

Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
**«Приднестровский государственный университет
им. Т.Г. Шевченко»**
Естественно-географический факультет
Кафедра химии и МПХ

УТВЕРЖДАЮ
и.о. Декана _____ Фоменко В.Г.
«14» сентября 20 16 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

для набора 2015 года

Учебной ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.13 «АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

**Направление подготовки: по специальности
04.05.01. Фундаментальная и прикладная химия**

Специализации

*Фармацевтическая химия,
Химия окружающей среды, химическая экспертиза и экологическая безопасность,
Химическая технология.*

Квалификация выпускника

Химик

Форма обучения

Очная

Тирасполь, 2016

Рабочая программа дисциплины «*Аналитическая химия*» /сост. А.И. Шульман – Тираполь: ГОУ ПГУ, 2016 - 32 с.

Рабочая программа предназначена для преподавания дисциплины «Аналитическая химия» **Б1.Б.13** базовой части учебного плана студентам очной формы обучения по направлению подготовки 04.05.01– *Фундаментальная и прикладная химия*

Рабочая программа составлена с учетом Федерального Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования по направлению подготовки **04.05.01** – «*Фундаментальная и прикладная химия*», утвержденного приказом № 1174 от 12.09.2016 г Министерством образования и науки РФ.

Составитель А.И. Шульман, старший преподаватель



1. Цели освоения курса «Аналитическая химия»

- 1) формирование представлений о теоретических положениях аналитической химии, включающих основы метрологии, пробоотбора, учение о химическом равновесии и кинетике химических реакций; понимания сущности и значимости химических методов химического анализа (титриметрии и гравиметрии) для решения различных аналитических задач в научных исследованиях, на производстве, возможности их применения в педагогической практике;
- 2) подготовка к профессиональному выбору метода, методики химического анализа для конкретных объектов и подхода к разработке методик анализа для научных исследований;
- 3) обучение технике выполнения аналитических операций при подготовке и проведении качественного и количественного анализа химическими методами;
- 4) обучение выполнению необходимых расчетов при выборе условий проведения реакций в растворах и подготовке к анализу, при обработке экспериментальных данных для грамотного представления результатов анализа.

Перечисленные цели соответствуют требованиям готовности специалиста к решению следующих профессиональных задач, сформулированных в ФГОС ВПО по направлению 04.00.00-Химия: выполнение вспомогательной профессиональной научной деятельности (подготовка объектов исследований, выбор технических средств и методов испытаний, проведение экспериментальных исследований по заданной методике, обработка результатов эксперимента, подготовка отчета о выполненной работе).

2. Место дисциплины в структуре ООП специалитета

Дисциплина «Аналитическая химия» относится к базовой части учебного цикла Б1.Б.13 «Профессиональный цикл».

Дисциплина «Аналитическая химия» имеет логическую и содержательно-методическую связь с другими химическими общепрофессиональными дисциплинами из профессионального цикла Б1 ООП: «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Физическая химия», а также с некоторыми разделами физики, математики и информатики.

Эта связь обусловлена, с одной стороны, использованием в аналитической химии при разработке методов анализа ряда принципов, закономерностей, технических приемов, материалов, реагентов, методов обработки результатов из разных научных дисциплин. С другой стороны, аналитическая химия вооружает многие науки методами, приборами для исследований, предопределяя их достижения.

Для успешного освоения модуля «Теоретические основы аналитической химии. Химические методы анализа» специалисты должны знать классы и химические свойства неорганических и органических веществ, строение комплексных соединений, типы химических реакций, химические законы, закономерности управления химической реакцией. Знать основы учения о химическом равновесии и теорию электролитической диссоциации. Уметь проводить расчеты concentra-

ций веществ при приготовлении растворов и расчеты с использованием констант простых равновесий.

Полученные знания и навыки при изучении первого в дисциплине «Аналитическая химия» модуля «Теоретические основы аналитической химии. Химические методы анализа» необходимы бакалаврам для успешного освоения следующих модулей. Выбирая различные профили подготовки на старших курсах, студенты широко применяют знания методов химического анализа и приобретенные умения во время производственной практики, при выполнении научных исследований, завершающихся выполнением выпускной квалификационной работы.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины

Результатом успешного освоения курса аналитической химии является демонстрация студентом следующих компетенций:

Код компетенции	Формулировка компетенции (или ее части)	В результате изучения данной дисциплины обучающиеся должны:		
		знать	уметь	владеть
ОК-1	способностью к абстрактному мышлению, анализу, синтезу;	основные понятия и законы аналитической химии; основные этапы развития физической химии, ее современное состояние	анализировать состояние системы по данным физико-химических экспериментальных данных	Использовать на практике данные физико-химических показателей для характеристики системы
ОК-6	готовностью действовать в нестандартных ситуациях, нести социальную и этическую ответственность за принятые решения	Знать правила составления доклада, статей, тезисов	Уметь пользоваться научной литературой, интерпретировать исследования, грамотно и излагать материал	Навыками проведения научных исследований, интернет технологиями
ОК-7	готовностью к саморазвитию, самореализации, использованию творческого потенциала	основные понятия и законы аналитической химии; основные этапы развития аналитической химии, ее современное состояние	Уметь пользоваться научной литературой, интерпретировать исследования, грамотно и излагать материал	Навыками проведения научных исследований, интернет технологиями
ОПК-1	способностью воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традицион-	основные положения теории химической термодинамики, кинетики, учения о химичес-	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности эксперимен-	методиками измерений и интерпретации данных

	ных и новых разделов химии при решении профессиональных задач	ком и фазовом равновесии, учения о растворах, учения об адсорбции и катализе, методы электрохимии, основные понятия и законы коллоидной химии, приемы и способы выполнения физико-химического анализа	тальные и расчетно-теоретические методы исследования	
ОПК-2	владением навыками химического эксперимента, синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций ;	Понимать принципиальные основы возможностей и ограничений применения важнейших для химиков аналитических методов исследования	пользоваться основными приемами и методами физико-химических измерений; работать с основными типами приборов, используемых в аналитической химии; обрабатывать	техникой работы на физических приборах: фотокolorиметр, спектрофотометр, pH-метр, кулонометр, амперометрическая установка и др.;
ОПК-4	способностью решать задачи профессиональной деятельности на основе информационной и библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и вычислительных средств с учетом основных требований информационной безопасности;	Основные понятия и программы Word, Exel, редакторы формул, Chemic rep	использовать современные информационно-коммуникационные технологии, глобальные информационные ресурсы в научно-исследовательской и расчетно-аналитической деятельности	Базовыми технологиями преобразования информации, текстовыми, табличными редакторами, поиском в сети Интернет; навыками самостоятельной работы с учебной, научной и справочной литературой; вести поиск и делать обобщающие выводы
ОПК-5	способностью к поиску, обработке, анализу научной информации и формулировке на их основе выводов	теоретические основы химической термодинамики, кинетики и катализа, фазового равновесия, электр	формулировать задачи, необходимые для реализации профессиональных функций, а так-	методиками измерений и интерпретации данных

	и предложений;	трохимии.	же использовать для их решения методы изученных наук	
ОПК-6	владением нормами техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях;	Знать технику безопасности при работе в физико-химической лаборатории	обращаться с химической посудой, реактивами, газовыми горелками и электрическими приборами;	навыками безопасной работы в химической лаборатории;
ПК-1	способностью проводить научные исследования по сформулированной тематике и получать новые научные и прикладные результаты;	основы методов планирования и проведения научных и практических экспериментальных исследований	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности экспериментальные и расчетно-теоретические методы исследования	грамотно использовать оборудование, приборы, самостоятельно спланировать и точно провести эксперимент, математически обработать и обобщить результаты исследований.
ПК-2	владением навыками использования современной аппаратуры при проведении научных исследований;		анализировать и обобщать результаты физико-химических наблюдений и измерений; применять полученные знания при изучении химических систем,	техникой работы на физических приборах: фотоколориметр, спектрофотометр, рН-метр, кулонометр, амперометрическая установка и др.;
ПК-3	владением системой фундаментальных химических понятий и методологических аспектов химии, формами и методами научного познания;	Понимать роль аналитической химии как теоретического фундамента современной химии, владеть основами химической термодинамики, теории растворов и фазовых равновесий, элементами	на основе фундаментальных теоретических знаний обоснованно выбирать соответствующий метод исследования для решения конкретной практической задачи, самостоятельно работать с учебной и справоч-	Методологией освоения и получения профессиональных знаний по дисциплине.

		статистической термодинамики знать основы химической кинетики и катализа механизма химических реакций электрохимии. Владеть основами неравновесной термодинамики.	ной литературой по физической химии;	
ПК-4	способностью применять основные естественнонаучные законы при обсуждении полученных результатов;	основные теоретические положения в областях неорганической, аналитической, органической и физической химии	применять знания естественных дисциплин для анализа и обработки результатов химических экспериментов	навыками использования теоретических основ базовых разделов естественнонаучных дисциплин при решении конкретных химических и материаловедческих задач
ПК-5	способностью приобретать новые знания с использованием современных научных методов и владение ими на уровне, необходимом для решения задач, имеющих естественнонаучное содержание и возникающих при выполнении профессиональных функций;	теоретические основы химической термодинамики, кинетики и катализа, химии растворов, электрохимии	правильно и технически грамотно поставить и химически грамотно пояснить и решить конкретную задачу в рассматриваемой области	Навыками проведения научных исследований, интернет технологиями
ПК-6	владением современными компьютерными технологиями при планировании исследований, получении и обработке результатов научных экспериментов, сборе, обработке, хране-	Компьютерные программы Word, редакторы формул, Excel и др.	использовать современные информационно-коммуникационные технологии, глобальные информационные ресурсы в научно-исследователь-	владеть основами статистической обработки материалов научных исследований по химической экспертизе

	нии, представлении и передаче научной информации		ской и расчетно-аналитической деятельности	
ПК-7	готовностью представлять полученные в исследованиях результаты в виде отчетов и научных публикаций (стендовых докладов, рефератов и статей в периодической научной печати;	Методику оформления научно-исследовательских работ	Грамотно представлять выводы и результаты научных исследований	Алгоритмом оформления научных статей
ПК-11	педагогическая деятельность: владением методами отбора материала, проведения теоретических занятий и лабораторных работ, основами управления процессом обучения в образовательных организациях;	Основные понятия и программы Word, Exel, редакторы формул, Chemic rep	правильно и технически грамотно поставить и химически грамотно пояснить и решить конкретную задачу в рассматриваемой области	Методологией освоения и получения профессиональных знаний по дисциплине с помощью компьютера и интернета.

4. Структура и содержание дисциплины «Аналитическая химия»

Общая трудоемкость дисциплины составляет 17 зачетных единиц, 612 часов.

4.1. Распределение трудоемкости в з.е./часах по видам аудиторной и самостоятельной работы студентов по семестрам:

Семестр	Количество часов						Форма итогового контроля
	Трудоем- кость, з.е./часы	В том числе					
		Аудиторных				Самост. работы	
		Всего	Лекций	Лаб. раб.	Практич. занятия		
III	10 з.е. / 360	166	66	100	-	158	Зачет, экзамен
IV	7 з.е. / 252	168	68	100	-	48	Зачет, Экзамен, курсовая работа
Итого:	17 з.е. / 612	334	134	200	-	206	72

4.2. Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины.

№ раз- дела	Наименование разделов	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Вне- ауд. рабо- та (СР)
			Л	ПЗ	ЛР	
1	Предмет аналитической химии	22	4		-	18
2	Метрологические основы химического анализа	46	10		6	30
3	Типы химических реакций и процессов в аналитической химии	170	40		78	52
4	Методы обнаружения и идентификации	78	12		16	50
5	Титриметрические методы анализа	100	30		56	14
6	Гравиметрический метод анализа	28	6		16	6
7	Оптические методы анализа	50	12		18	20
8	Электрохимические методы анализа	26	10		6	10
9	Хроматографические методы анализа	16	6		4	6
10	Теория и практика проботбора и пробоподготовки. Основные объекты анализа.	4	4		-	-
	Зачеты, экзамены	72				
Итого:		612	134		200	206
Всего:		612	134		200	206

4.3. Тематический план по видам учебной деятельности

Лекции

7	2	2	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. Аккредитация аналитической лаборатории	Таблицы
8,9	3	2	Предмет и задачи качественного анализа. Способы выполнения аналитических реакций. Условия выполнения реакций. Чувствительность, избирательность и специфичность реакций. Дробный и систематический анализ. Разделение катионов на аналитические группы. Групповой реагент. Связь аналитической классификации катионов с периодическим законом Д.И. Менделеева. Основные условия обнаружения ионов в растворе.	Таблицы
10, 11, 12, 13	3	8	Типы химических реакций и процессов в аналитической химии. Основные типы химических реакций в аналитической химии: кислотно-основные, комплексообразования, окисления-восстановления. Используемые процессы: осаждение-растворение, экстракция, сорбция. Константы равновесия реакций и процессов. Состояние веществ в идеальных и реальных системах. Структура растворителей и раствора. 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.	Таблицы
14	3	2	Скорость реакций в химическом анализе. Элементарные стадии реакции. Кинетические уравнения. Факторы, влияющие на скорость. Катализаторы, ингибиторы. Автокаталитические реакции. Индуцированные и сопряженные реакции. Индукционный фактор. Примеры ускорения и замедления реакций и процессов, используемых в химическом анализе.	Таблицы
15	3	2	Значение теории электролитической диссоциации в качественном анализе. Ионное произведение воды и водородный показатель. Определение pH среды в ходе качественного анализа.	Таблицы
16, 17	3	4	Кислотно-основные реакции. Современные представления о кислотах и основаниях. Теория Бренстеда-Лоури. Равновесие в системе кислота - сопряженное основание и растворитель. Константы кислотности и основности.	Таблицы

			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 pH растворов незаряженных и заряженных кислот и оснований, многоосновных кислот и оснований, смеси кислот и оснований.	
18	3	2	Значение гидролиза в качественном анализе. Амфотерность гидроксидов. Вычисление pH растворов гидролизующихся солей.	Таблицы
19, 20	3	4	Окислительно-восстановительные процессы в аналитической химии. Значение реакций окисления-восстановления. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные и окислительно-восстановительные потенциалы. Направление окислительно-восстановительных реакций. Методы предварительного окисления и восстановления определяемого элемента.	Таблицы
21, 22, 23	3	6	Комплексообразование в аналитической химии. Диссоциация комплексных ионов. Вычисление концентраций различных продуктов диссоциации и распада комплексных ионов. Маскировка и разрушение комплексных ионов. Органические реагенты, их применение в анализе. Влияние их природы, расположения функционально-аналитических групп, стереохимии молекул 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. Важнейшие органические реагенты, применяемые в анализе для разделения, обнаружения, определения ионов металлов, для маскирования и демаскирования. Органические реагенты для органического анализа. Возможности использования комплексных соединений и органических реагентов в различных методах анализа.	Таблицы
24, 25	3	4	Равновесие в гетерогенных системах. Произведение растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость. Солевой эффект. Образование осадков. Влияние различ-	Таблицы

			ных факторов на полноту осаждения. Дробное осаждение. Растворение осадков. Превращение одних малорастворимых соединений в другие. Направление реакций обмена. Ход анализа смеси катионов третьей аналитической группы.	
26, 27	3	4	Соосаждение. Общая характеристика. Закономерности адсорбции на аморфных осадках. Методы устранения соосаждения. Использование соосаждения в аналитической химии. Коллоидные растворы в качественном анализе.	Таблицы
28, 29, 30, 31, 32, 33	4	12	Общий ход анализа вещества: предварительные наблюдения и подготовка вещества к анализу, предварительные испытания, обнаружение катионов, обнаружение анионов, анализ металлов и их сплавов. Методы выделения, разделения и концентрирования. Основные методы разделения и концентрирования, их роль в химическом анализе, выбор и оценка. Сочетание методов разделения и концентрирования с методами определения; гибридные методы. Одноступенчатые и многоступенчатые процессы разделения. Константы распределения. Коэффициент распределения. Степень извлечения. Фактор разделения. Коэффициент концентрирования. Методы экстракции. Теоретические основы методов. Закон распределения. Классификация экстракционных процессов. Скорость экстракции. Типы экстракционных систем. Условия экстракции неорганических и органических соединений. Реэкстракция. Природа и характеристика экстрагентов. Разделение и концентрирование элементов методом экстракции. Основные органические реагенты, используемые для разделения элементов методом экстракции. Селективное разделение элементов методом подбора органических растворителей, изменение pH водной фазы, маскирования и демаскирования.	Таблицы
Количественный анализ				
34, 35	5	4	Методы титриметрического анализа. Классификация. Требования, предъявляемые к реакции в титриметрическом анализе. Виды титриметрических определений. Способы выражения концентраций растворов в титриметрии. Эквивалент, молярная масса эквивалента, молярная концентрация. Первичные и вторичные стандарты. Фиксаналы. Виды кривых титрования. Факторы, влияющие на характер кривых титрования и величину скачка титрования в различных методах. Точка эквивалентности.	Таблицы

			Способы определения конечной точки титрования в различных методах. Кисотно-основное титрование. Сущность метода нейтрализации. Рабочие растворы. Индикаторы в методе нейтрализации. Теория индикаторов: ионная и хромофорная кривые титрования. Построение кривых титрования. Влияние величины констант кислотности или основности, концентрации кислот или оснований, температуры на характер кривых титрования. Погрешности титрования при определении сильных и слабых кислот и оснований, многоосновных кислот и оснований.	
36	5	2	Построение кривых титрования сильной кислоты сильным основанием, слабой кислоты сильным основанием и слабого основания сильной кислотой (показать ход кривой и вычислить pH). Скачок титрования. Интервал перехода индикаторов. Выбор индикаторов.	Таблицы
37, 38	5	4	Титрование в неводных растворах. Растворители, их характеристики. Титрование слабых кислот и оснований. Растворители, титранты, определение точки эквивалентности. Определение кислот, оснований, солей. 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.	Таблицы
39, 40, 41	5	6	Методы окисления-восстановления. Окислительные реакции в количественном анализе. Определение окислительно-восстановительного потенциала системы в гальваническом элементе. Водородный электрод. Уравнение Нернста. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал. Кривые титрования в методе оксидиметрии. Перманганатометрия. Характеристика метода. Примеры определений. Индикаторы в методе окисления-восстановления.	Таблицы
42, 43	5	4	Иодометрия и иодиметрия. Система иод-иодид как окислитель или восстановитель. Определение арсенитов, арсенатов, железа (III), меди(II), галогенид-ионов, пероксидов, кислот. Определение воды и функциональных групп органических соединений.	Таблицы
44	5	2	Бихроматометрия. Определение железа(II),	Таблицы

			урана(IV). Броматометрия, цериметрия, ванадатометрия, титанометрия, хромометрия. Первичные и вторичные стандарты. Используемые индикаторы. Определение неорганических и органических соединений.	
45, 46	5	4	Комплексонометрия. Сущность метода. Индикаторы комплексонометрии. Методы комплексонометрического титрования. Примеры определений.	Таблицы
47	5	2	Осадительное титрование. Реакции осаждения-растворения. Расчет растворимости осадков. Расчет условий растворения и осаждения. Сущность методов осадительного титрования. Аргентометрическое титрование. Способы определения точки эквивалентности.	Таблицы
48	5	2	Другие титриметрические методы анализа. Термометрическое, радиометрическое титрование. Сущность методов.	Таблицы
49, 50, 51	6	6	Гравиметрический (весовой) анализ. Общая характеристика весового анализа. Сущность гравиметрического (весового) анализа. Классификация методов анализа. Значение метода. Требования, предъявляемые к осаждаемым и весовым формам. Факторы, влияющие на качество образующихся осадков и весовых форм. Приемы обработки осадков. Термогравиметрический анализ. Электрогравиметрический анализ. Общая характеристика. Физические условия осаждения металлов. Химические условия осаждения металлов. Внутренний электролиз. Разделение металлов электролизом.	Таблицы
52, 53	7	4	Оптические методы анализа. Эмиссионный спектральный анализ. Теоретические основы метода. Основы качественного и количественного эмиссионного спектрального анализа. Происхождение атомно-молекулярных эмиссионных спектров. Чувствительность и точность метода. Визуальные методы спектрального анализа. Фотографические методы. Метод трех эталонов. Фотоэлектрические методы спектрального анализа. Пламенная фотометрия. Атомно-абсорбционный спектральный анализ. Приборы и техника выполнения анализа.	Таблицы
54, 55	7	4	Абсорбционный анализ. Теоретические основы метода. Происхождение спектров поглощения. Законы поглощения световых лучей и их применение в абсорбционной спектроскопии. Оптическая плотность растворов. Закон Бугера-Ламберта-Бера. Поглощение света растворами. Молярный коэффициент погло-	Таблицы

			щения. Отклонения от основного закона поглощения.	
56, 57	7	4	Другие оптические методы анализа. Нефелометрия, турбидиметрия, рефрактометрия. Основы методов качественного и количественного определения. Турбидиметрическое титрование. Люминесцентные методы анализа.	Таблицы
58, 59, 60	8	6	Электрохимические методы анализа. Общая характеристика. Классификация, кривые поляризации. Обратимые и необратимые электрохимические реакции. Потенциометрический метод. Прямая потенциометрия. Механизмы электронных процессов. Индикаторные электроды и электроды сравнения: металлические (платина), газовые (водородный), мембранные индикаторные электроды. Электроды сравнения – хлорсеребряный, каломельный. Ионметрия. Принципы метода. Классификация ионоселективных электродов. Электроды с жидкими и твердыми мембранами. Стекланный электрод, его устройство. Примеры практического применения прямой потенциометрии: определение pH, галоген-ионов, нитрат-иона. Потенциометрическое титрование. Изменение активности потенциал -определяющего компонента и электродного потенциала в процессе титрования. Способы обнаружения конечной точки титрования. Использование реакций кислотно-основных, осаждения комплексообразования и окислительно-восстановительных. Элемент Вестона.	Таблицы
61, 62	8	4	Кулонометрия. Теоретические основы метода. Закон Фарадея. Способы определения количества электричества. Прямая кулонометрия и кулонометрическое титрование. Кулонометрия при постоянном токе и постоянном потенциале. Внешняя и внутренняя генерация кулонометрического титранта. Титрование электроактивных и электронеактивных компонентов. Определение конечной точки титрования. Преимущества и ограничения метода кулонометрического титрования по сравнению с другими титриметрическими методами. Примеры практического применения. Определение малых количеств кислоты и щелочи, тиосульфата натрия, окислителей-ионов металлов. Вольтамперометрия. Индикаторные электроды. Классификация вольтамперометрических методов. Получение и характеристика вольтамперной кривой. Предельный диффузионный	Таблицы

			ток. Полярография. Уравнение Ильковича. Уравнение полярографической волны Ильковича - Гейровского. Потенциал полуволны. Идентификация и определение неорганических и органических соединений. Современные виды вольтамперометрии: прямая и инверсионная, переменноточковая; хроноамперометрия с линейной разверткой (осциллография). Пограничения по сравнению с классической полярографией. Амперометрическое титрование. Сущность метода. Индикаторные электроды. Выбор потенциала индикаторного электрода. Виды кривых титрования. Примеры практического применения вольтамперометрических методов и амперометрического титрования. Снятие и расшифровка полярограммы индивидуального деполяризатора - иона металла. Снятие полярографического спектра. Определение концентрации веществ методами градуировочного графика и методом добавок с использованием классической, осциллографической, переменноточковой вольтамперометрии. Амперометрическое титрование цинка и бихромата калия.	
63, 64, 65	9	6	Хроматографический анализ. Общие положения. История развития. Основы теории хроматографии. Жидкостная колонная хроматография. Твердожидкостная колонная хроматография. Ионнообменная хроматография. Гельпроникающая (молекулярно-ситовая) хроматография. Тонкослойная хроматография. Хроматография на бумаге. Газовая хроматография. Качественный и количественный анализ хроматографическим методом.	Таблицы
66, 67	10	4	Теория и практика пробоотбора и пробоподготовки. Представительность пробы; взаимосвязь с объектом и методом анализа. Факторы, обуславливающие размер и способ отбора представительной пробы. 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 пробы в форму, необходимую для данного вида анализа: растворение в различных средах; спекание, сплавление, разложение под действием высоких температур, давления, высокочастотного разряда; комбинирование различных приемов; особенности разложения органических соеди-	Таблицы

			нений. Способы устранения и учета загрязнений и потерь компонентов при пробоподготовке.	
Итого:		134		

Лабораторные работы

№ п/п	Но-мер раз-дела дис-циплины	Объ-ем ча-сов	Тема лабораторного занятия	Наименование лабораторий	Учебно-наглядные пособия
Качественный анализ					
1	2	6	Техника безопасности при работе в лаборатории. Ознакомление с посудой и реактивами, применяемыми в анализе. Решение расчетных задач.	Лаборатория аналитической химии	Методические указания, приборы, реактивы, задачки
2	3	6	Лабораторная работа 1. Первая аналитическая группа катионов. Решение расчетных задач.		
3	3	6	Экспериментальная задача: анализ смеси катионов первой аналитической группы. Лабораторная работа 2. Вторая аналитическая группа катионов. Решение расчетных задач.		
4	3	6	Анализ смеси катионов второй аналитической группы. Лабораторная работа 3. Третья аналитическая группа катионов. Решение расчетных задач.		
5	3	6	Экспериментальная задача: анализ смеси катионов третьей аналитической группы. Решение расчетных задач.		
6	3	6	Экспериментальная задача: анализ смеси катионов I-III аналитических групп. Решение расчетных задач.		
7	3	2	Письменная контрольная работа		
8	3	6	Лабораторная работа. Четвертая аналитическая группа катионов. Экспериментальная задача: анализ смеси катионов четвертой группы. Решение расчетных задач.		
9	3	6	Лабораторная работа. Пятая аналитическая группа катионов. Экспериментальная задача: анализ смеси катионов пятой аналитической группы. Решение расчетных задач.		
10	3	6	Лабораторная работа. Шестая аналитическая группа катионов. Экспериментальная задача: анализ смеси катионов шестой аналитической группы. Решение расчетных задач.		
11	3	4	Экспериментальная задача: анализ смеси катионов IV-VI аналитических групп. Решение расчетных задач.		
12	3	6	Экспериментальная задача: анализ смеси		

			катионов всех шести групп		
13	3	2	Письменная контрольная работа		
14	3	6	Ход анализа анионов. Первая аналитическая группа анионов. Решение расчетных задач.		
15	3	4	Вторая и третья аналитические группы анионов. Решение расчетных задач.		
16	3	6	Экспериментальная задача: анализ смеси анионов трех аналитических групп.		
17	4	12	Анализ сухого вещества. Экспериментальная контрольная задача.		
18	4	4	Итоговое занятие. Выбор метода качественного анализа вещества. Составление схемы анализа и отчета результатов. Обработка результатов анализа.		
Количественный анализ					
19	5	6	Приготовление исходных и рабочих титрованных растворов. Измерительная посуда. Вычисления в титриметрическом анализе. Семинар. Лабораторная работа. Приготовление титрованных растворов кислот и щелочей.	лаборатория аналитической химии	Методические указания, приборы, реактивы, задачи
20	5	4	Л.р. определение содержания гидроксида натрия в растворе неизвестной концентрации. Определение временной (карбонатной) жесткости воды. Решение задач.		
21	5	6	Ацидиметрическое титрование. Л.р. Определение содержания аммиака в солях аммония методом обратного титрования. Решение расчетных задач.		
22	5	6	Алкалиметрическое титрование. Л.р. Определение содержания азота в органических соединениях по Кьельдалю.	лаборатория аналитической химии	
23	5	6	Определение содержания гидроксида и карбоната натрия в совместном присутствии. Решение расчетных задач.		
24	5	6	Перманганатометрия. Приготовление и установка титра раствора перманганата калия по щавелевой кислоте. Определение содержания железа (II) в соли Мора. Решение расчетных задач.		
25	5	6	Иодометрия. а) приготовление рабочего раствора тиосульфата натрия; б) установка нормальности тиосульфата натрия по дихромату калия; в) приготовление и установка титра раствора йода по тиосульфату натрия; г) определение меди в растворе медного купороса.		
26	5	6	Определение восстановителей. Л.р. Определение содержания Na ₂ S в растворе обратным титрованием. Определение концентрации аскорбиновой кислоты по титрованному раствору йода прямым титрованием. Семинар. Окислительно-восстановительные методы титрования.		
27	5	6	Лабораторная работа. Комплексонометрия.		

			Определение общей жесткости воды. Определение кальция и магния в водной вытяжке из почвы. Решение расчетных задач.		
28	5	4	Расчеты по результатам титрования. Контрольная работа. Титриметрические методы анализа.		
29	6	8	Гравиметрические методы анализа. Семинар. Лабораторная работа. Определение кристаллизационной воды в кристаллогидратах ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Решение расчетных задач.		
30	6	8	Лабораторная работа. Определение содержания бария в хлориде бария весовым методом. Решение расчетных задач.		
31	7	6	Оптические методы анализа. Семинар. Лабораторная работа. Определение меди в растворе с помощью фотоэлектрического колориметра ФЭК-М.		
32	7	6	Фотометрическое определение железа в виде роданидного комплекса методом добавок.		
33	7	6	Определение марганца и хрома в совместном присутствии. Определение фосфора в виде фосфомолибдата.		
34	8	6	Электрохимические методы анализа. Потенциометрическое титрование смеси соляной и борной кислот.		
35	9	2	Физико-химические методы разделения смесей. Хроматография. Разделение аминокислот методом хроматографии на бумаге.		
36	9	2	Разделение на ионитах. Отделение меди от железа на катионите.		
Итого:		200			

Самостоятельная работа студента

№	Виды самостоятельной работы	Формы контроля	Сроки контрольно-зачетных мероприятий, неделя семестра	Трудоемкость (в часах)
1.	Внеаудиторное оформление части отчета к каждой лабораторной работе с последующим завершением отчета в соответствии с заданием после выполнения работы	Отчет	Не позднее следующего занятия	40
2.	Выполнение индивидуальных расчетных заданий	Расчетные задания	В теч. семестра	26
3.	Подготовка к сдаче коллоквиумов: Основы химического равновесия. Гетерогенное равновесие в системе осадок – раствор. Теоретические основы процесса осаждения в гравиметрии. Метод окислительно-восстановительного титрования и его теоретические основы. Комплексонометрическое титрование.	Коллоквиум 1 Коллоквиум 2	В теч. семестра В теч. семестра	60
4.	Контрольные работы	1 2 3	В теч. семестра В теч. семестра В теч. семестра	30
5.	Подготовка к сдаче зачета, экзамена	Зачет Экзамен	В теч. семестра В теч. семестра	50
	Итого			206

5. Примерная тематика курсовых проектов (работ):

1. Определение ионов никеля (II) и кобальта (II) в сточной воде методом атомной абсорбции.
2. Разделение ионов меди (II) и железа (III) в сточной воде методом ионообменной хроматографии с последующим определением спектрофотометрическим анализом.
3. Сорбционное концентрирование и разделение ионов марганца (II) и железа (III) в сточной воде с последующим определением методом атомной абсорбции.
4. Газохроматографическое определение микропримеси бутанола в сточной воде.
5. Ионообменное отделение фосфат-ионов от катионов железа (III), кальция (II), магния (II) и хлорид-ионов сточных вод и их спектрофотометрическое определение.
6. Определение константы устойчивости комплекса цветометрическим методом
7. Определение коэффициента поглощения методом спектроскопии диффузного отражения
8. Цветометрическое исследование аммиаката меди в зависимости от противоиона
9. Титриметрическое определение сурьмы в растворах
10. Установление вида исходного сырья в исследовании спиртосодержащих жидкостей
11. Определение коэффициента селективности ионселективного электрода
12. Определение коэффициента распределения и оценка эффективности разделения ионов железа (III) и никеля
13. Фотометрическое определение молибдена и вольфрама при совместном присутствии

14. Фотометрическое определение сурьмы в растворах
15. Определение фосфора методом дифференциальной фотометрии
16. Фотометрическое определение дихромат- и перманганат-ионов при совместном присутствии
17. Алюминий в почвах. Формы нахождения и методы определения.
18. Железо в почвах. Формы нахождения и методы определения.
19. Титан в почвах. Формы нахождения и методы определения.
20. Определение общего содержания железа и хлорид-ионов в сточной воде.
21. Определение общего содержания железа и хлорид-ионов в сточной воде.
22. Определение ионов железа (III) и меди (II) в сточной воде.
23. Потенциометрический анализ кислотности напитков
24. Исследование кислотности светлого пива
25. Анализ молока на содержание фосфора
26. Исследование белых вин на содержание Fe(III)
27. Изучение щелочности мучных изделий
28. Исследование зависимости кислотности молока от условий хранения
29. Изучение различных продуктов кондитерского производства на содержание общего сахара
30. Кондуктометрический анализ напитков
31. Определение потенциала выделения и характера электродной поляризации при электрохимическом выделении серебра из тиосульфатных сред
32. Исследование кислотно-основных свойств органического реагента фотометрическим методом
33. Исследование кислотно-основных свойств органического реагента потенциометрическим методом

6. Образовательные технологии

Для эффективной реализации целей и задач ФГОС ВПО, для воплощения компетентностного подхода в преподавании дисциплины используются следующие образовательные технологии и методы обучения:

1. Технология проблемного обучения при изложении лекционного материала в форме: лекция-визуализация, лекция-объяснение с привлечением элементов дискуссии, беседы.

2. Технология проблемного и активного обучения с использованием творчески репродуктивных методов в групповой и индивидуальной форме с целью организации активности студентов в условиях, близких к будущей профессиональной деятельности, с использованием личностно деятельного характера усвоения знаний, приобретения навыков, умений при выполнении лабораторных работ.

3. Технология проблемного, модульного дифференцированного обучения путем рассмотрения проблемных познавательных задач, с использованием индивидуального темпа обучения с целью развития творческой и познавательной самостоятельности и обеспечения индивидуального подхода с учетом динамики работоспособности студента – при проведении практических занятий, что обеспечивается применением электронного задачника в компьютерном классе.

4. Технология концентрированного, дифференцированного обучения в индивидуальной форме – при самостоятельном выполнении индивидуальных заданий с целью развития познавательной самостоятельности, творческих способностей и умений, развития навыков работы с лекционным материалом, рекомендованной литературой, справочной информацией.

7. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И КОНТРОЛЬНЫЕ СРЕЗЫ

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 0,010М 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 М 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 М муравьиной кислоте при ионной силе раствора, создаваемой 0,1М KNO₃.

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

Вычислите равновесные концентрации всех ионов в 0,1 М растворе $K_2[Cd(CN)_4]$ в присутствии 0,4 М 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 М $MgCl_2$ и 0,1 М 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 $K_{sp}(Ca_3(PO_4)_2)$, если в 1 дм³ растворяется $2,2 \cdot 10^{-4}$ 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 М сульфат калия.

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

Найдите условия количественного разделения Pb^{2+} и Tl^+ путем насыщения сероводородом ($c(H_2S) = 0,1$ моль/дм³) раствора, содержащего по 0,10 моль/дм³ каждого катиона.

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

Рассчитать и сравнить растворимость AgI в воде и 1,0 М растворе аммиака.

2.6. Расчет интервала pH осаждения гидроксидов, разделения сульфидов.

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

Задание 3

Кисотно–основное (протолитическое) равновесие

3.1. Расчет $[H^+]$, $[OH^-]$, pH , pOH и α в растворах сильных и слабых кислот и оснований (в том числе, гидролизующихся солей и амфолитов) в водных и неводных растворах.

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

3.2. Буферные растворы. Буферная емкость.

К 12 мл 0,030 М раствора муравьиной кислоты прибавлено 15 мл 0,15 М раствора формиата калия. Вычислить pH и буферную емкость полученной смеси.

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

Опишите приготовление 2,0 л буферного раствора с pH 5,00 из 0,10 М раствора уксусной кислоты и 0,20 М раствора аммиака.

3.4. Построение распределительной и концентрационно-логарифмической 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 $E_{NO_2^-, 2H^+ / NO}^{\circ'}$ 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 , I^- , As^{3+} , если $c(H^+) = 10$; $c(H_3AsO_4) = c(H_3AsO_3) = c(I^-) = c(I_2) = 0,1$ 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.

Примеры вариантов контрольных работ

Контрольная работа 1.

1. Вычислите $K_S(Ag_3PO_4)$, если в 100 мл воды растворяется $1,96 \cdot 10^{-4}$ г этой соли ($M = 418,58$).

2. Выпадет ли осадок хромата бария, если в 100 мл воды растворить 0,001 моль хлорида ба-

рия и добавить 100 мл 0,001 М раствора хромата калия? При расчетах учесть ионную силу раствора. ($K_S^0(\text{BaCrO}_4) = 1,2 \cdot 10^{-10}$).

3. Вычислить растворимость малорастворимого электролита $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$:

а) в воде; б) в воде с учетом гидролиза по катиону. Во сколько раз при этом изменилась растворимость? ($K_S^0(\text{Cu}(\text{IO}_3)_2) = 7,4 \cdot 10^{-8}$;

для гидроксокомплексов Cu^{2+} $\beta_1 = 1,0 \cdot 10^6$, $\beta_2 = 5,0 \cdot 10^{10}$, $\beta_3 = 1,6 \cdot 10^{14}$, $\beta_4 = 2,5 \cdot 10^{16}$).

4. Вычислить pH начала и конца осаждения гидроксида алюминия из 0,01 М раствора нитрата алюминия. Произойдет ли практически полное осаждение ионов Al^{3+} до начала осаждения гидроксида кобальта, если концентрация ионов Co^{2+} в растворе 0,01 моль/л.

$K_S^0(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1,0 \cdot 10^{-32}$; $K_S^0(\text{Co}(\text{OH})_2) = 6,3 \cdot 10^{-15}$. Ионную силу не учитывать.

5. К 20,0 мл 0,1 М раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ добавили полуторный объем 0,1 М H_2SO_4 . Вычислить потери за счет растворимости осадка PbSO_4 (г) (ионную силу не учитывать).

($K_S^0(\text{PbSO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}$; $M(\text{PbSO}_4) = 303,3$).

Контрольная работа 2

1. Рассчитайте равновесные концентрации всех форм H_2S в ее 0,10 М растворе при pH 6,0 и укажите преобладающую форму. ($K_{a1} = 1,0 \cdot 10^{-7}$, $K_{a2} = 2,5 \cdot 10^{-13}$).

2. В каком объеме воды нужно растворить 0,460 г NH_4Cl ($M = 53,49$) для получения раствора с pH 5,0? Определите степень гидролиза соли в таком растворе. ($pK_e(\text{NH}_3) = 4,76$).

3. Вычислите pH и буферную емкость буферного раствора, полученного при смешивании 100 мл 0,200 М KCN и 40,0 мл 0,200 М HCl . ($pK_a(\text{HCN}) = 9,30$).

4. К 100,0 мл 0,100 М раствора Na_2CO_3 добавили 50,0 мл 0,200 М раствора HCl . Вычислите степень оттитрованности иона CO_3^{2-} и pH полученного раствора. (Для H_2CO_3 $K_{a1} = 4,5 \cdot 10^{-7}$, $K_{a2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$).

5. В каком из ответов правильно указаны вид и знак индикаторной погрешности при титровании с соответствующим индикатором 0,10 М водного раствора HCl раствором 0,10 М NaOH ?

1. Метиловый оранжевый ($pT = 4$); H^+ – ошибка со знаком «+».
2. Тимолфталейн ($pT = 10$); OH^- – ошибка со знаком «-».
3. Метиловый красный ($pT = 5$); H^+ – ошибка со знаком «-».
4. Метиловый оранжевый ($pT = 4$); HA – ошибка со знаком «-».

6. Установите молярную концентрацию рабочего раствора HCl и $T_{\text{HCl}/\text{Na}_2\text{CO}_3}$, если навеску химически чистой Na_2CO_3 ($M = 106,004$) 0,5300 г растворили в мерной колбе на 250 мл, а на титрование 25,00 мл полученного раствора соды с индикатором метиловым оранжевым израсходовано 24,50 мл раствора кислоты.

Контрольная работа 3.

1. Вычислите потенциал водородного электрода (В) в 0,1 М растворе CH_3COOH ($K_a = 1,74 \cdot 10^{-5}$). Ионную силу раствора не учитывать.

2. Используя стандартные потенциалы и формальные потенциалы редокс пар, вычислите соответствующие константы предполагаемой окислительно-восстановительной реакции и определите ее направление и глубину.

Редокс-пара	$E^0, \text{В}$	Редокс-пара	$E^0, \text{В}$	Условия
$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	+0.15	NO_3^-/NO	+0.96	0,01 М HNO_3

3. Рассчитайте потенциалы в области скачка титрования (при 99 % и 101% добавленного титранта), окислительно-восстановительный потенциал в точке эквивалентности и подберите индикатор по справочнику Лурье при титровании 100 мл 0,01н. раствора FeSO_4 0,01 н. раствором $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$. $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77\text{В}$; $E^0(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) = +1,44\text{В}$.

4. Рабочий раствор, предназначенный для титрования восстановителей в кислой среде, готовят растворением навески 5,22 г химически чистого $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в мерной колбе $V = 998,0\text{см}^3$. Вычислите его титр по йоду. ($M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294,19$; $M(1/2\text{I}_2) = 126,9$)

5. Навеску пергидроля массой 2,5000 г перенесли в мерную колбу вместимостью 500,0 мл. На титрование 25,00 мл раствора израсходовано 18,72 мл 0,1124 н. раствора перманганата ($f_{\text{экв}}=1/5$). Вычислить массовую долю H_2O_2 ($M = 34,015$) в пергидроле (%).

Вопросы к коллоквиуму 1

1. Основные понятия аналитической химии. Метод и методика анализа. Подходы к классификации методов анализа.
2. Основные типы химических реакций в аналитической химии: кислотно-основные, комплексообразования, окисления-восстановления. Используемые процессы: осаждение-растворение, экстракция и др. Примеры.
3. Характеристики аналитических реакций. Чувствительность. Способы повышения чувствительности. Подходы к классификациям аналитических реакций (по типу равновесия, по назначению, по аналитическому эффекту и др.). Классификации катионов. Классификации анионов.
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.
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 подход к описанию химического равновесия. Табличные константы простых равновесий. Ступенчатые и общие константы равновесия. Общая константа равновесия химической реакции. Практическое значение констант равновесия.
8. Термодинамический подход к описанию химического равновесия. Функции состояния вещества и системы. Стандартные условия, стандартное состояние вещества. Химический потенциал в идеальных и реальных условиях. Условие равновесия. Термодинамическая константа равновесия.
9. Связь термодинамической константы равновесия с концентрационной (реальной), условной. Факторы, влияющие на K^0 , K и K' .
10. Равновесие в системе осадок – раствор как пример гетерогенного равновесия. Константа растворимости: термодинамическая, концентрационная, условная.
11. Растворимость малорастворимого электролита. Влияние на растворимость внешних и внутренних факторов (температура, ионная сила раствора, одноименный ион, конкурирующие реакции).
12. «Правила ПР»: условия осаждения и растворения осадков, перевода одного в другой и фракционного (дробного) осаждения. Полнота осаждения.
13. Условия осаждения гидроксидов; pH начала и конца осаждения.
14. Значение и примеры использования реакций осаждения – растворения в анализе.
15. Важнейшие неорганические и органические осадители. Выбор осадителя в гравиметрии и принцип расчета его количества. Осаждаемая и гравиметрическая формы (ГФ).
16. 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.
17. Условия получения кристаллических осадков. Гомогенное осаждение.
18. Старение (созревание) осадка. Назначение стадии созревания осадка.
19. Причины загрязнения осадка (совместное осаждение, соосаждение, последующее осаждение). Классификация различных видов соосаждения (адсорбция; окклюзия, изоморфизм и др.). Способы уменьшения соосаждения.

20. Особенности образования коллоидно-дисперсных систем. Предотвращение образования коллоидных растворов. Условия получения аморфных осадков.
21. Величина навески для гравиметрического анализа в зависимости от структуры ГФ.
22. Назначение операции промывания осадка. Сущность расчета потерь при промывании осадка. Состав промывной жидкости для промывания кристаллических и аморфных осадков.

Вопросы к коллоквиуму 2

Окислительно-восстановительное равновесие

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 и реальных условиях. 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 pH, 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 pH на величину равновесного окислительно-восстановительного потенциала. Примеры увеличения и уменьшения E .
9. Влияние комплексообразования и осаждения компонентов редокс-пары на величину равновесного окислительно-восстановительного потенциала и его значение в аналитической химии.
10. Подходы к расчету равновесных концентраций участников ОВР.

Окислительно-восстановительное титрование (редоксиметрия).

11. Классификация методов по типу титрантов.
12. Как готовят рабочие растворы в перманганатометрии, иодометрии? Какие вещества используют в качестве первичных стандартов?
13. С чем связаны погрешности несоблюдения условий хранения и применения в титриметрии рабочих растворов перманганата, иода, тиосульфата?
14. Какие типы индикаторов используют в методах редоксиметрии? Объясните интервал перехода редокс-индикаторов и принципы вычисления индикаторной погрешности.
15. Какие факторы влияют на скорость реакций в редоксиметрии? Приведите пример каталитических и индуцированных реакций. Как «борются с индуцированными реакциями в перманганатометрии»?
16. Как отличаются методы кислотности среды в методах перманганатометрии, иодометрии, дихроматометрии, броматометрии по выбору кислотности среды?
17. Какие приемы титрования используют при определении неорганических окислителей, восстановителей, органических веществ в перманганатометрии, иодометрии, дихроматометрии, броматометрии. Приведите примеры определений методами редоксиметрии веществ, не участвующих в окислительно-восстановительных процессах.
18. Предварительное окисление-восстановление определяемых веществ и требования к реагентам для этих целей. Примеры.

Комплексонометрическое титрование

19. Аминополикарбоновые кислоты и их роль в титриметрии. Хелатный эффект. Скорость реакций комплексообразования.
20. Рабочий раствор ЭДТА (трилона Б, комплексона III), условия проведения реакций титрования. Условная константа образования комплексов.

21. Особенности построения кривых титрования в комплексонометрии.
22. Металлохромные индикаторы.
23. Приемы титрования в комплексонометрии. Особенности определения катионов в прямом, обратном, вытеснительном титровании. Возможности определения анионов в косвенном титровании. Примеры определений.

Вопросы к зачету.

Метрологические основы химического анализа.

1. Аналитический сигнал и приемы его увеличения в химических методах обнаружения, в титриметрии и весовом анализе. Основные принципы и способы обеспечения достоверности результатов измерений и определений. Абсолютные (безэталонные) и относительные методы анализа.
2. Основные метрологические характеристики метода, методики анализа: правильность и воспроизводимость (повторяемость), коэффициент чувствительности, предел обнаружения, границы определяемых содержаний.
3. Классификация погрешностей. Грубые, случайные, систематические, абсолютные и относительные.
4. Систематические погрешности. Способы выявления и устранения. Стандартные образцы.
5. Случайные погрешности, их характеристики и способы уменьшения. Закон нормального распределения и t – распределение. Доверительный интервал.
6. Статистическая обработка результатов анализа. Представление результатов.
7. Сравнение дисперсий и средних результатов двух методов анализа, выборки и «константы».
8. Погрешность единичного определения. Закон сложения ошибок для суммы (разности) и произведения (частного).

Вопросы к экзамену.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ ПО АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ (КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ)

1. Сущность объемного анализа. Титрование, титрант. Точка эквивалентности.
2. Закон эквивалентов, как основа объемного анализа. Сформулируйте этот закон. Расчетные формулы, используемые в титриметрическом анализе.
3. Способы выражения концентраций, используемые в объемном анализе.
4. Что такое эквивалент, как вычисляется молярная масса эквивалента различных веществ (кислот, оснований, солей, окислителей и восстановителей)?
5. Определение точной концентрации титранта. Первичный и вторичный стандарт. Требования, предъявляемые к исходным веществам.
6. Методы объемного анализа. Какие реакции лежат в основе каждого метода? Требования к химическим реакциям, лежащим в основе титриметрических методов анализа.
7. Расчеты в объемном анализе. Привести расчетные формулы.
8. Способы титрования. Привести примеры.
9. Краткая характеристика метода нейтрализации: определяемые вещества, реакция, лежащая в основе метода, титранты, исходные вещества, индикаторы.
10. Что называется кривой титрования? Приведите расчет кривой титрования сильной кислоты сильным основанием. Что называется скачком титрования?
11. Кривая титрования слабой кислоты сильным основанием (или наоборот). Сравните кривые титрования для различных случаев титрования. В чем причина их различия?
12. Теория индикаторов (ионная и хромофорная). Механизм действия, интервал перехода индикатора. Выведите формулу.
13. Краткая характеристика методов оксидиметрии. Основные окислители и восстановители. Окислительно-восстановительный потенциал.
14. Кривые титрования red-ox методов. Методы фиксирования точки эквивалентности.
15. Сущность метода перманганатометрии.
16. Сущность метода йодометрии. Объяснить принципиальную разницу между йодометрическим определением окислителей и восстановителей.

17. Условия выполнения йодометрических определений.
18. Сущность метода комплексонометрии.
19. Определение точки эквивалентности в методе комплексонометрии. Металлоиндикаторы.
20. Способы комплексонометрического титрования.
21. Краткая характеристика методов осадительного титрования.
22. Сущность гравиметрического анализа. Процесс осаждения. Требования, предъявляемые к осаждаемой и весовой форме. Оптимальная величина навески.
23. Выбор осадителя. Требования, предъявляемые к осадителю. Количество осадителя.
24. Кристаллизация. Факторы, влияющие на форму и структуры осадка (для кристаллических и аморфных осадков).
25. Созревание кристаллических осадков. Загрязнение осадков и борьба с ним.
26. Оптимальные условия осаждения а) кристаллических осадков, б) аморфных.
27. Фильтрация и промывание осадков. Выбор промывной жидкости.
28. Указать преимущества и недостатки гравиметрического анализа.
29. Вычисления в гравиметрическом анализе.
30. Классификация физико-химических методов анализа.
31. Фотометрический метод анализа. Основной закон фотометрии. Физический смысл молярного коэффициента погашения. ϵ .
32. Отклонения от закона Бугера-Ламберта-Бера.
33. Выбор условий фотометрирования.
34. Типы фотоэлементов, используемых в фотоколориметрии. Фотоколориметры (привести принципиальную оптическую схему).
35. Характеристика методов определения веществ, используемых в фотометрии.
36. Краткая характеристика нефелометрического, турбидиметрического методов анализа и спектрофотометрии.
37. Люминесцентный метод анализа. Тушение люминесценции.
38. Электрохимические методы анализа. Классификация. Сущность потенциометрического метода.
39. Методы потенциометрического определения веществ. Требования к реакциям, используемым для потенциометрических титрований.
40. Характеристика электродов, используемых в потенциометрии: а) электроды сравнения б) индикаторные электроды.
41. Методы измерения ЭДС электронной пары. Привести принципиальную схему прибора для измерения потенциала компенсационным методом.
42. Гальваническая цепь (представить схему гальванической цепи). Цепи, наиболее часто используемые в анализе.
43. Хроматографический метод анализа. Характеристика метода. Виды хроматографии.
44. Адсорбционная хроматография, способы выполнения (фронтальный, вытеснительный, элюентный).
45. Ионообменная хроматография. Понятие о сорбционных рядах. Иониты (минеральные и органические).
46. Осадочная хроматография.
47. Распределительная хроматография. Бумажная хроматография как один из способов распределительной хроматографии.
48. Гель-проникающая (молекулярно-ситовая хроматография).
49. Отбор пробы, подготовка образца к анализу.

Вопросы для подготовки к экзамену по аналитической химии
(КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ)

1. Предмет, задачи, методы аналитической химии.
2. Аналитическая реакция, требования, предъявляемые к аналитической реакции. Способы выполнения аналитических реакций (сухой и мокрый).
3. Классификация методов качественного анализа по количеству определяемого вещества.

4. Дробный и систематический анализ. Преимущества и недостатки.
5. Различные системы анализа катионов и анионов. Их связь с периодической системой Д.И. Менделеева.
6. Специфические, селективные и групповые реакции ионов. Групповые реагенты.
7. Условия выполнения аналитических реакций. Чувствительность аналитических реакций. Взаимосвязь между показателями чувствительности.
8. Применение закона действия масс к обратимым реакциям. Привести примеры.
9. Константы равновесия для различных типов реакций. Их смысл.
10. Общие и ступенчатые константы равновесия. Общие константы реакций с совмещенными равновесиями (приведенные константы равновесия).
11. Определение направления химических реакций по значению общей константы равновесия. Условные константы равновесия. Определение применимости реакций для целей анализа.
12. Причины отклонения от закона действия масс в водных растворах электролитов. Термодинамическая константа равновесия.
13. Равновесие в гомогенной системе. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
14. Константы ионизации слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда.
15. Смещение ионных равновесий. Действие одноименного иона.
16. Основные положения теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля.
17. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора. Зависимость коэффициента активности от ионной силы раствора.
18. Ионизация воды. Водородный показатель pH.
19. Вычисление pH растворов сильных и слабых кислот и оснований, многоосновных кислот, смеси сильных и слабых кислот, двух слабых протолитов.
20. Буферные системы. Кислотные и основные буферные системы. Механизм буферного действия.
21. Понятие о буферной ёмкости.
22. Вычисление pH буферных растворов.
23. Гидролиз. Значение гидролиза в качественном анализе.
24. Способы усиления и подавления гидролиза, мешающего проведению анализа.
25. Расчет pH растворов гидролизующихся солей.
26. Равновесные состояния в растворах амфолитов. Кислотно-амфотерные и щелочно-амфотерные соединения.
27. Понятие о комплексных соединениях.
28. Применение неорганических комплексов в химическом анализе.
29. Виды неорганических комплексов, имеющие наибольшее аналитические значения.
30. Применение органических реагентов в аналитической химии.
31. Реакции окисления-восстановления. Окислительно-восстановительный потенциал.
32. Направления протекания окислительно-восстановительной реакции. Влияние различных факторов на протекание редокс-реакций.
33. Применение реакции окисления-восстановления в химическом анализе.
34. Гетерогенные процессы и межфазное равновесие. Произведение растворимости. Значение ПР в химическом анализе.
35. Влияние одноименных и других ионов на растворимость электролитов. Солевой эффект
36. Дробное осаждение.
37. Образование и растворение осадков.
38. Превращение одних малорастворимых электролитов в другие.
39. Понятие о коллоидном растворе, строение мицеллы
40. Закономерности адсорбции.
41. Соосаждение в химическом анализе. Виды соосаждения. Методы устранения соосаждения.
42. Подготовка образца к анализу. Химический анализ сухого вещества.
43. Концентрирование веществ в химическом анализе. Химические методы (соосаждение и отгонка).
44. Концентрирование веществ в химическом анализе. Физико-химические методы (экстракция и ионный обмен).
45. Иониты. Строение и свойства.
46. Методы маскирования.

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (модуля)

8.1. Основная 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 гравиметрические 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. – М.: 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. 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.

8.2. Дополнительная литература

10. Скут, Д. Основы аналитической химии. Т. 1. / Д. Скут, Д. Уэст; пер. с англ. – М.: Мир, 1979. – 480 с.
11. Лайтинен, Г.А., Харрис, В.Е. Химический анализ. 2-е изд., пере-раб. - М.: Химия, 1979. – 624 с.
12. 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.
13. Кунце, У., Шведт, Г. Основы качественного и количественного анализа. – М.: Мир, 1997. – 424 с.
14. Алексеев, В.Н. Курс качественного химического полумикроанализа. – М.: Химия, 1973. – 584 с.
15. Пиккеринг, У.Ф. Современная аналитическая химия. - М.: Химия, 1977. – 558 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.

8.3. Программное обеспечение и Интернет-ресурсы

20. ЭУМК «Аналитическая химия» (Халфина П.Д., Шрайбман Г.Н., Булгакова О.Н., Якубик Д.Г.). Кемерово, КемГУ, 2009. (497 с.)

http://chemanalytica.com/book/novyy_spravochnik_khimika_i_tekhnologa/02_analiticheskaya_khimiya_chast_I/4710 - Раздел 5. Химические методы количественного анализа

8.4. Учебно-методические руководства и сборники

21. Качественный химический анализ катионов и анионов кислотного-основным методом. Тирасполь: ПГУ, 2011.
22. Сборник задач и упражнений по аналитической химии для индивидуальной работы студентов. Тирасполь: ПГУ, 2011.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

- 1) аудитория лекционная с мультимедийными средствами для презентации лекционного материала;
- 2) учебная лаборатория с необходимым оборудованием, химической посудой и реактивами, с наглядными пособиями в виде таблиц для проведения лабораторных занятий;
- 3) комплект учебно-методической литературы и справочной литературы для обеспечения самостоятельной работы студентов.

10. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины:

Рабочая программа составлена с учетом Федерального Государственного образовательного стандарта профессионального образования **по специальности 04.05.01. – "Фундаментальная и прикладная химия"**, утвержденного **приказом № 1174 от 12.09.2016г Министерством образования и науки РФ**.

11. Технологическая карта дисциплины

Курс II группа 206 семестр 3.4 на 2016-2017 учебный год

Преподаватель – лектор Шульман А.И., ст. преподаватель

Преподаватель, ведущие практические занятия Шульман А.И., ст. преподаватель

Кафедра химии и МПХ

Семестр	Количество часов						Форма итогового контроля
	Трудоем- кость, з.е./часы	В том числе					
		Аудиторных				Самост. работы	
		Всего	Лекций	Лаб. раб.	Практич. занятия		
III	10 з.е. / 360	166	66	100	-	158	Зачет, экзамен
IV	7 з.е. / 252	168	68	100	-	48	Зачет, Экзамен, курсовая работа
Итого:	17 з.е. / 612	334	134	200	-	206	72

В соответствии с рекомендованной типовой программой модули внутри дисциплины не запланированы. **Модульно-рейтинговая система не используется.** Студентам на практическом и лабораторном занятии выдаются методические материалы, контрольные вопросы и домашние задания по теме следующего практического занятия, рекомендуются источники для самостоятельного изучения, а на следующем занятии осуществляется закрепление полученных знаний, решение конкретных исследовательских задач, разъяснение не полностью усвоенного ма-

териала.

Дополнительные требования для студентов, отсутствующих на занятиях по уважительной причине: устное собеседование с преподавателем по проблемам пропущенных практических занятий, обязательное выполнение внеаудиторных контрольных и письменных работ.

Составитель:



(Шульман А.И., ст. преподаватель),

Зав. кафедрой химии и МПХ



(Щука Т.В., доцент).