

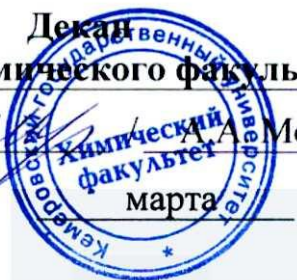
МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Кемеровский государственный университет»

Химический факультет

УТВЕРЖДАЮ

Декан
химического факультета

/ Мороз /
« 25 » марта 2013 г.



Рабочая программа дисциплины

Аналитическая химия
«Качественный анализ»

для специальности 020101.65-Химия (цикл ОПД.Ф.2),

факультет	химический		
курс	2		
семестр	3		
лекции	36 часов	экзамен	3 семестр
лабораторные занятия	54 часа	зачет	3 семестр
самостоятельные занятия	179 часа		
Всего часов:	305		


Составитель: к.х.н., доцент Шрайбман Г.Н.

Кемерово
2013

Рабочая программа дисциплины «Физико-химические методы анализа» федерального компонента цикла ОПД составлена в соответствии с ГОС ВПО второго поколения по специальности 020101 – Химия на основе типовой программы по дисциплине «Аналитическая химия», (индекс УМОУ – 01.08/19-90). При разработке настоящей программы учтены рекомендации рабочей комиссии по аналитической химии Федерации европейских химических обществ

Рабочая программа дисциплины
обсуждена на заседании кафедры аналитической химии

Протокол № 10 от « 18 » марта 2013 г.
Зав. кафедрой _____  О.Н. Булгакова

Одобрено методической комиссией химического факультета
Протокол № 7 от « 20 » марта 2013 г.
Председатель _____  О.Н. Булгакова

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ.

Аналитическая химия является общепрофессиональной химической дисциплиной, которая в соответствии с Госстандартом направления 020100 обязательна для изучения всеми студентами. Как область науки аналитическая химия развивает и применяет методы, средства и общую методологию получения информации о химическом составе (и отчасти строении) химических соединений, веществ и материалов. Многообразие химико-аналитических объектов в жизни общества определяет постоянно возрастающий интерес к аналитической химии, научные задачи которой обеспечить широкий круг аналитических служб идеями, методами, приборами, реактивами для анализа и способами обработки результатов. Аппаратурный и информационный уровень развития аналитической химии в определенной степени отражает научно-технический уровень общества. О ее значении в прикладном аспекте говорит число выполняемых в современном мире анализов – порядка 10 миллиардов в год!

Целью преподавания дисциплины является получение студентами базового образования по всем аспектам современной аналитической химии, разрабатывающей на основе фундаментальных законов физики и химии принципиальные методы и приемы установления качественного и количественного состава различных объектов и обеспечения контроля технологических процессов. Предметом аналитической химии является теория и практика методов анализа, включающая оценку полученных результатов.

Основные задачи аналитической химии:

- развитие теории всех химических и физико-химических методов анализа и операций, с которыми сталкивается химик-аналитик в процессе разработки, совершенствования и повседневного выполнения различных методик анализа;
- научное обоснование общих вопросов теории определения, идентификации, разделения и концентрирования веществ.

Тесная взаимосвязь аналитической химии с другими разделами химии, с большинством естественных наук и их областей, с хозяйственной деятельностью человека, промышленностью, медициной, экологией, криминалистикой и др.

позволяет студентам, изучающим дисциплину, расширить кругозор и потенциальные возможности будущих специалистов-химиков. Практикум, в ходе которого студенты осваивают разные методы качественного и количественного анализа, методы разделения и концентрирования, выполняют курсовую работу, способствует формированию у них общей культуры экспериментатора-исследователя.

Изучение аналитической химии включает:

- курсы лекций, отражающих принципиальные теоретические вопросы, теорию и аспекты практического применения различных методов анализа, современные достижения и перспективы развития науки;
- лабораторный практикум, охватывающий приложение максимального числа изучаемых методов анализа, развивающего экспериментальные навыки и навыки научного мышления, детализирующего теоретические сведения;
- семинарские занятия, формирующие навыки расчетов в аналитической химии, корректирующие и контролирующие знания;
- самостоятельную работу, предполагающую проработку и углубление основных разделов теории и практики анализа с использованием дополнительной литературы, выполнение индивидуальных расчетных заданий;
- курсовую работу с элементами научного исследования, направленную на развитие мышления, формирование экспериментальных навыков, обоснованного подхода к выбору метода и элементов оформления научной работы.

В результате изучения дисциплины студент должен:

- уметь обосновывать связь химико-аналитических свойств ионов с положением элементов в Периодической системе, для органических веществ – с наличием в них функциональных групп;
- знать общие теоретические основы химических и физико-химических методов анализа, условия и области их применения;
- знать метрологические основы аналитической химии;
- уметь на основе теоретических знаний оценить возможности методов, обоснованно выбрать метод, схему анализа для решения конкретной практической задачи;
- овладеть навыками работы с основным аналитическим оборудованием, посудой и реактивами;
- уметь квалифицированно провести эксперимент и

математически обработать его результаты с применением вычислительной техники.

Изучение аналитической химии основано на использовании межпредметных связей и проводится на базе знаний по:

- общей и неорганической химии;
- органической химии;
- физической химии;
- физическим методам исследования;
- физике (разделы «Оптика», «Электричество»);
- математике (использование теории вероятностей и математической статистики, решения квадратных уравнений, алгебраических преобразований, операций с логарифмами).

2. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЧАСОВ ПО СЕМЕСТРАМ И ВИДАМ ЗАНЯТИЙ.

Для оптимальной реализации межпредметных связей дисциплина «Аналитическая химия» разделена на три раздела (курса), изучаемые в III, IV и VII семестрах, соответственно:

1. Курс «Качественный анализ». Посвящен теоретическим основам аналитической химии, рассматривающим химические равновесия в растворах; вопросам управления аналитической реакцией, выбору условий анализа; способам расчета химических равновесий; расчетам и представлению результатов химического анализа с учетом метрологических характеристик; классификациям реакций разделения и реакциям обнаружения веществ в растворах; химическим методам количественного химического анализа (гравиметрии и титриметрии).

2. Курс «Количественный анализ». Изучаются: методы разделения и концентрирования элементов как один из важнейших этапов аналитического процесса и гибридные методы (хроматография), сочетающие разделение с обнаружением и определением; большая группа физико-химических методов анализа – электрохимические методы с разными принципами формирования аналитического сигнала.

3. Курс «Физико-химические методы анализа». Посвящен рассмотрению различных вариантов спектральных методов: абсорбционных и эмиссионных, прямых и косвенных, физических и физико-химических, их теоретических основ, областей применения, аппаратных особенностей и принципов выбора

метода для решения конкретной аналитической задачи.

Семестр	Аудиторные занятия				Самостоятельная работа			Итого	Вид отчетн.
	Лекции	Практ. занятия	Лаб. занятия	Итого	Инд. задания	Курс. раб.	Другие виды		
III	34	34	102	170	30	20	76	296	Зачет Экз.
IV	18	36	72	126	-	10	25	161	Экз.
VII	34	-	68	102	-	-	52	154	Зачет Экз.
Итого по дисц.	86	70	242	398	30	30	153	611	2 зачет 3 экз.

Критерии оценки знаний.

Студент, знания и умения которого отвечают перечисленным требованиям, заслуживает оценки «отлично». Оценка «хорошо» предполагает, что студент достаточно владеет теоретическими знаниями, умеет выполнять анализ по предложенной методике, оптимизировав условия определения.

Оценка «удовлетворительно» предполагает частичное овладение теоретическими знаниями, практическими навыками экспериментальной работы в области методов аналитической химии, предусмотренных программой.

2. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

№	Наименование и содержание разделов, тем	Объем, часов					Формы контроля
		Общий	Аудиторная работа			Самостоятельная работа	
			Лекц.	Практ	Лаб.		
1	2	3	4	5	6	7	8
1	Введение	6	2			Виды и методы анализа (4)	Реферат
2	Теоретические основы аналитической химии (закономерности и равновесий и протекания)	61	12	14		Индивидуальные задания 1-3 (21) Теоретические основы	Задание 1 (4 нед.) Задание 2 (7 нед.) Задание 3 (11 нед.)

	реакций).					анализа. Гетерогенное равновесие в системе осадок-раствор. Теоретические основы осаждения кристаллических и аморфных осадков (14)	Контрольная 1 (6-7 нед.) Коллоквиум (7 нед.)
3	Метрологические основы химического анализа	25	4	6		Обработка и представление результатов количественного анализа (15)	Отчеты и защита лаб. работ.
4	Отбор и подготовка пробы к анализу	5				Оформление раздела курсовой работы (5)	Представление 1-ой части курсовой работы (12-13 нед.)
5	Методы обнаружения и идентификации	61			36	Положение элементов в ПС и аналитические свойства (4) Составление схем анализа катионов и анионов (6) Оформление разделов курсовой работы (15)	Отчеты и защита лаб. работ. Представление 1-ой части курсовой работы (12-13 нед.)
6	Гравиметрический метод анализа	24	2	4	12	Практика гравиметрии, требования к осадителю, осаждаемой и гравиметрической форме (6).	Отчет и защита лаб. работы.
1	2	3	4	5	6	7	8
7	Титриметрические методы анализа	114	12+2*	10	54	Кислотно-основное равновесие. Кислотно-основное титрование (14). Индивидуальное задание 4 (с расчетами кривых титрования) (8). Закономерности равновесий реакций комплексообразования	Коллоквиум (11 нед.) Контрольная 2 (рубежная) (11 нед.).

						и окисления-восстановления. Основные методы титриметрии с использованием этих реакций (12) Методы осадительного титрования (2)	Задание 4 (15 нед.). Отчеты и защита лаб. работ. Контрольная 3 (15 нед.). Коллоквиум (16 нед.)
		296	32+2	34	102	126	Зачет Экзамен

**Рубежная контрольная проводится для потока в лекционной аудитории.*

3. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. НАИМЕНОВАНИЕ ТЕМ И ИХ СОДЕРЖАНИЕ

1. Введение

Предмет аналитической химии, ее место в системе наук. Задачи аналитической химии.

Виды анализа: элементный, структурно-групповой (функциональный), молекулярный, фазовый, изотопный. Метод и методика анализа. Классификация методов анализа: по происхождению аналитического сигнала, по диапазону определяемых содержаний и размеру пробы. Различие методов анализа по чувствительности, разрешающей способности, аппаратному оформлению и характеру объектов. Химические, физико-химические, физические, биологические, биохимические методы анализа.

Проблемы и направления развития науки в теоретическом, методическом и прикладном аспектах: снижение предела обнаружения; повышение точности и избирательности; обеспечение экспрессности; анализ без разрушения; локальный анализ; дистанционный анализ. Использование аналитической химии в практической деятельности человека.

Основные этапы развития аналитической химии. Современное состояние и тенденции развития аналитической химии: инструментализация, автоматизация, математизация, миниатюризация, увеличение доли физических методов, переход к многокомпонентному анализу. Создание и использование сенсоров и тест-методов. Литературно-информационное обеспечение аналитической химии.

2. Метрологические основы химического анализа

Основные стадии химического анализа. Выбор метода анализа и составление схем анализа. Абсолютные (безэталонные) и относительные методы анализа. Основные метрологические понятия и представления: измерение, методы и средства измерений, метрологические требования к результатам измерений, основные принципы и способы обеспечения достоверности результатов измерений, погрешности. Аналитический сигнал и помехи. Объем информации в аналитическом сигнале. Способы определения содержания по данным аналитических измерений.

Основные характеристики метода анализа: правильность и

воспроизводимость, коэффициент чувствительности, предел обнаружения, нижняя и верхняя границы определяемых содержаний. Классификация погрешностей анализа. Систематические и случайные погрешности. Погрешности отдельных стадий химического анализа. Способы оценки правильности: использование стандартных образцов, метод добавок, метод варьирования навесок, сопоставление с другими методами. Стандартные образцы, их изготовление, аттестация и использование.

Статистическая обработка результатов измерений. Закон нормального распределения случайных ошибок, t- и F-распределения. Среднее, дисперсия, стандартное отклонение. Сравнение дисперсии и средних двух методов анализа.

Требования к метрологической оценке в зависимости от объекта и цели анализа. Способы повышения воспроизводимости и правильности анализа. Организация и методология метрологического обеспечения деятельности аналитической службы. Поверка аппаратуры, аттестация нестандартных средств измерений и методик анализа. Аккредитация лабораторий.

Применение ЭВМ в аналитической химии.

3. Теоретические основы аналитической химии

Типы химических реакций и процессов в аналитической химии. Основные типы химических реакций в аналитической химии: кислотно-основные, окисления-восстановления, комплексообразования. Используемые процессы: осаждение-растворение, экстракция, сорбция. Константы равновесия реакций и процессов.

Состояние веществ в идеальных и реальных системах. Ионы. Сольватация, ионизация, диссоциация. Поведение электролитов и неэлектролитов в растворах. Теория Дебая - Хюккеля. Коэффициенты активности. Концентрационные константы.

Описание сложных равновесий. Общая и равновесная концентрации. Условные константы. Графическое описание равновесий (распределительные и концентрационно-логарифмические диаграммы).

Скорость реакций в химическом анализе. Быстрые и медленные реакции. Элементарные стадии реакции. Факторы, влияющие на скорость. Катализаторы, ингибиторы. Автокаталитические реакции. Индуцированные и сопряженные

реакции. Понятие об индукторе, акторе, акцепторе. Индукционный фактор. Примеры ускорения и замедления реакций и процессов, используемых в химическом анализе. Управление реакциями и процессами в аналитической химии.

Равновесие в системе раствор - осадок. Константа равновесия гетерогенной системы осадок - раствор. Константа растворимости (произведение растворимости) малорастворимых электролитов: термодинамическая, концентрационная, условная. Условия образования и растворения. Полнота осаждения. Фракционное осаждение и растворение. Вычисление растворимости осадков по величине констант и констант по растворимости. Факторы, влияющие на растворимость осадков: температура, ионная сила, действие одноименного иона, реакции протонирования, комплексообразования, окисления-восстановления, структура и размер частиц. Примеры использования реакций осаждения и растворения в анализе. Принципы расчета потерь при промывании осадков.

Схема образования осадка. Кристаллические и аморфные осадки. Зависимость структуры осадка от его индивидуальных свойств и условий осаждения. Зависимость формы осадка от скорости образования и роста первичных частиц. Гомогенное осаждение (метод МВР). Условия получения кристаллических осадков. Старение осадка. Причины загрязнения осадка. Классификация различных видов соосаждения. Положительное и отрицательное значение явления соосаждения в анализе. Особенности образования коллоидно-дисперсных систем и предупреждение этого явления.

Кислотно-основные реакции. Современные представления о кислотах и основаниях. Теория Льюиса. Теория Бренстеда - Лоури. Равновесие в системе кислота - сопряженное основание и растворитель. Константы кислотности и основности. Кислотные и основные свойства растворителей. Константа автопротолиза. Влияние природы растворителя на силу кислоты и основания. Нивелирующий и дифференцирующий эффект растворителя.

Кисотно-основное равновесие в многокомпонентных системах. Буферные растворы и их свойства. Буферная емкость. Вычисления рН растворов незаряженных и заряженных кислот и оснований, многоосновных кислот и оснований, смеси кислот и оснований. Расчет рН при взаимодействии кислоты и основания.

Реакции комплексообразования. Типы комплексных соединений, используемых в аналитической химии и их классификации. Ступенчатое комплексообразование.

Количественные характеристики комплексных соединений: константы устойчивости (ступенчатые и общие), функция образования (среднее лигандное число), функция закомплексованности, степень образования комплекса. Факторы, влияющие на комплексообразование: строение центрального атома и лиганда, концентрация компонентов, рН, ионная сила раствора, температура. Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексных соединений и ее значение в титриметрии. Свойства комплексных соединений, имеющие аналитическое значение: устойчивость, растворимость, окраска, летучесть.

Влияние комплексообразования на растворимость соединений, кислотно-основное равновесие, окислительно-восстановительный потенциал систем, стабилизацию различных степеней окисления элементов. Способы повышения чувствительности и селективности анализа с использованием комплексных соединений. Примеры.

Основные направления использования органических реагентов в химическом анализе. Понятие о функционально-аналитических группах. Влияние их природы в молекуле реагента на его взаимодействие с неорганическими ионами. Теория аналогий взаимодействия ионов металлов с неорганическими реагентами типа H_2O , NH_3 и H_2S и кислород-, азот-, серосодержащими органическими реагентами.

Основные типы соединений, образуемых с участием органических реагентов. Хелаты, внутрикомплексные соединения. Факторы, определяющие устойчивость хелатов: природа донорных атомов и структура реагента, размер цикла, число циклов, характер связи металл-лиганд. Хелатный эффект.

Важнейшие органические реагенты, применяемые в анализе для маскирования, разделения, обнаружения, определения ионов металлов. Основные направления использования ЭДТА – двунаатриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты.

Окислительно-восстановительные реакции. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Стандартный и формальный потенциалы. Связь константы равновесия со стандартными потенциалами. Направление реакции окисления и восстановления. Факторы, влияющие на направление окислительно-восстановительных реакций. Понятие о смешанных потенциалах. Механизмы окислительно-восстановительных реакций. Основные неорганические и органические окислители и восстановители, применяемые в анализе. Методы предварительного окисления и восстановления определяемого элемента.

4. Отбор и подготовка пробы к анализу

Представительность пробы; проба и объект анализа; проба и метод анализа. Отбор проб гомогенного и гетерогенного состава. Способы получения средней пробы твердых, жидких и газообразных веществ; устройства и приемы, используемые при этом; первичная обработка и хранение проб; дозирующие устройства.

Основные способы перевода в форму, необходимую для данного вида анализа; растворение в различных средах; спекание, сплавление, разложение под давлением, разложение при помощи высокочастотного разряда и в плазме; комбинирование различных приемов, особенности разложения органических соединений; способы устранения и учета загрязнений и потерь компонентов при пробоподготовке.

5. Методы обнаружения и идентификации

Задачи и выбор метода обнаружения и идентификации химических соединений. Идентификация атомов, ионов и веществ. Физические методы обнаружения и идентификации неорганических и органических веществ. Микрорентгенофлуоресцентный анализ, пирохимический анализ (окрашивание пламени, возгонка, образование перлов). Капельный анализ. Анализ растиранием порошков. Бумажная хроматография в качественном анализе. Экспрессный качественный анализ в заводских и полевых условиях. Тест-методы обнаружения веществ. Примеры практического применения методов обнаружения.

Характеристика аналитических реакций. Селективные и специфические реагенты. Способы понижения предела обнаружения: изменение концентрации реагирующих веществ;

изменение концентрации ионов водорода; введение органических растворителей, смешивающихся с водой; образование смешаннолигандных комплексных соединений, экстракция, соосаждение. Способы повышения избирательности (селективности) аналитической реакции: маскирование мешающих ионов и демаскирование обнаруживаемого иона, изменение рН раствора, экстракция. Классификация катионов и анионов и деление их на аналитические группы. Периодический закон Д.И. Менделеева и его роль в аналитической химии. Дробный и систематический ход анализа. Схемы качественного анализа (сероводородные и бессероводородные). Применение реакций образования осадка, окрашенных соединений, выделения газа.

Примеры практического применения методов обнаружения. Обнаружение основных компонентов и примесей в минералах, горных породах, сплавах, реактивах, удобрениях. Анализ почв, природных и сточных вод. Методы обнаружения и идентификации органических веществ.

6. Гравиметрический метод анализа

Сущность гравиметрического анализа, преимущества и недостатки метода. Прямые и косвенные методы определения. Важнейшие органические и неорганические осадители. Достоинства органических осадителей. Погрешности в гравиметрическом анализе.

Общая схема определений. Требования к осаждаемой и гравиметрической формам. Изменения состава осадка при высушивании и прокаливании. Понятие о термогравиметрическом анализе.

Аналитические весы. Чувствительность весов и ее математическое выражение. Факторы, влияющие на точность взвешивания. Техника взвешивания.

Примеры практического применения гравиметрического метода анализа. Определение элементов (железа, алюминия, титана) в виде оксидов. Определение кальция и магния; источники ошибок при их определении. Определение серы, галогенов в неорганических и органических соединениях. Различные методы определения фосфора и кремния. Применение органических реагентов для определения элементов.

7. Титриметрические методы анализа

Методы титриметрического анализа. Классификация.

Требования, предъявляемые к реакции в титриметрическом анализе. Виды титриметрических определений: прямое и обратное, титрование заместителя. Способы выражения концентраций растворов в титриметрии. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Первичные стандарты, требования к ним. Фиксаналы. Вторичные стандарты.

Виды и значение кривых титрования. Скачок титрования. Точка эквивалентности и конечная точка титрования. Погрешности в титриметрических методах анализа. Индикаторные погрешности титрования. Автоматические титраторы.

Кислотно-основное титрование. Построение кривых титрования. Влияние величины констант кислотности или основности, концентрации кислот или оснований, температуры на характер кривых титрования. Кислотно-основное титрование в неводных средах. Кислотно-основные индикаторы. Погрешности титрования при определении сильных и слабых кислот и оснований, многоосновных кислот и оснований. Примеры практического применения.

Первичные стандарты для установления концентрации растворов кислот и оснований. Приготовление и стандартизация растворов соляной кислоты и гидроксида натрия. Титрование кислот, оснований, смесей кислот и смесей оснований. Анализ смесей карбоната и гидрокарбоната натрия, карбоната и гидроксида натрия. Определение азота по методу Кьельдаля и солей аммония прямым и косвенным методами. Определение нитратов и нитритов.

Окислительно-восстановительное титрование. Построение кривых титрования. Факторы, влияющие на характер кривых титрования: концентрация ионов водорода, комплексообразование, ионная сила. Способы определения конечной точки титрования; индикаторы. Погрешности титрования. Методы окислительно-восстановительного титрования. Перманганатометрия. Определение железа(II), марганца(II), оксалатов, пероксида водорода, нитритов. Иодометрия и иодиметрия. Условия иодометрического титрования. Система иод-иодид как окислитель или восстановитель. Определение арсенитов, арсенатов, железа (III), меди(II), галогенид-ионов, пероксидов, кислот. Определение воды по Фишеру и функциональных групп органических соединений. Бихроматометрия. Определение железа(II), урана(IV). Броматометрия, цериметрия, ванадатометрия, титанометрия,

хромометрия. Первичные и вторичные стандарты. Индикаторы. Определение неорганических и органических соединений.

Комплексометрическое титрование. Неорганические и органические титранты в комплексометрии. Использование аминополикар боновых кислот в комплексометрии. Построение кривых титрования. Металлохромные индикаторы и требования, предъявляемые к ним. Важнейшие универсальные и специфические металлохромные индикаторы. Способы комплексометрического титрования: прямое, обратное, косвенное. Селективность титрования и способы ее повышения. Погрешности титрования. Примеры практического применения. Определение кальция, магния, железа, алюминия, меди, цинка в растворах чистых солей и при совместном присутствии.

Осадительное титрование. Построение кривых титрования. Погрешности титрования. Влияние адсорбции на точность титрования. Примеры практического применения. Аргентометрия. Индикаторы при титровании по методам Мора, Фаянса, Фольгарда. Способы обнаружения конечной точки титрования; индикаторы в других методах осадительного титрования.

3.2. ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

Практические занятия проводятся с использованием разработанного электронного задачника, содержащего расчетные задания разного уровня для усвоения соответствующих тем курса и приобретения навыков расчетов в химическом анализе и учебного пособия «Руководство к решению задач по курсу «Аналитическая химия. Ч.1.».

1. Расчеты химических равновесий..... 14 час.

2. Расчеты в гравиметрии 4

час.

3. Расчеты в титриметрии.....10 час.

4. Обработка результатов анализа. Расчет погрешностей.

Сравнение

методик

..... .6 час.

3.3. НАИМЕНОВАНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

1. Техника проведения и аналитические эффекты основных реакций обнаружения (и маскирования) катионов I-VI аналитических групп.

2. Разделение катионов на аналитические группы и обнаружение

с использованием избирательных и частных реакций (дробный и систематический анализ) – анализ контрольного раствора.

3. Дробный и систематический анализ анионов (анализ контрольного раствора).

4. Установление качественного ионного состава смеси сухих солей (экспериментальная часть курсовой работы).

5. Гравиметрическое определение железа в контрольной задаче (или бария).

6. Приготовление и стандартизация рабочего раствора HCl.

Определение NaOH в контрольном растворе методом ацидиметрии.

7. Определение карбоната, гидрокарбоната (или карбоната и щелочи) в контрольном растворе.

8. Комплексонометрическое титрование: установление концентрации ЭДТА; определение общей жесткости воды, Ca^{2+} и Mg^{2+} .

9. Перманганатометрия. Стандартизация рабочего раствора $KMnO_4$ по щавелевой кислоте.

10. Определение Fe^{2+} в контрольном растворе соли Мора перманганатометрическим и дихроматометрическим титрованием

11. Определение Fe^{3+} в контрольном растворе методом перманганатометрии.
12. Определение MnO_2 в пиролюзите методом перманганатометрии (или определение кальция в техническом карбонате кальция методом).
13. *Определение содержания аскорбиновой кислоты в фруктовых соках (или контрольной пробе) методом иодометрии.*
14. *Определение содержания остаточного хлора в водопроводной воде.*
15. Определение общей жесткости и щелочности природной воды.
16. Определение цинка в контрольном растворе.

3.4. КУРСОВАЯ РАБОТА

Тема курсовой работы: «Анализ смеси веществ неизвестного состава».

Работа имеет учебно-исследовательский характер. В 3 семестре студенты проводят разработку схемы анализа и решают задачу установления качественного состава анализируемого объекта и оформляют эту часть работы с включением разделов для самостоятельного изучения. На выполнение экспериментальной части курсовой работы выделено 12 лабораторных часов.

4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Основная литература

1. Цитович И.К. Курс аналитической химии. 10-е изд./ И.К.Цитович, 2009.- 496 с. ISBN: 978-5-8114-0553-4
http://www.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=32&pl1_id=429
2. Отто М. Современные методы аналитической химии/М.Отто-М.:Техносфера, 2008.-558с.
3. Шрайбман, Г.Н. Руководство к решению задач по курсу «Аналитическая химия». Часть 1: учеб. пособие. – 2-е изд., перераб и доп. / Г. Н. Шрайбман, П. Д. Халфина, О. Н. Булгакова, Р. Ш. Халиуллин; под ред. Г. Н. Шрайбман; ГОУ ВПО «Кемеровский госуниверситет» – Кемерово: Кузбассвузиздат, 2006.– 196 с.
4. Москвин, Леонид Николаевич. Методы разделения и концентрирования в аналитической химии : учебник/ Л. Н.

- Москвин, О. В. Родинков, 2011. - 348 с.
5. ЭУМК «Аналитическая химия» (Халфина П.Д., Шрайбман Г.Н., Булгакова О.Н., Якубик Д.Г.). Кемерово, КемГУ, 2009. (497 с.)
 6. Ганеев А. А. Атомно-абсорбционный анализ. 1-е изд ./Ганеев А. А., Шолупов С.Е., Пупышев А. А.,Большаков А. А.,Погарев С. Е. "Лань", 2011. -304 с.
http://lanbook.com/books/element.php?p11_cid=32&p11_id=684
 7. . Лебухов В. И. Физико-химические методы исследования, 1-е изд/ В. И. Лебухов, А. И. Окара, Л. П. Павлюченкова . "Лань", 2012.- 480 с. ISBN:978-5-8114-1320-1.
http://e.lanbook.com/books/element.php?p11_cid=25&p11_id=4543
 8. Невоструев, В.А. Теоретические основы спектральных методов в химии: Учеб. пособие / В.А.Невоструев. – Кемерово: Кузбассвуиздат, 2006. – 71 с.
 9. Аналитические методы молекулярной спектроскопии: учеб.-метод. пособие для студентов 4 курса/ГОУ ВПО «Кемеровский государственный университет»; сост. О.Н. Булгакова, Н.В.Иванова, В.А. Невоструев, Г.Н. Шрайбман.- Томск: Издательство ТПГУ, 2009.-74с.
 10. Спектроскопические методы элементного анализа .учеб.-метод. пособие учеб.-метод. пособие для студентов 4 курса/ГОУ ВПО «Кемеровский государственный университет»; сост. О.Н. Булгакова, Н.В.Иванова, В.А. Невоструев, Г.Н. Шрайбман.- Кемерово, 2010.-80с.
 11. Невоструев В. А Люминесцентный анализ. [учеб.-метод. пособие / Кемеровский гос. ун-т, 2008. - 89 с.

Дополнительная литература

1. Золотов, Ю. А. Основы аналитической химии. В 2 кн. Кн.1. Общие вопросы. Методы разделения: учеб. для вузов / Ю. А. Золотов, Е. Н. Дорохова В. И. Фадеева и др.; под ред. Ю. А. Золотова. – М.: Высш. шк., 1999. – 351 с.; Кн. 2. Методы химического анализа. – М.: Высш. шк., 1999. – 494 с.
2. Основы аналитической химии. Задачи и вопросы: учеб. пособие для вузов / В. И. Фадеева, Ю. А. Барбалат, А. В. Гармаш и др.; под ред. Ю. А. Золотова. – М.: Высш. шк., 2002. – 412 с.

3. Дорохова, Е. Н. Задачи и вопросы по аналитической химии / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Мир, 2001. – 267 с.
4. Основы аналитической химии. Практическое руководство. Учебное пособие для вузов. Под ред. Ю.А. Золотова. – М.: Высш. шк., 2001. – 463 с.
5. Васильев, В. П. Аналитическая химия. В 2 кн. Кн. 1. Титриметрические и гравиметрический методы анализа: учеб. для студ. вузов / В. П. Васильев. – М.: Дрофа, 2002. – 368 с.
6. Васильев, В. П. Аналитическая химия. Сборник вопросов, упражнений и задач: пособие для вузов / В. П. Васильев, Л. А. Кочергина, Т. Д. Орлова; под ред. В. П. Васильева. – Васильев, В. П. Аналитическая химия. Дрофа, 2003. – 320 с.
7. Пилипенко, А.Т., Пятницкий, И.В. Аналитическая химия. В 2-х кн.: кн.1 - М.: Химия, 1990. – 480 с.
8. Харитонов, Ю. А. Аналитическая химия (аналитика). В 2 кн. Кн.1. Общие теоретические основы. Качественный анализ: учеб. для вузов / Ю. Я. Харитонов. – М.: Высш. шк., 2001. – 615 с. Кн.2. Количественный анализ. Физико-химические (инструментальные) методы анализа. – М.: Высш. шк., 2003. – 559 с.
9. Скуг, Д. Основы аналитической химии. Т. 1. / Д. Скуг, Д. Уэст; пер. с англ. – М.: Мир, 1979. – 480 с.
10. Лайтинен, Г.А., Харрис, В.Е. Химический анализ. 2-е изд., пере-раб. - М.: Химия, 1979. – 624 с.
11. Аналитическая химия. Проблемы и подходы: В 2 т.: Пер. с англ. / Под ред. Р. Кельнера, Ж.-М. Мерме, М. Отто, М. Видмера. – М.: Мир: ООО «Изд. АСТ», 2004. – (Лучший зарубежный учебник). Т.1. – 608 с.
12. Кунце, У., Шведт, Г. Основы качественного и количественного анализа. – М.: Мир, 1997. – 424 с.
13. Алексеев, В.Н. Курс качественного химического полумикроанализа. – М.: Химия, 1973. – 584 с.
14. Пиккеринг, У.Ф. Современная аналитическая химия. - М.: Химия, 1977. – 558 с.
15. Цитович, И. К. Курс аналитической химии / И. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1977. – 330 с. – М.: Высш.шк., 1994. – 495 с.
16. Методы обнаружения и разделения элементов / Под ред. И.П. Алимарина. – М.: Изд-во Моск. ун-та, 1984. – 206 с.
17. Дерффель, К. Статистика в аналитической химии / К. Дерффель, пер. с нем. – М.: Мир, 1994. – 247 с.

18. Чарыков, А. К. Математическая обработка результатов химического анализа / А. К. Чарыков. – М.: Химия, 1984. – 167 с.
19. Лурье, Ю. Ю. Справочник по аналитической химии / Ю. Ю. Лурье. – М.: Химия, 1980. – 480 с.

**Учебные пособия и методические указания
к выполнению лабораторных работ**

20. Шрайбман Г.Н., Халфина П.Д., Халиуллин Р.Ш. и др. Руководство к решению задач по курсу аналитической химии./Учеб. пособие. – Кемерово, КемГУ, 2001. –195 с.
21. Качественный химический анализ катионов кислотнo-основным методом. Кемерово: КемГУ, 2001.
22. Аналитические реакции анионов. Анализ смеси анионов. Кемерово: КемГУ, 2003.
23. Титриметрические методы анализа. Кемерово: КемГУ, 2003.
24. Сборник индивидуальных заданий по аналитической химии. Кемерово: КемГУ, 2000 и 2005.
25. Автоматизированный контроль знаний (АКК) по курсу аналитической химии: Методическое руководство. Кемерово: КемГУ, 1993.
26. Положение о выполнении курсовой работы по аналитической химии. Кемерово: КемГУ, 2000.

4.3. Обеспеченность литературой.

Ганеев А. А. Атомно-абсорбционный анализ. 1-е изд ./Ганеев А. А., Шолупов С.Е., Пупышев А. А.,Большаков А. А.,Погарев С. Е. "Лань", 2011. -304 с. http://lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=32&pl1_id=684	
Отто, Маттиас. Современные методы аналитической химии [Текст] : пер. с нем. / М. Отто, 2008. - 543 с.	10
Цитович И.К. Курс аналитической химии. 10-е изд./ И.К.Цитович, «Лань», 2009.- 496 с. ISBN: 978-5-8114-0553-4 http://www.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=32&pl1_id=429	
Лебухов В. И. Физико-химические методы исследования, 1-е изд/ В. И. Лебухов, А. И. Окара, Л. П. Павлюченкова . "Лань", 2012.- 480 с. ISBN:978-5-8114-1320-1. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4543	

Невоstrуев, В.А. Теоретические основы спектральных методов в химии: Учеб. пособие / В.А.Невоstrуев. – Кемерово: Кузбассвуиздат, 2006. – 71 с.	61
Шрайбман, Г.Н. Руководство к решению задач по курсу «Аналитическая химия». Часть 1: учеб. пособие. – 2-е изд., перераб и доп. / Г. Н. Шрайбман, П. Д. Халфина, О. Н. Булгакова, Р. Ш. Халиуллин; под ред. Г. Н. Шрайбман; ГОУ ВПО «Кемеровский госуниверситет» – Кемерово: Кузбассвуиздат, 2006.– 196 с.	213
Москвин, Леонид Николаевич. Методы разделения и концентрирования в аналитической химии : учебник/ Л. Н. Москвин, О. В. Родинков, 2011. - 348 с.	10
Аналитические методы молекулярной спектроскопии: учеб.-метод. пособие для студентов 4 курса/ГОУ ВПО «Кемеровский государственный университет»; сост. О.Н. Булгакова, Н.В.Иванова, В.А. Невоstrуев, Г.Н. Шрайбман.- Томск: Издательство ТПУ, 2009.-74с.	124
Спектроскопические методы элементного анализа .учеб.-метод. пособие учеб.-метод. пособие для студентов 4 курса/ГОУ ВПО «Кемеровский государственный университет»; сост. О.Н. Булгакова, Н.В.Иванова, В.А. Невоstrуев, Г.Н. Шрайбман.- Кемерово, 2010.-80с.	125
Невоstrуев В. А Люминесцентный анализ. [учеб.-метод. пособие / Кемеровский гос. ун-т, 2008. - 89 с.	29

5. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И КОНТРОЛЬНЫЕ СРЕЗЫ

5.1. Примерное содержание индивидуальных заданий

Задание 1.

1.1. Чувствительность аналитических реакций.

Открываемый минимум для реакции обнаружения ионов Ni^{2+} с помощью диметилглиоксима равен 0,003 мкг. ПДК никеля в воде 0,1 мг/дм³. Можно ли обнаружить ионы никеля в капле воды объемом 0,05 см³ при содержании, равном ПДК?

1.2. Влияние электростатических взаимодействий на поведение ионов в растворе. Ионная сила раствора. Активность. Коэффициент активности.

Во сколько раз изменится активность ионов водорода в 0,010M растворе HCl, если в 1,0 литре такого раствора растворить 3,4 г сульфата алюминия.

1.3. Ступенчатые и общие константы равновесия. Определение направления и глубины протекания химической реакции по величине общей константы равновесия.

Определите возможность растворения осадка AgI в аммиаке.

1.4. Влияние химических факторов на равновесие. Вычисление молярной доли компонентов в растворе в условиях комплексообразования катиона и протонирования аниона. Расчет условных констант равновесия.

Какая из форм серы преобладает в 0,10 M растворе $(NH_4)_2S$ при $pH = 6,0$ (ионную силу раствора не учитывать)? Определите равновесные концентрации всех серосодержащих форм частиц в растворе. Вычислите условную константу равновесия реакции образования осадка MnS . Выпадет ли осадок MnS в указанных условиях при $c(Mn^{2+})$, равной 0,001 моль/л.

1.5. Расчет равновесных концентраций ионов по концентрации вещества и термодинамической константе равновесия.

Вычислите равновесные концентрации ионов в 0,01 M муравьиной кислоте при ионной силе раствора, создаваемой 0,1M KNO_3 .

1.6. Расчет равновесных концентраций ионов по концентрации вещества и константе равновесия в присутствии одноименного иона.

Вычислите равновесные концентрации всех ионов в 0,1 M растворе $K_2[Cd(CN)_4]$ в присутствии 0,4 M KCN . Гидролизом и ионной силой пренебречь.

Задание 2

Равновесие в растворах малорастворимых электролитов

2.1. Условия выпадения и растворения осадков.

Может ли образоваться осадок $Mg(OH)_2$, если смешать равные объемы 0,5 M $MgCl_2$ и 0,1 M раствора NH_4OH ? Расчет провести без учета ионной силы раствора.

2.2. Вычисление произведения растворимости по величине растворимости и величины растворимости малорастворимого электролита в насыщенном водном растворе.

Вычислить $K_{sp}^0(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$, если в 1 дм^3 растворяется $2,2 \cdot 10^{-4} \text{ г}$ фосфата кальция.

2.3. Влияние одноименного иона на растворимость. Влияние ионной силы раствора на растворимость. “Солевой эффект”.

Определить растворимость сульфата свинца в воде и в воде, содержащей $0,10 \text{ М}$ сульфат калия.

2.4. Расчеты при фракционном осаждении; оценка возможности разделения ионов.

Найдите условия количественного разделения Pb^{2+} и Tl^+ путем насыщения сероводородом ($c(\text{H}_2\text{S}) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$) раствора, содержащего по $0,10 \text{ моль/дм}^3$ каждого катиона.

2.5. Влияние конкурирующих реакций протонирования (гидролиза) и комплексообразования на растворимость.

Рассчитать и сравнить растворимость AgI в воде и $1,0 \text{ М}$ растворе аммиака.

2.6. Расчет интервала рН осаждения гидроксидов, разделения сульфидов.

Найдите рН начала выпадения осадка $\text{Fe}(\text{OH})_2$ из $0,10 \text{ М}$ раствора FeSO_4 . При каком значении рН осаждение будет практически полным?

Задание 3

Кислотно–основное (протолитическое) равновесие

3.1. Расчет $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$, рН, рОН и α в растворах сильных и слабых кислот и оснований (в том числе, гидролизующихся солей и амфолитов) в водных и неводных растворах.

Рассчитайте рН и степень диссоциации в 10^{-5} М раствора NH_4OH .

3.2. Буферные растворы. Буферная емкость.

К 12 мл $0,030 \text{ М}$ раствора муравьиной кислоты прибавлено 15 мл $0,15 \text{ М}$ раствора формиата калия. Вычислить рН и буферную емкость полученной смеси.

3.3. Расчеты при протолитических взаимодействиях и приготовлении растворов протолитов с заданным значением рН.

Опишите приготовление $2,0 \text{ л}$ буферного раствора с рН $5,00$ из $0,10 \text{ М}$ раствора уксусной кислоты и $0,20 \text{ М}$ раствора аммиака.

3.4. Построение распределительной и концентрационно-логариф-

мической диаграмм для раствора одно- или двухосновной кислоты.

Постройте распределительную и концентрационно-логарифмическую диаграммы для 0,1 М раствора бензойной кислоты. Найдите равновесные концентрации HA и A^- при pH 5,25.

Окислительно-восстановительное равновесие

3.5. Оценка окислительно–восстановительной способности веществ и направления окислительно-восстановительной реакции по величине стандартного потенциала. Расчет константы равновесия по стандартным потенциалам.

Рассчитайте константу равновесия реакции между BrO_3^- и Br^- при pH 0. Укажите фактор эквивалентности окислителя.

3.6. Оценка возможности протекания окислительно–восстановительной реакции в реальных условиях. Формальные потенциалы. Расчет ЭДС гальванического элемента в реальных условиях.

При каком pH константа равновесия реакции между нитрит-ионом и иодид-ионом станет равной 10? Определите величину $E'_{NO_2^-, 2H^+ / NO}$ при найденном pH .

3.7. Расчет равновесных концентраций ионов в реакциях окисления - восстановления.

Вычислить равновесные концентрации частиц в растворе, содержащем H_3AsO_4 , H_3AsO_3 , H^+ , I_2 , Γ , если $c(H^+) = 10$; $c(H_3AsO_4) = c(H_3AsO_3) = c(\Gamma) = c(I_2) = 0,1$ моль/л.

Задание 4 (расчеты в титриметрии)

4.1. Расчеты при приготовлении рабочих растворов. Способы выражения концентрации растворов в титриметрии.

4.2. Построение кривых кислотно-основного титрования. Выбор индикатора и расчет индикаторных погрешностей.

4.3. Построение кривых окислительно-восстановительного титрования. Выбор индикатора и расчет индикаторных погрешностей.

4.4. Расчет области скачка кривых титрования в комплексонометрии и осадительном титровании.

4.5. Расчеты результатов количественного анализа в разных методах титриметрии при прямом, обратном и заместительном приемах титрования.

5.2. ПРИМЕРЫ ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ.

Контрольная работа 1.

1. Покажите связь термодинамической, концентрационной и условной констант растворимости (произведений растворимости) на примере малорастворимого электролита BiI_3 .

2. Вычислите и сравните растворимость BiI_3 (моль/л) в воде а) без учета и б) с учетом гидролиза по катиону. $K_s^0(\text{BiI}_3) = 8,1 \cdot 10^{-19}$; $\lg \beta_1(\text{BiOH}^+) = 12,9$.

3. Вычислите pH начала и конца осаждения гидроксида меди(II) ($K_s^0 = 8,3 \cdot 10^{-20}$) из 0,005 М раствора сульфата меди. Остаточная концентрация ионов меди - 10^{-6} моль/л.

4. Вычислите (с учетом необходимых факторов) растворимость карбоната бария ($K_s^0 = 4,0 \cdot 10^{-10}$) в 0,005 М растворе карбоната аммония.

5. Вычислите $K_s(\text{Ag}_3\text{PO}_4)$, если в 100 г воды растворяется $6,5 \cdot 10^{-4}$ г этой соли ($M = 418,58$).

Контрольная работа 2 (рубежная).

1. Объясните, для какого из оснований в водном растворе, NH_3 или HCO_3^- , концентрационная константа основности в большей мере отличается от термодинамической? Концентрация и ионная сила этих растворов одинаковы.

2. Вычислите отношение равновесных концентраций ионных форм щавелевой кислоты, если pH раствора равно 5,0. (Для $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ $K_{a1} = 5,6 \cdot 10^{-2}$, $K_{a2} = 5,4 \cdot 10^{-5}$).

3. К 50,0 мл 0,400 М раствора H_3PO_4 ($pK_{a1} = 2,15$; $pK_{a2} = 7,21$; $pK_{a3} = 12,3$) добавили 100,0 мл 0,200 М раствора NaOH . Вычислите pH полученного раствора, Напишите уравнение реакции и рассчитайте константу равновесия.

4. Вычислите навеску NaF (г) ($M = 41,99$), при растворении которой в 1,00 литре 0,080 М HF ($pK_a = 3,21$) получится буферный раствор с pH 3,60.

5. Определите буферную емкость раствора, полученного в условиях задачи 4.

6. Для какой из приведенных пар «титруемое вещество – титрант» при титровании следует использовать индикатор только с $pT > 7$? Ответ поясните.

а) $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} - \text{HCl}$;

б) $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{NaOH}$;

в) $\text{HCl} - \text{NaOH}$;

г) $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{NaOH}$.

7. Титруют 0,10 М водный раствор NaOH 0,10 М раствором HCl

с одним из приведенных индикаторов. В каком из ответов все данные указаны правильно: наиболее подходящий индикатор, вид и знак индикаторной погрешности?

1. Метилоранжевый ($pT = 4$); H^+ - ошибка со знаком «+».
 2. Тимоловый синий ($pT = 8,5$); OH^- - ошибка со знаком «-».
 3. Метилоранжевый ($pT = 5$); H^+ - ошибка со знаком «-».
 4. Фенолфталеин ($pT = 9$); OH^- - ошибка со знаком «+».
8. Рассчитайте индикаторную погрешность титрования 100 мл 0,10 М раствора NaOH 0,10 М раствором HCl с выбранным в задаче 7 индикатором?

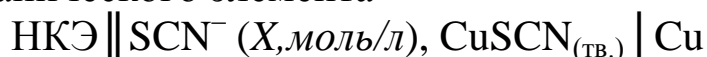
Контрольная работа 3.

1. Вычислите потенциал водородного электрода (В) в растворе, 200 мл которого содержат 1,2 г CH_3COOH и 3,3 г CH_3COONa . Ионную силу раствора не учитывать.

2. Найти pH раствора, в котором электродный потенциал водородного электрода, измеренный по отношению к 0,1М каломельному электроду сравнения, равен 0,624 В.

Представьте схему данного гальванического элемента.

3. ЭДС гальванического элемента



при 25°C равна 0,076 В. Напишите уравнение, связывающее величину ЭДС и $pSCN$ и рассчитайте $pSCN$.

4. Вычислите потенциал насыщенного каломельного электрода при 20°C.

5. Вычислите потенциал никелевого электрода при 20°C, помещенного в насыщенный раствор гидроксида никеля, относительно СВЭ и относительно насыщенного каломельного электрода.

5.3. ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМАМ

Коллоквиум 1. Теоретические основы анализа. Гетерогенное равновесие в системе осадок-раствор. Теоретические основы осаждения кристаллических и аморфных осадков

1. Основные типы химических реакций в аналитической химии: кислотно-основные,

- комплексообразования, окисления-восстановления. Используемые процессы: осаждение-растворение, экстракция и др. Примеры.
2. Характеристики аналитических реакций. Чувствительность. Способы повышения чувствительности. Подходы к классификациям аналитических реакций (по типу равновесия, по назначению, по аналитическому эффекту и др.). Кислотно-основная и сероводородная классификации катионов. Классификации анионов.
 3. Химическое равновесие. Состояние веществ в идеальных и реальных системах. Схема равновесий в реальном растворе – на примере малорастворимого электролита, слабой кислоты (константа кислотности). Сольватация, ионизация, диссоциация. Влияние растворителя.
 4. Поведение электролитов и неэлектролитов в растворах. Теория Дебая-Хюккеля. Учет электростатических взаимодействий в растворах электролитов. Активность. Ионная сила раствора. Коэффициент активности.
 5. Принципы расчета сложных равновесий. Общая и равновесная концентрации. Уравнения материального баланса, электронейтральности, протонного баланса.
 6. Учет химических взаимодействий ионов в конкурирующих реакциях. Молярная доля частицы, ее вычисление в побочных реакциях протонирования, комплексообразования и использование в расчетах. Коэффициент побочной реакции.
 7. Кинетический и термодинамический подход к описанию химического равновесия. Функции состояния вещества и системы. Стандартные условия, стандартное состояние вещества. Химический потенциал в идеальных и реальных условиях. Условия равновесия. Термодинамическая константа равновесия.
 8. Связь термодинамической константы равновесия с концентрационной (реальной), условной. Факторы, влияющие на K^0 , K и K' . Табличные значения констант. Ступенчатые и общие константы. Примеры. Практическое значение констант равновесия.
 9. Равновесие в системе осадок – раствор как пример гетерогенного равновесия. Константа растворимости: термодинамическая, концентрационная, условная.
 10. Растворимость малорастворимого электролита. Влияние на растворимость внешних и внутренних факторов (температура, ионная сила раствора, одноименный ион, конкурирующие реакции). Растворимость осадков в кислотах.

11. «Правила ПР»: условия осаждения и растворения осадков, перевода одного в другой и фракционного (дробного) осаждения. Полнота осаждения.

12. Условия осаждения гидроксидов. рН начала и конца осаждения.

13. Значение и примеры использования реакций осаждения – растворения в анализе.

14. Важнейшие неорганические и органические осадители. Выбор осадителя в гравиметрии и принцип расчета его количества. Осаждаемая и гравиметрическая формы (ГФ).

15. Процессы осаждения и соосаждения. Истинные и коллоидные растворы. Схема образования осадка. Зависимость структуры осадка от его индивидуальных свойств и условий осаждения, от скорости образования первичных частиц и их роста, температуры. Растворимость осадка в зависимости от структуры и размера частиц. Кристаллические и аморфные осадки.

16. Условия получения кристаллических осадков. Гомогенное осаждение.

17. Старение (созревание) осадка. Назначение стадии созревания осадка.

18. Причины загрязнения осадка (совместное осаждение, соосаждение, последующее осаждение). Классификация различных видов соосаждения (адсорбция; окклюзия, изоморфизм и др.). Способы уменьшения соосаждения.

19. Особенности образования коллоидно-дисперсных систем. Предотвращение образования коллоидных растворов. Условия получения аморфных осадков.

20. Величина навески для гравиметрического анализа в зависимости от структуры ГФ.

21. Назначение операции промывания осадка. Сущность расчета потерь при промывании осадка. Состав промывной жидкости для промывания кристаллических и аморфных осадков.

Коллоквиум 2. Кислотно-основное равновесие. Кислотно-основное титрование.

1. Кислотно-основное равновесие. Протолитическая теория кислот и оснований.

2. Автопротолиз растворителя. Роль растворителя в кислотно-основных взаимодействиях. Влияние растворителя на силу кислот (оснований).

3. Связь констант кислотности и основности для кислотно-основных сопряженных пар в амфипротных растворителях. Гидролиз как обычная протолитическая реакция проявления свойств кислоты или основания.
4. Кислотно-основное равновесие в системе кислота - сопряженное основание в воде. Формула для расчета $t [H^+]$ для такой системы в общем виде.
5. Расчет $[H^+]$ и рН в разных случаях кислотно-основного равновесия в воде (сильные и слабые протолиты, в том числе, катионокислоты и анионооснования). Степень диссоциации, константа и степень гидролиза. Прямая и обратная задача в расчетах.
6. Растворы амфолитов. Расчет рН (с выводом формулы).
7. Буферные растворы. Свойства и значение буферных систем. Механизм буферного действия. Примеры. Буферная емкость и ее зависимость от концентрации и соотношения концентраций компонентов буфера, K_a . Условие максимальной буферной емкости.
8. Оценка рН в смеси кислот и оснований, в растворах многоосновных кислот.
9. Принципы расчета рН при взаимодействии кислоты и основания. Примеры кислотно-основных реакций обнаружения и разделения катионов и анионов.
10. Молярная доля форм протолита в зависимости от рН. Представление о диаграммах распределения.
11. Сущность и характеристика титриметрических методов анализа. Техника проведения титриметрического анализа.
12. Классификация методов по типу реакций (равновесий). Приемы и способы титрования. Примеры прямого, обратного титрования и титрования заместителя.
13. Требования к реакциям в титриметрии. Расчет константы равновесия кислотно-основного взаимодействия и оценка возможности прямого титрования.
14. Первичные и вторичные стандартные растворы в методе кислотно-основного титрования и их приготовление. Установочные вещества.
15. Способы выражения концентрации рабочих растворов. Пересчет концентраций.

16. Основа расчетов в титриметрии. Вычисление молярной массы эквивалента веществ. Закон эквивалентов при прямом, обратном титровании и титровании заместителя.

17. Выполнение расчетов результатов при прямом, обратном титровании и титровании заместителя, при титровании смесей типа сода + щелочь, карбонат + гидрокарбонат и др.

18. Кривые титрования в методе нейтрализации, особенности и координаты построения. Кислотно-основные системы, определяющие расчет pH на разных участках кривой для разных пар $A-B$ в кислотно-основном титровании.

19. Факторы, влияющие на величину скачка кривой кислотно-основного титрования.

20. Индикаторы в методе нейтрализации. Классификации индикаторов. Теории индикаторов, ионно-хромофорная теория индикаторов. Интервал перехода, pT и их значение при выборе индикатора.

21. Типы ошибок при титровании с индикаторами. Происхождение индикаторных погрешностей титрования. Виды и знаки индикаторных погрешностей титрования. Расчетные формулы.

22. Расширение возможностей кислотно-основного титрования использованием разных приемов титрования. Примеры.

23. Титрование смесей протолитов и многоосновных протолитов. Условия.

24. Расширение возможностей кислотно-основного титрования использованием неводного титрования. Нивелирующее и дифференцирующее действие растворителей.

Коллоквиум 3. Закономерности равновесий реакций комплексообразования и окисления-восстановления. Основные методы титриметрии с использованием этих реакций.

1. Разделение полуреакций окисления и восстановления в пространстве (процессы в гальваническом элементе). Стандартный водородный электрод.

2. Стандартный окислительно-восстановительный (электродный) потенциал. Использование его для оценки окислительно-восстановительной способности компонентов редокс-пар. Ограничения использования.

3. ЭДС гальванического элемента в стандартных условиях и ее значение в химии. Связь ΔE^0 и ΔG^0 .

4. Равновесный окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение Нернста и его представление для разных полуреакций (на примерах). Значение уравнения Нернста.
5. Формальный потенциал, влияние на него рН, ионной силы (реальный потенциал).
6. Формальный потенциал в условиях осаждения, комплексообразования.
7. Константа окислительно-восстановительного равновесия (K^0 , K'). Оценка направления и глубины окислительно-восстановительной реакции в стандартных и реальных условиях.
8. Влияние рН на величину равновесного окислительно-восстановительного потенциала. Примеры его увеличения и уменьшения.
9. Влияние комплексообразования и осаждения компонентов редокс-пары на величину равновесного окислительно-восстановительного потенциала и его значение в АХ.
10. Расчет равновесных концентраций участников окислительно-восстановительной реакции.
11. Скорость и механизм окислительно-восстановительных реакций. Примеры реакций.
12. Классификация методов редоксиметрии по типу титрантов. Характеристика рабочих растворов, исходных веществ.
13. Индикаторы в редоксиметрии, интервал перехода редокс-индикаторов. Специфические индикаторы. Вычисление индикаторной погрешности титрования в редоксиметрии.
14. Приемы титрования при определении неорганических окислителей, восстановителей, органических веществ в перманганатометрии, иодометрии, дихроматометрии, броматометрии. Примеры косвенных определений методами редоксиметрии веществ, не участвующих в окислительно-восстановительных процессах. Предварительное окисление-восстановление определяемых веществ.
15. Факторы, влияющие на скорость окислительно-восстановительных реакций. Значение катализаторов. Каталитические и индуцированные реакции. Индуцированные сопряженные реакции. Выбор кислотности среды в методах перманганатометрии, иодометрии, дихроматометрии, броматометрии.
16. Реакции комплексообразования в анализе и их назначение.

Представления о типах комплексов и типах лигандов. Факторы, влияющие на устойчивость комплексных соединений. Хелатный эффект.

17. Скорость реакций комплексообразования.

18. Виды равновесий в растворах комплексных соединений и их количественные характеристики. Ступенчатые константы образования; общие константы образования (константы устойчивости). Вычисление молярной доли частиц при комплексообразовании.

19. Влияние комплексообразования ионов на другие виды химического равновесия в растворах.

20. Применение комплексов в качественном и количественном химическом анализе. Представление об органических реагентах и их применении в химическом анализе.

21. Методы титрования с использованием реакций комплексообразования. Комплексонометрическое титрование аминополикарбонowymi кислотами. Рабочий раствор ЭДТА (трилона Б, комплексона III), условия проведения реакций титрования. Условная константа образования комплексов. Металлохромные индикаторы.

22. Особенности построения кривых титрования в комплексонометрии.

23. Приемы титрования в комплексонометрии. Особенности определения катионов в прямом, обратном, вытеснительном титровании. Возможности определения анионов в косвенном титровании. Маскирующие реагенты. Примеры определений.

24. Сущность и классификация методов осадительного титрования. Сравнительная характеристика методов аргентометрии (рабочие растворы, условия и определяемые вещества в методах Мора, Фольгарда и Фаянса). Индикаторы.

5.4. ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ

1. Отбор и подготовка проб к анализу как важные аналитические стадии. Представительность пробы. Отбор средней пробы. Способы пробоподготовки к анализу. Способы перевода пробы в раствор.

2. Метрологические основы химического анализа. Аналитический сигнал и приемы его увеличения в химических

методах обнаружения, в титриметрии и весовом анализе. Способы выражения зависимости: аналитический сигнал – содержание. Соотношение аналитический сигнал – шум. Контрольный опыт. Способы определения концентрации веществ. Правильность, воспроизводимость, сходимость. Классификация погрешностей. Систематические погрешности. Стандартные образцы. Случайные погрешности. Статистическая обработка результатов измерений. Закон нормального распределения. t – распределение. Сравнение дисперсий и средних результатов двух методов анализа.