



Московский государственный
университет им. М.В. Ломоносова

Химический факультет

Кафедра аналитической химии

Т.В. Поленова, Т.Н. Шеховцова, И.И. Торочешникова

**Методические указания
к курсу аналитической химии**

для студентов 2 курса химического факультета МГУ

Москва 2006

Настоящее пособие составлено в соответствии с программой дисциплины «Аналитическая химия» для химических факультетов государственных университетов и календарным планом учебных занятий по аналитической химии (лекции, семинары, практические занятия, коллоквиумы, контрольные работы) студентов II курса химического факультета Московского государственного университета им. М.В. Ломоносова.

Пособие предназначено для ознакомления студентов с программой и структурой курса аналитической химии.

В разделах I и II приведены сведения, относящиеся к изучению химических методов анализа (I семестр) и инструментальных методов анализа (II семестр). Каждый раздел содержит соответственно:

- план учебных занятий;
- темы лекций, семинаров, коллоквиумов, контрольных работ, домашних заданий и практических занятий;
- программы коллоквиумов;
- список рекомендуемой литературы;
- типовые задачи для подготовки к рубежным контрольным работам;
- перечень позиций и баллов для рейтинговой оценки знаний студентов.

Кроме того, в I разделе приведены пояснения к выполнению и сдаче зачетной задачи. Во II разделе приведены требования, предъявляемые к курсовой работе по аналитической химии, даны указания к ее выполнению и оформлению, а также вопросы к итоговому экзамену.

Все замечания и пожелания студентов и коллег-преподавателей по данному пособию будут приняты авторами с глубокой благодарностью.

I семестр

Химические методы анализа

I семестр включает 13 лекций, 11 семинаров, 3 коллоквиума, 3 рубежные контрольные работы и 30 практических занятий для общего потока, 16 - для специализированных групп 210-212.

Лекции

1. Аналитическая химия, ее задачи и методы. Виды анализа. Этапы анализа.
- 2, 3. Титриметрические методы анализа. Кислотно-основное равновесие. Кислотно-основное титрование.
- 4, 5. Комплексные соединения в аналитической химии. Органические реагенты. Комплексометрическое титрование.
- 6, 7. Равновесие в окислительно-восстановительных системах. Окислительно-восстановительное титрование. Скорость реакций в аналитической химии.
- 8, 9. Равновесие в системе осадок - раствор. Образование осадков. Виды загрязнений осадков. Гравиметрические методы анализа.
10. Методы разделения и концентрирования. Осаждение и экстракция.
11. Пробоотбор и пробоподготовка.
- 12, 13. Метрологические основы аналитической химии.

Темы семинарских занятий

- 1, 2. Равновесие в гомогенных системах. Кислотно-основное равновесие.
- 3, 4. Кислотно-основное титрование.
- 5, 6. Комплексные соединения. Органические реагенты. Комплексометрическое титрование.
- 7, 8. Равновесие в окислительно-восстановительных системах. Окислительно-восстановительное титрование.
- 9, 10. Равновесие в системе осадок - раствор. Гравиметрический анализ.
11. Методы разделения и концентрирования: осаждение и экстракция.

Коллоквиумы

- I. Равновесие в гомогенных системах. Кислотно-основное равновесие. Кислотно-основное титрование.
- II. Равновесия реакций комплексообразования и окисления-восстановления. Органические реагенты. Комплексометрическое и окислительно-восстановительное титрование.

I семестр включает 13 лекций, 11 семинаров, 3 коллоквиума, 3 рубежные контрольные работы и 30 практических занятий для общего потока, 16 - для специализированных групп 210-212.

Лекции

1. Аналитическая химия, ее задачи и методы. Виды анализа. Этапы анализа.
- 2, 3. Титриметрические методы анализа. Кислотно-основное равновесие. Кислотно-основное титрование.
- 4, 5. Комплексные соединения в аналитической химии. Органические реагенты. Комплексонометрическое титрование.
- 6, 7. Равновесие в окислительно-восстановительных системах. Окислительно-восстановительное титрование. Скорость реакций в аналитической химии.
- 8, 9. Равновесие в системе осадок - раствор. Образование осадков. Виды загрязнений осадков. Гравиметрические методы анализа.
10. Методы разделения и концентрирования. Осаждение и экстракция.
11. Пробоотбор и пробоподготовка.
- 12, 13. Метрологические основы аналитической химии.

Темы семинарских занятий

- 1, 2. Равновесие в гомогенных системах. Кислотно-основное равновесие.
- 3, 4. Кислотно-основное титрование.
- 5, 6. Комплексные соединения. Органические реагенты. Комплексонометрическое титрование.
- 7, 8. Равновесие в окислительно-восстановительных системах. Окислительно-восстановительное титрование.
- 9, 10. Равновесие в системе осадок - раствор. Гравиметрический анализ.
11. Методы разделения и концентрирования: осаждение и экстракция.

Коллоквиумы

- I. Равновесие в гомогенных системах. Кислотно-основное равновесие. Кислотно-основное титрование.
- II. Равновесия реакций комплексообразования и окисления-восстановления. Органические реагенты. Комплексонометрическое и окислительно-восстановительное титрование.

III. Равновесие в системе осадок - раствор. Гравиметрический метод. Методы разделения и концентрирования: осаждение и экстракция. Пробоотбор и пробоподготовка.

Рубежные контрольные работы

- I. Равновесие в гомогенных системах. Кислотно-основное равновесие. Кислотно-основное титрование.
- II. Равновесия реакций комплексообразования и окисления-восстановления. Комплексонометрическое и окислительно-восстановительное титрование.
- III. Равновесие в системе осадок - раствор. Гравиметрический анализ. Методы разделения и концентрирования: осаждение и экстракция.

Домашние задания

- ◆ Построение распределительной и концентрационно-логарифмической диаграмм для раствора многоосновной кислоты или основания.
Рекомендации к построению диаграмм приведены в пособии: Е.Н. Дорохова, Г.В. Прохорова. Задачи и вопросы по аналитической химии. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1997, с. 146-151 и 158-163 или М.: Мир, 2001, с.208-216 и 226-233.
- ◆ Построение кривой титрования слабой кислоты сильным основанием (или наоборот), выбор индикатора, расчет погрешности титрования.
Рекомендации к построению кривых титрования приведены в пособии: Е.Н. Дорохова, Г.В. Прохорова. Задачи и вопросы по аналитической химии. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1997, с. 86-100 или М.: Мир, 2001, с.128-150.
- ◆ Составление схемы разделения и качественного анализа смеси катионов и анионов (~ 15 ионов) на основе кислотно-щелочного метода разделения.

Практические занятия

Кислотно-основное титрование. Приготовление первичного стандартного раствора карбоната натрия. Приготовление вторичных стандартных растворов соляной кислоты и гидроксида натрия и их стандартизация. *Определение соляной кислоты.* Определение солей аммония.

Основной поток - 4 занятия, группы 210-212 - 2 занятия.

Комплексонометрическое титрование. Определение железа.

Задача по выбору: определение при совместном присутствии в растворе кальция и магния; железа и алюминия; цинка и меди.

Основной поток - 2 занятия, группы 210-212 - 1 занятие.

Окислительно-восстановительное титрование. Приготовление первичных и вторичных стандартных растворов: бихромата калия и оксалата натрия; тиосульфата натрия и перманганата калия. Стандартизация растворов тиосульфата натрия и перманганата калия. *Бихроматометрическое* и перманганатометрическое *определение железа. Иодометрическое определение меди (тестовая задача).*

Основной поток - 4 занятия, группы 210-212 - 2 занятия.

Гравиметрический анализ. *Определение бария или сульфат-иона.*

Основной поток - 3 занятия, группы 210-212 - 2 занятия.

Внимание! Группы 210-212 выполняют задачи, выделенные курсивом.

Методы обнаружения и разделения катионов и анионов.

Выполнение реакций в растворах: комплексообразования, окисления-восстановления, осаждения, окрашивания пламени, люминесцентных, микрокристал-лоскопических и т.д. Разделение смеси катионов методом бумажной хроматографии. Анализ смеси сухих солей.

Основной поток - 7 занятий, группы 210-212 - 4 занятия.

Зачетная задача. Качественный и количественный анализ природного или промышленного объекта.

Основной поток - 10 занятий, группы 210-212 - 5 занятий.

Сдача зачетной задачи - 1 занятие.

Программы коллоквиумов

I коллоквиум. **Равновесие в гомогенных системах. Кислотно-основное равновесие. Кислотно-основное титрование.**

Константы равновесия реакций и процессов. Ионное состояние вещества в идеальных и реальных системах. Структура растворителей и раствора. Сольватация, ионизация, диссоциация. Поведение электролитов и неэлектролитов в растворах. Теория Дебая-Хюккеля. Термодинамическая константа равновесия. Активность и коэффициент активности. Концентрационные константы. Общая и равновесная концентрации. Условные константы.

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

Кислотно-основное равновесие в многокомпонентных системах. Буферные растворы и их свойства. Буферная емкость. Вычисление рН

растворов одно- и многоосновных кислот и оснований, смесей кислот и оснований. Графическое описание кислотно-основного равновесия (распределительные и концентрационно-логарифмические диаграммы).

Титриметрические методы. Классификация. Требования, предъявляемые к реакции в титриметрическом анализе. Прямое, обратное и косвенное титрование. Способы выражения концентраций растворов в титриметрии. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Первичные стандартные растворы, требования к ним. Фиксаналы. Вторичные стандартные растворы. Виды кривых титрования. Скачок титрования. Точка эквивалентности и конечная точка титрования.

Кислотно-основное титрование. Построение кривых титрования. Влияние величин 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.

Практическое применение. Первичные стандартные растворы 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 солей аммония и азота по методу Кьельдаля. Определение нитратов и нитритов.

II коллоквиум. Равновесия реакций комплексообразования и окисления-восстановления. Комплексометрическое и окислительно-восстановительное титрование.

Комплексообразование. Основные признаки комплексных соединений. Координационное число. Дентатность. Классификация комплексных соединений по характеру взаимодействия металл-лиганд, по однородности лиганда и комплексообразователя: внутрисферные и внешнесферные, однороднолигандные и смешаннолигандные, полиядерные комплексы. Хелаты, внутрикомплексные соединения. Свойства комплексных соединений, имеющие аналитическое значение: устойчивость, растворимость, окраска, летучесть.

Ступенчатое комплексообразование. Количественные характеристики реакций образования комплексных соединений: константы устойчивости (ступенчатые и общие), функция и степень образования. Скорость реакций комплексообразования. Факторы, влияющие на устойчивость комплексов. Хелатный эффект.

Органические реагенты. Функционально-аналитические группы. Влияние структуры органических реагентов на их свойства. Роль различных функциональных групп. Теория аналогий взаимодействия ионов металлов с неорганическими и органическими реагентами. Важнейшие органические реагенты, применяемые в анализе.

Аналитически важные свойства комплексных соединений. Влияние комплексообразования на кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений, растворимость, стабилизацию различных степеней окисления элементов. Возможности использования комплексных соединений в различных методах анализа.

Окислительно-восстановительные реакции. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Стандартный и формальный потенциалы. Влияние электростатических и химических взаимодействий на потенциал: ионной силы, рН, образования комплексных и малорастворимых соединений. Константы равновесия и направление окислительно-восстановительного процесса. Факторы, влияющие на направление окислительно-восстановительных реакций. Понятие о смешанном потенциале. Механизмы окислительно-восстановительных реакций. Основные окислители и восстановители, применяемые в анализе.

Комплексометрическое титрование. Неорганические и органические титранты в комплексометрии. Использование аминополикарбоновых кислот в комплексометрии. Построение кривых титрования. Металлохромные индикаторы и требования, предъявляемые к ним. Важнейшие универсальные и специфические металлохромные индикаторы. Прямое, обратное, вытеснительное и косвенное титрование. Селективность титрования и способы ее повышения. Погрешность титрования.

Практическое применение. Определение кальция, магния, железа, алюминия, меди, цинка в растворах чистых солей и при совместном присутствии. Определение анионов.

Окислительно-восстановительное титрование. Построение кривых титрования. Факторы, влияющие на характер кривых титрования: концентрация ионов водорода, комплексообразование, ионная сила. Способы определения конечной точки титрования. Индикаторы. Погрешность титрования. Методы окислительно-восстановительного титрования.

Перманганатометрия. Определение железа(II), марганца(II), оксала-тов, пероксида водорода, нитритов.

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.

Бихроматометрия. Определение железа(II), урана(IV).

Броматометрия, цериметрия, ванадатометрия, титанометрия, хромометрия. Первичные и вторичные стандарты. Индикаторы. Определение неорганических и органических соединений.

Скорость реакций в химическом анализе. Быстрые и медленные реакции. Элементарные стадии реакции. Скоростопределяющая стадия. Кинетические уравнения. Молекулярность и порядок реакций. Факторы, влияющие на скорость реакций. 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.

III коллоквиум. Равновесие в системе осадок - раствор. Гравиметрический метод. Методы разделения и концентрирования: осаждение и экстракция. Пробоотбор и пробоподготовка.

Равновесие в системе осадок - раствор. Произведение растворимости. Правило произведения растворимости. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость: температура, ионная сила, одноименный ион, конкурирующие реакции, структура и размер частиц.

Гравиметрический метод. Сущность гравиметрического анализа, преимущества и недостатки. Требования к осаждаемой и гравиметрической формам. Образование осадка. Образование и свойства коллоидных частиц. Кристаллические и аморфные осадки. Зависимость структуры осадка от его индивидуальных свойств (растворимости, полярности молекул) и условий осаждения (концентрации осаждаемого иона и осадителя, солевого состава раствора и pH, температуры). Зависимость формы осадка от скорости образования первичных частиц, их роста. Условия получения кристаллических и аморфных осадков. Гомогенное осаждение. Старение осадка. Причины загрязнения осадка (совместное осаждение, соосаждение, последующее осаждение). Классификация различных видов соосаждения (адсорбция, окклюзия, изоморфизм и др.). Способы уменьшения соосаждения. Положительное и отрицательное значения явления соосаждения в анализе. Погрешности в гравиметрическом анализе. Изменения состава осадка при высушивании и прокаливании.

Практическое применение. Прямые и косвенные методы определения. Важнейшие органические и неорганические осадители. Определение железа, алюминия, кальция, магния, никеля, кобальта,

цинка. Определение серы, фосфора, кремния и хлора в органических и неорганических соединениях.

Методы разделения и концентрирования. Роль в химическом анализе, выбор и оценка. Сочетание методов разделения и концентрирования с методами определения; гибридные методы. Разделение сопоставимых количеств элементов и отделение малых количеств от больших. Одноступенчатые и многоступенчатые процессы разделения. Константы распределения. Коэффициент распределения. Степень извлечения. Фактор разделения. Коэффициент концентрирования.

Осаждение. Применение неорганических и органических реагентов для осаждения. Способы разделения путем варьирования рН, образования комплексных соединений и применения окислительно-восстановительных реакций. Групповые реагенты и предъявляемые к ним требования. Характеристики малорастворимых соединений, наиболее часто используемых в анализе. Концентрирование микроэлементов соосаждением с неорганическими и органическими коллекторами.

Экстракция. Теоретические основы. Закон распределения. Классификация экстракционных процессов. Скорость экстракции. Типы экстракционных систем. Условия экстракции неорганических и органических соединений. Реэкстракция. Природа и характеристика экстрагентов.

Разделение элементов методом экстракции. Основные органические реагенты, используемые для разделения элементов методом экстракции. Селективное разделение элементов методом подбора органических растворителей, изменения рН водной фазы, маскирования и демаскирования. Приборы для экстракции.

Пробоотбор и пробоподготовка. Представительность пробы; проба и объект анализа; проба и метод 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 переведения 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 соединений. Способы устранения и учета загрязнений и потерь компонентов при пробоподготовке.

Литература

Основная

1. Основы аналитической химии. В двух книгах /под ред. Ю.А. Золотова/. М.: Высш. шк., 2004. 361, 503 с.
2. Скуг Д., Уэст Д. Основы аналитической химии. Т.1 и 2. М.: Мир, 1979. 480, 438 с.
3. Васильев В.П. Аналитическая химия. В двух частях. М.: Высш. шк., 1989. 320, 384 с.
4. Основы аналитической химии. Практическое руководство /под ред. Ю.А. Золотова/. М.: Высш.шк., 2001. 463 с.
5. Основы аналитической химии. Задачи и упражнения /под ред. Ю.А. Золотова/. М.: Высш. шк., 2002.
6. Дорохова Е.Н., Прохорова Г.В. Задачи и вопросы по аналитической химии. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1997. 189 с. или М.: Мир, 2001. 267 с.
7. Белявская Т.А. Практическое руководство по гравиметрии и титриметрии. М.: Ньюдиамед, 1996. 163 с.
8. Методы обнаружения и разделения элементов /под ред. И.П. Алимарина/. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1984. 206 с.
9. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. М.: Химия, 1989. 446 с.

Дополнительная

1. Петерс Д., Хайес Дж., Хифтье Г. Химическое разделение и измерение. Теория и практика аналитической химии. В двух книгах. М: Химия, 1978. 477, 338 с.
2. Лайтинен Г.А., Харрис В.Е. Химический анализ. М.: Химия, 1979. 624 с.
3. Батлер Дж.Н. Ионные равновесия. М.: Химия, 1973. 446 с.
4. Мейтис Л. Введение в курс химического равновесия и кинетики. М.: Мир, 1984. 480 с.
5. Янсон Э.Ю. Теоретические основы аналитической химии. Учебное пособие. М.: Высш. шк., 1987. 261 с.
6. Фритц Дж., Шенк Г. Количественный анализ. М.: Мир, 1978. 557 с.
7. Кунце У., Шведт Г. Основы качественного и количественного анализа. М.: Мир, 1997. 424 с.
8. Гуляницкий А. Реакции кислот и оснований в аналитической химии. М.: Мир, 1975. 239 с.
9. Хольцбехер З., Дивиш Л., Крал М., Шуха Л., Влачил Ф. Органические реагенты в неорганическом анализе. М.: Мир, 1979. 752 с.

Типовые задачи для подготовки к рубежным контрольным работам

Химическое равновесие

1. Рассчитайте активности ионов калия и сульфата в 0,0200 М растворе сульфата калия.
2. Термодинамическая константа диссоциации азотистой кислоты равна $6,2 \cdot 10^{-4}$. Рассчитайте реальную константу диссоциации кислоты в растворе с ионной силой 0,10.
3. Рассчитайте равновесную концентрацию сульфит-иона в 0,0500 М растворе сульфита калия при pH 7,00.
Для H_2SO_3 : $K_{a,1} = 1,4 \cdot 10^{-2}$, $K_{a,2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$
4. При каком pH равновесная концентрация карбонат-иона в 0,0100 М растворе карбоната натрия равна 0,0080 М?
Для H_2CO_3 : $K_{a,1} = 4,5 \cdot 10^{-7}$, $K_{a,2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$
5. Рассчитайте общую концентрацию оксалата натрия, обеспечивающую равновесную концентрацию оксалат-иона $2 \cdot 10^{-3}$ М при pH 3,00.
Для $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$: $K_{a,1} = 5,6 \cdot 10^{-2}$, $K_{a,2} = 5,4 \cdot 10^{-5}$
6. Рассчитайте долю хрома в виде $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, если в водном растворе бихромата калия сосуществуют следующие формы:
 $[\text{CrO}_4^{2-}] = 2,0 \cdot 10^{-2}$ М, $[\text{HCrO}_4^-] = 5,0 \cdot 10^{-2}$ М, $[\text{H}_2\text{CrO}_4] = 5,0 \cdot 10^{-2}$ М,
 $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 3,6 \cdot 10^{-1}$ М, $[\text{HCr}_2\text{O}_7^-] = 8,0 \cdot 10^{-2}$ М.

Кислотно-основное равновесие и кислотно-основное титрование

1. Рассчитайте pH раствора, полученного смешением 20,0 мл 0,0500 М HCl и 20,0 мл раствора, в котором $[\text{HCO}_3^-] = 0,1000$ моль/л.
Для H_2CO_3 : $K_{a,1} = 4,5 \cdot 10^{-7}$, $K_{a,2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$.
2. Каков состав карбонатного буфера, способного обеспечить постоянство pH = $10,00 \pm 0,05$ при добавлении к 200,0 мл его 0,0050 моль сильного основания или кислоты? Для H_2CO_3 : $K_{a,1} = 4,5 \cdot 10^{-7}$, $K_{a,2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$.
3. Сколько граммов твердого формиата натрия следует добавить к 0,200 л безводной муравьиной кислоты ($pK_{SH} = 6,7$), чтобы pH полученного раствора составил 5,0? Ионную силу не учитывать.
4. Вычислить интервал изменения pH буферного раствора 0,4000 М по NaHCO_3 и 0,5000 М по Na_2CO_3 , если к 100,0 мл его добавить:
а) 10,00 ммоль HCl; б) 40,00 ммоль NaOH.
Для H_2CO_3 : $K_{a,1} = 4,5 \cdot 10^{-7}$, $K_{a,2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$.
5. Напишите уравнение кислотно-основного равновесия для пиридина $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ в ледяной уксусной кислоте. Рассчитайте pH 0,0100 М раствора, приняв $\gamma_{\pm} = 1$. Для $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$: $K_b = 7,9 \cdot 10^{-7}$, для CH_3COOH : $K_{SH} = 3,5 \cdot 10^{-5}$.

6. Рассчитайте pH 1,000 М раствора мочевины. $K_b = 1,5 \cdot 10^{-14}$
7. Навеску 0,1285 г Na_2CO_3 растворили в воде, добавив 25,00 мл 0,2034 М раствора HCl , избыток кислоты оттитровали 23,42 мл 0,1256 М раствора NaOH . Найти массовую долю примесей в соде. Мол.масса Na_2CO_3 - 106,0.
8. На титрование раствора NaOH , содержащего 4% Na_2CO_3 , в присутствии метилового оранжевого (pT=4,0) израсходовали 25,00 мл стандартного раствора HCl . Какой объем титранта пойдет на титрование этого же раствора NaOH в присутствии фенолфталеина (pT=9,0)? Для H_2CO_3 : $K_{a,1} = 4,5 \cdot 10^{-7}$, $K_{a,2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$.
9. При титровании 0,0100 М раствора HCl 0,0100 М NaOH использовали индикаторы фенолфталеин (pT=9,0) и метиловый оранжевый (pT=4,0). Покажите расчетами, какой из индикаторов использовать целесообразнее.
10. Какой индикатор даст возможность оттитровать 0,1000 М раствор NH_3 0,1000 М раствором HCl с меньшей погрешностью: метиловый оранжевый (pT=4,0) или метиловый красный (pT=5,0)? Подтвердите расчетами индикаторных погрешностей. Для NH_3 : $K_b = 1,76 \cdot 10^{-5}$
11. Титруют 0,1000 М раствор $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 0,2000 М раствором HCl . Рассчитайте: а) величину скачка титрования, если относительная погрешность измерения объема составляет $\pm 0,1\%$; б) индикаторную погрешность с бромтимоловым синим (pT=7,3). Для H_3BO_3 : $K_a = 7,1 \cdot 10^{-10}$.

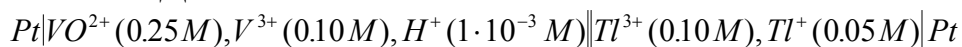
Окислительно-восстановительное равновесие и окислительно-восстановительное титрование

1. Вычислите равновесные концентрации ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , MnO_4^- в растворе, полученном при смешивании 20 мл 0.1 М раствора KMnO_4 и 20 мл 0.1 М раствора FeSO_4 при pH 0.
 $E_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}}^0 = 1.51\text{В}$, $E_{\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}}^0 = 0.77\text{В}$.
2. Рассчитайте константу равновесия реакции между ионами BrO_3^- и Br^- при pH 2.0. Укажите фактор эквивалентности окислителя.
 $E_{\text{BrO}_3^-, \text{H}^+ / \text{Br}_2}^0 = 1.52\text{В}$, $E_{\text{Br}_2 / 2\text{Br}^-}^0 = 1.09\text{В}$.
3. Рассчитайте константу равновесия реакции между ионами IO_3^- и I^- в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен -0.30В. При каком значении pH реакция не происходит ($K \leq 1$)?
 $E_{\text{IO}_3^- / \text{I}_2}^0 = 1.17\text{В}$, $E_{\text{I}_2 / 2\text{I}^-}^0 = 0.54\text{В}$.

4. Может ли железо(III) окислить иодид-ион в 1М растворе фторида натрия? Ответ подтвердите расчетами.

$$E_{I_2/I_2I^-}^0 = 0.54V; \quad E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 = 0.77V; \quad \beta_{FeF_6^{3-}} = 1.26 \cdot 10^6.$$

5. Рассчитайте ЭДС ячейки:



и укажите, является ли она гальваническим элементом или электролитической ячейкой. $E_{VO^{2+}/V^{3+}}^0 = 0.36V$, $E_{Ti^{3+}/Ti^+}^0 = 1.25V$.

6. В растворе нужно определить содержание железа (III) и хрома (III). Как это сделать, имея в распоряжении стандартный раствор перманганата калия, серебряный и цинковый редуторы?

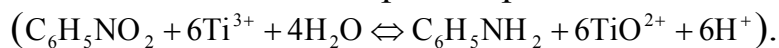
$$E_{AgCl/Ag}^0 = 0.22V, \quad E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0.76V, \quad E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 = 0.77V, \quad E_{Cr^{3+}/Cr^{2+}}^0 = -0.41V.$$

7. Навеску стали 1,0000 г растворили, окислили хром до $Cr_2O_7^{2-}$, прибавили 15.00 мл 0,2500 М соли Мора и её избыток оттитровали, израсходовав 25,00 мл 0,1000 М ($1/5KMnO_4$) раствора перманганата калия. Рассчитайте содержание хрома (%). Мол. масса Cr = 51.99.

8. Вычислите индикаторную погрешность титрования VO^{2+} раствором церия (IV) при pH 0 с фенилантраниловой кислотой в качестве индикатора. Полученный результат сравните с индикаторной погрешностью титрования, когда раствор VO^{2+} прибавляют к раствору церия (IV).

$$E_{VO_2^+/VO^{2+}}^0 = 1.00V, \quad E_{Ce(IV)/Ce(III)}^0 = 1.44V, \quad E_{инд}^0 = 1.09V$$

9. Для определения $C_6H_5NO_2$ к 70.0 мг пробы прибавили 35.00 мл 0.100 М $TiCl_3$



На титрование избытка $TiCl_3$ израсходовали 10.00 мл 0.050 М $FeCl_3$.

Рассчитайте: а) содержание (%) $C_6H_5NO_2$ в пробе, мол. масса 123.0;

б) погрешность титрования $Ti(3+)$ при pH 0.

$$E_{инд}^0 = 0.30V, \quad E_{TiO^{2+}/Ti^{3+}}^0 = 0.10V, \quad E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 = 0.77V$$

Равновесие в растворах комплексных соединений и комплексонометрическое титрование

1. Сколько моль NaF нужно ввести в 100 мл $1 \cdot 10^{-3}$ М раствор $LaCl_3$ при pH 3,0, чтобы понизить концентрацию La^{3+} до $1 \cdot 10^{-6}$ М?
 $lg\beta_{LaF^{2+}} = 3.56$; $K_{HF}^a = 6.8 \cdot 10^{-4}$.
2. Рассчитайте максимальное значение pH, при котором в 0,02 М растворе $Cd(NO_3)_2$ 99% кадмия находится в виде аквакомплекса, а 1% - в виде гидроксокомплекса. $lg\beta_{CdOH^+} = 4,3$.
3. Вычислите условную константу устойчивости для $Ag(CN)_2^-$ в присутствии $3 \cdot 10^{-3}$ М $Na_2S_2O_3$.

$$\beta_{Ag(CN)_2^-} = 7.8 \cdot 10^{19}, \quad \beta_{Ag(S_2O_3)^-} = 6.61 \cdot 10^8, \quad \beta_{Ag(S_2O_3)_2^{3-}} = 2.88 \cdot 10^{13}.$$

- 4 Вычислите ориентировочно интервал перехода окраски металлоиндикатора при комплексонометрическом титровании никеля при pH 5,0. Можно ли применять этот индикатор для титрования 0,01 М раствора никеля 0,01 М раствором ЭДТА? Ответ обоснуйте. $\beta_{\text{NiY}}^y = 10^{12}$.
5. 0,1 М раствор $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ в 0,5 М NH_3 оттитровали 0,1 М раствором ЭДТА. Вычислите условную константу устойчивости комплекса с подходящим индикатором, если известно, что изменение окраски раствора становится заметным при соотношении концентраций комплекса металл-индикатор и несвязанного индикатора 10:1.
 $\beta_{\text{CdY}^{2-}} = 10^{16,6}$, $\alpha_{\text{Y}^{4-}} = 10^{-0,7}$,
 Для $\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$: $k_1 = 3,24 \cdot 10^2$, $k_2 = 91,2$, $k_3 = 20,0$, $k_4 = 6,17$.
6. 0,01 М раствор кальция титруют 0,01 М раствором ЭДТА при pH 10,0 ($\beta_{\text{CaY}^{2-}}^y = 10^{10,2}$). Вычислите β_{CaInd}^y , при pH 10,0, если в точке эквивалентности CaInd и Ind присутствуют в равных концентрациях.
7. Раствор, полученный из навески феррита состава $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{-BaO}$ массой 0,3822 г, пропустили через ионообменную колонку для отделения железа. Полученный раствор нейтрализовали до pH 10,0, добавили к нему 25,00 мл 0,025 М раствора ЭДТА, избыток которого оттитровали 0,0200 М раствором MgCl_2 с индикатором эриохромом черным Т. На титрование израсходовали 20,92 мл титранта. Вычислите массовые доли (%) оксидов в феррите. Мол. массы: Fe – 55,85; Ba – 137,34; O – 15,99.
8. Ионы серебра, содержащиеся в 25,00 мл пробы, превратили в цианидный комплекс, добавив избыток раствора $\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$. На титрование выделившихся ионов никеля израсходовали 43,70 мл 0,0240 М раствора ЭДТА. Напишите уравнения реакций и рассчитайте концентрацию (г/л) серебра в растворе пробы. Мол. масса Ag – 107,86.

Гетерогенное равновесие и гравиметрия

1. В 100 мл 0,01 М HNO_3 растворяется $4,00 \cdot 10^{-5}$ г Hg_2Cl_2 . Рассчитайте концентрацию ртути г/л в насыщенном растворе Hg_2Cl_2 в присутствии 0,001 М HCl . Мол. массы: Hg_2Cl_2 - 472,09; Hg - 200,59.
2. Рассчитайте растворимость CuC_2O_4 в воде и в $1,0 \cdot 10^{-3}$ М $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Изобразите графически зависимость растворимости от концентрации $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ -ионов в координатах pS - $pC(\text{C}_2\text{O}_4)$. Ионной силой, гидролизом ионов и образованием других ионных комплексных форм пренебрегите. $K_s^0 = 2,3 \cdot 10^{-8}$; $\beta\{\text{CuC}_2\text{O}_4\} = 5,0 \cdot 10^6$.
3. Какова общая и молекулярная растворимость оксихинолината железа при pH 4,0 в присутствии 0,01 М избытка реагента? Примите $\gamma = 1$.
 $K_s^0\{\text{Fe}(\text{Ox})_3\} = 3,1 \cdot 10^{-44}$; $K_a\{\text{HOx}\} = 1,5 \cdot 10^{-10}$; $\beta_3 = 8,0 \cdot 10^{34}$.

4. Рассчитайте растворимость Ag_2S в буферном растворе, содержащем 0,100 М KCN и 0,154 М HCN . Влиянием ионной силы пренебрегите. Для цианидных комплексов серебра:
 $\beta_2 = 7,1 \cdot 10^{19}$, $\beta_3 = 3,5 \cdot 10^{20}$, $\beta_4 = 2,6 \cdot 10^{19}$.
 $K_s^0 \{\text{Ag}_2\text{S}\} = 6,3 \cdot 10^{-50}$;
 $K_{a,1} \{\text{H}_2\text{S}\} = 1,0 \cdot 10^{-7}$, $K_{a,2} \{\text{H}_2\text{S}\} = 1,3 \cdot 10^{-13}$, $K_a \{\text{HCN}\} = 6,5 \cdot 10^{-10}$.
5. Осадок ZnS массой 0,1949 г промыли 800 мл 0,001 М HCl , насыщенной H_2S , ($c_{\text{H}_2\text{S}} = 0,1$ М). Рассчитайте потерю цинка при промывании. Ионной силой пренебрегите.
 $K_s^0 \{\text{ZnS}\} = 2,51 \cdot 10^{-22}$; $K_{a1} \{\text{H}_2\text{S}\} = 1,0 \cdot 10^{-7}$; $K_{a2} \{\text{H}_2\text{S}\} = 1,3 \cdot 10^{-13}$;
 $F_{\text{Zn/ZnS}} = 0,6709$; мол. массы: $\text{Zn} - 65,37$, $\text{ZnS} - 97,43$.
6. Можно ли пренебречь молекулярной растворимостью соединения АВ в воде, если его произведение растворимости $K_s^0 = 1 \cdot 10^{-10}$, а константа диссоциации K_a : а) $1 \cdot 10^{-4}$; б) $1 \cdot 10^{-8}$?
7. Во сколько раз изменится растворимость $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в присутствии 0,1 М NH_3 по сравнению с насыщенным водным раствором. Ионной силой пренебречь. $K_s^0 = 1,8 \cdot 10^{-11}$; $K_b \{\text{NH}_3\} = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
8. К раствору, содержащему 0,01753 г NaCl в литре, прибавили равный объем раствора Ag_2SO_4 , полученного десятикратным разбавлением насыщенного раствора. Выпадет ли осадок? Ионной силой пренебречь.
 $K_s^0 \{\text{Ag}_2\text{SO}_4\} = 1,46 \cdot 10^{-5}$; $K_s^0 \{\text{AgCl}\} = 1,8 \cdot 10^{-10}$;
мол. масса $\text{NaCl} - 58,44$.
9. Какова должна быть равновесная концентрация NH_3 , чтобы растворить 0,0035 моль AgCl в 200 мл водного раствора аммиака?
 $K_s^0 \{\text{AgCl}\} = 1,8 \cdot 10^{-10}$; $\beta \{\text{Ag}(\text{NH}_3)^+\} = 2,03 \cdot 10^3$; $\beta \{\text{Ag}(\text{NH}_3)^{2+}\} = 1,62 \cdot 10^7$.

Экстракция

1. Раствор 2-нитрозо-1-нафтола (НЛ) в CHCl_3 неизвестной концентрации встряхнули с равным объемом боратного буферного раствора с рН 8. Концентрация НЛ в водной фазе после достижения равновесия составила $5,67 \cdot 10^{-4}$ М. Растворимость НЛ в воде ($S_{\text{H}_2\text{O}}$) $8,4 \cdot 10^{-4}$ М, а в CHCl_3 (S_{CHCl_3}) - $9,6 \cdot 10^{-2}$ М. Рассчитайте исходную концентрацию НЛ в CHCl_3 , если $\text{p}K_{a, \text{HL}} - 7,24$.
2. Изучено распределение кислоты НА между равными объемами воды и нитробензола. Константа распределения кислоты равна 10^3 , а коэффициент распределения при рН 6 - 10^2 . Рассчитайте константу диссоциации кислоты ($K_{a, \text{НА}}$). Нарисуйте кривую распределения кислоты и укажите интервал рН, в котором константа распределения равна коэффициенту распределения.

3. Какой общий объем растворителя (CHCl_3) необходим для понижения концентрации вещества X до $1 \cdot 10^{-4}$ М, если 25 мл 0,05 М раствора X проэкстрагировали порциями растворителя по 10 мл. Коэффициент распределения X равен 35.
4. Ион Zn^{2+} ($c_{\text{Zn}^{2+}} = 1 \cdot 10^{-4}$ М) экстрагируется на 20% в виде хелата $\text{Zn}(\text{Ox})_2$ при рН 3 с помощью равного объема 0,1 М раствора 8-оксихинолина (Ox) в хлороформе. Рассчитайте рН, при котором в тех же условиях ион цинка будет экстрагироваться на 96%.
5. Ионы Co^{2+} экстрагируются раствором 8-оксихинолина (HOx) в CHCl_3 в виде комплекса $\text{Co}(\text{Ox})_2(\text{HOx})_2$. Напишите уравнение реакции и выражение для константы экстракции. Изобразите зависимость $\lg D - \lg[\text{HOx}]$ при $\text{pH} = \text{const}$. Какую информацию и как можно получить из этой зависимости?

Зачетная задача

Выполнение зачетной задачи по аналитической химии представляет собой качественный и количественный анализ промышленного или природного объекта: сплава, стали, руды, минерала, шлака или шлама. При выполнении количественного анализа студент, как правило, должен определить содержание двух основных компонентов образца, используя гравиметрический метод для определения одного из них и титриметрический метод – для определения другого.

К защите представляется оформленная работа, которая должна содержать следующие разделы.

1. Цель исследования.

2. Качественный анализ объекта:

- ход и результаты качественного анализа, оформленные в виде таблицы;
- вывод о характере анализируемого образца и природе его основных компонентов.

3. Обзор литературы.

В обзоре литературы должны быть приведены гравиметрические и титриметрические методы определения обоих элементов анализируемого образца со ссылками на использованные литературные источники. На основании литературных данных студент должен выбрать конкретные методы и методики, которые целесообразно использовать для количественного анализа образца. Ниже приводится список основной рекомендуемой литературы для составления обзора.

4. Экспериментальная часть:

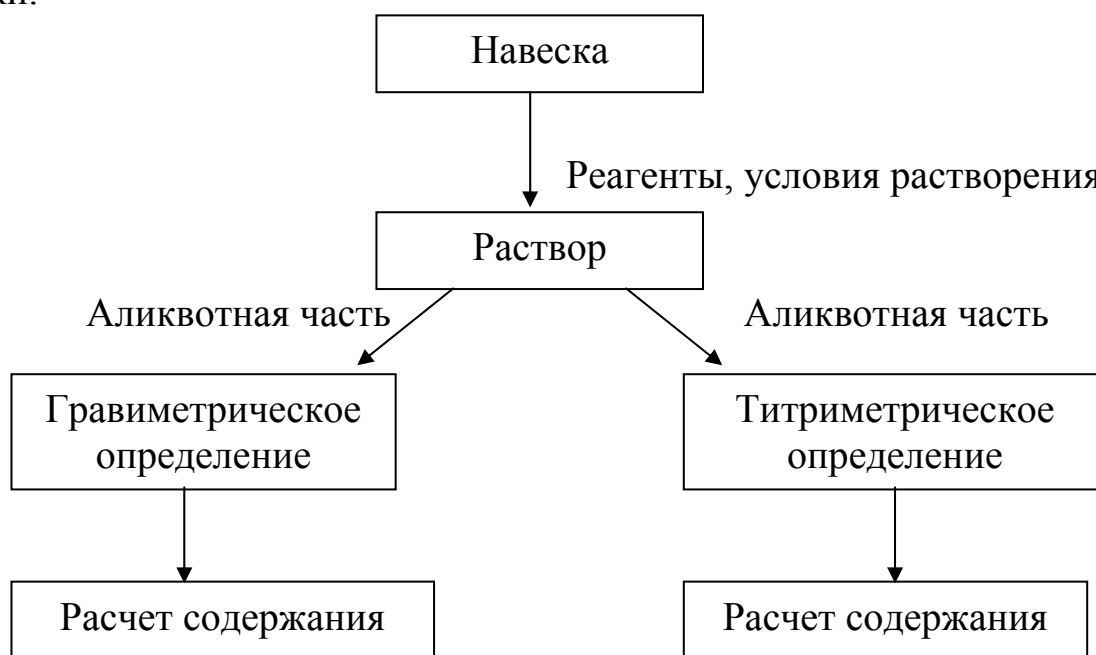
- схема количественного анализа;

- расчет и результаты взвешивания навески образца;
- методика разложения и растворения образца;
- методика гравиметрического определения одного из элементов; результаты взвешивания; расчет содержания определяемого элемента;
- методика титриметрического определения другого элемента; приготовление первичного стандартного раствора и стандартизация вторичного стандартного раствора; результаты титрования; расчет содержания определяемого элемента.

5. **Заключение.** Обобщение результатов анализа.

6. **Список литературы,** который следует оформлять в соответствии с требованиями «Журнала аналитической химии».

Пример схемы количественного анализа при использовании одной навески.



Список рекомендуемой литературы для подготовки к выполнению зачетной задачи

1. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М.: Химия, 1972. 514 с.
2. Бабко А.К., Пятницкий И.В. Количественный анализ. М.: Высшая школа, 1968. 495 с.
3. Кольтгоф И.М., Сендел Е.Б. Количественный анализ. М.-Л.: Госхимиздат, 1948. 824 с.

4. Кольтгоф И.М., Белчер Р., Стенгер В.А., Матсуяма Дж. Объемный анализ. Т. 3. М.: Госхимиздат, 1961. 840 с.
5. Крешков А.П. Основы аналитической химии. Ч.2. М.: Химия, 1976. 480 с.
6. Шарло Г. Методы аналитической химии. Количественный анализ неорганических соединений. Ч. 2. М.: Химия, 1969. 1204 с.
7. Белявская Т.А. Практическое руководство по гравиметрии и титриметрии. М.: Ньюдиамед, 1996. 163 с.
8. Гиллебранд В.Ф., Лендель Г.Э., Брайт Г.А., Гофман Д.И. Практическое руководство по неорганическому анализу. М.: Госхимиздат, 1957 (1960, 1966). 1016 с.
9. Моросанова С.А., Прохорова Г.В., Семеновская Е.Н. Методы анализа природных и промышленных объектов. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1988. 90 с.
10. Моросанова С.А., Прохорова Г.В., Семеновская Е.Н. Анализ объектов. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1978. 100 с.
11. Тарасевич Н.И. Руководство к практикуму по весовому анализу. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1958. 240 с.
12. Фадеева В.И., Иванов В.М.. Методическое руководство по гравиметрическим и титриметрическим методам анализа. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1996. 48 с.
13. Бок Р. Методы разложения в аналитической химии. М.: Химия, 1984. 429 с.
14. Дятлова Н.М., Темкина В.Я., Колпакова И.Д. Комплексоны. М.: Химия, 1970. 416 с.
15. Пилипенко А.Т., Пилипенко Л.А., Зубенко А.И. Органические реагенты в неорганическом анализе. Киев: Наукова Думка, 1994. 336 с.
16. Юрист И.М., Талмуд М.М. Селективное комплексонометрическое титрование. М.: Наука, 1993. 231 с.
17. Алимарин И.П., Фрид Б.Н. Количественный микрохимический анализ минералов и руд. М.: Госхимиздат, 1961. 399 с.
18. Анализ минерального сырья /под ред. Книпович Ю.Н. и Морачевского Ю.В./ Л.: Госхимиздат, 1959. 1055 с.
19. Васильев П.И., Лебова Р.Г., Подвальная Р.Л. и др. Методы химического анализа минерального сырья. Вып.1. М.: Госгеолтехиздат, 1955. 79 с.
20. Дымов А.М. Технический анализ руд и металлов. М.: Metallurgizdat. 1949, 484 с.

21. Дымов А.М. Технический анализ. (Контроль химического состава железных сплавов). Методы определения элементов. М.: Металлургия, 1964. 335 с.
22. Дымов А.М. Технический анализ руд, шлаков и металлов. Лабораторное руководство. М.: Изд-во Ин-та стали, 1960. 43 с.
23. Коростелев П.П. Химический анализ черных металлов. М.: Металлургия, 1979. 272 с.
24. Коростелев П.П. Фотометрический и комплексометрический анализ в металлургии. М.: металлургия, 1984. 272 с.
25. Коростелев П.П. Химический анализ в металлургии. М.: Металлургия, 1988. 383 с.
26. Ляликов Ю.С., Ткаченко Н.С., Скакунов В.И., Добржанский А.В. Анализ железных, марганцевых руд и агломератов. М.: Металлургия, 1966. 311 с.
27. Пономарев А.И. Методы химического анализа минералов и горных пород. Т.1 и 2. М.: Изд-во АН СССР, 1951-1955. Т.1 335с; Т.2 344 с.
28. Пономарев А.И. Методы химического анализа железных, титаномагнетитовых и хромовых руд. М.: Наука, 1966. 406 с.
29. Пономарев А.И. Методы химического анализа силикатных и карбонатных горных пород. М.: Изд-во АН СССР, 1961. 414 с.
30. Сырокомский В.С. Методы анализа железных и марганцевых руд. Свердлов.-М.: Металлургиздат, 1950. 240 с.
31. Файнберг С.Ю., Филиппова Н.А. Анализ руд цветных металлов. М.: Металлургиздат, 1963. 871 с.
32. Пятницкий И.В. Аналитическая химия кобальта. М.: Наука, 1965. 560 с.
33. Пешкова В.М., Савостина В.М. Аналитическая химия никеля. М.: Наука, 1966. 200 с.
34. Тихонов В.Н. Аналитическая химия алюминия. М.: Наука, 1971. 265 с.
35. Мышляева Л.В., Краснощеков В.В. Аналитическая химия кремния. М.: Наука, 1972. 210 с.
36. Тихонов В.Н. Аналитическая химия магнезия. М.: Наука, 1973. 254 с.
37. Лаврухина А.К., Юкина Л.В. Аналитическая химия марганца. М.: Наука, 1974. 219 с.
38. Фрумина Н.С., Кручкова Е.С., Муштакова С.П. Аналитическая химия кальция. М.: Наука, 1974. 250 с.
39. Живописцев В.П., Селезнева Е.А. Аналитическая химия цинка. М.: Наука, 1975. 197 с.
40. Бусев А.И., Симонова Л.Н. Аналитическая химия серы. М.: Наука, 1975. 272 с.

41. Бусев А.И., Иванов В.М., Соколова Т.А. Аналитическая химия вольфрама. М.: Наука, 1976. 240 с.
42. Фрумина Н.С., Горюнова Н.Н., Еременко С.Н. Аналитическая химия бария. М.: Наука, 1977. 198 с.
43. Лаврухина А.К., Юкина Л.В. Аналитическая химия хрома. М.: Наука, 1979. 220 с.
44. Полянский Н.Г. Аналитическая химия элементов. Свинец. М.: Наука, 1986. 356 с.
45. Подчайнова В.И., Симонова Л.Н. Аналитическая химия элементов. Медь. М.: Наука, 1990. 278 с.

Теоретические вопросы для сдачи зачетной задачи

1. Равновесие в системе осадок - раствор.
2. Кислотно-основное равновесие.
3. Равновесие в растворах комплексных соединений.
4. Органические реагенты в химическом анализе.
5. Окислительно-восстановительное равновесие.
6. Значение скорости реакций в аналитической химии.
7. Сущность гравиметрического анализа. Образование кристаллических и аморфных осадков.
8. Виды загрязнений осадков.
9. Кислотно-основное титрование.
10. Окислительно-восстановительное титрование.
11. Комплексометрическое титрование.
12. Кривые титрования. Принципы построения. Подход к выбору индикатора.
13. Отбор и подготовка пробы в химическом анализе.

Рейтинговая оценка

Рейтинговая оценка знаний студентов по аналитической химии в I семестре проводится по следующим позициям.

Позиция	Баллы	Коэффициент	Оценивает
Практические задачи	18		Преподаватель
Тестовая задача	5		Куратор курса
Коллоквиумы	по 12	0.8	Преподаватель
Рубежные контрольные	по 20	0.8	Комиссия
Домашние задания	по 5	0.8	Преподаватель

Зачетная задача	выполнение	5		Преподаватель
	сдача	40	0.8	Комиссия
Сумма баллов за I семестр		179		

Пояснения

- ◆ В оценку практических работ входит: подготовка, выполнение, обработка результатов, оформление. Преподаватель оценивает следующие практические работы:
 - 1) титриметрическое определение HCl - 5 баллов;
 - 2) комплексонометрическое определение ионов двухкомпонентной смеси - 3 балла;
 - 3) гравиметрическое определение бария или сульфата - 5 баллов;
 - 4) качественный анализ смеси сухих солей - 5 баллов.
- ◆ Тестовая задача - иодометрическое определение меди - выдает ее и оценивает результат куратор курса.
- ◆ Оценка выставляется с коэффициентом 0.8 при несвоевременном выполнении студентом календарного плана без уважительной причины.
- ◆ Неявка на рубежные контрольные работы без уважительной причины или списывание во время контрольной работы оцениваются нулевым баллом.
- ◆ Преподаватель вносит сведения в рейтинговую ведомость не позднее, чем через неделю после срока, установленного календарным планом.
- ◆ Для допуска студента к выполнению зачетной задачи ему необходимо выполнить все виды работ, предусмотренные календарным планом, и набрать не менее 54 баллов.
- ◆ Оценка при сдаче зачетной задачи суммируется по следующим позициям:

№	Позиция	Баллы
1	Теоретические основы химических методов анализа - ответ на вопрос билета (время подготовки - 30 мин)	15
2	Ответ на вопрос по обзору литературы по методам определения одного из компонентов анализируемого объекта (без подготовки)	5
3	Беседа по практическому выполнению задачи (без подготовки)	15

4	Оформление работы	5
Максимальное число баллов		40
Минимальное число баллов, необходимое для получения экзамена-автомата		36
Минимальное число баллов, достаточное для получения зачета		16

- ◆ Зачет за I семестр студент может получить при общей сумме баллов не менее 72.