молярная концентрация одинакова и равна 0,01 М. ***Индивидуальное задание «Р-элементы VIIA- группы»*** 1.Напишите электронные формулы атомов галогенов в нормальном и возбужденном состояниях. Почему хлор, бром и йод проявляют состояния окисления от -1 до +7, а фтор только -1? 2. С какими металлами может реагировать хлороводородная кислота? Приведите примеры. 3. Вычислите pH 0,1 М растворов HF, HCl, HBr, HI. Нужно ли для получения ответа 4 отдельных расчета? 4.Закончите уравнения реакций: $Ba(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow$ $KClO_3 + S \rightarrow$ 5. Почему для получения хлора используют концентрированную соляную кислоту и твердый перманганат калия? Можно ли использовать для этой цели растворы соляной кислоты и перманганата? Напишите уравнения реакций. ***Индивидуальное задание «S-,d-, f- элементы»*** 1.Укажите различие в строении атомов титана и германия. Как это влияет на характер их оксидов и гидроксидов? 2.Какие реакции протекают при действии на кристаллический перманганат калия: а) концен-

		трированной H_2SO_4; б) концентрированной HCl; в) при нагревании? 3.Напишите формулы комплексных соединений железа: гексацианоферрата (II) калия и гексацианоферрата (III) калия и распределите электроны атома железа по квантовым ячейкам при образовании комплексов. Какие из этих соединений являются парамагнитными? 4.Как и почему изменяется термическая устойчивость и кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду: $Zn(OH)_2$ – $Cd(OH)_2$ – $Hg(OH)_2$? 5.Закончите уравнения реакций: $Cu(NO_3)_2 \rightarrow$ $KMnO_4 + MnSO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + \ldots$

Составитель: Иванов Ф.И. – д.х.н., профессор кафедры ЕД
(*фамилия, инициалы и должность преподавателя (ей)*)