

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Астраханский государственный университет имени В. Н. Татищева»
(Астраханский государственный университет им. В. Н. Татищева)

СОГЛАСОВАНО
Руководитель ОПОП

_____ Н.И. Захаркина

«2» июня 2022 г.

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой ОНФХ
(наименование)

_____ А.В. Великородов

«2» июня 2022 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
«Неорганическая и аналитическая химия»
наименование

Составитель(-и)

Чабакова А.К., доцент, к.х.н., доцент

Направление подготовки /
специальность

36.05.01 Ветеринария

Направленность (профиль) ОПОП

Ветеринария

Квалификация (степень)

Ветеринарный врач

Форма обучения

Очно-заочная

Год приема

2022

Курс

1

Семестр(ы)

2

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целями освоения дисциплины «Неорганическая и аналитическая химия» являются: приобретение студентами знаний о строении и свойствах неорганических веществ, теоретических основах и общих закономерностях протекания химических реакций, о теоретических основах и практических приемах основных химических и физико-химических (инструментальных) методов анализа; получение студентами знаний о строении и свойствах неорганических веществ, теоретических основах и общих закономерностях протекания химических реакций, теоретических основах и практических приемах основных химических и инструментальных методов анализа; приобретение студентами фундаментальных знаний теоретических основ и практических приемов основных химических и физико-химических (инструментальных) методов анализа; получение студентами знаний теоретических основ и практических приемов основных химических и инструментальных методов анализа.

1.2. Задачи освоения дисциплины:

дать студентам определённый минимум знаний по неорганической и аналитической химии, который способствовал бы усвоению профилирующих дисциплин, обеспечивал бы понимание и освоение методов анализа и закладывал бы базис для последующей практической работы;

- привить навыки выполнения основных операций, при проведении химического эксперимента, в том числе аналитического, и обучить правилам обработки его результатов

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

2.1. Учебная дисциплина (модуль) «Неорганическая и аналитическая химия» относится к обязательной части и осваивается во 2 семестре.

Дисциплина «Неорганическая и аналитическая химия» играет немаловажную роль в процессе подготовки специалистов ветеринаров, так как способствует пониманию процессов, происходящих в живом организме (физиология, биохимия).

Материал данного курса состоит из двух основных разделов, плавно переходящих друг в друга: 1 – общая и неорганическая химия, 2 – аналитическая химия.

2.2. Для изучения данной учебной дисциплины (модуля) необходимы следующие знания, умения, навыки, формируемые предшествующими учебными дисциплинами (модулями):

Знания: место неорганической и аналитической химии в ряду других естественных дисциплин, ее значение в жизни современного общества. Основные понятия и законы химии, строение атомов и молекул, основные квантово-механические представления об образовании химической связи, основные классы неорганических веществ, номенклатура неорганических соединений, основы химической термодинамики и ее использование в неорганической химии.

Умения: прогнозировать и обосновывать свойства веществ; раскрывать причинно-следственные связи между строением и свойством веществ; представлять реальную сущность простого и сложного вещества, их разнообразные превращения; предопределять возможность осуществления химических реакций, используя представления о структуре вещества, термодинамических аспектах, окислительно-восстановительных процессах; проводить химическую идентификацию неорганических соединений; осуществлять в лабораторных условиях выделение и исследование химических свойств неорганических соединений, выполнять качественный и количественный анализ веществ.

Навыки: техники безопасности при выполнении работ в лаборатории неорганической и аналитической химии, работы с аналитической посудой и оборудованием, методов отбора материала для теоретических занятий и лабораторных работ.

2.3. Последующие учебные дисциплины (модули) и (или) практики, для которых необходимы знания, умения, навыки, формируемые данной учебной дисциплиной (модулем):

- органическая и физколоидная химия,
- биологическая химия,
- ветеринарная фармакология. Токсикология,
- иммунология животных,
- ветеринарная диетология,
- физиология животных,
- лабораторная диагностика,
- гематология домашних, продуктивных животных и птиц,
- фармакогнозия и аптечный бизнес

Дисциплина встраивается в структуру ОПОП как с точки зрения преемственности содержания, так и с точки зрения непрерывности процесса формирования компетенций выпускника.

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

Процесс освоения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки (специальности):

общепрофессиональных (ОПК):

ОПК-1. Способен определять биологический статус и нормативные клинические показатели органов и систем организма животных;

ОПК-2. Способен интерпретировать и оценивать в профессиональной деятельности влияние на физиологическое состояние организма животных природных, социально-хозяйственных, генетических и экономических факторов.

Таблица 1. - Декомпозиция результатов обучения

Код компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине		
	Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
ОПК-1 Способен определять биологический статус и нормативные клинические показатели органов и систем организма животных	<i>ИОПК 1.1.1</i> технику безопасности и правила личной гигиены при обследовании животных, способы их фиксации; схемы клинического исследования животного и порядок исследования отдельных систем организма; методологию распознавания патологического процесса	<i>ИОПК 1.2.1</i> собирать и анализировать анамнестические данные, проводить лабораторные и функциональные исследования необходимые для определения биологического статуса животных.	<i>ИОПК 1.3.1</i> практическими навыками по самостоятельному проведению клинического обследования животного с применением классических методов исследований.
ОПК-2 Способен интерпретировать и оценивать в профессиональной деятельности влияние на физиологиче	<i>ИОПК 2.1.1</i> экологические факторы окружающей среды, их классификацию и характер взаимоотношений с живыми организмами; основные экологические понятия, термины и законы биоэкологии;	<i>ИОПК 2.2.1</i> использовать экологические факторы окружающей среды и законы экологии в с/х производстве; применять достижения современной микробиологии и экологии микроорганизмов в	<i>ИОПК 2.3.1.</i> представлением о возникновении живых организмов, уровнях организации живой материи, о благоприятных и неблагоприятных факторах, влияющих на организм; основой изучения экологического

ское состояние организма животных природных, социально-хозяйственных, генетических и экономических факторов.	межвидовые отношения животных и растений, хищника и жертвы, паразитов и хозяев; экологические особенности некоторых видов патогенных микроорганизмов; механизмы влияния антропогенных и экономических факторов на организм животных.	животноводстве и ветеринарии в целях профилактики инфекционных и инвазионных болезней и лечения животных; использовать методы экологического мониторинга при экологической экспертизе объектов АПК и производстве с/х продукции; проводить оценку влияния на организм животных антропогенных и экономических факторов.	познания окружающего мира, законов развития природы и общества; навыками наблюдения, сравнительного анализа, исторического и экспериментального моделирования воздействия антропогенных и экономических факторов на живые объекты; чувством ответственности за свою профессию.
--	--	--	--

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Объём дисциплины (модуля) составляет 3 зачётные единицы, в том числе 36 часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (из них 18 часов – лекции, 18 часов – практические, семинарские занятия, и 72 часа – на самостоятельную работу обучающихся.

Таблица 2. - Структура и содержание дисциплины

Раздел, тема дисциплины (модуля)	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа (в часах)			Самостоят. работа		Форма текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации
			Л	ПЗ	ЛР	КР	СР	
Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений	2	1, 2	2	2			8	Собеседование. Рейтинговая контрольная работа 1.
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	2	3, 4	2	2			8	Собеседование. Рейтинговая контрольная работа 2

Тема 3. Химическая связь	2	5, 6	2	2			8	Собеседование. Рейтинговая контрольная работа 2
Тема 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	2	7,8	2	2			8	Собеседование. Рейтинговая контрольная работа 3
Тема 5. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия		9,10	2	2			10	Собеседование. Рейтинговая контрольная работа 3
Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии	2	11, 12	2	2			10	Собеседование. Рейтинговая контрольная работа 4
Тема 7. Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии	2	13, 14	2	2			10	Собеседование, Рейтинговая контрольная работа 4
Тема 8. Основы качественного анализа	2	15, 16	2	2			5	Собеседование. Рейтинговая контрольная работа 5
Тема 9. Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ	2	17, 18	2	2			5	Собеседование. Рейтинговая контрольная работа 5
ИТОГО			18	18			72	ЭКЗАМЕН

Условные обозначения:

Л – занятия лекционного типа; ПЗ – практические занятия, ЛР – лабораторные работы; КР – курсовая работа; СР – самостоятельная работа по отдельным темам

Таблица 3. Матрица соотнесения разделов, тем учебной дисциплины (модуля) и формируемых компетенций

Раздел, тема дисциплины (модуля)	Кол-во часов	Код компетенции		Общее количество компетенций
		ОПК-1	ОПК-2	
Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	12	+	+	2
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	12	+	+	2
Тема 3. Химическая связь.	12	+	+	2
Тема 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	12	+	+	2
Тема 5. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия.	14	+	+	2
Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии.	14	+	+	2
Тема 7. Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии.	14	+	+	2
Тема 8. Основы качественного анализа.	9	+	+	2
Тема 9. Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ.	9	+	+	2
Итого	108			

Краткое содержание учебной дисциплины

Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений

Понятие о химическом элементе. Простые и сложные вещества. Распространенность элементов в земной коре и космосе. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси.

Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения.

Закон сохранения массы и энергий. Уравнение Эйнштейна. Дефект массы. Не существенность дефекта массы при протекании химической реакции.

Стехиометрия - система соотношений между количествами элементов, образующих соединения, и соотношений между количествами веществ, участвующих в химических реакциях. Основные законы стехиометрии. Закон постоянства состава Пруста. Законы кратных отношений Дальтона. Химический эквивалент, фактор эквивалентности. Закон эквивалентов. Методы определения эквивалентов. Эквиваленты различных веществ.

Атомно-молекулярное учение - основа современной химии. Развитие представлений о дискретном строении вещества.

Химическая метрология. Основные и производные единицы, измерения химии. Моль - единица измерения количества вещества. Молярная масса и молярный объем. Экспериментальные методы определения атомных масс: а) как массы его молярного объема, б) на основании использования уравнения Менделеева-Клапейрона, в) по плотности одного газа по другому. Постоянная Авогадро, число Авогадро. Атом, молекула, простое вещество, сложное вещество, эмпирическая формула, структурная формула. Уравнение химической реакции. Коэффициенты в уравнениях химической реакции, индексы в химической формуле.

Размеры и массы атомов. Относительная атомная и относительная молекулярная масса. Современная система атомных масс. Количество вещества и количество вещества эквивалента.

Закон объемных отношений (Гей-Люссак). Закон Авогадро и следствия из закона Авогадро. Законы газового состояния (закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака, уравнение Менделеева-Клапейрона, закон парциальных давлений Дальтона).

Относительная плотность одного газа по другому газу.

Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Оксиды, пероксиды.

Трехэлементные соединения. Гидроксиды. Соли.

Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Номенклатура оксидов.

Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований.

Кислоты: бескислородные и кислородосодержащие. Мета-, пиро-, ортокислоты. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот.

Соли: средние, кислые, основные. Двойные и смешанные соли. Номенклатура солей.

Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Определение заряда электрона и массы электрона. Радиоактивность. Основные характеристики альфа-, бета- и гамма-лучей. Закон Мозли. Заряд ядра как основная характеристика атома. Опыт по рассеянию альфа-частиц (Гейгер и Марсден). Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки. Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Фотоны. Уравнение Планка. Кванты. Теория строения атома по Бору. Постулаты Бора. Внутренняя противоречивость модели строения атома по Бору.

Корпускулярно-волновая двойственность частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантово-механическая модель атома водорода. Уравнение Шредингера. Волновая функция. Плотность вероятности и вероятность обнаружения электрона. Электронная орбиталь. Кривые радиального распределения.

Вероятность и нахождение электрона. Граничная поверхность. Узловая поверхность. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное квантовое число (n). Орбитальное квантовое число (l), магнитное квантовое число (m), спиновое квантовое число. Физический смысл квантовых чисел. Атомная орбиталь. Основное

и возбужденное состояния. Емкость энергетического подуровня и энергетического уровня. Многоэлектронные атомы. Факторы, влияющие на энергию атомной орбитали. Эффект экранирования и проникновения. Принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Правило Клечковского. Электронные формулы. Электронно-графические формулы.

Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов. Искусственная радиоактивность. «Меченые» атомы и их применение.

Первые попытки классификации химических элементов.

Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальные подтверждения теоретических предсказаний Д.И. Менделеева.

Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона.

Периодическая система как естественная система элементов. Периодическая таблица как форма периодической системы. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s-, p-, d-, f- семейств. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Периодически и не периодически изменяющиеся свойства элементов.

Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Внутренняя и вторичная периодичность. Периодическая таблица и электронные аналоги. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами. Границы и эволюция периодической системы.

Тема 3. Химическая связь

Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи.

Ковалентная связь. Квантовомеханические методы ее трактовки. Приближенный характер этих методов. Метод валентных связей (ВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания АО.

Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный механизм. Кластерные соединения. Многоцентровые связи. Полярные связи и полярность молекулы в целом.

Дипольные моменты связи. Эффективный заряд атома в молекуле. Свойства ковалентной связи. Насыщаемость, направленность, поляризуемость. Ковалентность элементов 1, 2 и 3 периодов. Их максимальная ковалентность. Направленность ковалентной связи. Теория направленных валентностей. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Теория отталкивания электронных пар.

Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от ее длины. Поляризующее действие воды.

Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Правило Фаянса. Ионный потенциал. Поляризующее действие и поляризуемость. Влияние электронной

конфигурации иона на силу поляризующего действия. Дополнительный поляризационный эффект. Степень полярности или ионности связи.

Свойства веществ с ионным типом связи. Валентность, степень окисления и координационное число атомов соединений с различным типом связи.

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества. Роль водородной связи в биологических процессах.

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.

Тема 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Истинная средняя скорость. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализаторов в промышленности.

Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температур. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.

Энергетика и направленность химических процессов. Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Понятие об энтропии. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).

Применение термодинамических функций для характеристики реакционной способности веществ и оценке возможности протекания химических реакций.

Тема 5. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия

Свойства растворов. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, молярная доля, моляльность.

Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Гидратация ионов. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Различные типы диссоциации гидроксидов. Зависимость характера диссоциации от полярности связи в молекуле. Ступенчатая диссоциация многоосновных гидроксидов. Основные представления протолитической теории кислот и оснований. Реакции в растворах электролитов. Направленность реакций в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы. Гидролиз солей.

Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии

Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Молярные массы эквивалентов в окислительно-восстановительных реакциях. Механизм возникновения электродного потенциала. Получение электрического тока в протекании химических реакций. Понятие о гальваническом элементе. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Окислительно-восстановительный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. ЭДС и константа окислительно-восстановительных реакций.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение. Потенциал разложения, перенапряжение. Электрохимическая поляризация. Химические источники тока.

Коррозия химическая и электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.

Тема 7. Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии

Типы комплексных соединений, используемых в аналитической химии и их классификации.

Ступенчатое комплексообразование. Количественные характеристики комплексных соединений.

Факторы, влияющие на комплексообразование. Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексных соединений и ее значение в титриметрии. Свойства комплексных соединений, имеющие аналитическое значение. Влияние комплексообразования на растворимость соединений, кислотно-основное равновесие, окислительно-восстановительный потенциал систем, стабилизацию различных степеней окисления элементов. Способы повышения чувствительности и селективности анализа с использованием комплексных соединений. Примеры. Основные направления использования органических реагентов в химическом анализе.

Понятие о функционально-аналитических группах. Влияние их природы в молекуле реагента на его взаимодействие с неорганическими ионами. Основные типы соединений, образуемых с участием органических реагентов. Хелаты, внутрикомплексные соединения. Факторы, определяющие устойчивость хелатов. Хелатный эффект. Важнейшие органические реагенты, применяемые в анализе для маскирования, разделения, обнаружения, определения ионов металлов.

Тема 8. Основы качественного анализа

Предмет, задачи и методы качественного анализа. Аналитические (качественные) реакции, признаки качественных реакций, чувствительность реакций, открываемый минимум, групповые и частные реактивы. Макро- и микроанализ, пирохимический анализ, анализ методом растирания. Системы качественного анализа. Деление анионов и катионов на аналитические группы. Оборудование и посуда в качественном анализе.

Способы выражения состава раствора. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа химического равновесия, способы ее выражения. Общие понятия о растворах. Слабые, сильные электролиты. Смещение химического равновесия. Расчет равновесных концентраций. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Растворимость. Равновесие в гетерогенной системе раствор-осадок.

Произведение растворимости (ПР). Условия образования и растворения осадков. Дробное осаждение и разделение. Равновесие в растворах кислот и оснований. Влияние pH раствора на диссоциацию кислот и оснований. Факторы, влияющие на растворимость труднорастворимых электролитов.

Тема 9. Основы количественного анализа.

Гравиметрический и титриметрический анализ

Сущность гравиметрического анализа. Виды осадков и способы их получения. Важнейшие операции гравиметрического анализа: взвешивание, осаждение, промывание, фильтрование, прокаливание осадка. Произведение растворимости. Оптимальные условия анализа. Лабораторная посуда и оборудование для гравиметрического анализа. Вычисление результатов анализа. Преимущества и недостатки гравиметрического анализа

Основные сведения о титриметрическом анализе, особенности и преимущества этого анализа. Требования к реакциям. Точка эквивалентности и способы ее фиксации. Индикаторы. Классификация методов.

Способы выражения концентрации рабочего раствора Растворы с молярной концентрацией эквивалента, молярные растворы. Титр и титрованные растворы. Растворы с титром приготовленным и титром установленным.

Исходные вещества. Требования к исходным веществам. Понятие о поправочном коэффициенте. Стандарт-титр (фиксаналы). Прямое, обратное титрование и титрование заместителя. Вычисления в титриметрическом методе. Измерительная посуда: мерные колбы, пипетки, бюретки и другие.

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПРЕПОДАВАНИЮ И ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

5.1. Указания для преподавателей по организации и проведению учебных занятий по дисциплине (модулю)

Лекционные и практические занятия проводятся 1 раз в две недели в объеме 2 часов. По окончании изучения каждой темы студенты проходят тестовый контроль, собеседование и контрольные работы.

Перечень учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине:

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. / Н.С. Ахметов. – 8-е изд., стер. – СПб.: Издательство «Лань», 2014. – 752 с. - http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684
2. Вопросы, тестовые задания и задачи по химии: учебное пособие / сост.: А.В.Великородов, А.Г. Глинина, А.В. Клементьева, В.Б. Ковалев, Л.А. Кривенцева, Э.Ф. Матвеева, С.Б. Носачев, Е.Б. Семенова, О.В. Хабарова, Е.В. Щепетова; под общ. ред. А.В. Великородова, - Астрахань :Астраханский государственный университет, Издательский дом «Астраханский университет», 2018. – 276 с. (44 экз.).
3. Харитонов Ю.Я. Аналитическая химия: Аналитика. В 2 кн. Кн. 1. Общие теоретические вопросы. Качественный анализ. Учеб. для вузов. / Ю.Я. Харитонов. – М.: Высш. шк., 2005. – 615 с. ISBN 5-06-003835-1: 102-00 : 102-00. (9 экз.)
4. Харитонов Ю.Я. Аналитическая химия: Аналитика. В 2 кн. Кн. 2. Количественный анализ. Физико-химические (инструментальные) методы анализа: Учеб. для вузов. – 2-е изд., испр. / Ю.Я. Харитонов. – М.: Высш. шк., 2005. – 559 с. ISBN 5-06-003965-X: 106-13 : 106-13. (6 экз.)

5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины (модулю)

Таблица 4. - Содержание самостоятельной работы обучающихся

Номер темы	Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол-во часов	Формы работы
1	Простые и сложные вещества. Распространенность элементов в земной коре и космосе. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси. Основные методы получения чистых веществ, ПДК. Классификация химических реагентов по степени чистоты. Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения. Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Интерметаллические соединения. Классификация сложных веществ по функциональным признакам.	8	Собеседование
2	Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов. Искусственная радиоактивность. «Меченые» атомы и их применение. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым методом интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальные подтверждения теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами. Границы и эволюция периодической системы.	8	Собеседование
3	Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества. Роль водородной связи в биологических процессах. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.	8	Собеседование

4	Ионный и радикальный механизмы химических реакций. Свободные радикалы. Понятие о цепных реакциях. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализаторов в промышленности. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.	8	Собеседование
5	Растворы. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, моляльность. Основные положения теории электролитической диссоциации. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы. Вычисление pH в растворах щелочей и оснований. Буферные системы и их значение в анализе. Вычисление pH буферных растворов. Произведение растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость электролитов. Солевой эффект. Дробное осаждение. Условие образования и растворение осадков. Гидролиз. Механизм гидролиза. Факторы, влияющие на процесс гидролиза. Константы и степень гидролиза. Вычисления константы и степени гидролиза солей. Вычисление pH и pOH в растворах гидролизующихся солей. Значение гидролиза в качественном анализе.	10	Собеседование
6	Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Молярные массы эквивалентов в окислительно-восстановительных реакциях.	10	Собеседование
7	Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений: типичные комплексные соединения, хелаты, полиядерные комплексы, аквакомплексы (кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов). Аммиакаты. Ацидокомплексы. Двойные соли как частный случай ацидокомплексов. Природа химической связи в комплексных соединениях. Комплексные ионы в водных растворах. Условия образования и разрушения комплексов в растворах.	10	Собеседование

	Образование и разрушение комплексных ионов в растворах. Зависимость устойчивости комплексных соединений в растворах от природы комплексообразователя и лигандов. Кислотно-основные свойства комплексных соединений. Окислительно-восстановительные свойства комплексов.		
8	Этапы развития аналитической химии. Системы качественного анализа. Сульфидная система анализа катионов, ее сущность. Положительные стороны и недостатки сульфидной системы анализа катионов. Деление катионов и анионов на аналитические группы. Групповые реагенты. Положительные стороны и недостатки кислотно-щелочной системы. Систематический и дробный ход анализа. Сущность систематического хода анализа. Общеаналитические, групповые и специфические реакции и реагенты. Дробные анализы, их сущность и перспективы развития..	5	Собеседование.
9	Предмет и методы количественного анализа. Значение и роль количественного анализа в развитие химических проблем и в решение практических вопросов. Основные разделы количественного анализа. Физические и физико-химические методы количественного анализа, их характеристика. Условия осаждения. Полнота осаждения. Созревание осадков. Чистота осадков. Адсорбция и окклюзия как причины загрязнения осадков. Промывание, высушивание и прокаливание осадков. Объемный анализ. Сущность и методы объемного анализа. Необходимые условия для объемного анализа. Выражение концентраций в объемном анализе. Исходные вещества и требования к ним. Приготовление исходных и рабочих титрованных растворов. Вычисление в объемном анализе. Сущность методов кислотно-основного титрования и область их применения. Ацидиметрия и алкалиметрия. Кислотность и щелочность среды и водородный показатель. Точка нейтральности и конечная точка титрования.	5	Собеседование.

5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины (модуля), выполняемые обучающимися самостоятельно

Темы рефератов

1. Сульфидная система анализа катионов, ее сущность.
2. Кислотно-щелочная система анализа катионов.
3. Сущность методов кислотно-основного титрования и область их применения.
4. Физические и физико-химические методы количественного анализа.
5. Сущность и методы объемного анализа.

6. Аналитическая классификация катионов и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.
7. Природа химической связи в комплексных соединениях.
8. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс.
9. Сущность и классификация методов редоксиметрии.
10. Коррозия химическая и электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.
11. Гидролиз. Значение гидролиза в качественном анализе.
12. Современные теории кислот и оснований.
13. Буферные системы и их значение в анализе.
14. Основные положения теории электролитической диссоциации.
15. Растворы. Физико-химические свойства разбавленных растворов.
16. Химическое равновесие.
17. Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции.
18. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем.
19. Развитие представлений о сущности химической связи.
20. Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе.
21. Современные представления о строении атома.
22. Классификация и номенклатура неорганических соединений.
23. Основные понятия и законы химии.

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки, реализация компетентностного подхода предусматривает использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития требуемых компетенций обучающихся.

6.1. Образовательные технологии

Таблица 5 – Образовательные технологии, используемые при реализации учебных занятий

Раздел, тема дисциплины (модуля)	Форма учебного занятия		
	Лекция	Практическое занятие, семинар	Лабораторная работа
Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений	Обзорная лекция	Проект Практическая работа «Как на практике определить эквивалент металла»	Не предусмотрено
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	Обзорная лекция	Семинарское занятие Обучение в малых группах	Не предусмотрено
Тема 3. Химическая связь	Обзорная лекция	Сформулировать– поделиться– создать – проверить Семинарское занятие	Не предусмотрено

Тема 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	Обзорная лекция	Групповые дискуссии	Не предусмотрено
Тема 5. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия	Проблемная лекция	Семинарское занятие Сформулировать– поделиться– создать – проверить	Не предусмотрено
Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии	Проблемная лекция	Семинарское занятие Обучение в малых группах	Не предусмотрено
Тема 7. Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии	Обзорная лекция	Групповые дискуссии	Не предусмотрено
Тема 8. Основы качественного анализа	Обзорная лекция	Групповые дискуссии	Не предусмотрено
Тема 9. Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ	Обзорная лекция	Групповые дискуссии	Не предусмотрено

6.2. Информационные технологии

Использование интернет-ресурса www.asu.edu.ru (представлены учебно-методические материалы для усвоения студентами курса).

Использование электронных учебников и различных сайтов (например, электронные библиотеки, журналы и т.д.) как источников информации.

Использование виртуальной обучающей среды (LMS Moodle «Электронное образование») или иных информационных систем, сервисов и мессенджеров.

6.3. Программное обеспечение, современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

6.3.1. Программное обеспечение

Наименование программного обеспечения	Назначение
Adobe Reader	Программа для просмотра электронных документов
Платформа дистанционного обучения LMS Moodle	Виртуальная обучающая среда
Mozilla FireFox	Браузер
Microsoft Office 2013, Microsoft Office Project 2013, Microsoft Office Visio 2013	Пакет офисных программ
7-zip	Архиватор
Microsoft Windows 7 Professional	Операционная система
Kaspersky Endpoint Security	Средство антивирусной защиты
Google Chrome	Браузер
Notepad++	Текстовый редактор
OpenOffice	Пакет офисных программ
Opera	Браузер
Paint .NET	Растровый графический редактор

Наименование программного обеспечения	Назначение
Microsoft Security Assessment Tool. Режим доступа: http://www.microsoft.com/ru-ru/download/details.aspx?id=12273 (Free) Windows Security Risk Management Guide Tools and Templates. Режим доступа: http://www.microsoft.com/en-us/download/details.aspx?id=6232 (Free)	Программы для информационной безопасности
WinDjView	Программа для просмотра файлов в формате DJV и DjVu

6.3.2. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Универсальная справочно-информационная полнотекстовая база данных периодических изданий ООО «ИВИС» http://dlib.eastview.com Имя пользователя: AstrGU Пароль: AstrGU
Электронные версии периодических изданий, размещённые на сайте информационных ресурсов www.polpred.com
Электронный каталог Научной библиотеки АГУ на базе MARK SQL НПО «Информ-систем» https://library.asu.edu.ru/catalog/
Электронный каталог «Научные журналы АГУ» https://journal.asu.edu.ru/
Корпоративный проект Ассоциации региональных библиотечных консорциумов (АРБИКОН) «Межрегиональная аналитическая роспись статей» (МАРС) – сводная база данных, содержащая полную аналитическую роспись 1800 названий журналов по разным отраслям знаний. Участники проекта предоставляют друг другу электронные копии отсканированных статей из книг, сборников, журналов, содержащихся в фондах их библиотек. http://mars.arbicon.ru
Справочная правовая система КонсультантПлюс. Содержится огромный массив справочной правовой информации, российское и региональное законодательство, судебную практику, финансовые и кадровые консультации, консультации для бюджетных организаций, комментарии законодательства, формы документов, проекты нормативных правовых актов, международные правовые акты, правовые акты, технические нормы и правила. http://www.consultant.ru
Единое окно доступа к образовательным ресурсам http://window.edu.ru
Министерство науки и высшего образования Российской Федерации https://minobrnauki.gov.ru
Министерство просвещения Российской Федерации https://edu.gov.ru
Федеральное агентство по делам молодежи (Росмолодёжь)

https://fadm.gov.ru
Федеральная служба по надзору в сфере образования и науки (Рособрнадзор) http://obrnadzor.gov.ru
Сайт государственной программы Российской Федерации «Доступная среда» http://zhit-vmeste.ru
Российское движение школьников https://рдш.рф
Электронная библиотечная система IPRbooks www.iprbookshop.ru
Электронно-библиотечная система BOOK.ru https://book.ru
Электронная библиотечная система издательства ЮРАЙТ, раздел «Легендарные книги». www.biblio-online.ru , https://urait.ru/
Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех» https://biblio.asu.edu.ru <i>Учётная запись образовательного портала АГУ</i>

7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

7.1. Паспорт фонда оценочных средств

При проведении текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине (модулю) «Неорганическая и аналитическая химия» проверяется сформированность у обучающихся компетенций, указанных в разделе 3 настоящей программы. Этапность формирования данных компетенций в процессе освоения образовательной программы определяется последовательным освоением дисциплин (модулей) и прохождением практик, а в процессе освоения дисциплины (модуля) – последовательным достижением результатов освоения содержательно связанных между собой разделов, тем.

Таблица 6. - Соответствие разделов, тем дисциплины (модуля), результатов обучения по дисциплине (модулю) и оценочных средств

Контролируемый раздел, тема дисциплины (модуля)	Код контролируемой компетенции (компетенций)	Наименование оценочного средства
Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение Классификация и номенклатура неорганических соединений	ОПК-1, ОПК-2	Собеседование Рейтинговая контрольная работа 1
Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	ОПК-1, ОПК-2	Собеседование Рейтинговая контрольная работа 2
Химическая связь	ОПК-1, ОПК-2	Собеседование Рейтинговая контрольная работа 2

Скорость химических реакций. Химическое равновесие	ОПК-1, ОПК-2	Собеседование Рейтинговая контрольная работа 3
Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия	ОПК-1, ОПК-2	Собеседование, Рейтинговая контрольная работа 3
Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии	ОПК-1, ОПК-2	Собеседование Рейтинговая контрольная работа 4
Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии	ОПК-1, ОПК-2	Собеседование Рейтинговая контрольная работа 4
Основы качественного анализа	ОПК-1, ОПК-2	Собеседование Рейтинговая контрольная работа 5
Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ	ОПК-1, ОПК-2	Собеседование Рейтинговая контрольная работа 5

7.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций, описание шкал оценивания

Таблица 7 - Показатели оценивания результатов обучения в виде знаний

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует глубокое знание теоретического материала, умение обоснованно излагать свои мысли по обсуждаемым вопросам, способность полно, правильно и аргументировано отвечать на вопросы, приводить примеры
4 «хорошо»	демонстрирует знание теоретического материала, его последовательное изложение, способность приводить примеры, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует неполное, фрагментарное знание теоретического материала, требующее наводящих вопросов преподавателя, допускает существенные ошибки в его изложении, затрудняется в приведении примеров и формулировке выводов
2	демонстрирует существенные пробелы в знании теоретического материала, не способен его изложить и ответить на наводящие вопросы

«неудовлетворительно»	преподавателя, не может привести примеры
-----------------------	--

Таблица 8 - Показатели оценивания результатов обучения в виде умений и владений

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы
4 «хорошо»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует отдельные, несистематизированные навыки, испытывает затруднения и допускает ошибки при выполнении заданий, выполняет задание по подсказке преподавателя, затрудняется в формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	не способен правильно выполнить задание

7.3. Контрольные задания и иные материалы, необходимые для оценки результатов обучения по дисциплине (модулю)

Вопросы для собеседования по дисциплине «Неорганическая и аналитическая химия»

К теме «Основные законы и понятия химии. Основные классы неорганических соединений»

1. Объем резиновой камеры автомобильной шины равен $0,025 \text{ м}^3$, давление в ней $5,0665 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определите массу воздуха, находящегося в камере при 20°C .
2. Рассчитайте молекулярную массу газа, если $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его при 20°C и $0,253 \cdot 10^5 \text{ Па}$ занимают объем $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.
3. Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38% фосгена COCl_2 и 62 % хлора Cl_2 .
4. Определите массу 10^{-3} м^3 газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).
5. Газ (н.у.) занимает объем 1 м^3 . При какой температуре объем газа утроится, если давление газа не меняется?
6. 9. Определите давление кислорода, если $0,1 \text{ кг}$ этого газа находится в сосуде объемом $0,02 \text{ м}^3$ при 20°C .
7. Какую массу CaCO_3 надо взять, чтобы получить при его прокаливании диоксид углерода, занимающий объем $25 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ при 15°C и давлении 104000 Па ?

8. Вычислите объем 0,100 кг газовой смеси состава $3\text{CO}+2\text{CO}_2$ при 50°C и давлении 98600 Па.
9. Из $5 \cdot 10^{-3}$ кг хлората калия KClO_3 было получено $0,7 \cdot 10^{-3}$ м³ кислорода, измеренного при 20°C и давлении 111900 Па. Определите массовую долю примесей в хлорате калия.
10. Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для кислот и оснований в реакциях полной нейтрализации?
11. Что называют количеством вещества эквивалента? Чему равна эта величина для $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 (в реакциях полной нейтрализации), BaCl_2 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, взятых количеством вещества 1 моль?
12. Для растворения металла массой 16,86 г потребовалась серная кислота массой 14,7 г. Вычислите молярную массу эквивалента металла.
13. Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.
14. Получите по два оксида из различных исходных веществ: а) кислот, б) оснований, в) солей.
15. Какие соединения называют солями? Укажите возможные способы их получения.
16. Какие соединения называют кислотами? Укажите возможные способы их получения.
17. Какие соединения называют основаниями? Укажите возможные способы их получения.

К теме «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности?
2. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
3. Квантовые числа. Их физический смысл.
4. Правила распределения электронов в атоме.
5. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?
6. Чему равно число всех возможных ионизационных потенциалов для данного атома и что является причиной увеличения их значений в ряду: $I_1 < I_2 < I_3 \dots$?
7. Как зависит величина ионизационного потенциала от значения для электрона главного квантового числа и чем эта зависимость обусловлена?
8. Как можно по экспериментально найденным ионизационным потенциалам установить наличие в атоме электронных слоев и число электронов, которые они содержат? Покажите это, пользуясь значениями этих величин для бериллия: $I_1=9,3$; $I_2=18,2$; $I_3=153,7$ и $I_4=217$ эВ.
9. Как должны отличаться друг от друга ионизационные потенциалы атомов: а) натрия и хлора, б) калия и криптона, в) бериллия и бария?
10. Что называют сродством атома к электрону? Для каких элементов эта величина имеет наибольшее положительное значение и для каких отрицательное значение? Какие экспериментальные данные указывают на невозможность существования многозарядных простых ионов?
11. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?
12. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью? Как по значению этой величины можно, судить о направлении смещения электронной плотности при образовании связей?
13. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и ионе?

14. Чему равна степень окисления натрия, кальция и хлора, если они находятся в виде свободных ионов: Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , и хрома, если он находится в составе сложного иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?
15. Какая степень окисления должна быть более характерна для элемента при высоких или низких значениях его ЭО?
16. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома.

К теме «Химическая связь»

Ковалентная связь.

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы H_2 , зная, что $r/\text{H}=0,053\text{нм}$, а $d/\text{H-H}=0,074\text{нм}$.
2. Почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое состояние отсутствует?
3. В рамках теории ВС объяснить, почему у большинства р-элементов с переменной валентностью её значения различаются на 2?
4. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома $3s^2p^2$, $4s^2p^3$, $5s^2p^4$, $6s^1p^5$ характерны переменная чётная и переменная нечётная валентность?
5. На основании разности электроотрицательности атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности связи в соединениях HF , HCl , HBr , HI ?
6. Как согласовать малую полярность связи в молекуле CO ($\mu = 3,33 \cdot 10^{-31}$ Кл·м) со значительным различием в ЭО С и О ЭО(С)=2,5; ЭО(О) = 3,5.
7. Установить пространственную структуру следующих молекул:
- COS , COCl_2 , CF_4 , SiF_6^{2-} ;
 - NH_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} ;
 - H_2S , SCl_2 , SF_4 , SO_2F_2 ;
 - Cl_2O , ClO_3^- , ClO_4^- , JO_6^{5-} .
8. Покажите влияние неподелённых электронных пар /НП/ на форму молекул BrF_3 , SF_4 , JCl_4^- , JF_5 . Предскажите /экваториальное или аксиальное/ расположение НП.

Ионная связь.

1. Температура плавления $\text{CaCl}_2=780^\circ\text{C}$, $\text{CdCl}_2=560^\circ\text{C}$; радиус Са равен 0,104 нм, Cd— 0,09 нм. Объяснить различие температур плавления.
2. При переходе от CsF к CsJ температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температуры плавления.
3. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl_3 в сравнении с AuCl .
4. BaCl_2 в водных растворах диссоциирует полностью, а HgCl_2 почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.
5. Какое соединение термически более устойчиво: а) PbCO_3 и CaCO_3 , б) HgCl_4 и PbCl_4 , в) FeCl_3 и NiCl_3 , г) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$, д) MgCO_3 и SrCO_3 .

Межмолекулярное взаимодействие.

1. Чем объясняется разность температур кипения азота ($-195,8^\circ\text{C}$), кислорода (-183°C) и фтора ($-187,9^\circ\text{C}$)? Почему намного отличается от них температура кипения хлора (-34°C)?
2. Чем объяснить разную энергию водородных связей.
3. Как и почему изменяется агрегатное состояние простых веществ при комнатной температуре в ряду фтор-йод. Какое агрегатное состояние должен иметь астат?
4. Чем объяснить, что температура плавления воды значительно выше температуры плавления фтороводорода (-83°C), хотя дипольный момент молекулы воды ($0,61 \cdot 10^{-29}$ Кл·м) меньше, чем молекулы HF ($0,636 \cdot 10^{-29}$ Кл·м).

К теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Реакция идет по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?

2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В — 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна $0,8 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{мин}^{-1}$. Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.

3. Разложение N_2O на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости данной реакции равна $5 \cdot 10^{-4} \text{ л/моль} \cdot \text{мин}$ при 1173 К. Начальная концентрация N_2O 3,2 моль/л. Определите скорость реакции при заданной температуре в начальный момент и в тот момент, когда разложится 25 % N_2O .

4. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $\text{C}(\text{NO}) = 0,8$; $\text{C}(\text{O}_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л?

5. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ $K = 0,26$. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,28 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации N_2O_4 . Какая массовая доля в % этого вещества продиссоциировала к моменту установления равновесия?

6. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{CO} = \text{COCl}_2$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л): $\text{C}(\text{Cl}_2) = 2,5$; $\text{C}(\text{CO}) = 1,8$; $\text{C}(\text{COCl}_2) = 3,2$.

7. Химическое равновесие реакции $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $\text{C}(\text{COCl}_2) = 10$; $\text{C}(\text{CO}) = 2$; $\text{C}(\text{Cl}_2) = 4$. В равновесную систему добавили хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.

8. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ равны (моль/л): $\text{C}(\text{кислоты}) = 0,02$; $\text{C}(\text{спирта}) = 0,32$; $\text{C}(\text{эфира}) = 0,08$; $\text{C}(\text{воды}) = 0,08$. Какими стали равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в 4 раза?

К теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Реакция идет по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?

2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В — 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна $0,8 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{мин}^{-1}$. Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.

3. Разложение N_2O на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости данной реакции равна $5 \cdot 10^{-4} \text{ л/моль} \cdot \text{мин}$ при 1173 К. Начальная концентрация N_2O 3,2 моль/л. Определите скорость реакции при заданной температуре в начальный момент и в тот момент, когда разложится 25 % N_2O .

4. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $\text{C}(\text{NO}) = 0,8$; $\text{C}(\text{O}_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л?

5. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ $K = 0,26$. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,28 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации N_2O_4 . Какая массовая доля в % этого вещества продиссоциировала к моменту установления равновесия?

6. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{CO} = \text{COCl}_2$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л): $C(\text{Cl}_2) = 2,5$; $C(\text{CO}) = 1,8$; $C(\text{COCl}_2) = 3,2$.

7. Химическое равновесие реакции $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $C(\text{COCl}_2) = 10$; $C(\text{CO}) = 2$; $C(\text{Cl}_2) = 4$. В равновесную систему добавили хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.

8. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ равны (моль/л): $C(\text{кислоты}) = 0,02$; $C(\text{спирта}) = 0,32$; $C(\text{эфира}) = 0,08$; $C(\text{воды}) = 0,08$. Какими стали равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в 4 раза?

К теме «Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия»

1. Какие вещества называют электролитами? Чем отличаются их водные растворы от растворов неэлектролитов?

2. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения. Какую из них и почему называют постоянной величиной?

3. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.

4. Как и почему влияет на степень диссоциации слабого электролита введение в его раствор одноименного иона и разбавление раствора?

5. Почему константа электролитической диссоциации является более удобной характеристикой электролита по сравнению со степенью диссоциации?

6. Закон разбавления Оствальда.

7. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Расчет pH в растворах сильных и слабых кислот и оснований.

8. Буферные растворы. Расчет pH буферных систем.

9. Всегда ли нейтральность раствора соли указывает на отсутствие гидролиза? Объясните.

10. Для растворов каких солей pH имеет такое же значение, как для воды? Покажите это на примере NaCl и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

11. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K_2SO_4 , Na_2Se , BaS , RbNO_3 , ZnCl_2 , K_2SO_3 , KClO_3 , HCOOK , NaClO_4 , KBrO ?

12. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO_3 или NaNO_2 , CH_3COOK или $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KClO или KClO_3 ?

13. Для каких солей гидролиз проходит ступенями? Чем определяется их число и как изменяется интенсивность гидролиза от первой ступени к последней?

14. Что называют константой гидролиза K_2 . Зависит ли эта величина от: природы соли, концентрации раствора, температуры? Чем определяется большее или меньшее значение K_2 для различных солей?

15. Использование процессов гидролиза в аналитической химии.

16. Гетерогенные равновесия в аналитической химии. Расчет растворимости и произведения растворимости (ПР).

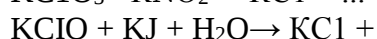
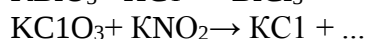
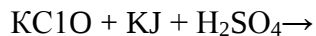
17. Влияние на растворимость одноименного иона. Солевой эффект.

К теме «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии»

1. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?

3. Что называют окислительно-восстановительными коэффициентами? Какие методы существуют для их определения? Покажите сущность каждого и объясните, в каких случаях и почему один из них предпочтительнее другого.

4. Напишите уравнения полуреакций и ионно-молекулярные уравнения, которыми могут быть выражены процессы окисления и восстановления в водных растворах, идущих по следующим схемам:



5. Покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций на примере изменения окислительной емкости перманганат - иона.

Электродные потенциалы и направление окислительно-восстановительных реакций

1. Какие окислительно-восстановительные системы называют гетеро- и гомогенными? Что является причиной возникновения скачка потенциала в системах первого типа? Удастся ли экспериментально определить его абсолютное значение, относительное значение?

2. Чем должны отличаться друг от друга две окислительно-восстановительные системы для того, чтобы их можно было использовать при составлении гальванического элемента?

3. По какой формуле можно найти электродный потенциал металла при любых температуре и концентрации раствора его соли, если для него известно значение φ° ? При каких условиях $\varphi = \varphi^\circ$?

4. Какие изменения концентраций растворов солей на электроде-окислителе и электроде-восстановителе приводят к увеличению и уменьшению ЭДС?

Электролиз.

1. Какие электрохимические процессы протекают на электродах при электролизе расплавов электролитов? Приведите примеры.

2. Из каких процессов складывается общая реакция электрохимического разложения вещества?

3. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов? Какие ионы и молекулы, находящиеся в водных растворах солей могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. При каких условиях и из каких солей, возможно, получить с помощью электролиза одновременно щелочь и кислоту?

5. Дайте формулировку законов Фарадея и их математические выражения. Что называют числом Фарадея F ? Чему равна эта величина в кулонах и ампер·часах?

К теме «Комплексные соединения.

Равновесия в растворах КС в аналитической химии»

1. Какие соединения можно отнести к комплексным?

2. Пользуясь положениями координационной теории Вернера дайте определения следующим понятиям: а) комплексообразователь, б) лиганды, в) координационное число комплексообразователя, г) внутренняя и внешняя сфера комплекса.

3. Как определяются заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя?

4. Какая связь между строением атомов элементов и их способностью к комплексообразованию? Приведите примеры типичных комплексообразователей.

5. Приведите примеры типичных лигандов. Какие лиганды называются монодентатными и какие полидентатными?

6. Какое влияние должно оказывать на значение координационного числа увеличение радиуса и заряда: а) комплексообразователя, б) лигандов? Каким соотношением двух сил, действующих между центральным атомом и лигандами и между самими лигандами, определяется координационное число?

7. Приведите примеры комплексных соединений:

- 1) с комплексным анионом,
- 2) с комплексным катионом,
- 3) являющихся неэлектролитами.

Дайте им название.

8. Дайте определение и приведите примеры основных типов комплексных соединений.

9. Укажите основные виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.

10. Как с позиций метода валентных связей объяснить образование связей между комплексообразователем и лигандами? Какие орбитали центрального атома могут одновременно участвовать в образовании связей? Чем это определяется?

11. Какую геометрическую конфигурацию имеет комплексный ион при значении координационного числа комплексообразователя 2, 4, 6? Укажите соответствующие типы гибридизации орбиталей.

12. Какие комплексные соединения называются внешнеорбитальными и внутриорбитальными? Чем объясняется их различная прочность?

13. Какие комплексы называют высокоспиновыми и низкоспиновыми? Укажите параметры, которые являются для них общими и различными.

14. Диссоциация комплексных соединений. Вычисление концентрации продуктов ионизации комплексов.

15. Разрушение комплексных ионов и использование комплексообразования при растворении осадков.

К теме «Основы качественного анализа»

1. Предмет, задачи и методы качественного анализа.

2. Макро-, микро-, полумикро- и ультромикроанализ. Реакции окрашивания пламени. Капельный и микрокристаллический анализы.

3. Системы качественного анализа. Сульфидная и кислотнo-щелочная системы анализа катионов, их сущность. Деление катионов и анионов на аналитические группы. Групповые реагенты.

4. Систематический и дробный ход анализа. Сущность систематического хода анализа. Дробные анализы, их сущность и перспективы развития.

5. Чувствительность аналитических реакций. Открываемый минимум, предельная концентрация или предельное разбавление. Взаимосвязь этих показателей и их практическое использование в анализе.

6. Классификация анионов. Общая характеристика групп. Групповые реагенты. Анионы-окислители и анионы-восстановители. Открытие ионов при совместном присутствии. Анализ сухого вещества. Переведение веществ в раствор и ход анализа.

К теме «Основы количественного анализа.

Гравиметрический и титриметрический анализ»

1. Предмет и методы количественного анализа. Физические, химические и физико-химические методы количественного анализа, их характеристика.

2. Сущность гравиметрического анализа. Количественное выделение из раствора компонента в виде осадка. Осаждаемая и гравиметрическая формы осадка.

3. Осадки кристаллические и аморфные. Выбор и расчет количества осадителя. Условия осаждения. Полнота осаждения. Созревание осадков. Чистота осадков.

4. Промывание, высушивание и прокаливание осадков. Точность гравиметрического анализа. Расчеты в гравиметрическом анализе.

5. Сущность титриметрического (объемного) анализа. Методы объемного анализа. Выражение концентраций в объемном анализе.
6. Приготовление исходных и рабочих титрованных растворов. Исходные вещества и требования к ним.
7. Вычисления в объемном анализе.
8. Сущность методов кислотно-основного титрования и область их применения. Ацидиметрия и алкалиметрия.
9. Кислотность и щелочность среды и водородный показатель. Точка нейтральности и конечная точка титрования. Индикаторы методов кислотно-основного титрования.
10. Различные случаи титрования. Кривые титрования. Точка эквивалентности в различных случаях титрования. Выбор индикаторов для конкретных случаев.

**Примерный комплект заданий для контрольных работ по дисциплине
«Неорганическая и аналитическая химия»**

**Тема «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение»,
«Классификация и номенклатура неорганических соединений»**

Вариант № 1

1. 1г некоторого металла соединяется с 8,89г брома и с 1,78г серы. Найдите эквивалентные массы брома и Me, зная, что эквивалентная масса серы 16,0г/моль.
2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow[1200^\circ\text{C}]{\text{SiO}_2 + \text{C}} \text{A} \xrightarrow[t^\circ\text{C}]{\text{Ca}} \text{B} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{C} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{D} \xrightarrow{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \text{E}$$
3. Напишите графические формулы соединений и дайте их названия: H_2O_2 , SnO_2 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, NaH_2AsO_4 .
4. Какой объем кислорода следует добавить к 1 м^3 воздуха (21% O_2), чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 25%.

Вариант № 2

1. Определите массу серы, образующейся при взаимодействии сероводорода количеством вещества эквивалента 0,01моль с избытком концентрированной HNO_3
2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:

$$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \leftarrow \text{X}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$
3. Составьте формулы (эмпирические графические) всех возможных солей образованных гидроксидом магния и хромовой кислотой. Дайте названия солям.
4. К 50мл смеси в 2-х оксидах углерода добавили 100мл кислорода и подожгли. В результате реакции общий объем газов уменьшился на 10%. Все объемы газов измерялись при одинаковых условиях. Определите объемный состав исходный смеси.

Тема «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «Химическая связь»

Вариант № 1

1. Для скольких АО сумма $n+l=8$? Есть ли такие орбитали у элементов периодической системы? Атомы, каких элементов имеют наибольшее значение суммы $n+l$?
2. Напишите электронно-графические формулы: Cr, Cl^{+5} , Te^{-2} , Tb.
3. Напишите электронные формулы еще неоткрытых элементов №108,
4. Установите пространственную структуру следующих молекул и ионов, определив орбитали центрального атома и их тип гибридизации: NF_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} .
5. Чем объяснить значительно более высокие $T_{\text{пл}}$ и $T_{\text{к}}$ воды и плавиковой кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?

Вариант № 2

1. Укажите значение квантовых чисел для внешних электронов в атомах элементов с порядковым номером 11, 14, 20, 23, 33.
2. Напишите электронно-графические формулы: Pd, Zr^{+2} , S^{-2} , Fm.
3. Сколь связей у атома серы в молекуле SO_2Cl_2 , у углерода в молекуле $COCl_2$; как это согласуется с типом гибридизации?
4. Какая молекула может существовать и почему? ClF_3 , $FeCl_3$, BrI_3 , IBr_3 .
5. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: $E_1=733$, $E_2=1447$ и $E_3=7718$ кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E_3 ?

Тема «Скорость химических реакций. Химическое равновесие», «Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия»

Вариант № 1

1. Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + O_2 \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$, если: а) увеличить давление в системе в 3 раза; б) уменьшить объем системы в 3 раза; в) повысить концентрацию NO в три раза?
2. Найти константу равновесия реакции $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия диссоциировало 50 % N_2O_4 .
3. Какой объем 0,2 н раствора щелочи потребуется для осаждения в виде гидроксида железа (III) всего железа, содержащегося в 100 мл 0,5 н раствора хлорида железа (III).
4. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:
 $AgNO_3 + K_2S \rightarrow$ $K_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
 $NH_4OH + HCN \rightarrow$ $Ca(OH)_2 + HCl \rightarrow$
5. Написать гидролиз солей $AlCl_3$, $(NH_4)_3PO_4$, $Cu(CH_3COO)_2$, KI, $Ba(NO_3)_2$.

Вариант № 2

1. При 393 К реакция заканчивается за 18 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
2. В начальный момент протекания реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ концентрации были равны (моль/л): $c(N_2) = 1,5$; $c(H_2) = 2,5$; $c(NH_3) = 0$. Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0,5 моль/л?
3. Какой объем 2 М раствора карбоната натрия надо взять для приготовления 1 л 0,25 н раствора?
4. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:
 $NH_4OH + H_2SO_4 \rightarrow$ $CH_3COOK + HCl \rightarrow$
 $SrSO_4 + BaCl_2 \rightarrow$ $Na_2S + HCl \rightarrow$
5. Написать гидролиз солей $FeBr_2$, $Ca(HS)_2$, $KClO_4$, $CuCl_2$, $NaNO_3$.

Тема «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии», «Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии»

Вариант № 1

1. Напишите уравнения реакций, и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом:
 $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + \dots$
 $Na_2S_2O_3 + KOCl \rightarrow$
 $H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + \dots$
2. Назвать комплексные соединения: $Na_3[V(CNS)_6]$, $[Ti(H_2O)_6]Cl_3$, $[Cu(CNS)_2(NH_3)_2]$ (1 любой комплексный ион расписать по МВС).
3. Написать формулы: а) дицианоаргентат(I) калия; б) хлорид тетраамминоксоосмий(IV).

4. В каком растворе больше концентрация ионов Cd^{2+} в 0,1М $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ или в 0,1М $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$? Во сколько раз?
5. Образуется ли осадок сульфида кадмия, если к 0,1М раствору соли $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ добавили равный объем 0,1М раствора сульфида натрия?

Вариант № 2

1. Напишите уравнения реакций, и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом:

$$\text{As}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \dots$$

$$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$$

$$\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$$
2. Назвать комплексные соединения: $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{CNS})_2(\text{C}_2\text{O}_4)]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]\text{SO}_4$, $\text{K}_4[\text{CrF}_6]$ (1 любой комплексный ион расписать по МБС).
3. Написать формулы: а) аквапентахлорорутенат(III) натрия; б) гексаамминхром(III) гексанитрокобальтат(III).
4. Вычислить концентрацию ионов Hg^{2+} в 0,1М растворе $\text{K}_2[\text{HgCl}_4]$.
5. Рассчитайте, образуется ли осадок FeS , если к 0,2М раствору $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ добавить равный объем 0,02 М раствора Na_2S .

Тема «Основы качественного и количественного анализа. Гравиметрический анализ. Титриметрический анализ»

Вариант № 1

1. Из навески стальных стружек в 2,051г после соответствующей обработки был получен прокаленный осадок WO_3 массой 0,1898г. Вычислить массовую долю (%) вольфрама в анализируемой стали.
2. Из 10мл 5,23%-ного раствора H_2SO_4 осаждаются ионы SO_4^{2-} раствором хлорида бария. Сколько мл хлорида бария потребуется, если избыток осадителя составляет 20%?
3. Какой объем воды потребуется для промывания осадка $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ массой 0,5 г, чтобы потери за счет растворимости не превышали 0,05%?
4. Навеску неизвестного вещества массой 2,000 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. На титрование 25,00 мл раствора израсходовали 20,00 мл 0,4455 М HCl . Определить, что входило в состав анализируемого вещества: KOH или NaOH .
5. Какую массу KMnO_4 надо взять для приготовления: а) 500,0 мл 0,05 н. раствора ($f_{\text{экв}} = 1/5$); б) 500 мл раствора с $T(\text{KMnO}_4/\text{Fe}) = 0,005932$? Во всех случаях предусматривается титрование в кислой среде.

Вариант № 2

1. При анализе пробы гранита из навески в 1,096г было получено 0,0198г прокаленного осадка $\text{P}_2\text{O}_5 \cdot 24\text{MoO}_3$. Вычислить массовую долю (%) фосфора и оксида фосфора (V) в этой пробе.
2. Осадок, содержащий 0,3г CaCO_3 , промыт 300мл воды. Рассчитайте, сколько г CaCO_3 будет растворено при этом и какую часть от массы осадка составит (%) потеря в следствии растворимости его.
3. Какой объем 0,05 М раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ нужно прибавить к 300 мл воды, чтобы при промывании осадка BaSO_4 массой 0,5 г потери за счет растворимости не превышали 0,01%?
4. Навеску $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 0,6000 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. На титрование 20,00 мл полученного раствора израсходовано 18,34 мл NaOH . Определить молярную концентрацию раствора NaOH , его титр и титр этого раствора по $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
5. Вычислить массовую долю (%) меди в руде, если из навески руды массой 0,6215 г медь перевели в раствор в виде Cu^{2+} и при добавлении к этому раствору KI выделившийся иод оттитровали 18,23 мл раствора тиосульфата натрия с $T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,01545$.

**Примерный комплект контрольных практических заданий
по дисциплине «Неорганическая и аналитическая химия»**

К теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Вариант № 1

1. Определите факторы, влияющие на скорость химической реакции. Составьте план эксперимента по определению влияния концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Проведите эксперимент. Теоретически обоснуйте результаты опыта.
2. Дайте определение химическому равновесию. Определите факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Составьте план эксперимента по определению влияния температуры на химическое равновесие. Проведите эксперимент. Теоретически обоснуйте результаты опыта.

Вариант № 2

1. Определите факторы, влияющие на скорость химической реакции. Составьте план эксперимента по определению влияния температуры на скорость химической реакции. Проведите эксперимент. Теоретически обоснуйте результаты опыта.
2. Дайте определение химическому равновесию. Определите факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Составьте план эксперимента по определению влияния концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие. Проведите эксперимент. Теоретически обоснуйте результаты опыта.

К теме «Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия»

Вариант № 1

1. Дайте определения различным способам выражения концентрации растворов. Подберите в лаборатории реактивы и посуду, необходимые для приготовления 200 мл 7% раствора CuSO_4 , 250 мл 0,1 М HCl . Проведите необходимые расчеты. Приготовьте растворы.
2. Из имеющихся в лаборатории реактивов выберите соли, подвергающиеся гидролизу по катиону, по катиону и аниону. Напишите уравнения реакций. Докажите правильность вашего выбора экспериментально.

Вариант № 2

1. Дайте определения различным способам выражения концентрации растворов. Подберите в лаборатории реактивы и посуду, необходимые для приготовления 250 мл 8% раствора NaCl , 250 мл 0,2 н. H_2SO_4 . Проведите необходимые расчеты. Приготовьте растворы.
2. Из имеющихся в лаборатории реактивов выберите соли, подвергающиеся гидролизу по аниону, по катиону и аниону. Напишите уравнения реакций. Докажите правильность вашего выбора экспериментально.

К теме «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии»

Вариант № 1

1. Дайте определение окислительно-восстановительной реакции. Из имеющихся в лаборатории реактивов выберите вещества, проявляющие свойства окислителей, восстановителей. Проведите возможные ОВР. Запишите уравнения реакций. Теоретически обоснуйте возможность их протекания.

Вариант № 2

1. Дайте определение окислителем, восстановителем. Из имеющихся в лаборатории реактивов выберите вещества, проявляющие окислительно-восстановительные свойства. Проведите реакции межмолекулярного окисления-восстановления, внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования. Запишите уравнения реакций. Теоретически обоснуйте возможность их протекания.

К теме «Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии»

Вариант № 1

1. Дайте определение комплексным соединениям. Из имеющихся в лаборатории реактивов получите катионные комплексы. Запишите уравнения реакций образования КС. Покажите их строение в методе валентных схем.

Вариант № 2

1. Классификация комплексных соединений. Из имеющихся в лаборатории реактивов получите анионные комплексы. Запишите уравнения реакций образования КС. Покажите их строение в методе валентных схем.

К теме «Основы качественного анализа»

Вариант № 1

Качественные реакции первой аналитической группы катионов. Составьте схему анализа смеси катионов первой аналитической группы. Выполните анализ смеси катионов первой аналитической группы. Запишите уравнения реакций.

Вариант № 2

Качественные реакции второй аналитической группы катионов. Составьте схему анализа смеси катионов второй аналитической группы. Выполните анализ смеси катионов второй аналитической группы. Запишите уравнения реакций.

***К теме «Основы количественного анализа.
Гравиметрический и титриметрический анализ»***

Вариант № 1

Основы титриметрического анализа. Метод кислотно-основного титрования. Приготовьте 0,1 н раствор тетрабората натрия (буры), 0,1 н раствор HCl из концентрированной кислоты, установите его точную концентрацию титрованием по буре.

Приготовьте 0,1 н раствор NaOH. Установите его точную концентрацию титрованием по HCl.

Вариант № 2

Основы титриметрического анализа. Метод кислотно-основного титрования. Приготовьте 0,15 н раствор тетрабората натрия (буры), 0,15 н раствор HCl из концентрированной кислоты, установите его точную концентрацию титрованием по буре.

Приготовьте 0,15 н раствор NaOH. Установите его точную концентрацию титрованием по HCl.

**Перечень вопросов и заданий,
выносимых на экзамен**

1. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Номенклатура оксидов. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований.

2. Кислоты: безкислородные и кислородосодержащие. Мета-, пиро-, ортокислоты. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Соли: средние, кислые, основные. Двойные и смешанные соли. Номенклатура солей.

3. Квантовомеханическая модель атома водорода. Электронная орбиталь. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Физический смысл квантовых чисел. Атомная орбиталь.

4. Принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Правило Клечковского.

5. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Современная формулировка периодического закона.
6. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.
7. Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи.
8. Свойства ковалентной связи. Насыщаемость, направленность, поляризуемость.
9. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Теория отталкивания электронных пар.
10. Ионная связь. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки.
11. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.
12. Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
13. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
14. Растворы. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбуллиоскопия.
15. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.
16. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Расчет pH в растворах сильных и слабых кислот и оснований.
17. Буферные растворы. Расчет pH буферных систем.
18. Теория сильных электролитов.
19. Гетерогенные равновесия в аналитической химии. Расчет растворимости и произведения растворимости (ПР). Влияние на растворимость одноименного иона. Солевой эффект.
20. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений.
21. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение.
22. Основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексобразователя.
23. Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиции метода валентных связей. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Магнитные свойства комплексных соединений.
24. Предмет, задачи и методы качественного анализа. Системы качественного анализа. Сульфидная и кислотнo-щелочная системы анализа катионов, их сущность.
25. Чувствительность аналитических реакций. Открываемый минимум, предельная концентрация или предельное разбавление. Взаимосвязь этих показателей и их практическое использование в анализе.
26. Предмет и методы количественного анализа. Физические, химические и физико-химические методы количественного анализа, их характеристика.

27. Сущность гравиметрического анализа. Количественное выделение из раствора компонента в виде осадка. Осаждаемая и гравиметрическая формы осадка.

28. Осадки кристаллические и аморфные. Выбор и расчет количества осадителя. Условия осаждения. Полнота осаждения. Созревание осадков. Чистота осадков.

29. Промывание, высушивание и прокаливание осадков. Точность гравиметрического анализа. Расчеты в гравиметрическом анализе.

30. Сущность титриметрического (объемного) анализа. Методы объемного анализа. Выражение концентраций в объемном анализе.

31. Приготовление исходных и рабочих титрованных растворов. Исходные вещества и требования к ним. Вычисления в объемном анализе.

32. Сущность методов кислотно-основного титрования и область их применения. Ацидиметрия и алкалиметрия. Точка нейтральности и конечная точка титрования. Индикаторы методов кислотно-основного титрования.

33. Различные случаи титрования. Кривые титрования. Точка эквивалентности в различных случаях титрования. Выбор индикаторов для конкретных случаев.

Таблица 9 – Примеры оценочных средств с ключами правильных ответов

<i>№ n/n</i>	<i>Тип задания</i>	<i>Формулировка задания</i>	<i>Правильный ответ</i>	<i>Время выполнения (в минутах)</i>
ОПК-1. Способен определять биологический статус и нормативные клинические показатели органов и систем организма животных				
1.	Задание закрытого типа	Квантовое число, характеризующее электронную орбиталь, называется: 1) главным 2) орбитальным 3) магнитным 4) спиновым	2	1
2.		Квантовое число, характеризующее вращение электрона вокруг собственной оси, называется: 1) главным 2) орбитальным 3) магнитным 4) спиновым	4	1
3.		Порядковый номер элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева соответствует: а) числу протонов б) числу электронов в) числу нейтронов и протонов	а,б	1
4.		Относительной атомной массе в ПСХЭ Д.И. Менделеева соответствует: а) число протонов б) число электронов в) число нейтронов и протонов	в	1
5.		Метод описания молекул,	2	1

<i>№ n/n</i>	<i>Тип задания</i>	<i>Формулировка задания</i>	<i>Правильный ответ</i>	<i>Время выполнения (в минутах)</i>
		основанный на концепции гибридизации электронных орбиталей, носит название: 1) метод молекулярных орбиталей 2) метод валентных связей 3) метод Хюккеля 4) метод относительных электроотрицательностей		
6.	Задание открытого типа	Определить тип гибридизации и форму молекулы метана	Гибридизации подвергается одна s орбиталь и три p орбитали углерода. Образуется четыре гибридных облака. Метан находится в sp^3 гибридизации. Форма молекулы – тетраэдр.	5–8
7.		Некоторое количество металла, эквивалентная масса которого равна 28 г/моль, вытесняет из кислоты 0,7 л. водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить массу металла.	28 г металла эквивалентны 11,2 л водорода, $x \text{ г} - 0,7 \text{ л}$, $X = 0,7 \cdot 28 / 11,2 = 1,75 \text{ г}$	5–8
8.		Сероводород при обычной температуре – газ, а вода – жидкость. Чем можно объяснить это различие в свойствах?	Кислород более электроотрицательный элемент, чем сера. Поэтому между молекулами воды возникают более прочные водородные связи, чем между молекулами сероводорода. Разрыв этих связей, необходимый для перехода воды в газообразное состояние, требует значительной затраты энергии, что и приводит к аномальному повышению температуры кипения воды.	5
9.		Вычислить степени окисленности серы в	+4, -2, +4, -2, +6, -2	5

№ n/n	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		следующих соединениях: $\text{SO}_2, \text{H}_2\text{S}, \text{Na}_2\text{SO}_3, \text{CS}_2, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{As}_2\text{S}_3$.		
10.		Концентрация ионов водорода в растворе равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Определить pH раствора.	$\text{pH} = -\lg(4 \cdot 10^{-3}) = 2,40$	5
ОПК-2 Способен интерпретировать и оценивать в профессиональной деятельности влияние на физиологическое состояние организма животных природных, социально-хозяйственных, генетических и экономических факторов.				
11.	Задание закрытого типа	Номер периода показывает: а) число протонов б) число нейтронов в) число электронов г) количество энергетических уровней	г	1
12.		С увеличением заряда ядра металлические свойства в группах: а) усиливаются б) ослабевают в) не изменяются	а	1
13.		Электронная формула атома натрия: а) $1s^2 2s^2 2p^2$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s'$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	в	1
14.		Порядковый номер элемента показывает: а) высшую положительную степень окисления элемента б) высшую отрицательную степень окисления элемента в) атомную массу элемента г) число электронов	г	1
15.		Сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород, называются: а) оксиды б) основания в) кислоты г) соли	а	1
16.	Задание	Назвать соли: а) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$;	а) нитрат цинка	5

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
	открытого типа	б) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$; в) CaCrO_4 ; г) $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$; д) NaHS .	б) дигидроксонитрат алюминия в) хромат кальция г) гидросульфит бария д) гидросульфид натрия	
17.		Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$. Дать названия соединениям.	Сульфат тетраамминмеди (II), +2, +2, $\text{кч}=4$; Гексахлороплатинат (IV) калия, -2, +4, $\text{кч}=6$; Хлорид хлоротриамминплатины (II), +1, +2, $\text{кч}=4$	10
18.		Определить степень окисления хрома в следующих соединениях: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Na}_3\text{Cr}(\text{OH})_6$.	+6; +3; +3; +6; +3; +3	5
19.		Указать, какие из приведенных процессов представляют собой окисление и какие- восстановление: 1) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$; 2) $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$; 3) $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$.	1) Окисление; 2) восстановление; 3) окисление.	5
20.		Сколько граммов гидроксида натрия содержится в растворе массой 250 г с массовой долей NaOH 20%?	$W = (m_{\text{р.в.}} / m_{\text{р-ра}}) * 100\%$ $20 = (X / 250) * 100\%$ $X = 20 * 250 / 100 = 50$ (г)	10

7.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Дисциплина « Неорганическая и аналитическая химия »

Курс 1 семестр 2

Трудоемкость дисциплины 108 часов

Число зачетных дидактических единиц 3

Максимальное количество баллов за работу

в семестре 60 баллов

на экзамене 40 баллов

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
----------	-------------------------------	--------------------------------------	------------------------

Основной блок			
1.	Контрольная работа № 1 «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений»	8	по расписанию
2.	Отчет по практической работе	2	по расписанию
3.	Контрольная работа № 2 «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»	8	по расписанию
4.	Отчет по практической работе	2	по расписанию
5.	Контрольная работа № 3 «Химическая связь»	8	по расписанию
6.	Отчет по практической работе	2	по расписанию
7.	Контрольная работа № 4 «Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Энергетика и направленность химических процессов. Растворы. Теория электролитической диссоциации»	8	по расписанию
8.	Отчет по практической работе	2	по расписанию
9.	Контрольная работа № 5 «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Комплексные соединения»	8	по расписанию
10.	Отчет по практической работе	2	по расписанию
11.	Отчет по практической работе	2	по расписанию
12.	Отчет по практической работе	2	по расписанию
13.	Отчет по практической работе	2	по расписанию
14.	Отчет по практической работе	4	по расписанию
Блок бонусов и штрафов			
19.	Активность на занятии (за семестр)	5	по расписанию
20.	Неподготовленное домашнее задание	-1	
21.	Пропуск занятия без уважительной причины	-2	
Всего		60	

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) Основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия : учебное пособие. - М. : КНОРУС, 2010. - 752 с. - ISBN 978-5-406-00549-1: 234-00 : 234-00. (44 экз.)
2. Неорганическая химия. Ч. II [Электронный ресурс]: учебник / Спицын В.И., Мартыненко Л.И. - М. : Издательство Московского государственного университета, 1994. - <http://www.studentlibrary.ru/book/5-211-02494-X.htm> (ЭБС «Консультант студента»)

3. Неорганическая химия [Электронный ресурс] / Богословский С.Ю., Титов Л.Г. - М. : МИСиС, 2007. - <http://www.studentlibrary.ru/book/2227-8397-2007-05.html> (ЭБС «Консультант студента»)
4. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия : доп. М-вом образования РФ в качестве учеб. для вузов. - 2-е изд. ; перераб. и доп. - М. : Дрофа, 2002. - 448 с. - (Высшее образование). - ISBN 5-7107-4288-0: 105-46, 93-00 : 105-46, 93-00. (12 экз.)
5. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов. - 2-е изд. ; испр. - М. : Высш. шк., 2000. - 527 с. - ISBN 5-06-003751-7: 101-00, 110-00, 104-00, 150-00 : 101-00, 110-00, 104-00, 150-00. (31 экз.)
6. Харитонов Ю.Я. Аналитическая химия: Аналитика. В 2 кн. Кн. 1. Общие теоретические вопросы. Качественный анализ. Учеб. для вузов. / Ю.Я. Харитонов. – М.: Высш. шк., 2005. – 615 с. ISBN 5-06-003835-1: 102-00 : 102-00. (9 экз.)

б) дополнительная литература:

7. Ардашникова Е.И., . Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений/ Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм; под ред. Ю.Д.Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2008. – 208с. ISBN 978-5-7695-3879-7. (30 экз.)
8. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : доп. М-вом высшего и среднего специального образования СССР в качестве учеб. пособ. для вузов. - исправ. - М. : "Интеграл-пресс", 2004. - 240 с. - ISBN 5-89602-015-5: 124-99 : 124-99. (86 экз.)
9. Князев Д.А. Неорганическая химия : доп. М-вом образования РФ в качестве учебника для вузов ... по агрономическим направлениям . - 2-е изд. ; перераб. и доп. - М. : Дрофа, 2004. - 592 с. - (Высшее образование). - ISBN 5-7107-5614-8: 137-15, 104-00 : 137-15, 104-00. (16 экз.)
10. Вопросы, тестовые задания и задачи по химии: учебное пособие / сост.: А.В.Великородов, А.Г. Глинина, А.В. Клементьева, В.Б. Ковалев, Л.А. Кривенцева, Э.Ф. Матвеева, С.Б. Носачев, Е.Б. Семенова, О.В. Хабарова, Е.В. Щепетова; под общ. ред. А.В. Великородова, - Астрахань :Астраханский государственный университет, Издательский дом «Астраханский университет», 2018. – 276 с. (44 экз.)
11. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие : в 2 ч. / Апарнев А.И., Казакова А.А. - Новосибирск : Изд-во НГТУ, 2015. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785778226081.html> (ЭБС «Консультант студента»).

в) перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимый для освоения дисциплины (модуля):

Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Многопрофильный образовательный ресурс "Консультант студента" является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями. Каталог в настоящее время содержит около 15000 наименований. www.studentlibrary.ru. Регистрация с компьютеров АГУ

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает в себя лекционную аудиторию (101 ауд.: столы – 14 шт., стулья – 31 шт., доска – 1 шт., проектор – 1

шт., экран проектора – 1 шт., плазменная панель – 1 шт., компьютер – 1 шт.), лабораторию по проведению лабораторного практикума и семинарских занятий (115 ауд.: столы – 7 шт., стулья – 12 шт., штатив – 1 шт., вытяжной шкаф – 1 шт., печь муфельная – 1 шт., плитка электрическая – 3 шт., холодильник – 1 шт.). Лабораторный практикум обеспечен химическими реактивами, лабораторной посудой и учебно-научным оборудованием: шкафы для химических реактивов и химической посуды, набор химических реактивов, набор химической посуды.

При необходимости рабочая программа дисциплины (модуля) может быть адаптирована для обеспечения образовательного процесса инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, в том числе для обучения с применением дистанционных образовательных технологий. Для этого требуется заявление студента (его законного представителя) и заключение психолого-медико-педагогической комиссии (ПМПК).