

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
АСТРАХАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

СОГЛАСОВАНО
Руководитель ОПОП
В.И. Воробьев
3 июня 2020 г.

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой ОНФХ
З А.В. Великородов
04 июня 2020 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Составитель	Семенова Е.Б., старший преподаватель кафедры ОНФХ
Направление подготовки	36.05.01 - «ВЕТЕРИНАРИЯ»
Направленность (профиль) ОПОП	
Квалификация (степень)	Специалист
Форма обучения	очно-заочная
Год приема	2020
Курс	1

Астрахань – 2020 г.

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целями освоения дисциплины 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. Курс «Неорганическая и аналитическая химия» входит в базовую часть дисциплин (Б1.Б.06). Курс читается в 1 семестре, общая трудоемкость дисциплины составляет 108 часов / 3 з.е.

Химические дисциплины играют немаловажную роль в процессе подготовки специалистов ветеринаров. Специфика подготовки ветеринаров требует глубокого знания процессов, происходящих в живом организме (физиология, биохимия), что невозможно без постижения основных разделов химии.

Материал данного курса состоит из двух основных разделов. Раздел 1 – общая и неорганическая химия, раздел 2 – аналитическая химия. Вследствие малого количества аудиторных часов в данной РПД нет деления материала на разделы, так как многие темы совпадают, но рассматриваются на более глубоком уровне и в другом аспекте. Поэтому темы первого раздела дополняются материалом из второго раздела.

2.2. Для изучения данной учебной дисциплины необходимы следующие знания, умения, навыки, формируемые при изучении химии в средней школе. Следовательно, «входные» знания и умения обучающегося связаны со знанием теоретических основ школьного курса химии.

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, комплексные соединения, использование данных понятий в аналитической химии.

Умения: прогнозировать и обосновывать свойства веществ; раскрывать причинно-следственные связи между строением и свойством веществ; представлять реальную сущность простого и сложного вещества, его разнообразные превращения; получать ответы на вопрос - почему протекают химические реакции, 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. Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимы знания, умения и навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

- органическая и физколлоидная химия
- биологическая химия
- безопасность пищевых продуктов и сырья животного происхождения
- ветсанэкспертиза мяса, мясных продуктов, молока, молочных продуктов и меда
- лабораторная диагностика

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

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

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

Общепрофессиональные:

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 и наименование компетенции	Результаты освоения дисциплины		
	Знать	Уметь	Владеть
ОПК-1	ОПК 1.1. Знает 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.	ОПК 1.2. Умеет собирать и анализировать анамнестические данные, проводить лабораторные и функциональные исследования необходимые для определения биологического статуса животных.	ОПК 1.3. Владеет практическими навыками по самостоятельному проведению клинического обследования животного с применением классических методов исследований. Учёт факторов внешней среды
ОПК-2	ОПК 2.1. Знает экологические факторы окружающей среды, их классификацию и характер взаимоотношений с живыми организмами; основные	ОПК 2.2. Умеет использовать экологические факторы окружающей среды и законы экологии в с/х производстве; применять достижения	ОПК 2.3. Владеет представлением о возникновении живых организмов, уровнях организации живой материи, о благоприятных и неблагоприятных

	экологические понятия, термины и законы биоэкологии; 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.	современной микробиологии и экологии микроорганизмов в 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.	факторах, влияющих на организм; основой изучения экологического 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. Правовые основы профессиональной деятельности
--	---	---	--

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины в зачетных единицах с указанием количества академических или астрономических часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) и на самостоятельную работу обучающихся составляет 3 зачетных единицы (108 часов, включая часы на подготовку и сдачу экзамена).

Таблица 2. Структура и содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела (темы)	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа (в часах)			Самостоят Работа		Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Л	ПЗ	ЛР	КР	СР	
1	Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	1	1	2	2			8	Собеседование, тестовый контроль. Рейтинговая контрольная работа 1

2	Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	1	2	2	2			8	Собеседование, тестовый контроль. Рейтинговая контрольная работа 2
3	Тема 3. Химическая связь.	1	3	2	2			8	Собеседование, тестовый контроль. Рейтинговая контрольная работа 2
4	Тема 4 Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	1	4	2	2			8	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 3
5	Тема 5. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия.	1	5	2	2			8	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 3
6	Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии.	1	6	2	2			8	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ. Рейтинговая контрольная работа 4
7	Тема 7. Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии.	1	7	2	2			8	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 4
8	Тема 8. Основы качественного анализа.	1	8	2	2			8	Собеседование. ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 5
9	Тема 9. Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализы.	1	9	2	2			8	Собеседование. ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 5

Итого		18	18		72	Экзамен
-------	--	----	----	--	----	---------

Условные обозначения:

Л – занятия лекционного типа; ПЗ – практические занятия, семинары,

ЛР – лабораторные работы; КР – курсовая работа, СР – самостоятельная работа по отдельным темам

Таблица 3. Матрица соотнесения тем учебной дисциплины и формируемых в них компетенций

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

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.

Оксидысолеобразующие 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. 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. Обоснование спектра атома водорода. Внутренняя противоречивость модели строения атома по Бору.

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

Вероятности 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 методом 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. 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.

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

Растворы. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбуллиоскопия. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, молярная доля, молярность.

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. Вычисление pH в растворах щелочей и оснований. Буферные системы и их значение в анализе. Вычисление pH буферных растворов.

Произведение растворимости. Методика вычисления растворимости веществ по величине произведения растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость электролитов. Солевой эффект. Дробное осаждение. Условия образования и растворения 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.

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.

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

Коррозия химическая и электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.

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

Основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона.

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.

Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая.

Природа химической связи в комплексных соединениях.

Рассмотрение ее с позиции метода валентных связей. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Магнитные свойства комплексных соединений.

Комплексные ионы в водных растворах. Условия образования и разрушения комплексов в растворах. Термодинамическая устойчивость и константа нестойкости. 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.

Тема 8. Основы качественного анализа.

Предмет и задачи качественного анализа. Методы качественного анализа. Физические, физико-химические и химические методы анализа. Анализ «мокрым» и «сухим» путями. Макро-, микро-, полумикро- и ультромикроанализ. Реакции окрашивания пламени. Капельный и микрокристаллический анализы.

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.

Аналитическая классификация катионов и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Чувствительность аналитических реакций. Открываемый минимум, предельная концентрация или предельное разбавление. Взаимосвязь этих показателей и их практическое использование в анализе.

Основные условия обнаружения ионов в растворе. Специфические, избирательные, селективные реагенты и реакции. Маскировка мешающих посторонних ионов путем связывания их в прочные комплексные соединения.

Тема 9. Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализы.

Предмет и методы количественного анализа. Основные разделы количественного анализа

Сущность гравиметрического анализа. Количественное выделение из раствора компонента в виде осадка. Осаждаемая и гравиметрическая формы осадка. Осадки кристаллические и аморфные. Выбор и расчет количества осадителя. Условия осаждения. Полнота осаждения. Созревание осадков. Чистота осадков. Адсорбция и окклюзия как причины загрязнения осадков. Промывание, высушивание и прокаливание осадков. Точность гравиметрического анализа. Расчеты в гравиметрическом анализе.

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. Титриметрические методы анализа. Кислотно-основное титрование. Редоксиметрия. Характеристика и теоретические основы метода. Кривые титрования. Индикаторы. Перманганатометрия. Йодометрия. Броматометрия. Церриметрия. Дихроматометрия. Титанометрия. Аскорбинометрия. Методы осаждения и комплексонометрия. Сущность методов осаждения. Способы определения точки эквивалентности. Кривые титрования. Аргентометрия. Роданометрия. Меркуро и Меркуриметрия. Комплексонометрия. Практическое применение комплексонометрии. Гравиметрический анализ. Качественный анализ. Количественный анализ. Титриметрические методы анализа. Кислотно-основное титрование. Редоксиметрия. Характеристика и теоретические основы метода. Кривые титрования. Индикаторы. Перманганатометрия. Йодометрия. Броматометрия. Церриметрия. Дихроматометрия. Титанометрия. Аскорбинометрия. Методы осаждения и комплексонометрия. Сущность методов осаждения. Способы определения точки эквивалентности. Кривые титрования. Аргентометрия. Роданометрия. Меркуро- и Меркуриметрия. Комплексонометрия. Практическое применение комплексонометрии.

5. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

5.1. Указания по организации и проведению лекционных и лабораторных занятий с перечнем учебно-методического обеспечения.

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

Перечень учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине:

1. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова. - Ростов н/Д : Феникс, 2013. - (Высшее образование) - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785222206744.html> (ЭБС «Консультант студента»)
2. Аналитическая химия. Аналитика 1. Общие теоретические основы. Качественный анализ [Электронный ресурс] / Харитонов Ю.Я. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429341.html> (ЭБС «Консультант студента»)
3. Аналитическая химия. Качественный анализ. Титриметрия. Сборник упражнений [Электронный ресурс] : учебное пособие / Ю.Я. Харитонов, Д.Н. Джабаров - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2015. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970432723.html> (ЭБС «Консультант студента»)

5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины.

Таблица 4. Содержание самостоятельной работы обучающихся

Номер раздела	Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол-во часов	Формы работы

(темы)			
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, тестовый контроль.
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, тестовый контроль.
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, тестовый контроль.
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	8	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ

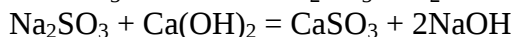
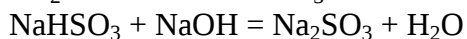
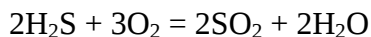
	для управления химическими процессами.		
5	Растворы. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, молярная доля, молярность. Основные положения теории электролитической диссоциации. Ионное 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. Условия образования и растворения 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.	8	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ
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.	8	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ
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. 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	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ
8	Этапы развития аналитической химии. Системы качественного анализа. Сульфидная система анализа	8	Собеседование. ПКЗ

	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..		
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. Титриметрические методы анализа. Кислотно-основное титрование. Редоксиметрия. Характеристика и теоретические основы метода. Кривые титрования. Индикаторы. Перманганатометрия. Йодометрия. Броматометрия. Церриметрия. Дихроматометрия. Титанометрия. Аскорбинометрия. Методы осаждения и комплексонометрия. Сущность методов осаждения. Способы определения точки эквивалентности. Кривые титрования. Аргентометрия. Роданометрия. Меркуро и Меркуриметрия. Комплексонометрия. Практическое применение комплексонометрии. Гравиметрический анализ. Качественный анализ. Количественный анализ. Титриметрические методы анализа. Кислотно-основное титрование. Редоксиметрия. Характеристика и теоретические основы метода. Кривые титрования. Индикаторы. Перманганатометрия. Йодометрия. Броматометрия. Церриметрия. Дихроматометрия. Титанометрия. Аскорбинометрия. Методы осаждения и комплексоно-метрия. Сущность методов осаждения. Способы определения точки эквивалентности. Кривые титрования. Аргентометрия. Роданометрия. Меркуро- и Меркуриметрия. Комплексонометрия. Практическое применение комплексонометрии.	8	Собеседование. ПКЗ

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

Методические рекомендации к решению задач

Задача 1. Продукты полного сгорания 4,48 л сероводорода (н.у.) в избытке кислорода поглощены 57,4 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия (плотностью 1,22 г/мл). Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе и массу осадка, который выделится при обработке этого раствора избытком гидроксида кальция.

Решение:

1. Определение массы раствора $m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = V \cdot \rho = 57,4 \cdot 1,22 = 70 \text{ г}$

2. Определение массы растворенного вещества

$$m_{\text{р.в.}}(\text{NaOH}) = m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) \cdot \omega = 70 \cdot 0,2 = 14 \text{ г}$$

3. Определение избытка-недостатка по ур. р. (1), (2), (3)

$$\nu(\text{H}_2\text{S}) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль}; \nu(\text{H}_2\text{S}) = \nu(\text{SO}_2) = 0,2 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{14}{40} = 0,35 \text{ моль}; \text{ по ур.р. (2) } \nu(\text{SO}_2) = \nu(\text{NaOH}); \text{ получается } 0,2 \text{ моль } \text{NaHSO}_3$$

и остается $0,35 - 0,2 = 0,15$ моль NaOH, поэтому идет реакция (3)

NaHSO₃ в избытке (0,05 моль) и образуется 0,15 моль Na₂SO₃

4. Определение массы растворенных веществ

$$m_{\text{р.в.}}(\text{NaHSO}_3) = 0,05 \cdot 104 = 5,2 \text{ г}; m_{\text{р.в.}}(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,15 \cdot 126 = 18,9 \text{ г}$$

5. Определение массы раствора: $m_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) + m(\text{SO}_2) = 70 + 0,2 \cdot 64 = 82,8 \text{ г}$

6. Определение массовой доли растворенных веществ

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{18,9}{82,8} \cdot 100\% = 22,8\%$$

$$\omega(\text{NaHSO}_3) = \frac{5,2}{82,8} \cdot 100\% = 6,28\%$$

7. Определение осадка по ур.р. (4)

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \nu(\text{CaSO}_3) = 0,15 \text{ моль}$$

$$m(\text{CaSO}_3) = 120 \cdot 0,15 = 18 \text{ г}$$

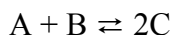
Задача 2. Смешали по 3 моля веществ А, В, С. После установления равновесия

$\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$ в системе обнаружили 5 моль вещества С. Рассчитайте константу равновесия. Определите состав смеси (в мольных %), полученной смешением веществ А, В, С в мольном соотношении 3:2:1 при той же температуре.

Решение.

1. Определение равновесных концентраций веществ А и В.

$$\Delta \nu(\text{C}) = [\text{C}] - \nu_0(\text{C}) = 5 - 3 = 2 \text{ моль}$$



По уравнению реакции:

$$\nu_{\text{прореагир.}}(\text{A}) = \nu_{\text{прореаг.}}(\text{B}) = 1 \text{ моль}$$

$$\text{Тогда } [\text{A}] = [\text{B}] = \nu_0 - \nu_{\text{прореаг.}} = 3 - 1 = 2 \text{ моль}$$

2. Расчет константы равновесия.

$$K = \frac{[\text{C}]^2}{[\text{A}][\text{B}]} = \frac{5^2}{2^2} = 6,25$$

3. Определение новых равновесных концентраций.

В результате реакции расходуется x моль вещества А и В, образуется $2x$ моль вещества С.

Тогда

$$[\text{C}] = \nu_0(\text{C}) + \nu_{\text{образов.}}(\text{C}) = 1 + 2x \text{ моль}$$

$$[\text{B}] = \nu_0(\text{B}) - \nu_{\text{прореаг.}}(\text{B}) = 2 - x \text{ моль.}$$

$$[\text{A}] = \nu_0(\text{A}) - \nu_{\text{прореаг.}}(\text{A}) = 3 - x \text{ моль}$$

4. Расчет константы равновесия и новых равновесных концентраций.

$$K = \frac{[\text{C}]^2}{[\text{A}][\text{B}]} = \frac{(1 + 2x)^2}{(3 - x)(2 - x)} = 6,25$$

$$1+4x+4x^2 = 6,25(6-5x+x^2)$$

$$1+4x+4x^2 = 37,5-31,25x+6,25x^2$$

$$2,25x^2-35,25x+36,5=0$$

$$D = (-35,25)^2 \cdot (-4) \cdot 2,25 \cdot 36,5 = 914,0625 = 30,23^2$$

$$x = (35,25 - 30,23) / (2 \cdot 2,25) = 1,115$$

$$[C] = 1 + 1,115 \cdot 2 = 3,23 \text{ моль}$$

$$[A] = 3 - 1,115 = 1,885 \text{ моль}$$

$$[B] = 2 - 1,115 = 0,885 \text{ моль}$$

5. Расчет мольных долей.

Общее количество моль в смеси равно $3 + 2 + 1 = 6$ моль или

$$3,23 + 1,885 + 0,885 = 6 \text{ моль}$$

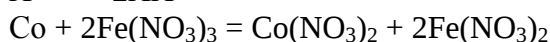
$$\varphi(A) = \frac{1,885}{6} 100\% = 31,42\%$$

$$\varphi(B) = \frac{0,885}{6} 100\% = 14,75\%$$

$$\varphi(C) = \frac{3,23}{6} 100\% = 53,83\%$$

Задача 3. Кобальтовую пластинку массой 15,9 г опустили в 333,5 г 20%-ного раствора нитрата железа (III). После некоторого выдерживания пластинки в растворе ее вынули, при этом оказалось, что массовая доля нитрата железа (III) стала равной массовой доле соли кобальта (II). Определите массу пластинки после того, как ее вынули из раствора.

Решение.



Пусть в реакцию вступило x моль Co , тогда в растворе образовалось x моль $Co(NO_3)_2$ массой $183x$ г.

Масса оставшегося в растворе нитрата железа (III):

$$m(Fe(NO_3)_3) = 333,5 \cdot 0,2 - 2x \cdot 242 = 66,7 - 484x \text{ г. По условию}$$

$$183x = 66,7 - 484x$$

$$x = 0,1.$$

Масса пластинки после окончания реакции равна:

$$m(Co) = 15,9 - 0,1 \cdot 59 = 10,0$$

Задача 4. Какие соли и в каком количестве образуются, если к 100 г 9,8%-ного раствора фосфорной кислоты прилить 200 г 3,2%-ного раствора гидроксида натрия.

Решение.

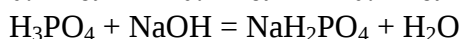
Определение количества вещества $NaOH$ и H_3PO_4 :

$$n(H_3PO_4) = \frac{100 \cdot 0,098}{98} = 0,1 \text{ моль}$$

$$n(NaOH) = \frac{200 \cdot 0,032}{40} = 0,16 \text{ моль}$$

Подбор соответствующего уравнения реакции:

$$0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

H_3PO_4 в недостатке, следовательно расчет ведем по $n(H_3PO_4)$.

Анализ уравнения: 2 балла

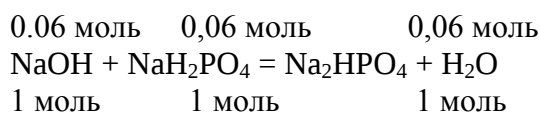
$$n(NaOH)_{\text{прореагировавшего}} = 0,1 \text{ моль}$$

$$n(NaOH)_{\text{оставшегося}} = 0,16 - 0,1 = 0,06 \text{ моль}$$

$$n(NaH_2PO_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,1 \text{ моль}$$

Вывод о ходе продолжения реакции:

Т.к $NaOH$ в избытке, а образовалась кислая соль, реакция идет дальше:



Теперь $\nu(\text{NaOH})$ в недостатке, и расчет ведем по нему.

Анализ второго уравнения:

$$\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{прореагировавшего}} = 0,06 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{оставшегося}} = 0,1 - 0,06 = 0,04 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{HPO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,06 \text{ моль}$$

Расчеты массы солей:

В растворе присутствуют две соли: NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 .

$$m = M\nu$$

$$m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 142 \cdot 0,06 = 8,52 \text{ г}$$

Задача 5. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ равны: $C(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,02 \text{ моль/л}$ и $C(\text{NO}_2) = 0,03 \text{ моль/л}$. Вычислите равновесные концентрации после смещения равновесия в результате увеличения давления в три раза.

Решение.

Расчет константы равновесия:

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0,03^2}{0,02} = 0,045$$

Определение концентраций веществ при увеличении давления:

$$C(\text{NO}_2) = 0,03 \cdot 3 = 0,09 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,02 \cdot 3 = 0,06 \text{ моль/л}$$

Определение направления смещения равновесия:

Химическое равновесие смещается в сторону обратной реакции.

Определение новых равновесных концентраций:

$$[\text{NO}_2] = 0,090 - x$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,06 + 0,5x$$

Расчет новых равновесных концентраций:

$$0,045 = \frac{(0,09 - x)^2}{0,06 + 0,5x}$$

$$0,0027 + 0,0225x = 0,0081 - 0,18x + x^2$$

$$x^2 - 0,2025x + 0,0054 = 0$$

$$x = 0,032$$

$$[\text{NO}_2] = 0,09 - 0,032 = 0,058 \text{ моль/л}$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,06 + 0,5 \cdot 0,032 = 0,076 \text{ моль/л}$$

Методические рекомендации по составлению окислительно-восстановительных реакций

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций должна соблюдаться определенная последовательность:

- в первоначальной схеме обозначаем степени окисления окислителя и его восстановленной формы, восстановителя и его окисленной формы;

- составляем уравнение в упрощенной или ионной форме для процесса окисления и процесса восстановления; при этом необходимо учитывать закон сохранения массы и правило равенства суммы зарядов всех компонентов в левой и правой частях уравнения, учитывая, что число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем;

- находим коэффициенты для окислителя и его восстановленной формы и восстановителя и его окисленной формы;

- переносим стехиометрические коэффициенты в уравнение реакции, уравниваем число атомов металлических элементов, находим коэффициент перед формулой вещества,

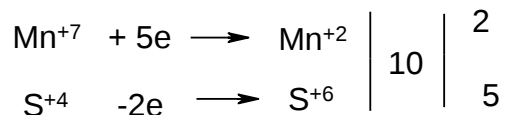
являющегося средой, уравниваем число атомов водорода и делаем проверку по числу атомов кислорода.

Пример 1.



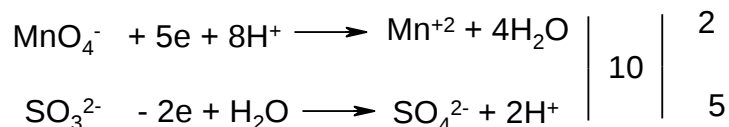
Уравнение электронного баланса:

А) в упрощенной форме:

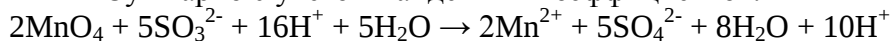


Б) в ионной форме:

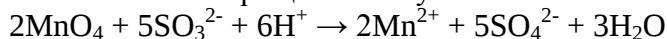
Если среда кислая, то уравнивают при помощи катионов водорода и воды



Суммарно с учетом найденных коэффициентов:



После сокращения получаем:

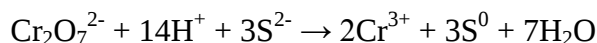
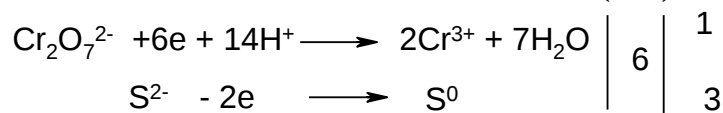
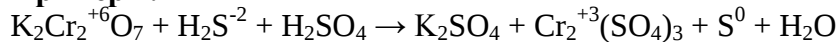


Еще раз убеждаемся, что числа атомов каждого из элементов и алгебраическая сумма зарядов в обеих частях уравнения одинаковы. Переносим полученные коэффициенты (2 и 5) в молекулярное уравнение и подбираем остальные стехиометрические коэффициенты в ранее указанной последовательности:

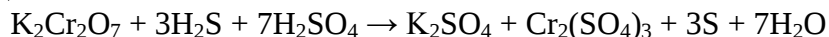


Делаем проверку по кислороду, не учитывая число его атомов в серной кислоте, сульфате марганца и сульфате калия, т.к. количество сульфат-ионов (включая окисленную форму восстановителя Na_2SO_4) уже уравнено: в левой части $\nu_o = 8 + 15 = 23$, в правой - $\nu_o = 20 + 3 = 23$.

Пример 2.

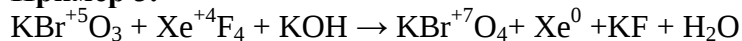


Убеждаемся, что алгебраические суммы зарядов и числа атомов в левой и правой частях уравнения одинаковы. переносим коэффициенты в молекулярное уравнение подбираем коэффициенты перед формулами остальных веществ в строго определенной последовательности:

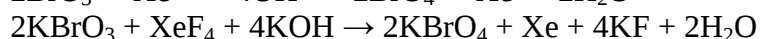
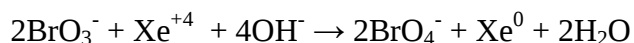
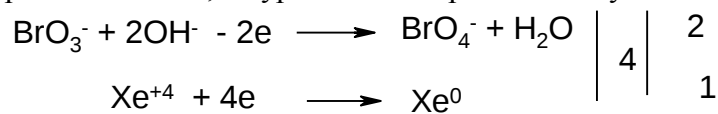


Делаем проверку по кислороду, не учитывая число его атомов, входящих в состав сульфат-ионов, т.к. число SO_4^{2-} уравнено предварительно: в левой части $\nu_o = 7$; в правой - $\nu_o = 7$.

Пример 3.



Если среда щелочная, то уравнивают при помощи удвоенных гидроксид-ионов и воды.



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

В процессе изучения курса «Неорганическая и аналитическая химия» используются следующие образовательные технологии на лекциях

- *обзорная лекция* не краткий конспект, а систематизация знаний на более высоком уровне. Психология обучения показывает, что материал, изложенный системно, лучше запоминается, допускает большее число ассоциативных связей. В обзорной лекции следует рассмотреть также особо трудные вопросы экзаменационных билетов.

- *дискуссионная лекция* - это взаимодействие преподавателя и студентов, свободный обмен мнениями, идеями и взглядами по исследуемому вопросу. По ходу лекции-дискуссии преподаватель приводит отдельные примеры в виде ситуаций или кратко сформулированных проблем и предлагает студентам коротко обсудить, затем краткий анализ, выводы и лекция продолжается. Данный вид лекции позволяет преподавателю видеть, насколько эффективно студенты используют полученные знания в ходе дискуссии.

- *групповая технология*. Варианты применения обучения в сотрудничестве: одно задание на группу, с последующим рассмотрением заданий каждой группой; совместное выполнение практической работы (в парах), в том числе лабораторных работ.

Название образовательной технологии	Темы, разделы дисциплины	Краткое описание применяемой технологии
Проект «Как на практике определить эквивалент металла» (2 часа)	Эквивалент. Определение молярной массы эквивалента магния.	1. Мотивационный этап. Создание ситуации, закрепляющей новый материал. Формулировка познавательной задачи: поиск методов практического определения молярной массы эквивалента металлов. 2. Содержание занятия. 1.Разбивка студентов на группы и разогрев (массаж пальцев, ушных раковин, кончика носа). 2.Определение проблемы (из чего и как приготовить). 3.Генерация идей. 4.Анализ идей. 5.Поиск решения для реализации. 6.Проведение реакции взаимодействия магния с соляной кислотой. Определение объема полученного водорода. Расчет молярной массы эквивалента по закону эквивалентов. 3. Дидактические средства. Оборудование и химические реактивы, ноутбук, интернет, тестовые задания. 4. Контрольно-корректировочный этап. Подведение итогов работы со студентами и определение ошибки в определяемой величине. Проведение тестирования

		студентов.
Обучение в малых группах (2 часа)	Строение атома и периодический закон	1. Подготовительный этап. Разбивка студентов на минигруппу (3-4 человека). Разделение вопросов для обсуждения. Распределение ролей. Состав группы: Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу 1. Двойственные свойства электрона, атомная орбиталь, 2. Многоэлектронные атомы, 3. Принципы заполнения атомных орбиталей, 4. Периодический закон и периодическая система элементов. Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы. Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп. Эксперт оценивает работу каждого участника. 2. Организационный этап. Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов). 3. Рефлексивный этап. Обсуждение результатов
Сформулировать–поделиться–создать – проверить (2 часа)	Химическая связь	1. Мотивационный этап. Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы (характеристики ковалентной связи, определение полярности связи, механизмы образования связи, рассмотрение строения молекулы по методу ВС и МО) и выявляют возможное непонимание материала в при решение задач и упражнений. 2. Содержание занятия. Первый этап – сформулировать. Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы. Второй этап – поделиться. Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая сходства и

		различия в определении строения вещества и механизма образования химической связи, исправляя и поясняя решения друг другу. Третий этап – создать. Студенты вместе создают алгоритм выяснения строения молекулы и определения характеристик связи в них с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи. Четвертый этап – проверить. Работает вся группа. Несколько пар предоставляют свой отчет по заданным вопросам. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения. 3. Дидактические средства. Карточки с упражнениями и задачами, тестовые задания 4. Контрольно-корректировочный этап. Осуществить анализ собственного опыта. Проведение тестирования студентов.
Проблемная лекция (2 часа)	Гидролиз	1. Мотивационный этап. Создание проблемной ситуации при рассмотрении эксперимента по растворимости солей различного состава. Известно, что растворимость соединений при разбавлении возрастает, но при растворении солей некоторых типов при добавлении воды наблюдается выпадение осадка. 2. Разработка способа решения проблемы Конкретизация процессов, происходящих при растворении вещества. Выдвижение гипотез для их решения. Подведение к новым противоречиям в процессах растворения вещества. формулировка определения процесса гидролиза, выяснение особенностей протекания процесса гидролиза, определения среды в растворах гидролизующихся солей разного типа, выяснение условий усиления и подавления гидролиза. 3. Реализация найденного решения. В результате рассмотрения процесса гидролиза у студентов будет сформированы представления о процессе гидролиза солей разного типа, выявлены условия усиления и подавления гидролиза. и получены навыки в расчете pH раствора. 4. Контрольно-корректировочный этап. Подведение итогов работы со студентами.

		Проведение тестирования студентов. 3. Дидактические средства Демонстрационный эксперимент, ноутбук, тестовые задания
Сформулировать– поделить–создать – проверить (2 часа)	Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей Производство растворимости	1. Мотивационный этап. Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы (механизм диссоциации, степень и константа диссоциации, активная концентрация, водородный показатель, гидролиз солей, степень и константа гидролиза, производство растворимости) и выявляют возможное непонимание материала при решении задач и упражнений. 2. Содержание занятия. Первый этап – сформулировать. Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы. Второй этап – поделить. Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая сходства и различия в определении строения вещества и механизма образования химической связи, исправляя и поясняя решения друг другу. Третий этап – создать. Студенты вместе создают алгоритм выяснения строения молекулы и определения характеристик связи в них с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи. Четвертый этап – проверить. Работает вся группа. Несколько пар представляют свои отчеты на заданные вопросы. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения. 3. Дидактические средства. Карточки с упражнениями и задачами, тестовые задания 4. Контрольно-корректировочный этап. Осуществить анализ собственного опыта. Проведение тестирования студентов.
Проблемная лекция (2 часа)	Окислительно- восстановительные процессы	1. Мотивационный этап. Создание проблемной ситуации для определения возможности протекания окислительно-восстановительного процесса

		Известно, что некоторые реакции не протекают на практике, не смотря на то, что исходные вещества обладают окислительно-восстановительными свойствами. Появляются вопросы определения оптимальных условий проведения данных процессов. 2. Разработка способа решения проблемы Конкретизация факторов влияющих на окислительно-восстановительные свойства соединений, и выяснение условий влияющих на протекание окислительно-восстановительных процессов. Выдвижение гипотез для их решения. Подведение к новым противоречиям в определении направления протекания окислительно-восстановительных реакциях.. Формулировка определения механизма формирования потенциала первого и второго рода. 3. Реализация найденного решения. В результате рассмотрения окислительно-восстановительного процесса у студентов будет сформированы представления о возможности протекания окислительно-восстановительных процессах, определения направленности их в определенных условиях. 4. Контрольно-корректировочный этап. Подведение итогов работы со студентами. Проведение тестирования студентов. Дидактические средства Демонстрационный эксперимент, ноутбук, тестовые задания
Обучение в малых группах (2 часа)	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы.	1. Подготовительный этап. Разбивка студентов на мини группы (3-4 человека). Разделение вопросов для обсуждения. Распределение ролей. Состав группы: Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу (закономерности устойчивости степени окисления s-, p- и d-элементов, электронно-ионный метод уравнивания, электродные окислительно-восстановительные потенциалы, гальванический элемент, электролиз, коррозия.), обосновывает свою позицию. Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы. Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее

		уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп. Эксперт оценивает работу каждого участника. 2. Организационный этап. Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов). 3. Рефлексивный этап. Обсуждение результатов
Сформулировать– поделиться–создать – проверить (2 часа)	Определение содержания кислот методом кислотно- основного титрования	1. Мотивационный этап. Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы: способы выражения концентрации, приготовление растворов заданной концентрации методом разбавления и взятием точной навески твердого вещества, фиксирование точки эквивалентности, расчет результатов титрования. 2. Содержание занятия. Первый этап – сформулировать. Студенты самостоятельно изучают приемы кислотно-основного титрования, выбор условий и подбор индикатора, формулируют свои ответы на заданные вопросы. Второй этап – поделиться. Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая приготовление стандартных и рабочих растворов. Третий этап – создать. Студенты проводят количественный анализ содержания кислот в исследуемом растворе методом нейтрализации с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи. Четвертый этап – проверить. Работает вся группа. Несколько пар представляют свой отчет на заданные вопросы. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения. 3. Дидактические средства. Оборудование и химические реактивы, ноутбук, интернет, тестовые задания.

		4. Контрольно-корректировочный этап. Осуществить анализ полученных результатов и определение их ошибки.
--	--	---

6.2. Информационные технологии

Интернет-ресурсы www.asu.edu.ru (представлены учебно-методические материалы для усвоения студентами курса).

- использование возможностей Интернета в учебном процессе
- использование электронных учебников и различных сайтов
- использование возможностей электронной почты преподавателя
- использование средств представления учебной информации (проведение лекций и семинаров с использованием презентаций)

6.3. Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

-Лицензионное программное обеспечение

Наименование программного обеспечения	Назначение
Adobe Reader	Программа для просмотра электронных документов
Moodle	Образовательный портал ФГБОУ ВО «АГУ»
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
KOMPAS-3D V13	Создание трехмерных ассоциативных моделей отдельных элементов и сборных конструкций из них
Blender	Средство создания трехмерной компьютерной графики
Cisco Packet Tracer	Инструмент моделирования компьютерных сетей
Google Chrome	Браузер
CodeBlocks	Кроссплатформенная среда разработки
Eclipse	Среда разработки
Far Manager	Файловый менеджер
Lazarus	Среда разработки
Notepad++	Текстовый редактор

OpenOffice	Пакет офисных программ
Opera	Браузер
Paint .NET	Растровый графический редактор
PascalABC.NET	Среда разработки
PyCharm EDU	Среда разработки
VLC Player	Медиапроигрыватель
VMware (Player)	Программный продукт виртуализации операционных систем
WinDjView	Программа для просмотра файлов в формате DJV и DjVu
Microsoft Visual Studio	Среда разработки
Oracle SQL Developer	Среда разработки

-Современные профессиональные базы данных, информационные справочные системы

Электронный каталог Научной библиотеки АГУ на базе MARK SQL НПО «Информ-систем». <https://library.asu.edu.ru>

Электронный каталог «Научные журналы АГУ»: <http://journal.asu.edu.ru/>

Универсальная справочно-информационная полнотекстовая база данных периодических изданий ООО "ИВИС". <http://dlib.eastview.com>

Имя пользователя: AstrGU Пароль: AstrGU

Электронно-библиотечная система elibrary. <http://elibrary.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>

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>

Официальный информационный портал ЕГЭ 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>

7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

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 5. Соответствие изучаемых разделов, результатов обучения и оценочных средств

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины*	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений	ОК-1	Собеседование, тестовый контроль. Рейтинговая контрольная работа 1
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	ОК-1	Собеседование, тестовый контроль. Рейтинговая контрольная работа 2
3	Химическая связь.	ОК-1	Собеседование, тестовый контроль. Рейтинговая контрольная работа 2
4	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	ОК-1	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 3
5	Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия.	ОК-1; ПК-19	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 3
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии.	ОК-1; ПК-19	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 4
7	Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии.	ОК-1; ПК-19	Собеседование, тестовый контроль. ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 4
8	Основы качественного анализа.	ОК-1; ПК-19	Собеседование, ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 5
9	Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализы.	ОК-1; ПК-19	Собеседование, ПКЗ Рейтинговая контрольная работа 5

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

Таблица 6

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 «неудовлетворительно»	демонстрирует существенные пробелы в знании теоретического материала, не способен его изложить и ответить на наводящие вопросы преподавателя, не может привести примеры

Таблица 7

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, не способен применить знание теоретического материала при выполнении заданий, испытывает затруднения и допускает ошибки при выполнении заданий, выполняет задание при подсказке преподавателя, затрудняется в формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	не способен правильно выполнить задание

7.3. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

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

Вопросы для собеседования

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 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 $5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ хлората калия KClO_3 было получено $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ 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.

Тестовый контроль

Вариант № 1

1. Фактор эквивалентности соли
 - 1) 1/основность
 - 2) 1/число катионов * валентность катионов
 - 3) 1/кислотность
 - 4) 1/число атомов элемента * валентность элемента
2. Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону
 - 1) 2,2
 - 2) 1,1
 - 3) 20
 - 4) 44
3. При сгорании $4 \cdot 10^{-6} \text{ кг}$ углерода число молекул CO_2 равно
 - 1) $2 \cdot 10^{21}$
 - 2) $2 \cdot 10^{20}$
 - 3) $2 \cdot 10^{22}$
 - 4) $2 \cdot 10^{23}$
4. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора
 - 1) BaCl_2 и NaNO_3
 - 2) BaCl_2 и NaBr
 - 3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и KI
 - 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4
5. Одновременно в растворе могут находиться ионы
 - 1) Ag^+ , Ca^{2+} , Br^- , NO_3^-
 - 2) Zn^{2+} , NH_4^+ , OH^- , I^-
 - 3) Ba^{2+} , Na^+ , F^- , CO_3^{2-}
 - 4) Cu^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-}
6. В результате следующих превращений

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\text{SiO}_2 + \text{C}} \text{X}_1 \xrightarrow{\text{Ca}} \text{X}_2 \xrightarrow{\text{HCl}} \text{X}_3 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{X}_4 \xrightarrow{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \text{X}_5$$
 образуется конечный продукт X_5
 - 1) $\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$
 - 2) CaHPO_4
 - 3) $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$
7. Установить соответствие между веществом и свойствами

1: азотная кислота	А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка
2: гидроксид натрия	Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка
3: соляная кислота	В: взаимодействие с серой при нагревании

4: сульфат алюминия Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода

8. Гидрид одновалентного металла содержит 12,5% водорода по массе.

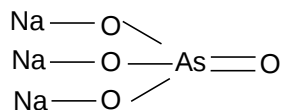
- 1) серебро 2) натрий 3) литий 4) золото

9. Количество возможных солей образованных H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$

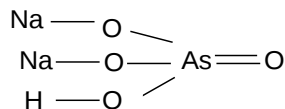
- 1) 4 2) 1 3) 2 4) 3 5) 5

10. Установить соответствие между веществом и названием

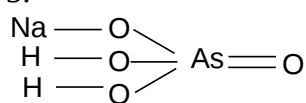
1:



2:



3:



А: гидроарсенат натрия

Б: дигидроарсенат натрия

В: арсенат натрия

Вариант № 2

1. Фактор эквивалентности кислоты

- 1) 1/кислотность 3) 1/число атомов элемента * валентность элемента
2) 1/основность 4) 1/число катионов * валентность катионов

2. Масса (в граммах) 0,25 моль оксида лития

- 1) 5,75 2) 6,2 3) 7,5 4) 9,25

3. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)

- 1) 0,3 2) 3,35 3) 0,2 4) 5

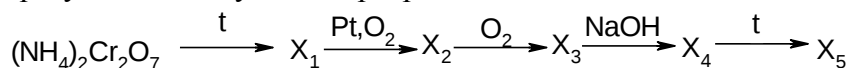
4. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- 1) Na_2SO_4 и HCl 2) NaOH и H_2SO_4
3) NaCl и H_2SO_4 4) NaOH и K_2SO_4

5. Диоксид углерода может реагировать с веществами набора

- 1) CaO , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ раствор, HNO_3 2) Na_2CO_3 раствор, Mg , C (кокс)
3) KOH , H_2SO_4 , раствор BaCl_2 4) CuSO_4 , NH_3 , NaOH

6. В результате следующих превращений



образуется конечный продукт X_5

- 1) NaNO_2 2) NO_2 3) Na_2O 4) NO

7. Установить соответствие между веществом и свойствами

- 1: азотная кислота А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка
2: гидроксид натрия Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка
3: соляная кислота В: взаимодействие с серой при нагревании
4: сульфат алюминия Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода

8. Один моль воды при н.у. занимает объем

- 1) 18 мл 2) 118 л 3) 22,4 л 4) 22,4 мл

9. Количество возможных солей образованных H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$

- 1) 4 2) 1 3) 2 4) 3 5) 5

10. Установить соответствие между веществом и способом его распознавания

- 1: углекислый газ А: возгорание тлеющей лучины

- 2: аммиак
3: кислород
4: водород

- Б: возгорание с характерным звуком
В: помутнение известковой воды
Г: изменение окраски влажной индикаторной бумажки

Рейтинговая контрольная работа 1

Вариант № 1

- 1г некоторого металла соединяется с 8,89г брома и с 1,78г серы. Найдите эквивалентные массы брома и Ме, зная, что эквивалентная масса серы 16,0г/моль.
- Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:
$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow[1200^\circ\text{C}]{\text{SiO}_2+\text{C}} \text{A} \xrightarrow[t^\circ\text{C}]{\text{Ca}} \text{B} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{C} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{D} \xrightarrow{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \text{E}$$
- Напишите графические формулы соединений и дайте их названия: H_2O_2 , SnO_2 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, NaN_2AsO_4 .
- Какой объем кислорода следует добавить к 1 м^3 воздуха (21% O_2), чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 25%.

Вариант № 2

- Определите массу серы, образующейся при взаимодействии сероводорода количеством вещества эквивалента 0,01моль с избытком концентрированной HNO_3
- Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:
$$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \leftarrow \text{X}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$
- Составьте формулы (эмпирические графические) всех возможных солей образованных гидроксидом магния и хромовой кислотой. Дайте названия солям.
- 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»

Вопросы для собеседования

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?

16. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома.

Вариант № 1

A:5s Б:4d В:3d Г:5p Д:6s Е:4p

Вариант № 2

1) не изменяется 2) увеличивается

- 3) уменьшается 4) остаются постоянной
6. Атомные орбитали дают сумму $n + l = 9$
- 1) 6f, 7d, 8p 2) 5f, 7p, 8s
- 3) 4f, 5d, 6p 4) 4d, 5p, 6s
7. Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии # # #
8. Энергия ионизации атома Ca (эВ): $I_1 = 6,113$; $I_2 = 11,871$; $I_3 = 51, 21$. третья энергия ионизации резко возрастает из-за отрыва # # # электрона
9. Число орбиталей у атома определяется # # # квантовым числом
10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами
- 1: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ А: F^-
- 2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ Б: С
- 3: $1s^2 2s^2 2p^6$ В: Fe^{+3}
- 4: $1s^2 2s^2 2p^2$ Г: Cr
11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах
- А: 6p Б: 7s В: 6s Г: 4f Д: 5f Е: 6d Ж: 5d

Практическое задание для групповой работы

Подготовительный этап.

Разбивка студентов на минигруппу (3-4 человека).

Разделение вопросов для обсуждения. Распределение ролей. Состав группы:

Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу

1. Двойственные свойства электрона, атомная орбиталь,
2. Многоэлектронные атомы,
3. Принципы заполнения атомных орбиталей,
4. Периодический закон и периодическая система элементов.

Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы.

Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп.

Эксперт оценивает работу каждого участника.

Организационный этап.

Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов).

Тема «Химическая связь»

Вопросы для собеседования

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 $r/H=0,053\text{нм}$, а $d/H=0,074\text{нм}$.

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:

- a) COS , COCl_2 , CF_4 , SiF_6^{2-} ;
- b) NH_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} ;
- c) H_2S , SCl_2 , SF_4 , SO_2F_2 ;
- d) 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 Ca равен 0,104 нм, Cd—0,09нм. 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, aHgCl_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).

Тестовый контроль

Вариант № 1

1. В ряду водородных соединений элементов VI A группы: $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se}$ полярность связи Э – Н

- 1) увеличивается
- 2) не изменяется
- 3) уменьшается
- 4) сначала уменьшается, потом увеличивается

2. Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2) NH_4NO_3
- 3) H_2SO_4
- 4) Li_2CO_3

3. Атом углерода в возбужденном состоянии образует

- 1) четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
- 2) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
- 3) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
- 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов

4. Вещество, которое не могут образовывать водородную связь

- 1) H_2O
- 2) HF
- 3) HN_3
- 4) HI

5. sp^3 гибридизация реализуется полностью

- 1) SO_2
- 2) CH_4
- 3) SO_3
- 4) ClO^-

6. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток

- 1: ковкость
- 2: низкая температура кипения
- 3: высокая твердость

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 $T_{пл}$ и $T_{к}$ 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»

Вопросы для собеседования

1. Реакция идет по уравнению $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?
2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2A + B = 2C$. 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: $2N_2O = 2N_2 + O_2$. 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 $2NO + O_2 = 2NO_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $C(NO)=0,8$; $C(O_2)=0,6$. 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 $N_2O_4 = 2NO_2$ $K=0,26$. 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 $Cl_2 + CO = COCl_2$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л): $C(Cl_2)=2,5$; $C(CO)=1,8$; $C(COCl_2)=3,2$.
7. Химическое равновесие реакции $COCl_2 = CO + Cl_2$ установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $C(COCl_2)=10$; $C(CO)=2$; $C(Cl_2)=4$. 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 $CH_3COOH + C_2H_5OH = CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ 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 C_2H_5OH в 4 раза?

Тестовый контроль

Вариант № 1

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции $H_{2(г)} + I_{2(г)} = 2HI_{(г)}$ при увеличении давления в 3 раза
1) в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раз
2. При температуре 90°C реакция протекает 1 мин. При какой температуре реакция закончится за 1 ч 21 мин, если температурный коэффициент равен 3
1) 50°C 2) 40°C 3) 60°C 4) 150°C 5) 140°C

9. Смещение химического равновесия определяется принципом # # #

10. Минимальная избыточная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы реакция между ними стала возможной, называется ###

Практическое задание для групповой работы

Групповые практические задания:

(работа в парах)

Ключевые понятия темы: характеристики ковалентной связи, определение полярности связи, механизмы образования связи, рассмотрение строения молекулы по методу ВС и МО.

Первый этап – сформулировать.

Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы.

Второй этап – поделиться.

Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая сходства и различия в определении строения вещества и механизма образования химической связи, исправляя и поясняя решения друг другу.

Третий этап – создать. Студенты вместе создают алгоритм выяснения строения молекулы и определения характеристик связи в них с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи.

Четвертый этап – проверить.

Работает вся группа. Несколько пар предоставляют свой отчет по заданным вопросам. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения.

Практическое контрольное задание

Вариант № 1

1. Определите факторы, влияющие на скорость химической реакции. Составьте план эксперимента по определению влияния концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

2. Дайте определение химическому равновесию. Определите факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Составьте план эксперимента по определению влияния температуры на химическое равновесие.

Вариант № 2

1. Определите факторы, влияющие на скорость химической реакции. Составьте план эксперимента по определению влияния температуры на скорость химической реакции.

2. Дайте определение химическому равновесию. Определите факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Составьте план эксперимента по определению влияния концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.

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

Вопросы для собеседования

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 CH₃COONH₄.
11. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K₂SO₄, Na₂Se, BaS, RbNO₃, ZnCl₂, K₂SO₃, KClO₃, HCOOK, NaClO₄, KBrO?
12. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO₃ или NaNO₂, CH₃COOK или CH₃COONH₄, KClO или KClO₃?
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_g . Зависит ли эта величина от: природы соли, концентрации раствора, температуры? Чем определяется большее или меньшее значение K_g 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.

Тестовый контроль

Вариант № 1

1. Смешаны 100 г 20%-ного раствора и 50 г 32%-ного раствора некоторого вещества. Концентрация полученного раствора
 - 1) 24
 - 2) 12
 - 3) 36
 - 4) 48
2. Для получения 9%-ного раствора соляной кислоты надо растворить 67,2 л HCl в воде массой
 - 1) 1,107 кг
 - 2) 0,505 кг
 - 3) 0,987 кг
 - 4) 1,227 кг
3. Уравнению $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$ соответствует взаимодействие
 - 1) AgNO₃ с Na₃PO₄
 - 2) Ag₂O с H₃PO₄
 - 3) AgNO₃ с H₃PO₄
 - 4) AgCl с Na₃PO₄
4. Кислотность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду
 - 1) нитрат калия, силикат калия
 - 2) бромид кальция, бромид алюминия
 - 3) хлорид калия, фторид калия
 - 4) хлорид лития, хлорид калия
5. Хлорид бария массой 41,6 г растворили в воде. В полученном растворе содержится 0,35 моль хлорид-ионов. Степень диссоциации хлорида бария
 - 1) 87,5%
 - 2) 17,5%
 - 3) 57,1%
 - 4) 96%
6. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит
 - 1) $1,3 \cdot 10^{-2}$
 - 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$
 - 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$
 - 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$
7. Если концентрация ионов водорода [H⁺] и ацетат-ионов [CH₃COO⁻] в 0,1М растворе уксусной кислоты равна 0,00132 моль/л, то ее константа ионизации
 - 1) $1,74 \cdot 10^{-5}$
 - 2) $1,76 \cdot 10^{-4}$
 - 3) $1,78 \cdot 10^{-4}$
 - 4) $1,74 \cdot 10^{-4}$
8. Концентрацию ионов водорода в растворе при pH = 4,32 равна
 - 1) $4,78 \cdot 10^{-4}$
 - 2) $4,76 \cdot 10^{-5}$
 - 3) $4,74 \cdot 10^{-5}$
 - 4) $4,74 \cdot 10^{-5}$
9. Активная концентрация анионов a_{он}⁻ в 0,01М раствора гидроксида калия KOH, учитывая ионную силу раствора равна

- 1) $9 \cdot 10^{-3}$ 2) $8 \cdot 10^{-3}$ 3) $7 \cdot 10^{-3}$ 4) $6 \cdot 10^{-3}$

10. Константа гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1M раствора соли HCOONH_4 ($K_{\text{д(кис)}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_{\text{д(осн)}} = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

- 1) $3,16 \cdot 10^{-6}$, 0,177 и 6,5 2) $4,76 \cdot 10^{-4}$, 0,745 и 8,3
3) $2,74 \cdot 10^{-5}$, 0,587 и 8,54 4) $5,75 \cdot 10^{-10}$, 0,345 и 6,62

Вариант № 2

1. К 100 мл 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) прибавили 400мл воды, получился раствор плотностью 1,225 г/мл. Молярная концентрация раствора

- 1) 3,78 М 2) 2,21 М 3) 2,57 М 4) 4,02 М

2. Из 400 г 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Массовая доля вещества в оставшемся растворе

- 1) 8,6 % 2) 6,3 % 3) 7,4 % 4) 9,5 %

3. Уравнению $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ соответствует взаимодействие

- 1) FeCl_3 с KOH 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с $\text{Ba}(\text{OH})_2$
3) FeSO_4 с NaOH 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ с HCl

4. Щелочность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду

- 1) карбонат натрия, иодид натрия 2) сульфит калия, сульфид натрия
3) нитрит натрия, нитрат натрия 4) хлорид лития, хлорид аммония

5. Количество отрицательных ионов в 120 г 10% раствора аммония, если степень диссоциации соли равна 90%

- 1) 0,135 моль 2) 0,15 моль 3) 0,167 моль 4) 1,67 моль

6. Если концентрация азотистой кислоты HNO_2 равна 0,12M и $K_{\text{д}} = 6,9 \cdot 10^{-4}$, то степень ее ионизации составит

- 1) $7,6 \cdot 10^{-2}$ 2) $8,6 \cdot 10^{-2}$ 3) $8,6 \cdot 10^{-3}$ 4) $7,6 \cdot 10^{-3}$

7. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1M и $K_{\text{д}} = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит

- 1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$

8. Концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ 6%-ного раствора хлороводородной кислоты ($\rho = 1,028 \text{ г/мл}$) составляет

- 1) 1,69 2) 1,76 3) 1,78 4) 1,65

9. Активность хлорид-ионов в 0,1 M растворе хлорида натрия NaCl равна

- 1) $7,58 \cdot 10^{-2}$ 2) $7,62 \cdot 10^{-2}$ 3) $7,68 \cdot 10^{-2}$ 4) $7,54 \cdot 10^{-2}$

10. Степень гидролиза и pH соли бромид аммония NH_4Br в pH 0,01n раствора ($K_{\text{д}} = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

- 1) $2,38 \cdot 10^{-2}$ и 5,62 2) $4,52 \cdot 10^{-2}$ и 8,34
3) $5,68 \cdot 10^{-2}$ и 6,32 4) $3,54 \cdot 10^{-12}$ и 4,35

Практическое задание для групповой работы

Групповые практические задания:

(работа в малых группах)

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы (механизм диссоциации, степень и константа диссоциации, активная концентрация, водородный показатель, гидролиз солей, степень и константа гидролиза, произведение растворимости) и выявляют возможное непонимание материала при решении задач и упражнений.

Первый этап – сформулировать.

Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы.

Второй этап – поделиться.

Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая сходства и различия в определении строения вещества и механизма

образования химической связи, исправляя и поясняя решения друг другу.

Третий этап – создать. Студенты вместе создают алгоритм выяснения строения молекулы и определения характеристик связи в них с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи.

Четвертый этап – проверить.

Работает вся группа. Несколько пар представляют свои отчеты на заданные вопросы. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения.

Практическое контрольное задание

Вариант № 1

1. Дайте определения различным способам выражения концентрации растворов. Какая посуда, необходима для приготовления 200 мл 7% раствора CuSO_4 , 250 мл 0,1 М HCl . Проведите необходимые расчеты.

2. Предложите соли, подвергающиеся гидролизу по катиону, по катиону и аниону. Напишите уравнения реакций.

Вариант № 2

1. Дайте определения различным способам выражения концентрации растворов. Какая посуда, необходима для приготовления 250 мл 8% раствора NaCl , 250 мл 0,2 н. H_2SO_4 . Проведите необходимые расчеты..

2. Предложите соли, подвергающиеся гидролизу по аниону, по катиону и аниону. Напишите уравнения реакций.

Рейтинговая контрольная работа 3

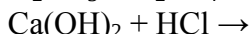
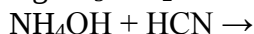
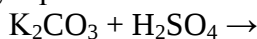
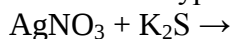
Вариант № 1

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, 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 $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, 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:



5. Написать гидролиз солей AlCl_3 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, KI , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

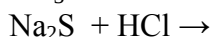
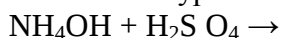
Вариант № 2

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 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ концентрации были равны (моль/л): $c(\text{N}_2) = 1,5$; $c(\text{H}_2) = 2,5$; $c(\text{NH}_3) = 0$. 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:



5. Написать гидролиз солей FeBr_2 , $\text{Ca}(\text{HS})_2$, KClO_4 , CuCl_2 , NaNO_3 .

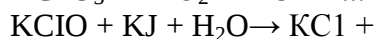
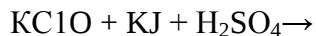
**Тема «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы.
Использование ОВР в аналитической химии»**

Вопросы для собеседования

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.

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.

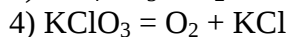
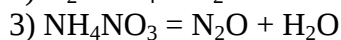
4. При каких условиях и из каких солей, возможно, получить с помощью электролиза одновременно щелочь и кислоту?

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

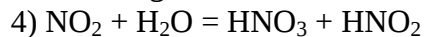
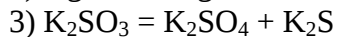
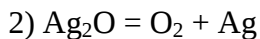
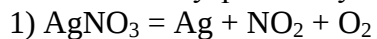
Тестовый контроль

Вариант № 1

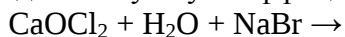
1. Реакция диспропорционирования



2. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления



3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции



1) 8

2) 7

3) 9

4) 10

4. Установить соответствие

1: продукты электролиза расплава CuCl_2

А: Cu и Cl_2

2: продукты электролиза раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Б: Cu и O_2

3: продукты электролиза раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

В: H_2 и O_2

Г: Ca и O_2

Д: H_2 и Cl_2

5. В процессе электролиза раствора NaCl , при силе тока 5А за 85 мин на аноде выделяется продукт объемом # # # л (округлить до десятых)

6. Для окисления в кислой среде 0,05 л 0,2 M NaNO_2 потребуется 0,25 н раствор KMnO_4 объемом # # # л (округлить до сотых)
7. Исходя из реакции $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$, где 1 л раствора содержится 10 г HClO_4 , нормальность HClO_4 равна # # # моль/л (округлить до десятых)

Вариант № 2

1. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

- 1) $\text{KClO}_3 = \text{O}_2 + \text{KCl}$
- 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{KOH}$

2. Реакция диспропорционирования

- 1) $\text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$
- 2) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
- 3) $\text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
- 4) $\text{Ag}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{Ag}$

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции



- 1) 17
- 2) 18
- 3) 19
- 4) 20

4. Установить соответствие

- | | |
|---|--|
| 1: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | A: $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 2: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | B: $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ |
| 3: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ | B: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | Г: $\text{MnSO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |

5. В процессе электролиза расплава NaCl , при силе тока 2А за 45 мин. на катоде выделяется продукт массой # # # г (округлить до сотых)

6. В процессе электролиза раствора Na_2SO_4 , при силе тока 2А за 2 ч на аноде выделяется продукт объемом # # # л (округлить до сотых)

7. Если дихромат-ион восстанавливается до хрома (III), то молярная концентрация эквивалента дихромата калия ($\omega = 10\%$; $\rho = 1,07$ г/мл) равна # # # моль/л. (округлить до сотых)

Практическое задание для групповой работы

Групповые практические задания:

(работа в малых группах)

Разбивка студентов на мини-группы (3-4 человека).

Разделение вопросов для обсуждения. Распределение ролей. Состав группы:

Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу (закономерности устойчивости степени окисления s-, p- и d-элементов, электронно-ионный метод уравнивания, электродные окислительно-восстановительные потенциалы, гальванический элемент, электролиз, коррозия.), обосновывает свою позицию.

Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы.

Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп.

Эксперт оценивает работу каждого участника.

Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов).

Практическое контрольное задание

Вариант № 1

1. Дайте определение окислительно-восстановительной реакции. Назовите вещества, проявляющие свойства окислителей, восстановителей. Проведите возможные ОВР. Запишите уравнения реакций. Теоретически обоснуйте возможность их протекания.

Вариант № 2

1. Дайте определение окислителям, восстановителям. Приведите примеры веществ, проявляющих окислительно-восстановительные свойства. Проведите реакции межмолекулярного окисления-восстановления, внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования. Запишите уравнения реакций. Теоретически обоснуйте возможность их протекания.

Тема «Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии»

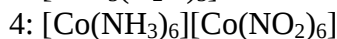
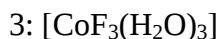
Вопросы для собеседования

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.

Тестовый контроль

Вариант № 1

1. Парамагнитный низкоспиновый внутриорбитальный
 - 1) $[\text{Mn}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$
 - 2) $[\text{CoBr}_6]^{3-}$
 - 3) $[\text{Fe}(\text{CO})_4]^{2+}$
 - 4) $[\text{VCl}_6]^{4-}$
2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли
 - 1: $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$
 - 2: $[\text{PtCl}_3(\text{NH}_3)_3]\text{Br}$



А: тетрахлолоплатинат (II) калия

Б: бромид триамминитринитрохлороплатины (IV)

В: триакватрифторокобальт

Г: гексанитрокобальтат (III) гексаамминкобальта (III)

Д: дихлоротетраамминникеля

Е: гексацианоферрат(II) калия

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом



Г: 7

Д: 3

4. Если раствор содержит 0,05 моль/л $\text{K}_2[\text{Ag}(\text{CN})_3]$ и 0,05 моль KCN,

$K_n = 1 \cdot 10^{-21}$, то концентрация ионов серебра в моль/л # # #

5. Если при действии раствора серной кислоты весь барий из раствора $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{CNS})_2$ осаждается в виде сульфата бария, то координационная формула соли # # #

Вариант № 2

1. Парамагнитный высокоспиновый внутриорбитальный



2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли



Д: дихлоротетраамминникеля

Е: гексацианоферрат(II) калия

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом



Г: 7

Д: 3

4. Если раствор содержит 0,02 моль/л $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ и 1 моль NH_3 , $K_n = 2,75 \cdot 10^{-7}$, то концентрация ионов кадмия в моль/л # # #

5. Если для осаждения хлора из раствора на 1 моль $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ ($K_{\text{Pt}} = 6$) требуется 1 моль нитрата серебра, то координационная формула соединения # # #

Практическое контрольное задание

Вариант № 1

1. Дайте определение комплексным соединениям. Из каких реактивов можно получить катионные комплексы. Запишите уравнения реакций образования КС. Покажите их строение в методе валентных схем.

Вариант № 2

1. Классификация комплексных соединений. Из каких реактивов можно получить анионные комплексы. Запишите уравнения реакций образования КС. Покажите их строение в методе валентных схем.

Рейтинговая контрольная работа 4

Вариант № 1

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

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$$

$$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KOCr} \rightarrow$$

$$\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$$
3. Назвать комплексные соединения: $\text{Na}_3[\text{V}(\text{CNS})_6]$, $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cu}(\text{CNS})_2(\text{NH}_3)_2]$ (1 любой комплексный ион расписать по МБС).
4. Написать формулы: а) дицианоаргентат(I) калия; б) хлорид тетраамминоксоосмий(IV).
5. 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?
6. 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 анализа»

Вопросы для собеседования

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.

Практическое контрольное задание

Вариант № 1

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

Вариант № 2

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

Тема «Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ»

Вопросы для собеседования

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.

Практическое задание для групповой работы

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы: способы выражения концентрации, приготовление растворов заданной концентрации методом разбавления и взятием точной навески твердого вещества, фиксирование точки эквивалентности, расчет результатов титрования.

Первый этап – сформулировать.

Студенты самостоятельно изучают приемы кислотно-основного титрования, выбор условий и подбор индикатора, формулируют свои ответы на заданные вопросы.

Второй этап – поделиться.

Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая приготовление стандартных и рабочих растворов.

Третий этап – создать. Студенты проводят количественный анализ содержания кислот в исследуемом растворе методом нейтрализации с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи.

Четвертый этап – проверить.

Работает вся группа. Несколько пар представляют свой отчет на заданные вопросы. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения.

Практическое контрольное задание

Вариант № 1

Основы титриметрического анализа. Метод кислотно-основного титрования. Проведите расчеты для приготовления 0,1 н раствора тетрабората натрия (буры), 0,1 н раствора HCl из концентрированной кислоты, для установления его точной концентрации титрованием по буре.

Вариант № 2

Основы титриметрического анализа. Метод кислотно-основного титрования. Проведите расчеты для приготовления 0,15 н раствора тетрабората натрия (буры), 0,15 н раствор HCl из концентрированной кислоты, для установления его точной концентрации титрованием по буре.

Рейтинговая контрольная работа 5

Вариант № 1

2. Из навески стальных стружек в 2,051 г после соответствующей обработки был получен прокаленный осадок WO_3 массой 0,1898 г. Вычислить массовую долю (%) вольфрама в анализируемой стали.
3. Из 10 мл 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%?
4. Какой объем воды потребуется для промывания осадка $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$ массой 0,5 г, чтобы потери за счет растворимости не превышали 0,05%?
5. 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.
6. Какую массу $KMnO_4$ надо взять для приготовления: а) 500,0 мл 0,05 н. раствора ($f_{экв} = 1/5$); б) 500 мл раствора с $T(KMnO_4/Fe) = 0,005932$? Во всех случаях предусматривается титрование в кислой среде.

Вариант № 2

1. При анализе пробы гранита из навески в 1,096 г было получено 0,0198 г прокаленного осадка $P_2O_5 \cdot 24MoO_3$. Вычислить массовую долю (%) фосфора и оксида фосфора (V) в этой пробе.
2. Осадок, содержащий 0,3 г $CaCO_3$, промыт 300 мл 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 $(NH_4)_2SO_4$ 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 $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ 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 $H_2C_2O_4$.
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 $T(Na_2S_2O_3) = 0,01545$.

ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ

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 комплексообразователя.

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.

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

Число дидактических единиц 18

Максимальное количество баллов за работу в течение семестра 100 баллов

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
Основной блок			
1.	Тест «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений»	4	по расписанию
2.	Контрольная работа №1	7	по расписанию
3.	Тест «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»	4	по расписанию
4.	Тест «Химическая связь»	4	по расписанию
5.	Контрольная работа №2	7	по расписанию
6.	Тест «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»	4	по расписанию
7.	ПКЗ «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»	4	по расписанию
8.	Тест «Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия.»	4	по расписанию
9.	ПКЗ «Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз. Равновесия в растворах в аналитической химии. Гетерогенные равновесия.»	3	по расписанию
10.	Контрольная работа №3	7	по расписанию
11.	Тест «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы.	4	по расписанию

	Использование ОВР в аналитической химии»		
12.	ПКЗ «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Использование ОВР в аналитической химии»	4	по расписанию
13.	Тест «Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии»	4	по расписанию
14.	ПКЗ «Комплексные соединения. Равновесия в растворах КС в аналитической химии»	4	по расписанию
15.	Контрольная работа №4	7	по расписанию
16.	ПКЗ «Основы качественного анализа»	3	по расписанию
17.	ПКЗ «Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализы».	4	по расписанию
18.	Контрольная работа №5	7	по расписанию
19.	Экзамен	10	по расписанию
Блок бонусов и штрафов			
20.	Активность на занятии	5	по расписанию
21.	Неподготовленное домашнее задание	-1	
22.	Пропуск занятия без уважительной причины	-2	
Всего		100	

Преподаватель, реализующий дисциплину (модуль), в зависимости от уровня подготовленности обучающихся может использовать иные формы, методы контроля и оценочные средства, исходя из конкретной ситуации.

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) основная литература:

1. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова. - Ростов н/Д : Феникс, 2013. - (Высшее образование) - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785222206744.html> (ЭБС «Консультант студента»)
2. Аналитическая химия. Аналитика 1. Общие теоретические основы. Качественный анализ [Электронный ресурс] / Харитонов Ю.Я. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429341.html> (ЭБС «Консультант студента»)
3. Аналитическая химия. Качественный анализ. Титриметрия. Сборник упражнений [Электронный ресурс] : учебное пособие / Ю.Я. Харитонов, Д.Н. Джабаров - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2015. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970432723.html> (ЭБС «Консультант студента»)
4. Саргаев, П.М. Неорганическая химия: доп. М-вом сел. хоз-ва РФ в качестве учеб.пособия для студентов обуч. по спец. «Ветеринария».- 2-е изд.: испр. и доп. – СПб.: «Лань», 2013 – 384 с.: ил. – (Учебники для вузов. Спец. лит.). –ISBN 978-5-8114-1455-0:695-64: 695-64
5. Харитонов, Ю.Я. Аналитическая химия: Аналитика. Общие теоретические основы. Качественный анализ. Кн.1: Рек. М-ном образования РФ в качестве учеб. пособ. для вузов. -1-е

изд.: испр. – М.: Высш. шк. 2003. – 615с.: ил. – ISBN 5-06-003835-1: 176-40: 176-40

6. Харитонов, Ю.Я. Аналитическая химия. Аналитика. Количественный анализ. Физико-химические (инструментальные) методы анализа. Кн.2: Рек. М-ном образования РФ в качестве учеб. пособ. для вузов. -2-е изд.: испр. – М.: Высш. шк. 2003. – 559 с.: ил. – ISBN 5-06-003965-X: 144-60.190-00: 144-60. 190-00

б) дополнительная литература:

1. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб.-метод. Пособие / Н.Ш. Мифтахова. - Казань : Издательство КНИТУ, 2013. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785788214887.html> (ЭБС «Консультант студента»)
2. Аналитическая химия. Практикум [Электронный ресурс] / Харитонов Ю.Я., Григорьева В.Ю. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2009. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970413852.html> (ЭБС «Консультант студента»)
3. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие. – М.: КНОРУС, 2010. – 752 с. ISBN 978-5-406-00549-1:234-00: 234-00.
4. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. –изд.4-е: перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 2001. – 743 с.: ил. ISBN 5-06-003363-5: 112-00. 233-00. 101-00.110-00:112-00. 233-00. 101-00.110-00.
5. Васильев В.П. Аналитическая химия: сб. вопросов, упражнений и задач: Доп.М-вом образования РФ в качестве учеб. пособ. для вузов / под ред. В.П. Васильева.– 2-е изд.: перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2003. – 320с.: ил. – (Высшее образование). – ISBN 5-7107-6072-2: 69-00: 69-00

в) Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимый для освоения дисциплины

1. www.asu.edu.ru
2. Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех». <https://biblio.asu.edu.ru>
Учетная запись образовательного портала АГУ
3. 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*
4. Электронная библиотечная система издательства ЮРАЙТ, раздел «Легендарные книги». www.biblio-online.ru
5. Электронная библиотечная система IPRbooks. www.iprbookshop.ru

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает в себя аудитории № 119и № 115 для проведения лекционных и семинарских занятий.

Оснащенность аудитории № 119: парты-скамьи – 16, доска – 1.

Оснащенность аудитории № 115: столы – 7 шт., стулья – 12 шт., доска – 1.

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